

QUIMICA

2º BACHILLERATO

JUAN XXIII CARTUJA

La única manera de hacer un gran trabajo, es amar lo que haces. Si no lo has encontrado, sigue buscando. No te conformes.

Steve Jobs

***Si el amor es el motor, el intelecto es el encendido
y la química es la chispa.***

Kate McGahan

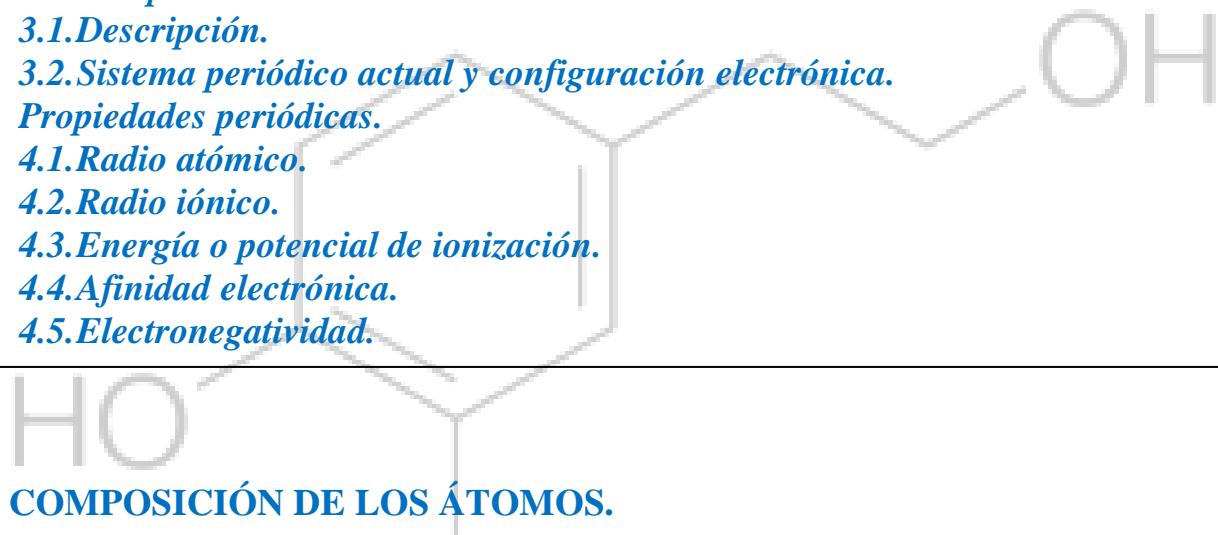
ÍNDICE DE TEMAS

1. *Estructura de la materia.*
2. *Enlace químico.*
3. *Cinética química.*
4. *Equilibrio químico.*
5. *Equilibrios de transferencia de protones (Ácido-base.).*
6. *Reacciones de oxidación-reducción (Redox).*
7. *Química orgánica.*
8. *Anexo 1. Conceptos básicos en Química.*
9. *Anexo 2. Manual de formulación orgánica.*
10. *Anexo 3. Manual de formulación inorgánica.*
11. *Anexo 4. Conceptos de termoquímica.*
12. *Anexo 5. Algunas pruebas de acceso a la Universidad.*

Este manual, ha sido elaborado con objeto de superar la materia de Química en su nivel de 2º de Bachillerato, así como acceder a la Universidad a través de la correspondiente prueba con garantías de éxito. La exigencia de elevadas calificaciones por parte de alumnos y familias para poder cursar los grados deseados, no me permite mostrar la riqueza teórica y sobre todo experimental de esta materia. Espero no obstante, que al terminar el curso, os haya sabido descubrir todo lo apasionante, que yo al menos encontré esta disciplina científica. Gracias de antemano a todos y suerte.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

1. Composición de los átomos.
2. Modelos atómicos.
 - 2.1. Modelo atómico de Bohr.
 - 2.2. Espectros atómicos.
 - 2.3. Fallos en el modelo de Bohr.
 - 2.4. Dualidad onda partícula
 - 2.5. Principio de incertidumbre.
 - 2.6. Modelo mecanocuántico del átomo.
 - 2.6.1. Orbitales atómicos.
 - 2.6.2. Configuraciones electrónicas.
 - 2.6.3. Diamagnetismo y paramagnetismo.
3. Sistema periódico actual.
 - 3.1. Descripción.
 - 3.2. Sistema periódico actual y configuración electrónica.
4. Propiedades periódicas.
 - 4.1. Radio atómico.
 - 4.2. Radio iónico.
 - 4.3. Energía o potencial de ionización.
 - 4.4. Afinidad electrónica.
 - 4.5. Electronegatividad.

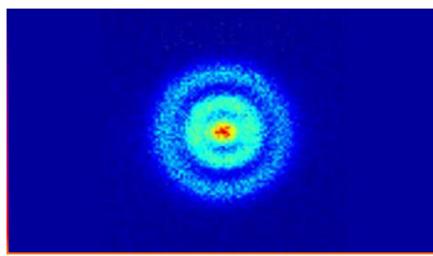


1. COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS.

Los **átomos** están formados de tres tipos de partículas: **protón**, **neutrón** y **electrón**.

Los protones y neutrones forman el **núcleo**, que es donde se acumula fundamentalmente, la masa del átomo y los electrones se distribuyen por la corteza del mismo.

Un átomo se caracteriza por el número de protones del núcleo que coincide con el de electrones de la corteza.



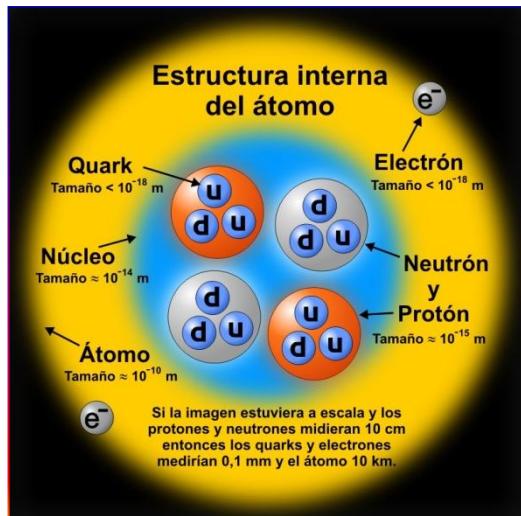
Primera imagen real de un átomo de hidrógeno

Z=número atómico=nº de protones.

A=número másico=nº de protones + nº de neutrones.

Ejemplo: Indique el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes isótopos: ^{40}Ca , ^7Li , ^{14}C , ^{19}F .

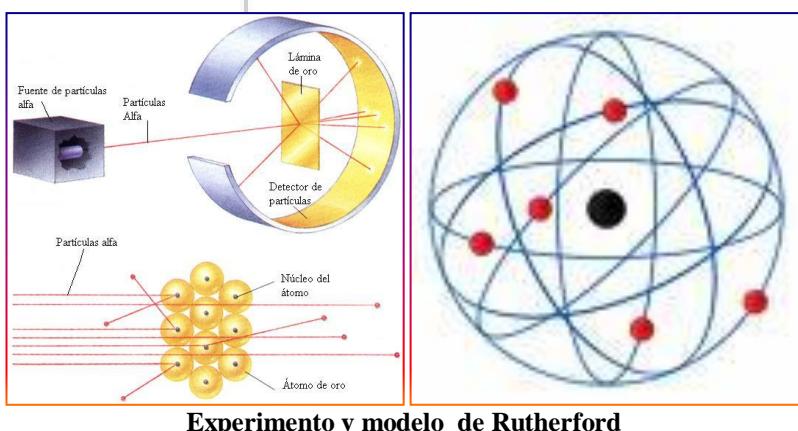
Estudiando el núcleo más a fondo, se ha podido saber que los protones y neutrones por su parte, están constituidos por quarks. Así un protón está formado por dos quarks up y un quark down, mientras que un neutrón está formado por dos quarks down y uno up. Los quarks se unen mediante partículas llamadas gluones. Existen seis tipos diferentes de quarks (up($q=+2/3$), down ($q=-1/3$), bottom, top, charm y strange).



2. MODELOS ATÓMICOS (SECUENCIA HISTÓRICA DESDE RUTHERFORD).

2.1. MODELO ATÓMICO DE BOHR.

Niels bohr se apuntó un gran triunfo en 1913, al explicar el espectro del hidrógeno. La clave del éxito, consistió en aplicar al modelo de Rutherford, la teoría cuántica dada por Planck en 1900.



Max Planck estudiando la luz emitida por la materia al calentarse, llegó a la conclusión de que **la energía no es divisible indefinidamente, sino que existen últimas porciones de energía a las que llamó cuantos**. La radiación emitida (o absorbida) por un cuerpo sólo puede ser un número entero de cuantos. Cinco años más tarde, **Albert Einstein**, para explicar el efecto fotoeléctrico (emisión de electrones realizada por una superficie metálica, limpia y colocada en el vacío cuando incide sobre ella la luz) generalizó la hipótesis de Planck y sugirió que la luz está formada por cuantos de luz o fotones. La energía de un fotón depende de su frecuencia según la ecuación:

$$E=h\nu$$

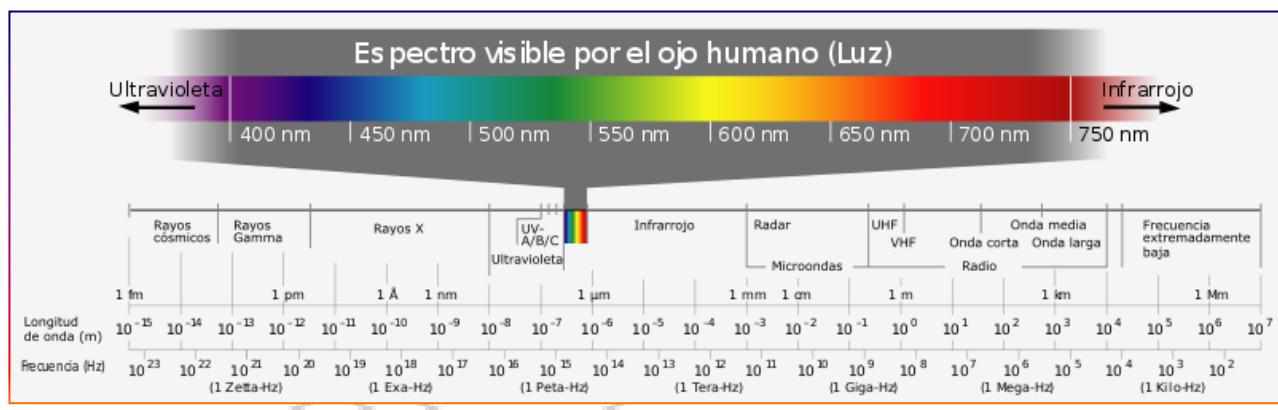
donde.

E es la energía.

h es la constante de Plank. ($6,6 \cdot 10^{-34}$ J·s)

v es la frecuencia.

Así por ejemplo, un fotón de luz azul tiene una energía superior a un fotón de luz roja. Teniendo esto en cuenta Bohr propuso que **el átomo estaba cuantizado** (igual que la energía), es decir, que **sólo podía tener ciertas cantidades de energía permitidas**. Esto implica que el electrón no puede girar a cualquier distancia del núcleo, sino en ciertas órbitas solamente (a diferencia del modelo de Rutherford), todas las demás órbitas le serán prohibidas. **Cuando el electrón salta de una órbita de mayor, a otra de menor energía, la diferencia de energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por Planck.** Así se explica, que en el espectro de un átomo, sólo aparezcan unas pocas frecuencias, algo inexplicable para el modelo atómico de Rutherford, donde ninguna órbita estaría prohibida.



a) Postulados de Bohr.

Bohr desarrolló su modelo en tres postulados:

1º.- El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.

Cuando el electrón gira alrededor del núcleo, la fuerza de atracción eléctrica, hace el papel de fuerza centrípeta.

$$me \cdot \frac{v^2}{r} = k \cdot \frac{e^2}{r^2}$$

2º.- Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el electrón tiene un momento angular l múltiplo entero de $h/2\pi$. siendo $n=1, 2, 3...$

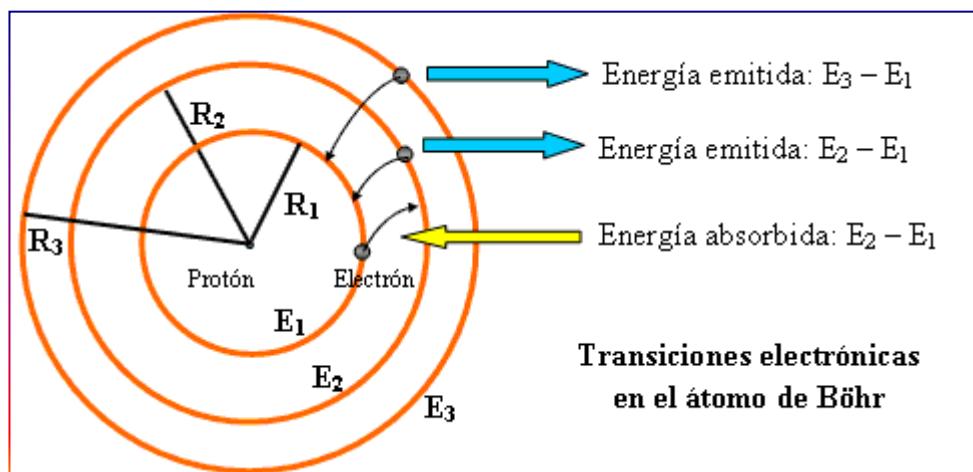
$$L = m * v * r = n \frac{h}{2\pi}$$

3º.- La energía liberada al caer el electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por la ecuación de Planck.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

donde :

E_2 es la energía de la órbita más alejada del núcleo.
 E_1 es la energía de la órbita más próxima al núcleo.



A partir de estos tres postulados pudo deducir el *RADIO DE LAS ÓRBITAS* así como las energías permitidas para el electrón:

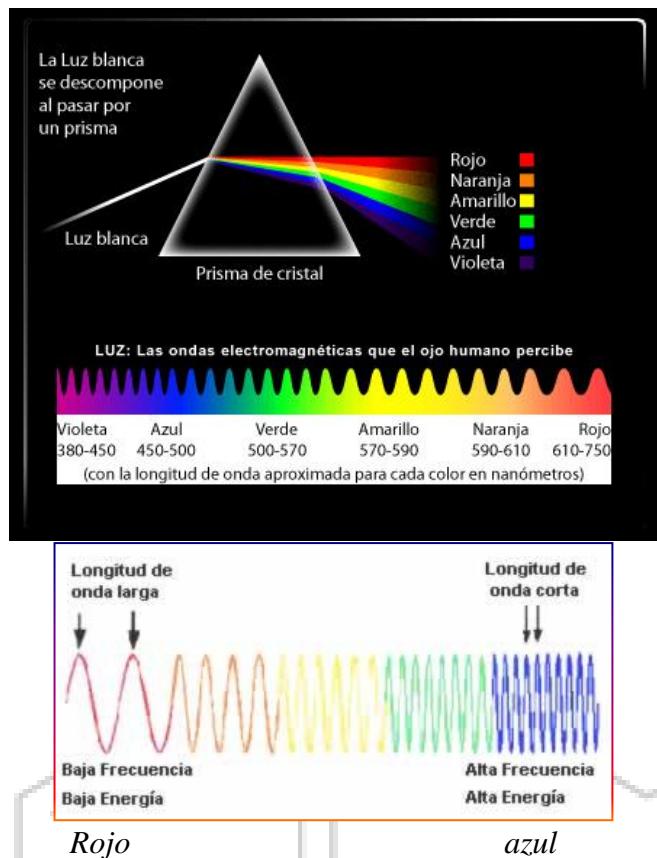
$$R = a_0 * n^2 \quad \text{donde } a_0 \text{ es una constante } a_0 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

$$E = -R_H / n^2 \quad \text{siendo } R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo negativo significa, que a distancia infinita del protón y el electrón, la energía vale cero y cualquier acercamiento para formar el átomo, disminuye la energía del sistema y lo estabiliza.

2.2. ESPECTROS ATÓMICOS (Explicados con la teoría de Bohr).

Al hacer incidir un haz de luz blanca sobre un prisma de vidrio, obtenemos un espectro continuo de colores, en cuyos extremos se disponen el azul, en uno y el rojo en el otro. La luz blanca está, pues, compuesta por infinidad de radiaciones simples, cada una de frecuencia determinada. Cada una de ellas, y en general toda radiación electromagnética, se propaga en el vacío a la misma velocidad, $c=300.000 \text{ km/s}$. La frecuencia de una radiación y su longitud de onda, guardan una relación inversa dada por la expresión : $\lambda = c / \nu$



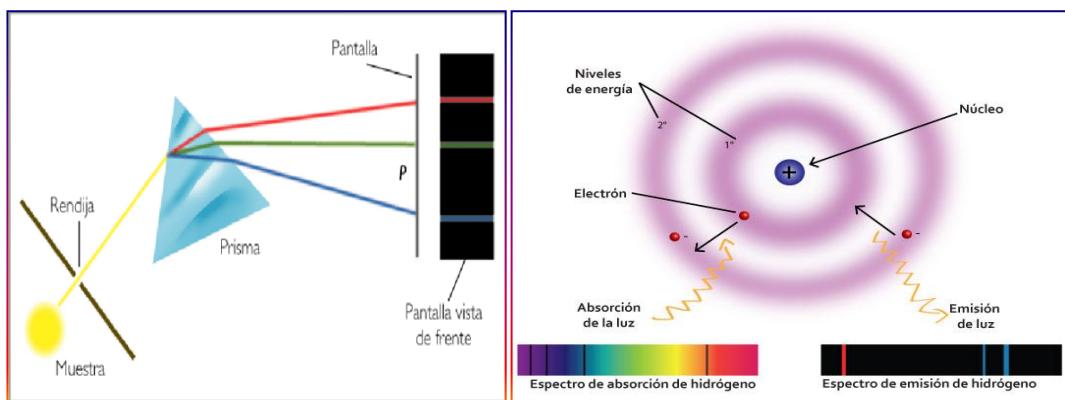
Dentro del espectro visible, el azul posee la mayor frecuencia y el rojo, la menor, por tanto, la longitud de onda del azul será más corta que la del rojo.

El aparato utilizado para el estudio de las radiaciones es el **espectroscopio**. En esencia, consiste en un prisma que descompone las radiaciones complejas dando la frecuencia o longitud de onda de cada una de las componentes simples en base a su mayor o menor desviación.

Al hacer pasar a través de una sustancia gaseosa una radiación electromagnética, no toda la luz incidente emerge por el otro lado. Los átomos o moléculas absorben parte de la radiación. Esto sólo ocurre con ciertas frecuencias, propias de cada sustancia, que desaparecen en la radiación emergente. Al hacer pasar esta radiación por un prisma, se descompone en todas las frecuencias que la forman, apareciendo una línea negra en el lugar de la radiación absorbida. La imagen formada constituye el **espectro de absorción**.

También se obtiene un espectro al comunicar mediante una descarga eléctrica de alto voltaje o mediante alta temperatura gran cantidad de energía a un gas encerrado en un tubo de vidrio. El gas excitado por la energía comunicada emite radiación a unas frecuencias características y sólo a esas. Se obtienen unos **espectros de emisión** formados por una zona negra donde aparecen algunas líneas correspondientes a la radiación emitida. Son casi el negativo de los de absorción; a la frecuencia que en el espectro de absorción hay una línea negra, en el de emisión existe una línea emitida y viceversa.

Ambos tipos de espectros son distintos para cada tipo de elemento o sustancia. Así, el espectro de una sustancia es una especie de "huella dactilar" que permite identificarlo y diferenciarlo de cualquier otra.



El espectro de emisión del hidrógeno es el más sencillo de todos los elementos. Este espectro presenta numerosas líneas de frecuencias distintas que forman varios grupos, llamados **series de Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund**, en homenaje a sus descubridores.

El espectro del hidrógeno se representa de manera sencilla por la relación :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{N_1^2} - \frac{1}{N_2^2} \right)$$

donde :

λ es la longitud de onda.

R_H es la constante de Rydberg ($109677,8 \text{ cm}^{-1}$)

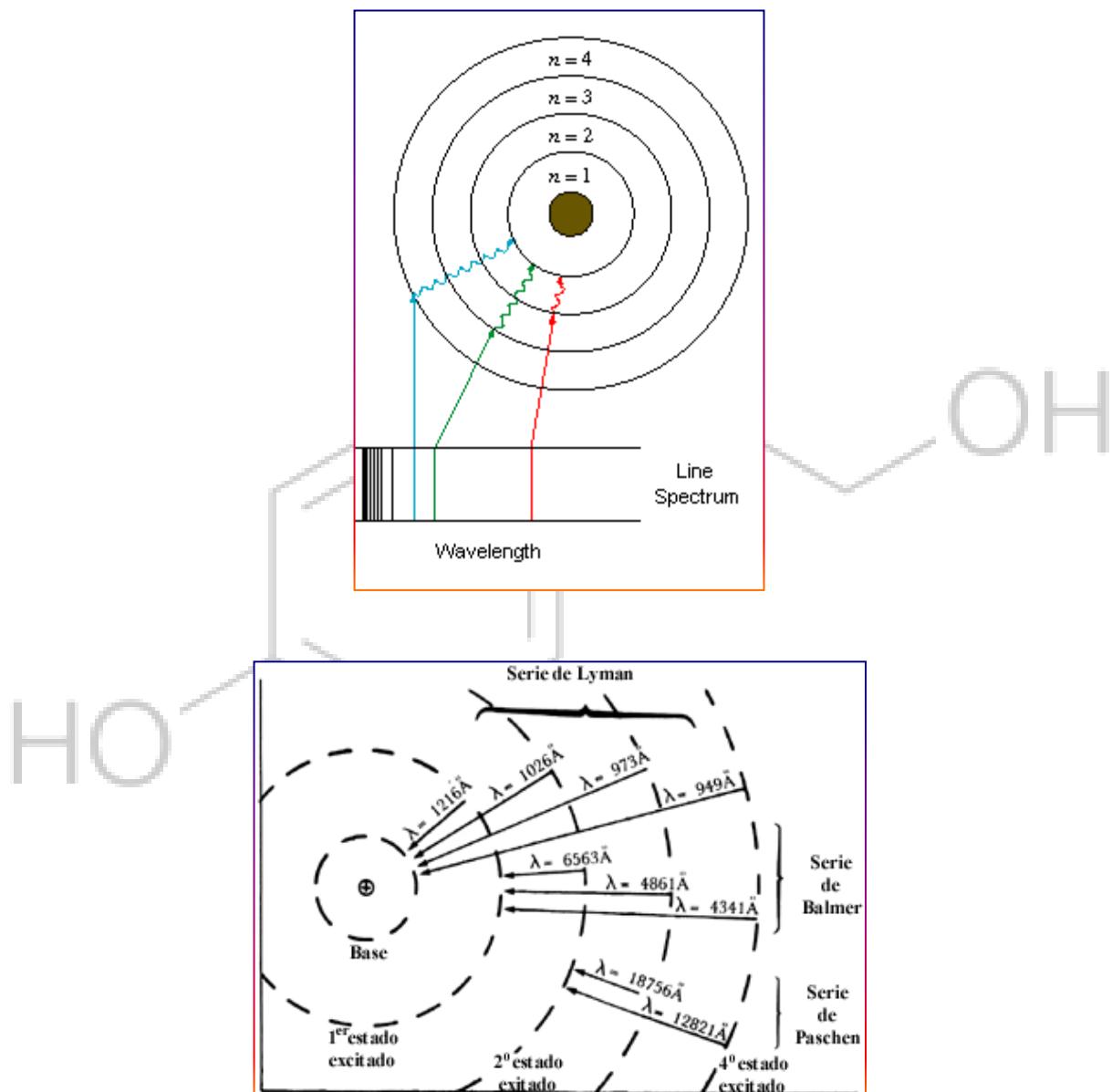
N_1 y N_2 son números enteros tales que $N_1 < N_2$

Hoy se conocen cinco series de rayas en el Hidrógeno, que de mayor a menor energía son :

- **Serie de Lyman** : $N_1 = 1$ y $N_2 = 2,3,4,\dots$ (ultravioleta). Son las radiaciones emitidas por los electrones al pasar de los estados superiores a los de más baja energía.
- **Serie de Balmer** : $N_1 = 2$ y $N_2 = 3,4,5,\dots$ (visible). Son las radiaciones emitidas por el paso de los electrones de los estados 3° y siguientes al 2° .
- **Serie de Paschen** : $N_1 = 3$ y $N_2 = 4,5,6,\dots$ (infrarrojo próximo). Del 4° y siguientes al 3° .
- **Serie de Brackett** : $N_1 = 4$ y $N_2 = 5,6,7,\dots$ (infrarrojo). Del 5° y siguientes al 4° .
- **Serie de Pfund** : $N_1 = 5$ y $N_2 = 6,7,8,\dots$ (infrarrojo lejano). Del 6° y siguientes al 5° .

Cada serie está formada por un número de líneas brillantes hasta que, a partir de una determinada longitud de onda se obtiene un espectro continuo. El valor correspondiente al límite de cada serie se obtiene dando a N_2 el valor infinito. Por tanto, la longitud de onda límite de cada serie será :

$$\frac{1}{\lambda_{lim}} = \frac{R_H}{N_1^2}$$





2.3. FALLOS DEL MODELO DE BOHR.

Aunque el modelo de Bohr justificó el espectro del átomo de hidrógeno, pronto surgieron dificultades incluso para dicho espectro. Por este motivo, Sommerfeld perfeccionó el modelo de Bohr considerando que las órbitas podían ser también elípticas. No obstante, el modelo de Bohr-Sommerfeld sólo pudo ser aplicado al átomo de hidrógeno y similares, es decir, átomos con un solo electrón, además carecía de coherencia en su desarrollo, ya que mezclaba ideas clásicas con ideas cuánticas. En cuanto a los aciertos del modelo cabe destacar la justificación de la estabilidad del átomo, introdujo el concepto de nivel de energía, lo que permitió explicar el espectro del átomo del hidrógeno y por último permitió relacionar las propiedades químicas de los elementos con su estructura electrónica, dando una primera justificación al sistema periódico.

2.4. DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA.

La idea expuesta por Einstein de que la luz tiene un doble comportamiento: ondulatorio y corpuscular, se expresa en la fórmula :

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

donde se relacionan los dos aspectos (ondulatorio con la longitud de onda, y corpuscular representado por la masa), puedes obtener la ecuación anterior igualando el siguiente sistema de ecuaciones:

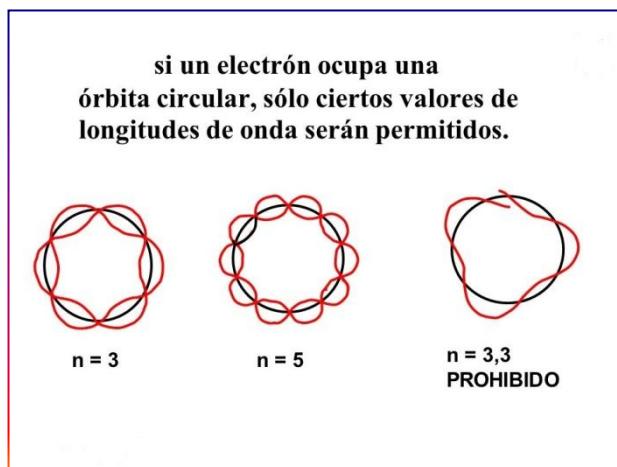
$$\begin{aligned} E &= h\nu \\ E &= mc^2 \end{aligned}$$

De Broglie propuso aplicar este concepto también a los electrones, de modo que un electrón de masa m , que se mueva con una velocidad v , puede considerarse como una onda de cuya longitud de onda será :

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Este carácter ondulatorio fue comprobado por Thomson en 1.928 mediante la difracción de electrones a través de cristales (sólo las ondas producen difracción).

El segundo postulado de Bohr puede explicarse mediante el movimiento ondulatorio: una órbita será posible sólo cuando su longitud sea múltiplo entero de la longitud de onda del movimiento del electrón.



Dicho postulado puede deducirse matemáticamente mediante la ecuación: $n\lambda=2\pi r$ y la ecuación de de Broglie, ¡prueba con ellas a deducir el segundo postulado de Bohr tu mismo!

2.5. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISEMBERG.

Indica que es imposible conocer con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad de cualquier partícula. Indeterminación que viene expresada en la siguiente expresión:

$$\Delta X \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

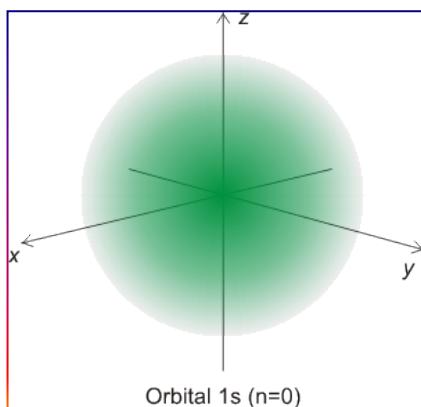
2.6. MODELO MECANOCUÁNTICO DEL ÁTOMO.

2.6.1 ORBITALES ATÓMICOS.

Schrodinger basándose en los principios vistos anteriormente pensó que si un **electrón** podía comportarse como una onda, se le podrían aplicar las ecuaciones correspondientes, obteniendo así la llamada **ecuación de ondas de Schrodinger**, que al resolverla permitía obtener soluciones, cada una de las cuales nos daba los **posibles niveles energéticos que podía tener el electrón dentro del átomo**.

Debido a los principios de la mecánica ondulatoria, no es posible situar un electrón en las órbitas del modelo clásico (soluciones de la ecuación de Schrodinger), sino que lo que se hace es definir la probabilidad de encontrar el electrón en un punto.

Para explicar este concepto, supongamos que se pueden tomar fotografías de un electrón alrededor del núcleo. Al cabo de un tiempo y de tomar un número grande de fotografías en cada una de las cuales aparecerá el electrón como un punto, al superponer todas ellas, se obtendrá la siguiente imagen.



Esta nube es una representación de la densidad electrónica o probabilidad de encontrar el electrón en esa zona. A esta zona de máxima probabilidad se le define como orbital (solución de la ecuación de ondas de Schrödinger). Como la densidad de la nube disminuye a medida que aumenta la distancia al núcleo, es imposible abarcar el 100% de la probabilidad de encontrar el electrón, por lo que **se definen los orbitales, como el espacio delimitado por una superficie dentro de la cual se encuentra el 90% de la probabilidad de encontrar un electrón.**

La resolución de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno implica la introducción de 3 números cuánticos, **n, l y ml**.

Estos números solo pueden tomar una serie de valores determinados, de forma que para cada conjunto de 3 valores, obtenemos una solución y por tanto un valor de energía para el electrón.

Números cuánticos:

A **n** se le llama **número cuántico principal e indica el nivel energético**. Los valores que puede tomar n son: 1, 2, 3, 4,.....etc. Para n=1 tenemos el primer nivel de energía, para n=2 el segundo, etc.

Para un átomo diferente al de hidrógeno, cada nivel aparece formado por tantos subniveles de energía como indica el valor de su número cuántico principal. Los diversos subniveles se definen por los valores de otro número cuántico, llamado **número cuántico secundario o azimutal, l**. **Este número toma valores comprendidos entre 0.....(n-1), e indica el subnivel energético (tipo de orbitales: s, p, d, f).**

Si se le aplica al átomo un campo magnético adecuado, se ponen de relieve dos fenómenos:

Los subniveles se desdoblán en varios más (efecto Zeeman). Entonces, cada uno de estos últimos viene definido por el valor de otro número cuántico, llamado **número cuántico magnético, ml**. **Este número toma valores comprendidos entre (-l,.....,0,.....,+l) e indica la orientación del orbital.**

El electrón se manifiesta como un minúsculo imán, pudiendo su pequeño campo magnético sumarse o bien ir en contra del aplicado. Esta posibilidad se pone de manifiesto mediante un cuarto número cuántico llamado **número cuántico de espín, ms**. **Este número indica el comportamiento de "imán" del electrón y sus valores pueden ser +1/2 y -1/2.**

Así pues todos los orbitales con el mismo valor de n pertenecen a la misma capa y los que tienen los mismos valores de l a la misma subcapa.

A la capa con **n=1**, se le llama capa **k**, a la de **n=2** capa **l** etc...

| Número cuántico | nombre | valores | significado |
|-------------------------|------------|--------------|---------------------------------------|
| n | Principal | 1,2,3, | Nivel energía |
| l | Secundario | 0,1, (n-1) | Subnivel, tipo de orbital:s, p, d, f. |
| m_l | Magnético | -l... 0...+l | Orientación del orbital |
| m_s | De spín | -1/2, +1/2 | Comportamiento magnético del electrón |

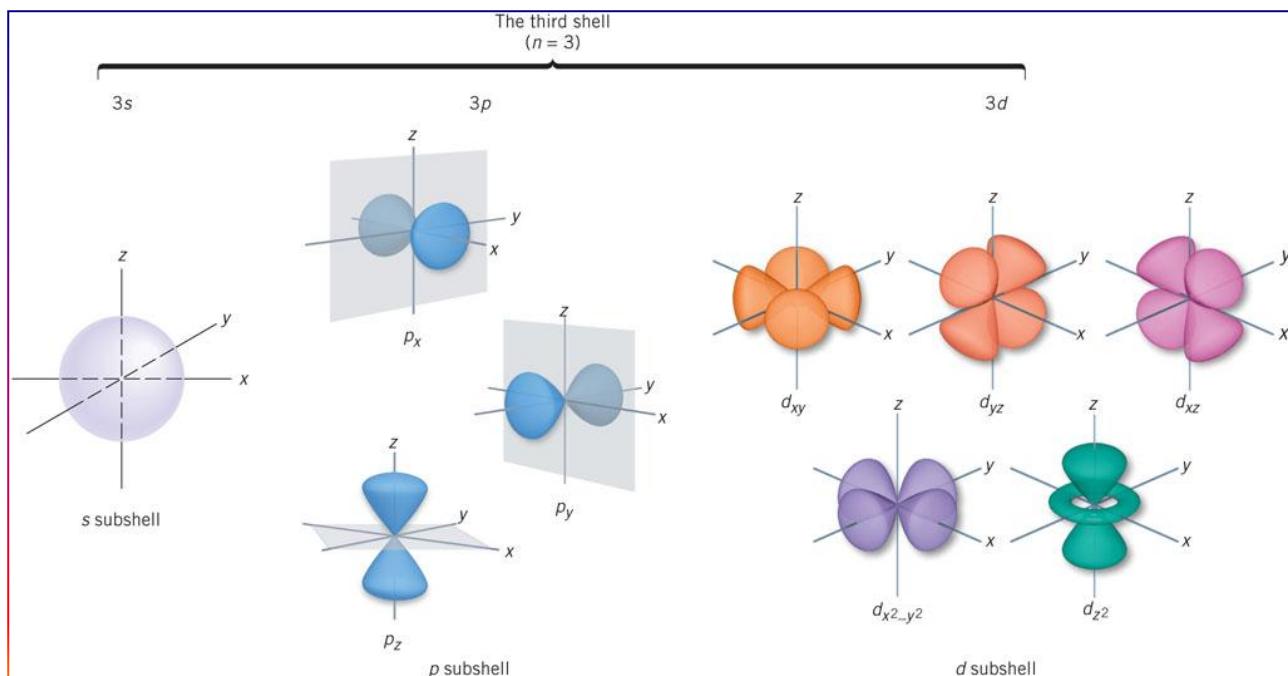
ORBITALES: TIPOS Y DISTRIBUCIÓN.

Un orbital como ya sabemos es la zona de máxima probabilidad de encontrar el electrón. Los diversos tipos de orbitales se designan por las letras **s, p, d, f**,es decir en función del valor del número cuántico **l**. Cada uno de ellos posee una forma distinta. Los orbitales **s** son de simetría esférica, mientras que los **p** (así como los **d** y **f**, más complicados) están extendidos a lo largo de una dirección. El centro de todos ellos coincide con la posición del núcleo.

Aunque la forma es prácticamente la misma para todos los orbitales **s**, todos los **p**,etc, el volumen crece con el nivel de energía. Así un orbital **s** del primer nivel es de menor tamaño que otro **s** del segundo nivel.

Cada orbital viene definido por tres números cuánticos: **n, l, m_l** donde **n** determina el volumen del orbital, **l** la forma o tipo y **m_l** expresa la orientación espacial.

| n | l | m_l | Nombre orbital | m_s | Números cuánticos |
|----------|----------|-------------------------|-----------------------|-------------------------|--------------------------|
| 1 | 0 | 0 | 1s | 1/2 | (1,0,0,1/2) |
| | | | | -1/2 | (1,0,0,-1/2) |
| 2 | 0 | 0 | 2s | 1/2 | (2,0,0,1/2) |
| | | | | -1/2 | (2,0,0,-1/2) |
| | | | 2p | 1/2 | (2,1,-1,1/2) |
| | 1 | -1 | 2p | -1/2 | (2,1,-1,-1/2) |
| | | | | 1/2 | (2,1,0,1/2) |
| | | 1 | 2p | -1/2 | (2,1,0,-1/2) |
| | | | | 1/2 | (2,1,1,1/2) |
| | | | | -1/2 | (2,1,1,-1/2) |

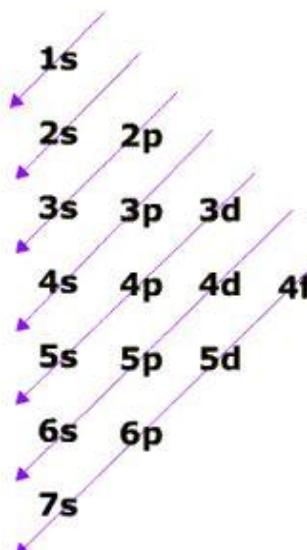


2.6.2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS.

Para ver la configuración electrónica o distribución de los electrones en las distintas capas y subcapas, habrá que tener en cuenta que estos, irán ocupando los orbitales de forma que la energía del átomo sea la menor posible, siendo esta, la configuración de su estado fundamental. Si algún electrón se encuentra en un nivel energético superior, tendríamos la configuración electrónica de un estado excitado.

El orden de llenado de los orbitales se ha determinado experimentalmente y se puede recordar con el siguiente esquema llamado **diagrama de Moeller**.

ORDEN DE LLENADO DE LOS ORBITALES



Además de este orden, hay que tener en cuenta los siguientes principios:

a) **Principio de exclusión de Pauli.**

Este principio afirma que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro valores de los números cuánticos iguales.

Como se ha indicado, cada orbital viene definido por un conjunto de valores cuánticos n , l y m_l , por lo que en cada uno de ellos sólo podrá haber dos electrones uno con $m_s = +1/2$ y otro con $m_s = -1/2$. Es decir que cada orbital sólo puede estar ocupado por dos electrones y éstos han de tener sus espines opuestos, electrones apareados.

b) **Principio de máxima multiplicidad de Hund.**

Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos, y, además con espines paralelos.

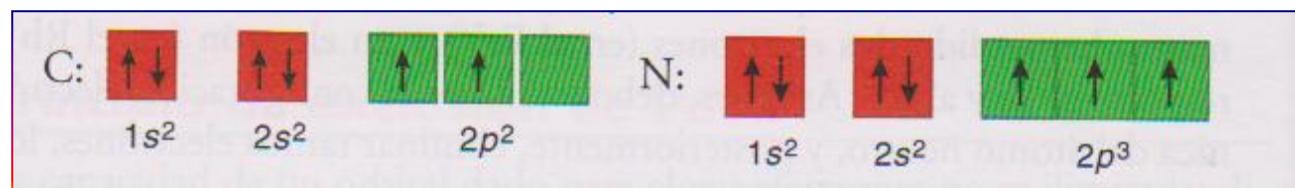
2.6.3. DIAMAGNETISMO Y PARAMAGNETISMO.

El principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund nos permiten entender, además, las propiedades magnéticas de los átomos

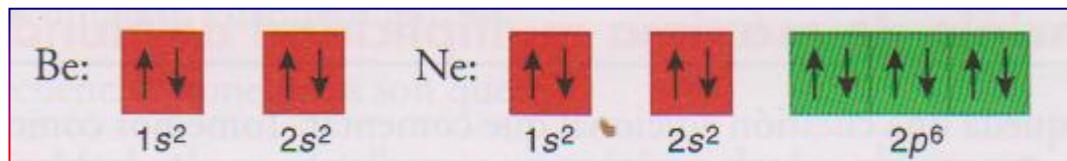
Decimos que una sustancia es paramagnética, cuando es atraída débilmente por un imán. Por el contrario, una sustancia diamagnética, es aquella que no es atraída por un imán (incluso es ligeramente repelida)

¿A qué es debido este comportamiento en los átomos aislados? La razón hay que buscarla en la existencia o no de electrones desapareados, ya que si:

Existen electrones desapareados, por tanto, con espines paralelos (regla de Hund), los campos magnéticos creados por cada electrón se refuerzan. El resultado es un campo magnético neto que interacciona con el campo magnético creado por el imán. Estamos ante una especie paramagnética, por ejemplo, el C Y el N:



Por el contrario, si los electrones se encuentran apareados, esto es con espines antiparalelos (u opuestos), los efectos magnéticos se cancelan, por lo que no existe interacción favorable con el campo magnético del imán. Nos encontraremos ante una especie diamagnética, como el Be y el Ne:



3. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL.

3.1 DESCRIPCIÓN.

El actual Sistema Periódico está basado en la Tabla que propuso Mendeléiev y **utiliza como criterio de ordenación el número atómico**. Esta es la idea clave, ya que nos permite disponer de una ley periódica:

Si se colocan los elementos, según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades.

Pasamos ahora a describir el actual **Sistema periódico que consta de dieciocho filas verticales, llamadas grupos o familias, y siete filas horizontales, denominadas períodos**.

Grupos o Familias

El Sistema Periódico consta de 18 filas verticales, o grupos, que se designan con números correlativos del 1 al 18.

Una característica muy importante es que:

Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa (capa de valencia). Estos electrones se denominan electrones de valencia, y son los responsables de sus propiedades químicas y del tipo de enlace que van a presentar.

Períodos

Dentro de los períodos, o filas horizontales, podemos distinguir:

1. **Períodos cortos**. Son los períodos 1º, 2º y 3º, ya que constan, respectivamente, de 2, 8 y 8 elementos cada uno.

2. **Períodos medios**, como el 4º y 5º, con 18 elementos cada uno.

3. **Períodos largos**. son los períodos 6º y 7º, cada uno de los cuales contiene 32 elementos. Para evitar una excesiva longitud del sistema periódico, los catorce elementos que siguen al lantano ($Z = 57$) y al actinio ($Z = 89$) se colocan, en dos filas separadas debajo de la tabla, constituyendo los grupos denominados, respectivamente, lantánidos y actínidos.

3.2 SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Ahora, a partir de lo que hemos visto en los primeros apartados, podemos justificar la Tabla periódica. A efectos de configuraciones electrónicas, se puede dividir en cuatro zonas denominadas **bloques s, p, d y f** porque en ellas se va colocando el electrón diferenciador. Por tanto, una vez situado un elemento dado en la Tabla periódica, se puede obtener su configuración electrónica rápidamente.

Todos los elementos conocidos del Sistema periódico actual se pueden clasificar en:

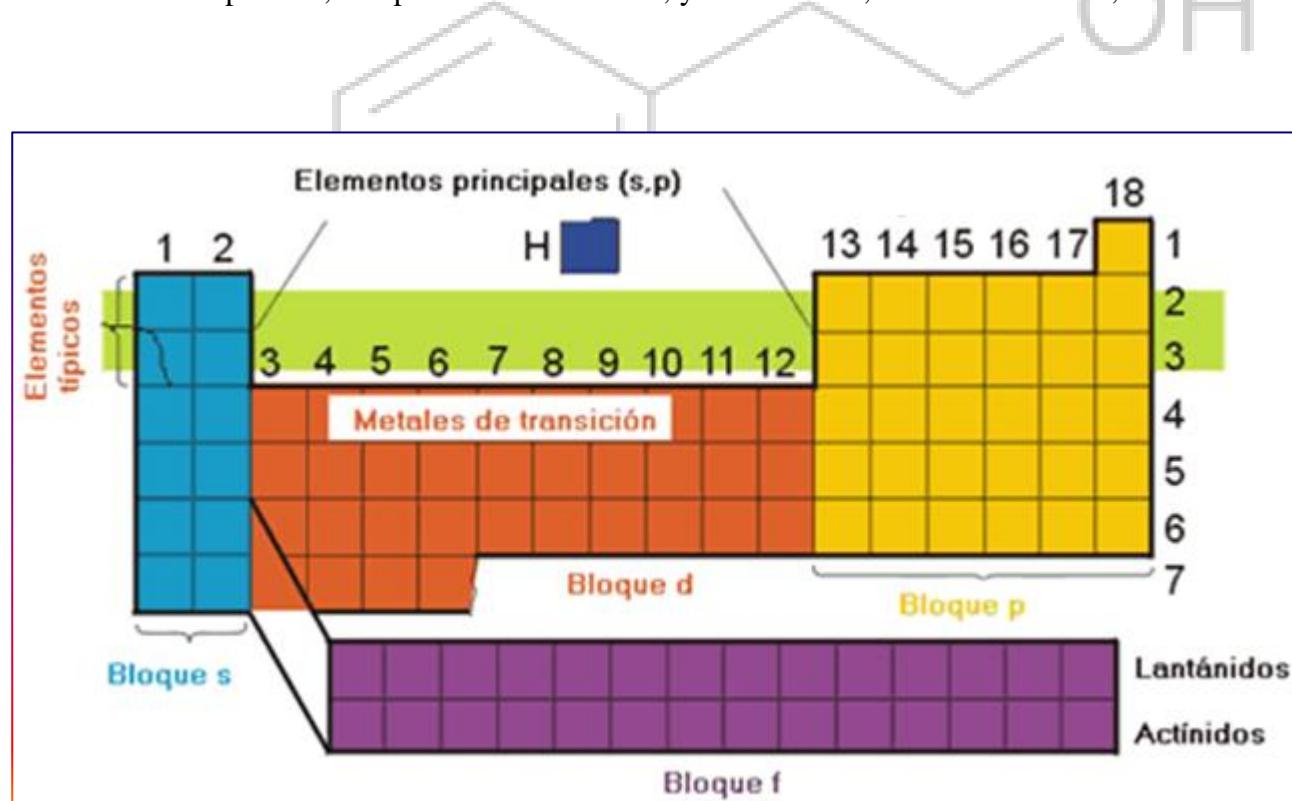
1 Metales y no metales. Los primeros se sitúan en la parte izquierda de la tabla, mientras que los segundos lo hacen en la parte derecha. Entre medias de ambos tipos se sitúan los semimetales.

2 Elementos representativos. Se les conoce como elementos de los grupos principales y van marcados con la letra A ó grupos 1,2 y los que van del 13 al 18. Se caracterizan porque van completando los subniveles s y p de la última capa. Para estos elementos el número de electrones de la última capa coincide siempre con el número del grupo, en caracteres romanos al que pertenece.

3 Elementos de transición. Son los que van situados en el centro de la tabla, es decir, los grupos señalados con la letra B, o, siguiendo las indicaciones de la IUPAC, los grupos del 3 al 12. Se caracterizan porque van completando el subnivel d, situado en la penúltima capa.

4 Elementos de transición interna. Son los lantánidos y los actínidos. Se suelen colocar debajo del resto para no alargar demasiado la tabla.

Estos elementos van rellenando el subnivel f situado en la antepenúltima capa. Así, los lantánidos, situados en el 6º período, completan el subnivel 4f, y los actínidos, colocados en el 7º, el 5f.



4. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS.

Son las propiedades que dependen de los electrones del nivel más externo de un átomo. Se llaman periódicas, porque se repiten en la tabla periódica, al cabo de un cierto número de elementos, por coincidir la configuración electrónica de la última capa.

4.1 RADIO ATÓMICO.

La corteza electrónica de un átomo no posee límites definidos, por lo que es muy difícil conocer el radio de un átomo. Su determinación se realiza a partir de medidas de longitudes de enlaces.

Es lógico pensar que a mayor volumen atómico, mayor radio atómico, por lo que en la tabla periódica el radio atómico varía igual que el volumen.

Dentro de un mismo grupo aumentará hacia abajo debido al aumento del número de capas electrónicas.

En un mismo periodo aumentará hacia la izquierda, ahora el número de capas es el mismo pero al movernos a la izquierda disminuye el número de cargas positivas en el núcleo, lo que se traduce en una menor atracción sobre la envoltura electrónica.

4.2 RADIO IÓNICO.

RADIO DE UN CATION (ION⁺).

El radio de un catión es siempre menor que el del átomo neutro del que procede, pues el ion tiene menos electrones y la carga nuclear efectiva es mayor.

RADIO DE UN ANION (ION⁻).

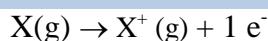
El radio de un anión es siempre mayor que el del átomo neutro del que procede, pues el ion posee más electrones produciéndose una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.

RADIO DE IONES ISOELECTRÓNICOS.

Los iones isoelectrónicos son iones de átomos distintos pero que quedan con el mismo número de electrones. (Ej. F⁻ y Na⁺). Entre dos iones isoelectrónicos tendrá mayor radio el que corresponda al átomo de menor número atómico; ya que éste tendrá menos fuerza de atracción por los electrones.

4.3 ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN.

Se define como la energía necesaria para que un átomo de un elemento neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental pierda un electrón y se transforme, por tanto en un ion positivo.



En un grupo, la energía de ionización aumenta al disminuir el nº atómico, pues al disminuir el número de capas, los electrones más externos al estar más cerca del núcleo están más atraídos este y por tanto, es mayor la energía necesaria para separarlos.

En un periodo, aumenta al aumentar el nº atómico, pues para la misma capa, a mayor nº atómico, más atraídos por el núcleo estarán los electrones, al tener este mayor número de protones, es mayor por tanto la caga nuclear efectiva.

4.4 AFINIDAD ELECTRÓNICA.

Es la energía que se desprende (o se absorbe) cuando un átomo neutro en estado gaseoso gana un electrón y se transforma en un ion negativo.



En un grupo, la afinidad electrónica aumenta hacia arriba, debido a que el electrón ganado se encuentra más cerca del núcleo y por tanto más atraído y estabilizado por la carga nuclear.

En un período, la afinidad electrónica aumenta hacia la derecha, debido a la mayor carga nuclear efectiva.

Por ello, la afinidad electrónica varía en la tabla periódica exactamente igual que el potencial de ionización.

4.5 ELECTRONEGATIVIDAD.

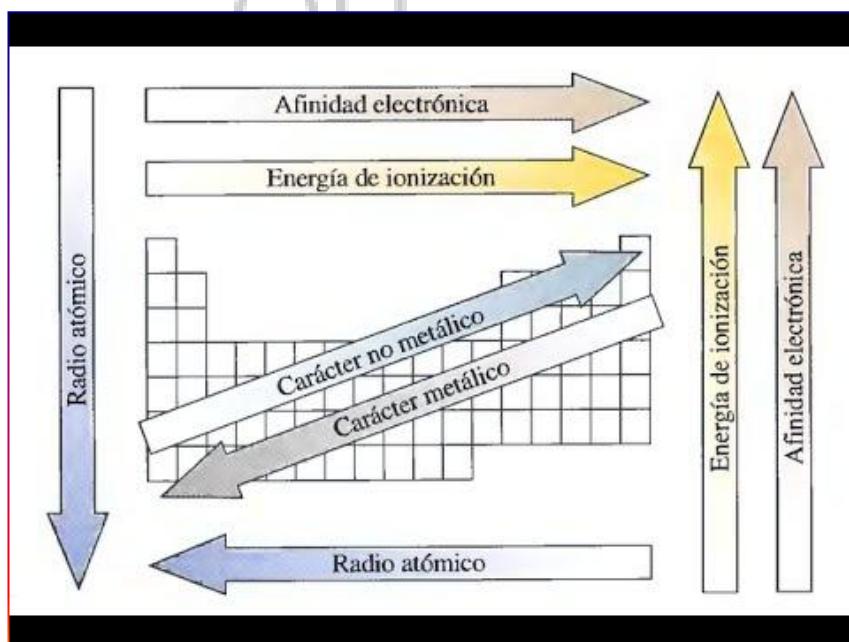
Es una propiedad directamente relacionada con las dos anteriores. **Se define como la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos de un enlace covalente.**

Los elementos con altas energía de ionización y afinidad electrónica, tendrán mucha tendencia a ganar electrones: serán muy electronegativos.

Los elementos con bajas energía de ionización y afinidad electrónica, tendrán poca tendencia a ganar electrones: serán poco electronegativos.

Por tanto, la electronegatividad, se comporta en la tabla, igual que la energía de ionización y la afinidad electrónica.

Por otro lado, la electronegatividad sirve para reflejar el mayor o menor carácter metálico de los elementos. Así, elementos con alta electronegatividad serán no metales; y por el contrario, aquellos con baja electronegatividad, serán metales. Así pues, el carácter metálico variará en el Sistema Periódico de forma inversa a como lo hace la electronegatividad.



ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

Modelos atómicos.

- 1.- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **a)** cuando un electrón pasa de un estado fundamental, a un excitado emite energía; **b)** la energía de cualquier electrón de un átomo es siempre negativa; **c)** En el espectro de absorción los electrones pasan de un estado fundamental a uno excitado y $\Delta E > 0$.

Radiación electromagnética.

- 2.- El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5890 Å. Calcula la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce expresada en eV. ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)
- 3.- Calcula la energía emitida por 0,2 moles de fotones producidos por radiaciones de 60 s^{-1} .
- 4.- Calcula: **a)** la energía de un fotón cuya longitud de onda es de 5500 Å. **b)** la energía de un mol de fotones.
- 5.- Calcula frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que pasa del estado excitado cuya energía es de $-3,4 \text{ eV}$ al estado fundamental de energía $-13,6 \text{ eV}$.
- 6.- La capa de ozono absorbe la radiaciones ultravioleta, capaces de producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcular la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.

Números cuánticos

- 7.- **a)** Enuncia el principio de mínima energía, la regla de máxima multiplicidad y el de principio de exclusión de Pauli; **b)** ¿cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles de acuerdo con este último principio (exclusión Pauli): $1s^23s^1$; $1s^22s^22p^7$; $1s^22s^22p^63s^3$; $1s^22s^22p^1$.
- 8.- Responde razonadamente a: **a)** ¿Los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ tienen la misma energía?; **b)** ¿Por qué el número de orbitales "d" es 5?
- 9.- El grupo de valores (3,0,3), correspondientes a los números cuánticos n , l y m , respectivamente, ¿es o no permitido? ¿Y el (3,2,-2)? Justifica la respuesta.
- 10.- Indica los números cuánticos de cada uno de los 3 últimos e^- del fósforo.
- 11.- Indica el valor de los números cuánticos de cada uno de los seis últimos electrones del potasio ($Z = 19$).
- 12.- Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos:
a) (3, -1, 1, $-\frac{1}{2}$); **b)** (3, 2, 0, $\frac{1}{2}$); **c)** (2, 1, 2, $\frac{1}{2}$); **d)** (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$).
- 13.- Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos:
a) (2, -1, 1, $\frac{1}{2}$); **b)** (3, 1, 2, $\frac{1}{2}$); **c)** (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$); **d)** (1, 1, 0, -2)

La Tabla Periódica

- 14.- Indica el nombre, símbolo, nombre del grupo a que pertenece y periodo de los elementos de números atómicos 3, 9, 16, 19, 38 y 51.
- 15.- a) Indica el nombre, símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 12, 15, 17 y 37; b) ¿cuántos electrones desapareados tiene cada uno de estos elementos en su estado fundamental.
- 16.- Un elemento neutro tienen la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Di el nombre del elemento, del grupo y el periodo a que pertenece.
- 17.- Un átomo X tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Explica razonadamente si las siguientes frases son verdaderas o falsas: a) X se encuentra en su estado fundamental; b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos; c) X pertenece al 5º periodo del sistema periódico; d) Si el electrón pasara desde el orbital 5s al 6s, emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión.).

Propiedades periódicas

- 18.- Las primeras energías de ionización (en eV/átomo) para una serie de átomos consecutivos en el sistema periódico son: 10,5; 11,8; 13,0; 15,8; 4,3; 6,1. Indica cuál de ellos será un halógeno, cuál un anfígeno, y cuál un alcalino. ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).
- 19.- a) Define energía (potencial) de ionización y escribe la ecuación que representa el proceso de ionización; b) Explica razonadamente porqué, para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan.
- 20.- Ordena razonadamente los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si de menor a mayor: a) radio atómico; b) electronegatividad; c) energía de ionización.
- 21.- Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 p^6$; B: $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ a) Si los valores de las energías de ionización son 2073 y 8695 kJ/mol, justifica cual será el valor asociado a cada elemento; b) ¿por qué el radio atómico y la energía de ionización presentan tendencias periódicas opuestas?
- 22.- a) ordene los siguientes átomos (Ba, Cs, Cl, Ag, I, He) según su radio atómico y su energía de ionización.
- 23.- Considere los elementos Be ($Z=4$), O ($Z=8$), Zn ($Z=30$) y Ar ($Z=18$). a) Según el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental? b) En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. Justifique las respuestas.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA MODERNA

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1

1. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ B: $1s^2 2s^2$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Indique, razonadamente:

- El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
- Los iones más estables que formarán A, B y C.

2. a) Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.
 b) Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.
 c) ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento.

3. Para cada una de las siguientes parejas:

- K(Z = 19) y Cl(Z = 17);
- F(Z = 9) y Na(Z = 11);
- Cl⁻ y K⁺.

Indique de forma razonada, qué átomo o ion tiene un radio mayor.

4. a) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.
 b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
 c) Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.

5. Ordene los elementos químicos Ca, Cl, Cs y F en sentido creciente de su:

- Carácter metálico
- Radio atómico.

Justifique las respuestas.

6. Dados los valores de números cuánticos: $(4, 2, 3, -\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, \frac{1}{2})$; $(2, 0, -1, \frac{1}{2})$; y $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$:
- Indique cuáles de ellos no están permitidos.
 - Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

1. Considere la siguiente tabla incompleta:

| | | | | | | |
|-----------------|----|-----|----|-----|---|----|
| Elementos | Na | ? | Al | ? | S | ? |
| Radios atómicos | ? | 136 | ? | 110 | ? | 99 |

- a) Reproduzca la tabla y complétela situando los valores 125 nm, 104 nm y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.
 b) Indique y explique qué norma ha seguido.

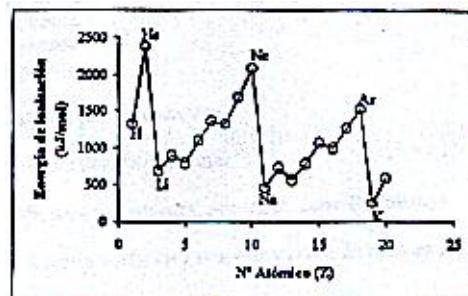
2. Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:

- a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos
 b) Determine el grupo y período a los que pertenecen.
 c) Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.

3. a) Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.
 b) Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

4. La gráfica adjunta relaciona valores de energía de ionización E.I., con los números atómicos de los elementos. Con la información que obtenga a partir de ella:

- a) Justifique la variación periódica que se produce en los valores E.I.
 b) Enumere los factores que influyen en esta variación y razone la influencia del factor determinante



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

1. En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

| | 1º E.I. | 2º E.I. | 3º E.I. | 4º E.I. |
|----|---------|---------|---------|---------|
| Li | 521 | 7294 | 11819 | ----- |
| Na | 492 | 4564 | 6937 | 9561 |
| K | 415 | 3068 | 4448 | 5895 |

Explique:

- ¿Por qué disminuye la 1º E.I. del Li al K?
- ¿Por qué no hay valor para la 4º E.I. del Li?
- ¿Por qué aumenta de la 1º E.I. a la 4º E.I.?

2. Dados los elementos A y B cuyos números atómicos son, respectivamente, $Z = 20$ y $Z = 35$.

- Escriba la configuración electrónica de ambos.
- ¿Cuál tendrá mayor radio? Razone la respuesta.
- ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? Razone la respuesta.

3. Indique para los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:

- Configuración electrónica.
- Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.
- El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.

4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:

A: $1s^2 2s^2 2p^5$ B: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$ C: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$ D: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^1$.
Indique razonadamente:

- Grupo y período a que pertenece cada elemento.
- Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor.
- Qué elemento tiene mayor radio atómico y cuál menor.

5. Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$)

- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Razone cuál de los dos elementos neutros tendrá mayor energía de ionización.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

- Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de los mismos. b) Indique, razonadamente, el grupo y periodo a que pertenece cada uno de los elementos anteriores. c) Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.
- Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:

| Elemento | Li | Be | B | C | N | O | F |
|-------------|------|------|------|------|------|------|------|
| $R(\Delta)$ | 1'23 | 0'89 | 0'80 | 0'77 | 0'70 | 0'66 | 0'64 |

| Elemento | Li | Na | K | Rb | Cs |
|-------------|------|------|------|------|------|
| $R(\Delta)$ | 1'23 | 1'57 | 2'03 | 2'16 | 2'35 |

 a) Justifique la variación del radio en el período.
 b) Justifique la variación del radio en el grupo.
- Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.
- Los elementos Na, Al, y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente,
 - Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
 - Escriba la configuración electrónica de los iones Na^+ , Al^{3+} y Cl^- .
 - Ordene, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.
- Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.
 - Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Los elementos A y B tienen, en sus últimos niveles, las configuraciones: A = $4s^2p^6\ 5s^1$ y B = $3s^2p^6d^{10}4s^2p^4$. Justifique:
 - Si A es metal o no metal.
 - Qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica.
 - Qué elemento tendrá mayor radio.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

1. Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:

$$X=1s^2 2s^2 p^1; Y=1s^2 2s^2 p^5; Z=1s^2 2s^2 p^6 3s^2$$

- Indique el grupo y el período en el que se encuentran.
- Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

2. Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O .

- Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.
- Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición.

Justifique las respuestas.

3. Defina:

- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

4. Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: $Al(Z=13)$, $Na^+(Z=11)$, $O^{2-}(Z=8)$.

- ¿Cuáles son isoelectrónicos?
- ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

5. Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.

6. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m): (3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0). Indique:

- Cuáles no son permitidos y por qué.
- Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

7. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

$$A (1s^2 2s^2 2p^2); B (1s^2 2s^2 2p^5); C (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1); D (1s^2 2s^2 2p^4).$$

Indique razonadamente:

- El grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
- El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

1. a) Defina afinidad electrónica.
b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
c) ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?
2. a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na^+ (Z=11) y F^- (Z=9).
b) Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .
c) Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.
3. Dados los elementos A (Z=13), B (Z=9) y C (Z=19)
 - a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - b) Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
 - c) Razone cuál tiene mayor volumen.
4. a) ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?
b) ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
c) Defina el concepto de electronegatividad.
5. Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.
6. Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.
 - a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - b) Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
 - c) ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

1. Dado el elemento de $Z = 19$:
 - a) Escriba su configuración electrónica.
 - b) Indique a qué grupo y periodo pertenece.
 - c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
2. Cuatro elementos que llamaremos A , B , C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:
 - a) El grupo y el periodo al que pertenecen.
 - b) Cuáles son metales.
 - c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
3. a) Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4,2,0,+1/2)$; $(3,3,2,-1/2)$; $(2,0,1,+1/2)$; $(3,2,-2,-1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$.
b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
c) Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:
1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$
 - a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
 - b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
 - c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
5. a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización
6. a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

1. Los números atómicos de los elementos *A*, *B* y *C* son, respectivamente, 19, 31 y 36.
 - a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
 - b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
 - c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
2. Dados los siguientes grupos de números cuánticos:
A: (2, 2, 1, 1/2) ; *B*: (3, 2, 0, -1/2) ; *C*: (4, 2, 2, 0) ; *D*: (3, 1, 1, 1/2)
 - a) Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.
 - b) Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.
3. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:
 - a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
 - b) Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
 - c) Tiene carácter metálico.
4. Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):
 - a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
 - b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.
5. Considere la serie de elementos: Li , Na , K , Rb y Cs .
 - a) Defina Energía de ionización.
 - b) Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
 - c) Explique cuál es el factor determinante de esta variación.
6. Los números atómicos de los elementos *A*, *B* y *C* son respectivamente 20, 27 y 34.
 - a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
 - b) Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
 - c) Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

1.- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?

¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

Razone si posee electrones desapareados el elemento X.

2.- Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.

Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.

Justifique qué elemento tiene mayor radio.

Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.

3.- Dadas las configuraciones electrónicas:

A : $1s^2 3s^1$; B : $1s^2 2s^3$; C : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; D : $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$

Indique razonadamente:

La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.

La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

4.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).

Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

5.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).

Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1.- a) Escriba la configuración electrónica de los elementos *A*, *B* y *C*, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.

Indique el grupo y el periodo al que pertenecen.

Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

2.- Indique:

Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.

A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.

Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

3.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:

ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$

Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.

Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrélo.

4.- a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos:

As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$)

Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

5.- a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:

$(0, 0, 0, -1/2)$; $(1, 1, 0, +1/2)$; $(2, 1, -1, +1/2)$; $(3, 2, 1, -1/2)$.

Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.

Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

6.- Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- .

Escriba sus configuraciones electrónicas.

Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.

Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 35,5

7.- Dadas las configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 3s^1$; B: $1s^2 2s^3$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; D: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$;

Indique razonadamente:

a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.

b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

8.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).

b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

c) Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

9.- Los números atómicos de los elementos *A*, *B*, *C* y *D* son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.

- a) Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
- b) Justifique qué elemento tiene mayor radio.
- c) Entre los elementos B y C, razoné cuál tiene mayor energía de ionización.

10.- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
- c) Razoné si posee electrones desapareados el elemento X.

11.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).

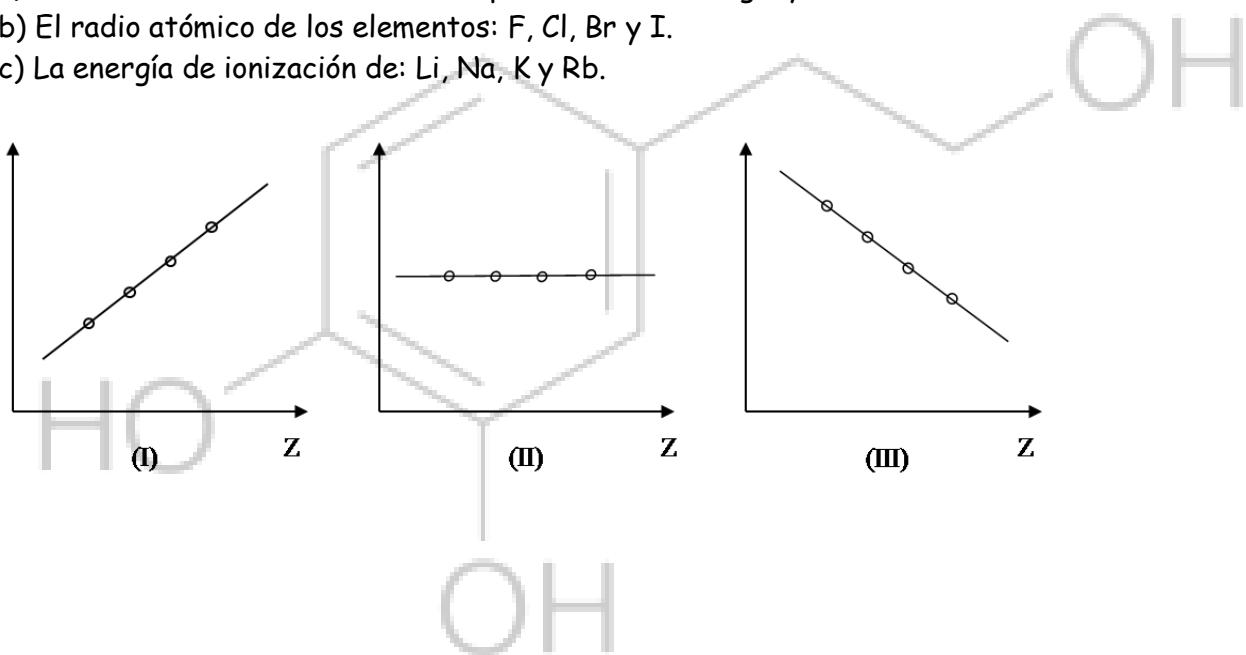
- b) Razoné cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- c) Razoné cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

12.- Razoné qué gráfica puede representar:

- a) El número de electrones de las especies: Ne , Na^+ , Mg^{+2} y Al^{+3} .

- b) El radio atómico de los elementos: F , Cl , Br y I .

- c) La energía de ionización de: Li , Na , K y Rb .



ENLACE QUÍMICO: ENLACE COVALENTE

1. *El enlace químico. Formación y estabilidad energética.*
2. *El enlace covalente.*
 - 2.1. *Teoría de Lewis.*
 - 2.1.1. *Símbolos y estructuras de Lewis.*
 - 2.1.2. *Reglas para las estructuras de Lewis.*
 - 2.1.3. *Ejemplos.*
 - 2.1.4. *Hipovalencia.*
 - 2.1.5. *Resonancia.*
 - 2.2. *Teoría del enlace de valencia.*
 - 2.2.1. *Simetría de los orbitales.*
 - 2.2.2. *Valencia química.*
 - 2.2.3. *Promoción electrónica.*
 - 2.3. *Teoría de hibridación.*
 - 2.3.1. *Orbitales híbridos más frecuentes.*
 - 2.4. *Teoría de repulsión de pares de electrones de valencia.*
 - 2.4.1. *Moléculas con pares electrónicos libres.*
3. *Parámetros de enlace.*
 - 3.1. *Polaridad del enlace.*
 - 3.2. *Energía de enlace.*
 - 3.3. *Longitud de enlace.*
4. *Fuerzas intermoleculares.*
 - 4.1. *Fuerzas de Van der Waals*
 - 4.2. *Enlace de hidrógeno.*
5. *Propiedades de las sustancias covalentes.*

1. EL ENLACE QUÍMICO. FORMACIÓN Y ESTABILIDAD ENERGÉTICA

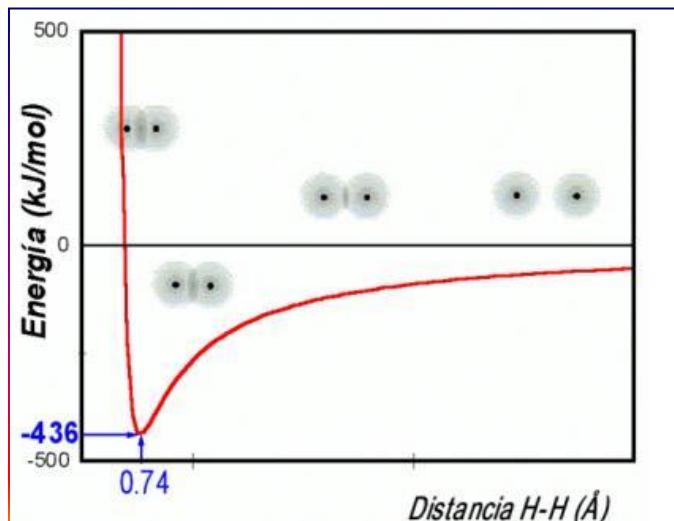
Al determinar la constitución de las sustancias se encuentra que todas están formadas por agrupaciones de átomos. Unas veces forman agregados neutros: las moléculas, y otras resultan con carga: los iones. (Sólo los gases nobles y algunos metales en estado de vapor poseen moléculas monoatómicas). La unión entre átomos, moléculas o iones es lo que constituye el enlace químico.

En el enlace químico juega un papel decisivo la configuración electrónica del nivel más externo de los átomos, llamado también nivel de valencia. De esta configuración depende, además, el tipo de enlace que formen. Los gases nobles presentan una distribución electrónica de máxima estabilidad con los orbitales S y P de valencia ocupados por completo. Los demás elementos poseen incompletos sus niveles de valencia y de ahí su mayor o menor reactividad.

En general, cuando se unen dos elementos representativos tienden a alcanzar ambos estructura de gas noble, bien por captación o por cesión de electrones (enlace iónico) o bien compartiendo uno o varios pares de ellos (enlace covalente).

A los elementos de transición no les resulta fácil alcanzar dicha estructura, debido a que los orbitales **d** incompletos habrían de eliminarse o captarse un número excesivo de electrones.

Sean unas u otras configuraciones, la formación espontánea de un enlace, es una manifestación de la tendencia de cada átomo a alcanzar la ordenación electrónica más estable posible. Es decir, la molécula formada representa un estado de menor energía que los átomos aislados.



2. ENLACE COVALENTE.

2.1. TEORÍA DE LEWIS.

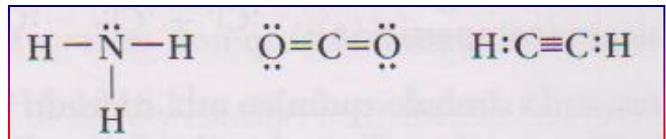
Según Lewis, los átomos pueden obtener configuración electrónica estable por **compartición de electrones**. Un átomo obtiene configuración estable de gas noble cuando posee en su última capa 8 electrones (excepto el helio). La idea crucial proviene del modelo atómico de Bohr y consiste en dividir a los electrones en 2 grupos: **internos y de valencia**, solo estos últimos intervienen en el enlace.

Los electrones no se transfieren de un átomo a otro, sino que se comparten al formar una molécula. **Cada par de electrones compartidos constituye un enlace covalente.**

2.1.1 SÍMBOLOS Y ESTRUCTURAS DE LEWIS.

Se llama símbolo de Lewis, a un tipo de notación, donde lo que se destaca son los **electrones de valencia** de un elemento.

Una estructura de Lewis, es una combinación de símbolos que representa un enlace químico, normalmente por compartición de electrones.



2.1.2 REGLAS PARA LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS

Aunque no existe un procedimiento único para escribir las formulas o estructuras de Lewis, las siguientes reglas son de gran utilidad si la estructura de Lewis se te resiste:

1 Contar los electrones de valencia que cada átomo aporta a la molécula. Todos ellos deben aparecer en la estructura final, bien como electrones enlazados, bien como pares solitarios. Por ejemplo: en el BeCl_2 la fórmula de Lewis contendrá:

$$[1 \times 2 \text{ (Be)}] + [2 \times 7 \text{ (Cl)}] = 16 \text{ electrones.}$$

2 Si la especie es iónica, se quitan o se añaden tantos electrones como indique la carga. Por ejemplo, en el caso de NH_4^+ tendríamos:

$$\text{NH}_4^+: [1 \times 5 \text{ (N)}] + [4 \times 1 \text{ (H)}] - 1 = 8 \text{ electrones}$$

3 Elegir el átomo de mayor covalencia como átomo central y disponer el resto de los átomos alrededor de él. El hidrógeno siempre ocupa un lugar periférico, nunca la posición central.

4 Colocar alrededor de cada átomo pares de electrones de acuerdo con la regla del octeto.

5 Los electrones a compartir para que se cumpla la regla del octeto, se calculan con la expresión:

$$C = N - D \quad \text{y por tanto: ENLACES} = (N - D) / 2$$

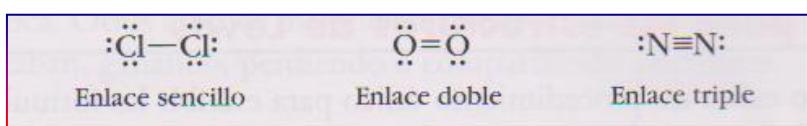
C, el número de electrones compartidos (su mitad nos da el número de enlaces)
 N, el número de electrones necesarios para alcanzar todos los átomos la configuración óptima (8 o 2 electrones).

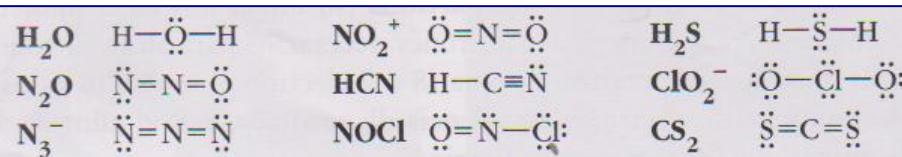
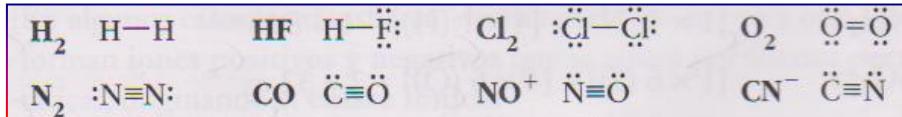
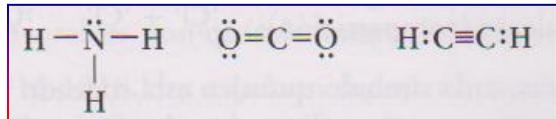
D, el número de electrones de valencia disponibles,

2.1.3 ESTRUCTURAS DE LEWIS. EJEMPLOS.

En la teoría de Lewis, **los electrones son compartidos por parejas**, cada par de electrones compartidos es un enlace covalente, para simplificar su representación cada par de electrones compartidos se representa mediante un guión.

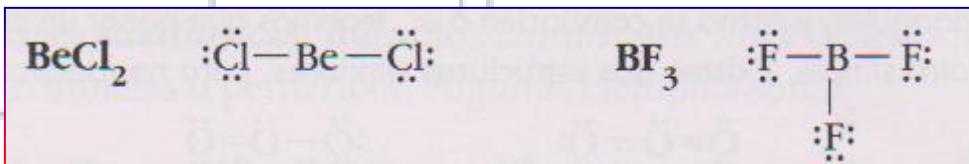
Esta teoría prevé que dos átomos puedan compartir 1, 2, ó 3 parejas de electrones en los llamados enlaces covalentes múltiples. El orden de enlace, por tanto, nos indica su multiplicidad





2.1.4 OCTETO INCOMPLETO: HIPOVALENCIA

Algunos elementos como el berilio y el boro, tienen tendencia a quedar hipovalentes, incumplen la regla del octeto por defecto. Así para las moléculas BeCl_2 y BF_3 se sabe que las estructuras para dichas moléculas son:



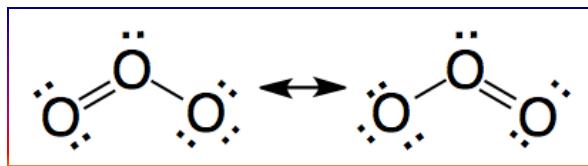
2.1.5 RESONANCIA

En algunas moléculas como el ozono, O_3 , nos encontramos con que hay dos fórmulas de Lewis equivalentes que cumplen la regla del octeto:

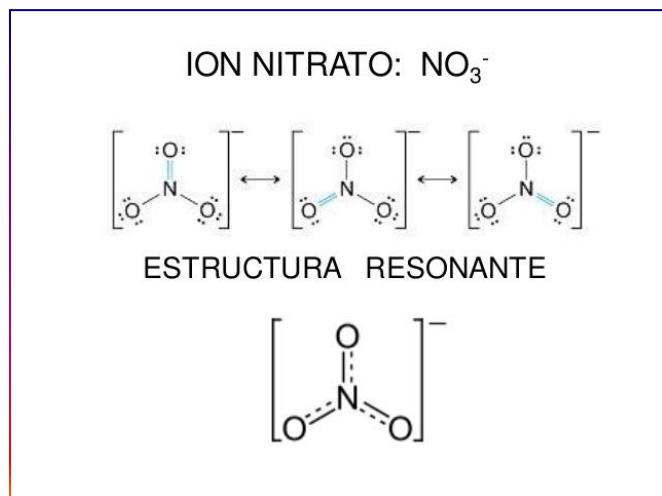


Ninguna por separado es válida, ya que el ozono tiene dos enlaces idénticos, de carácter intermedio entre el simple y el doble. La formula correcta es una mezcla, combinación o hibridación de ambas, a la que se denomina híbrido de resonancia.

Cada fórmula resonante, se suele representar entre corchetes, y si se trata de especies iónicas, la carga del ion se pone como superíndice del corchete. En el caso del ozono, su representación es:



La resonancia no es una oscilación entre una estructura y otra. En todo momento la estructura correcta es una combinación de las dos. Otro ejemplo muy conocido de un híbrido de resonancia es el ion nitrato, NO_3^-



2.2. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA.

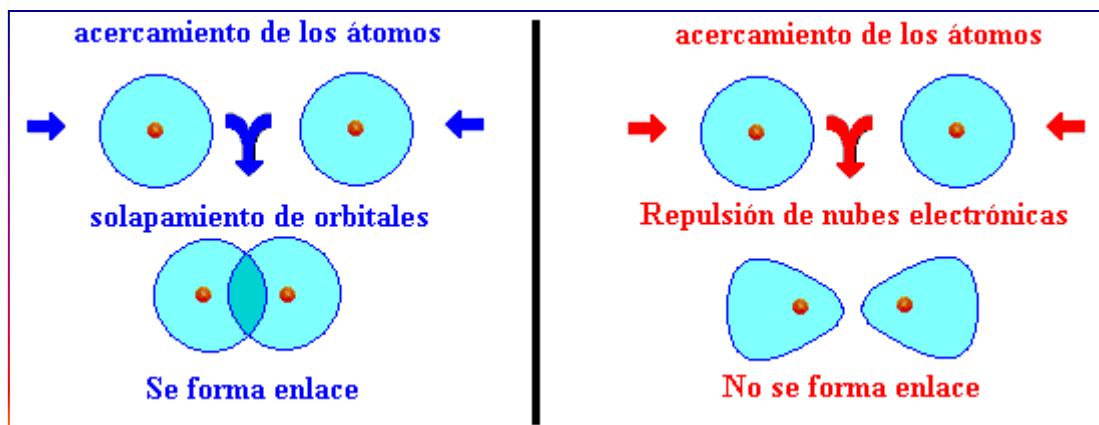
La molécula es entendida como un conjunto de átomos enlazados. La TEV es, por tanto, el desarrollo cuántico natural de la teoría de Lewis.

Los enlaces se forman como consecuencia del solapamiento de los orbitales atómicos. Para que el proceso sea favorable, los OA que solapan espacialmente han de tener electrones desapareados y con espines opuestos.

En el caso del H_2 , como consecuencia del solapamiento de las nubes electrónicas de cada átomo de H, se forma un orbital, donde se aloja la pareja de electrones apareados, que son compartidos por los átomos que se unen.

Pero si los electrones de los orbitales que solapan tienen espines paralelos o son más de dos, el principio de exclusión de Pauli impide el solapamiento, porque no pueden ocupar un mismo orbital electrones con todos los números cuánticos iguales.

En este caso, por ejemplo, el He, se produce repulsión entre las nubes electrónicas, y, por tanto, no hay enlace.



Solapamiento de orbitales y repulsión electrónica en la molécula de hidrógeno y átomos de Helio

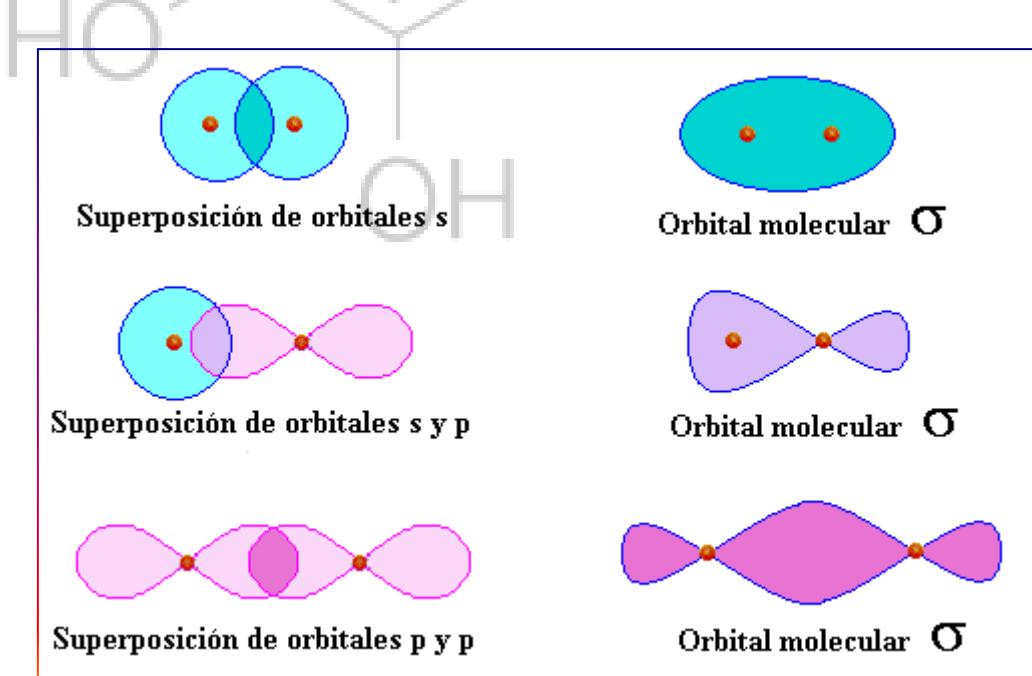
2.2.1 SIMETRÍA DE LOS ORBITALES.

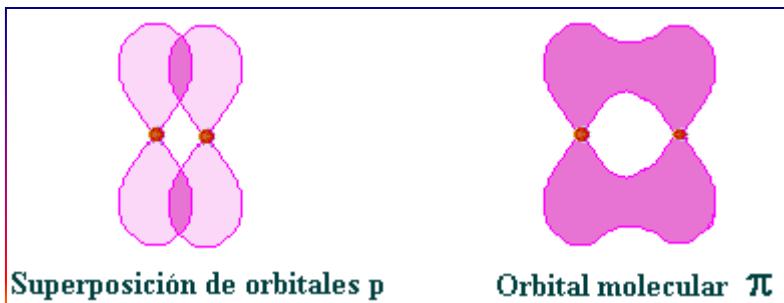
La simetría de estos orbitales depende de qué orbitales atómicos participen y de qué forma solapen.

Existen dos posibilidades:

Enlace tipo sigma (σ). La línea que une los núcleos actúa como un eje de simetría para el orbital. La rotación en torno a ese eje no produce cambio. Esta situación se da cuando los orbitales atómicos solapan frontalmente.

Enlace tipo pi (π). Ocurre cuando los OA solapan lateralmente.





2.2.2. VALENCIA QUÍMICA

La valencia iónica o electrovalencia es la valencia (o valencias) de un elemento cuando forma compuestos iónicos. Tiene signo, ya que nos indica la carga de los iones estables que forma ese elemento.

Con frecuencia, la valencia iónica indica cuántos electrones le faltan o le sobran a un elemento para alcanzar la configuración de gas noble. Así, la electrovalencia del azufre es -2, porque al azufre le faltan 2 electrones para alcanzar la configuración del argón; por eso, su ion estable es S^{2-} .

La valencia covalente o covalencia indica cuántos enlaces covalentes forma un elemento, es decir, cuántos pares de electrones comparte. Esta valencia, que no tiene signo, coincide con el número de electrones desapareados que tiene el átomo antes de enlazarse. Así, por ejemplo, las covalencias del F, el O y el N serán, respectivamente, 1, 2 y 3.

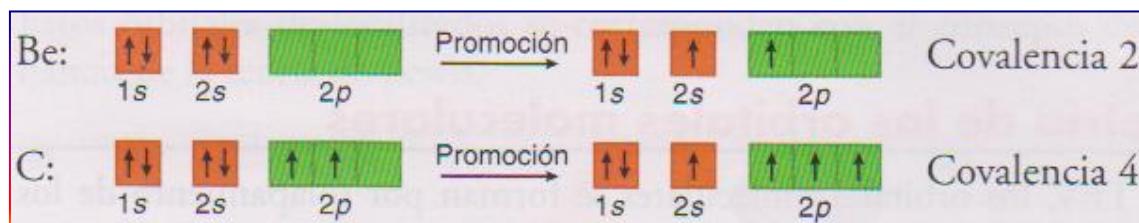
| | | |
|----------------------------|--|--------------|
| $F (Z = 9): [He] 2s^2 p^5$ | | Covalencia 1 |
| $O (Z = 8): [He] 2s^2 p^4$ | | Covalencia 2 |
| $N (Z = 7): [He] 2s^2 p^3$ | | Covalencia 3 |

2.2.3. PROMOCIÓN ELECTRÓNICA

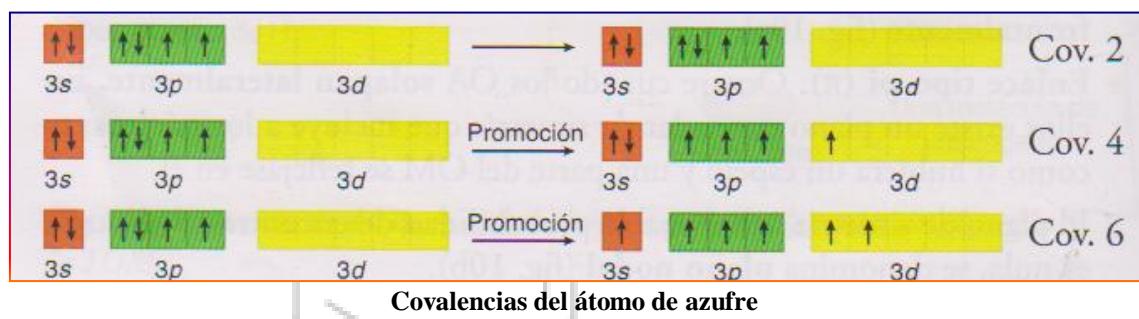
Sin embargo, en otros casos, las covalencias así obtenidas no coinciden con los valores experimentales. Es el caso de Be ($Z=4$), y el C ($Z=6$), que tendrían que ser 0 y 2; pero el hecho es que sus valores son, respectivamente 2 y 4.

La TEV resuelve esta anomalía con el concepto de **promoción electrónica**, según el cual un átomo podrá promocionar electrones a un subnivel energético

superior, si la energía necesaria que debe adquirir, no es muy elevada y la devuelve cuando se forman los enlaces.



La promoción solo es posible a orbitales energéticamente próximos, es decir, de la misma capa electrónica. Los elementos del tercer período y siguientes muestran más covalencias que los del segundo, porque disponen de los orbitales d para albergar electrones. Por eso, el azufre, ($Z = 16$) presenta covalencias 2, 4 y 6, y el oxígeno, no.



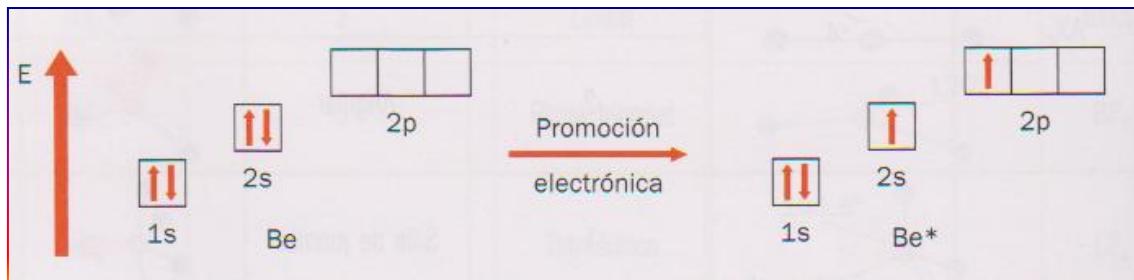
2.3. TEORÍA DE HIBRIDACIÓN

Una de las hipótesis de la teoría del enlace de valencia es que un átomo forma tantos enlaces como electrones despareados tenga (covalencia). Sin embargo algunos elementos, como el berilio, el carbono o el boro, contradicen esta afirmación, al presentar una covalencia menor que el número de enlaces formados como vimos anteriormente.

Por ejemplo, el berilio, elemento cabecera del grupo de los alcalinotérreos, posee cuatro electrones, siendo su configuración electrónica en el estado fundamental $1s^2 2s^2$. Los dos electrones de la capa de valencia están apareados, por lo que no debería formar enlaces sin embargo, produce compuestos lineales del tipo BeX_2 .

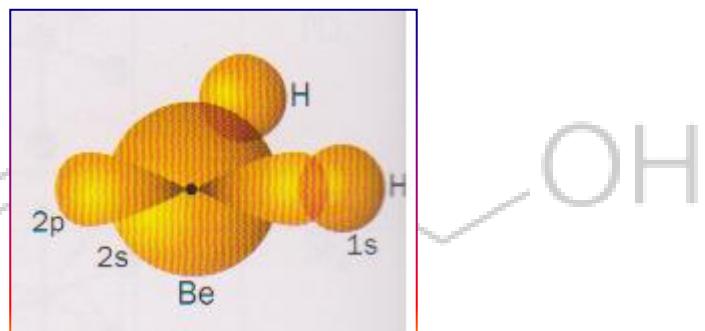
Para conciliar este hecho con la teoría del enlace de valencia, se recurre a los conceptos de promoción electrónica e hibridación.

Promoción electrónica. En el caso de berilio supone que uno de los electrones del orbital $2s$ pasa al $2p$, alcanzando un estado excitado.



En estas condiciones, el berilio presenta covalencia 2 pero si se uniera a dos átomos, por ejemplo de hidrógeno, para formar BeH_2 , originaría enlaces covalentes diferentes al solaparse orbitales distintos.

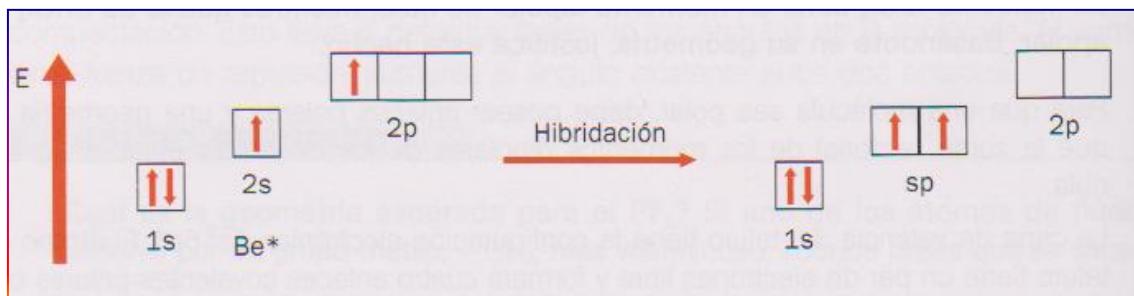
Además, la molécula no sería lineal, ya que el orbital 2s no es direccional.



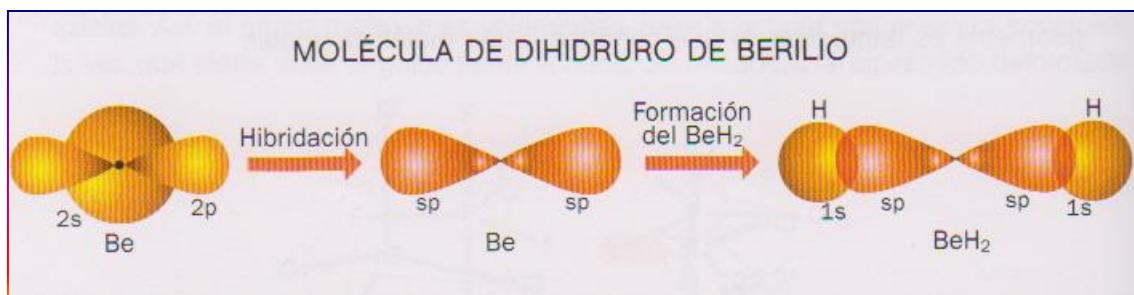
Hibridación. Es la combinación lineal de las funciones que representan n orbitales atómicos para formar n orbitales híbridos

En el caso del átomo de berilio, un orbital 2s y otro 2p se combinan, originando dos orbitales híbridos de tipo "sp", cuyo contenido energético es intermedio respecto de los orbitales de partida.

Así la teoría del enlace de valencia explica la linealidad de la molécula de BeH_2 y el hecho de que los dos enlaces Be-H sean equivalentes

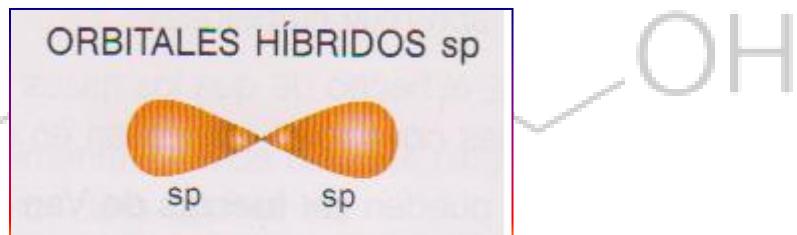


Los dos orbitales híbridos sp son altamente direccionales. Los átomos de hidrógeno se acercan en la dirección de máximo solapamiento, lo que conduce a una estructura lineal

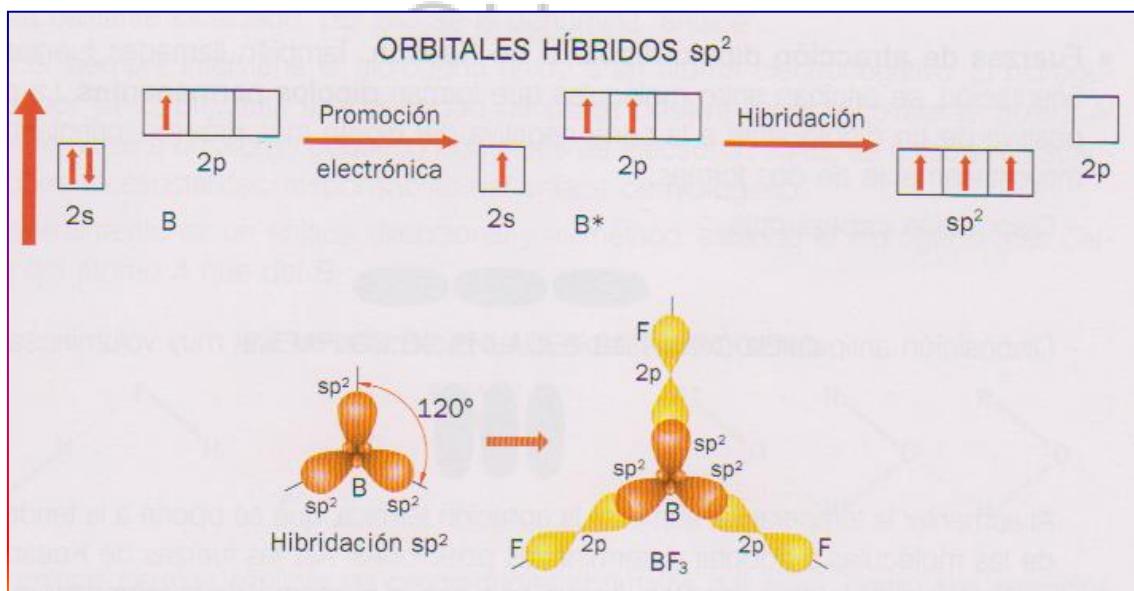


2.3.1 ORBITALES HÍBRIDOS MÁS FRECUENTES.

1 Híbridos sp . Formados por la combinación lineal de un orbital de tipo s, con otro de tipo p pertenecientes al mismo nivel energético. Su geometría es lineal y la covalencia del átomo central es 2. Esta es la hibridación que presenta el átomo de carbono cuando forma enlace triple, como en la molécula de etino.

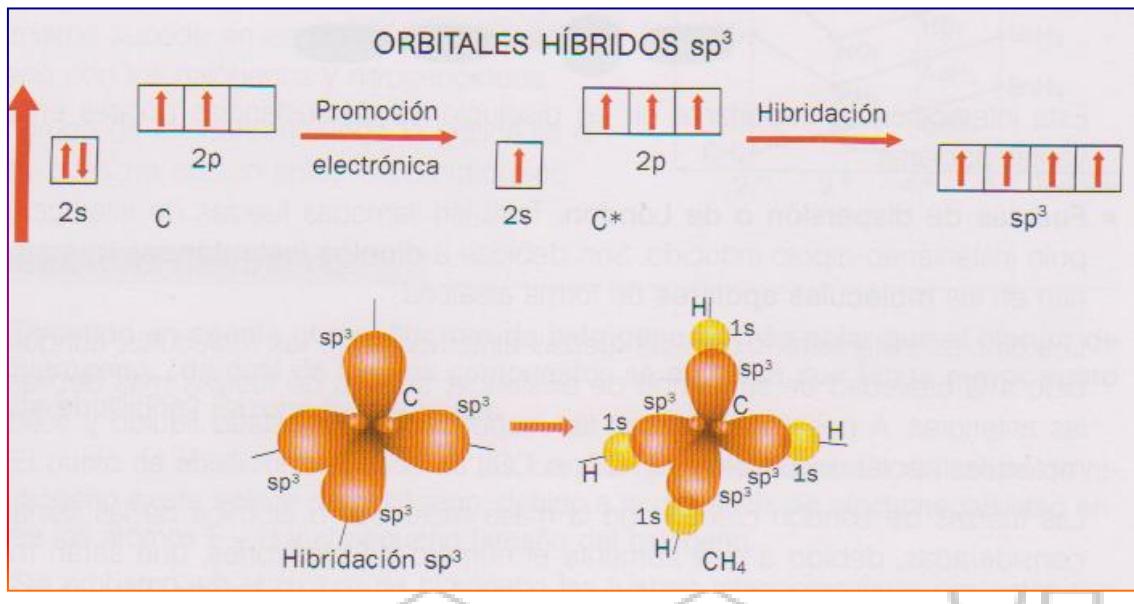


2 Híbridos sp^2 . Formados por la combinación lineal de un orbital de tipo s con dos orbitales de tipo p del mismo nivel energético. Su geometría es triangular plana y la covalencia del elemento central es 3. El boro en el trifluoruro de boro (BF_3) presenta este tipo de hibridación, así como el átomo de carbono cuando forma enlaces dobles. Ejemplo: eteno.



3 Híbridos sp^3 . Formados por la combinación lineal de un orbital de tipo s con los tres orbitales p del mismo nivel energético. Su geometría es tetraédrica y la covalencia del

átomo central es 4. Este tipo de hibridación es la que presenta el carbono cuando forma enlaces sencillos, como en el metano (CH_4).



2.4. TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS DE VALENCIA (REPCV).

Los compuestos covalentes poseen una geometría molecular predecible por la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (REPCV).

Según esta teoría, al formarse una molécula, los electrones, agrupados por pares, se disponen alrededor del átomo central de tal modo que se minimicen las repulsiones entre ellos y, por tanto, también lo haga la energía del sistema.

Basándose en esta premisa se enuncian una serie de reglas para determinar la estructura:

1 Se establece la fórmula de Lewis y se cuentan los pares electrónicos que rodean al átomo central de la molécula, tanto los solitarios (no enlazantes) como los compartidos (enlazantes). En esta teoría, se consideran los dobles y triples enlaces a efectos de repulsión, como si fueran sencillos, son una única zona de alta densidad electrónica.

2 Se establece la geometría que minimizaría las repulsiones entre pares electrónicos.

Las posibles geometrías en función de los pares de electrones totales aparecen recogida en la siguiente tabla.

| Tipo de molécula | Pares electrónicos totales | Geometría | Estructura | Ejemplo |
|------------------|----------------------------|----------------|------------|----------|
| AX_2 | 2 | Lineal | | $BeCl_2$ |
| AX_3 | 3 | Plana trigonal | | BF_3 |
| AX_4 | 4 | Tetraédrica | | CF_4 |

Si los pares electrónicos no son iguales, se producen deformaciones, ya que no todos ellos están igualmente compactados. Así, un doble enlace ocupa aproximadamente el mismo espacio y por tanto ejerce una repulsión parecida que un par de electrones solitario, y ambos más que un par de electrones compartidos.

Par solitario = enlace doble > par compartido

2.4.1 MOLÉCULAS CON PARES ELECTRÓNICOS LIBRES.

Si el átomo central no posee pares electrónicos solitarios, la geometría de la molécula coincide con la disposición espacial de sus nubes electrónicas.

Pero si existen pares de electrones libres, la geometría no coincidirá con la disposición espacial de todas las nubes electrónicas. En este caso la geometría vendrá determinada únicamente por los pares de enlace, y los ángulos entre enlaces disminuirán respecto a los de sus especies homólogas con todos los pares enlazantes.

| Tipo de molécula | Pares electrónicos totales | Pares electrónicos libres | Geometría | Forma molecular | Ejemplos |
|------------------|----------------------------|---------------------------|--------------------|-----------------|----------------|
| AX_3 | 3 | 1 | Angular | | $SnCl_2, SO_2$ |
| AX_4 | 4 | 1 | Piramidal trigonal | | NH_3, PCl_3 |
| | | 2 | Angular | | H_2O, SF_2 |

3. PARÁMETROS DE ENLACE.

3.1 POLARIDAD DE LOS ENLACES.

En la formación del enlace covalente, la electronegatividad de los átomos que intervienen va a determinar la polaridad del enlace y la posible polaridad de la molécula resultante. Veamos los casos posibles:

1 Moléculas diatómicas homonucleares. Al tener los dos átomos la misma electronegatividad, coinciden los centros de distribución de carga positiva y negativa, y las moléculas resultan apolares. Es el caso de H₂, F₂, N₂ y O₂.

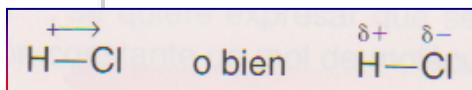
El enlace apolar, es el enlace covalente en que los electrones son compartidos por igual por los dos átomos de modo, que la densidad electrónica es simétrica respecto de los dos núcleos.

2 Moléculas diatómicas heteronucleares. Al tener los dos átomos diferentes electronegatividades, el enlace se polariza y la molécula es un dipolo molecular.

El enlace polar es aquél en que uno de los dos átomos, por ser más electronegativo que el otro, desplaza hacia él la carga electrónica compartida.

Así, en la molécula de HCl, el Cl, más electronegativo que el H, atrae hacia él los electrones compartidos, produciéndose una distribución asimétrica de la carga. Como consecuencia, aparece sobre el Cl una carga parcial negativa δ^- y sobre el H una carga parcial positiva δ^+ .

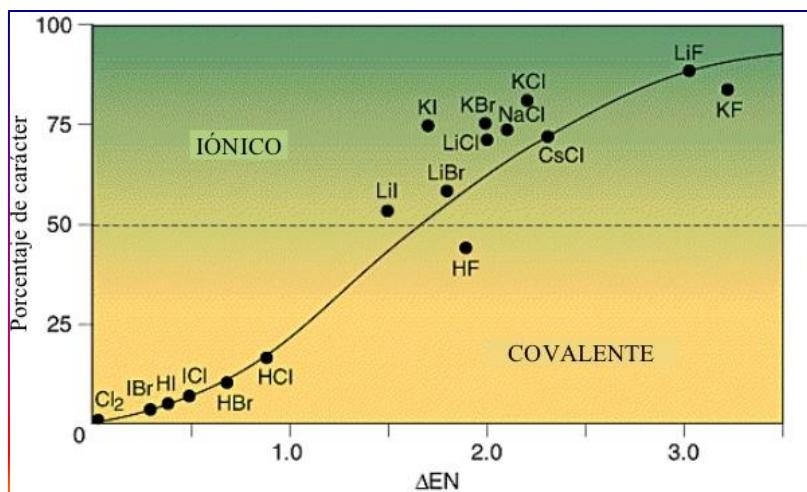
El enlace se ha polarizado y la molécula es un dipolo molecular, lo que se representa de este modo:



El enlace covalente polar, en el que hay una transferencia parcial de los electrones, puede considerarse como intermedio entre el enlace covalente apolar y el enlace iónico, en que la transferencia de electrones es total. Por eso decimos que el enlace polar es parcialmente iónico.

La polaridad de un enlace puede medirse evaluando su carácter iónico parcial a partir de la diferencia de electronegatividad de los dos elementos.

El carácter iónico parcial de un enlace aumenta con la diferencia de electronegatividad de los elementos enlazados.



La medida cuantitativa de la polaridad de los enlaces covalentes se hace mediante la magnitud denominada **momento dipolar**.

El momento dipolar es una magnitud vectorial cuyo módulo, se define como el producto de la distancia **d** que separa dos cargas de igual magnitud y de signo contrario por el valor absoluto **Q** de una de estas cargas. Su sentido es desde la carga positiva a la negativa.

$$\mu = Q \cdot d$$

La unidad de μ , es el **debye**, D, siendo $1 D = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$.

3 Moléculas poliatómicas. Una molécula poliatómica está polarizada, si tiene un momento dipolar resultante. Éste, es la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces presentes en la molécula.

Estas moléculas pueden constituir dipolos dependiendo de varios factores, como:

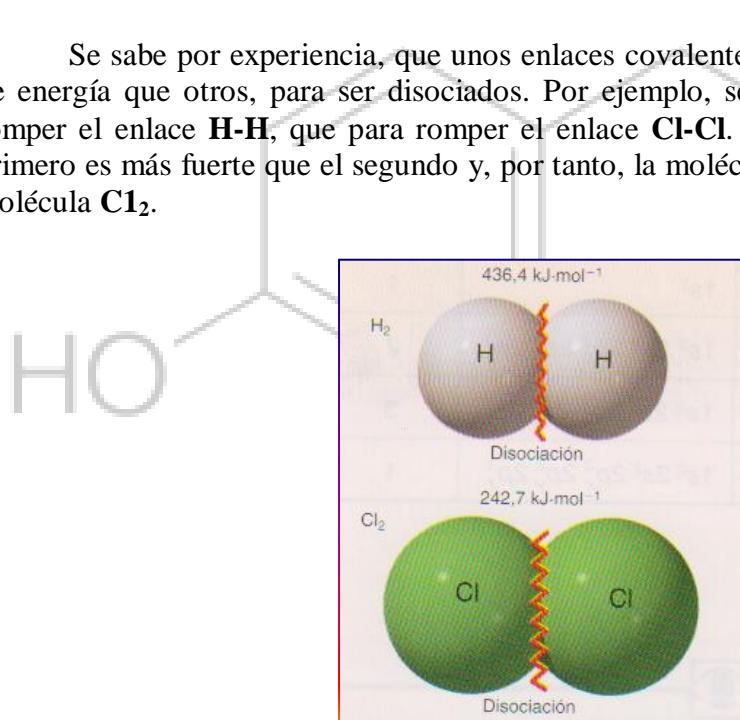
- **La presencia de enlaces polarizados.**
- **La orientación de los enlaces polarizados.**

La importancia de la forma geométrica es determinante: una molécula que posee varios momentos dipolares, puede no estar polarizada si la suma vectorial de estos momentos es nula. En tal caso, los centros de distribución de las cargas positivas y negativas coinciden con el centro geométrico de la molécula.

| | CO_2 | BCl_3 | H_2O | NH_3 |
|----------------------------|---|---|---|---|
| Estructura de Lewis | | | | |
| Geometría molecular | Lineal $O-C-O$ | Triangular plana $\begin{array}{c} Cl \\ \\ B \\ \\ Cl-Cl \end{array}$ | Angular $\begin{array}{c} H \\ \\ O \\ \\ H \end{array}$ | Piramidal triangular $\begin{array}{c} \\ H-N-H \\ \\ H \end{array}$ |
| Enlaces polarizados | $\begin{array}{c} 2 \\ O \leftrightarrow C \leftrightarrow O \\ \text{Los } \mu \text{ se anulan.} \end{array}$ | $\begin{array}{c} 3 \\ Cl \uparrow \\ \\ Cl-B-Cl \\ \text{Los } \mu \text{ se anulan.} \end{array}$ | $\begin{array}{c} 2 \\ H \uparrow \\ \\ O \uparrow \\ H \end{array}$ Hay μ resultante. | $\begin{array}{c} 3 \\ H \uparrow \\ \\ N \uparrow \\ H \end{array}$ Hay μ resultante. |
| Momento dipolar resultante | $\mu_r = 0$ No polarizada | $\mu_r = 0$ No polarizada | $\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Dipolo | $\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Dipolo |

3.2 ENERGÍA DE ENLACE.

Se sabe por experiencia, que unos enlaces covalentes requieren mayor consumo de energía que otros, para ser disociados. Por ejemplo, se requiere más energía para romper el enlace **H-H**, que para romper el enlace **Cl-Cl**. De esto, deducimos, que el primero es más fuerte que el segundo y, por tanto, la molécula **H₂** es más estable que la molécula **Cl₂**.



La mayor o menor fuerza de un enlace covalente, se mide mediante su energía o entalpía de enlace. Ésta es igual en valor absoluto a la energía que se liberó en su formación.

La energía o entalpía de enlace de una molécula diatómica, es la variación de entalpía que tiene lugar, cuando se disocia un mol de moléculas, en estado gaseoso, en átomos en este mismo estado.

Esta disociación debe realizarse en moléculas en estado gaseoso, ya que en los sólidos y en los líquidos aparecen otras fuerzas adicionales entre las moléculas próximas. Su ruptura requeriría un mayor aporte de energía.

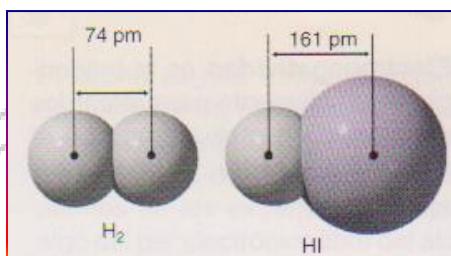
Por ejemplo, cuando decimos que la entalpía de enlace del hidrógeno H, es 436,4 kJ/mol, se quiere expresar que se necesitan 436,4 kJ para disociar a presión constante un mol de moléculas de H₂.

3.3 LONGITUD DE ENLACE.

La energía de enlace tiene relación con otro parámetro: la longitud de enlace.

La longitud de enlace es la distancia entre los núcleos de los dos átomos, unidos mediante un enlace covalente.

La longitud de enlace depende del tamaño de los átomos enlazados y puede medirse experimentalmente mediante técnicas de difracción de rayos X. Así, la longitud del enlace H-H es de 74 pm, mientras que el enlace H-I mide 161 pm, ya que el radio covalente del yodo es mayor que el del hidrógeno. En realidad, la longitud de enlace es aproximadamente la suma de los radios covalentes de los átomos.



En la siguiente tabla pueden verse varias longitudes de enlace. En ella se observa que, para dos átomos iguales, la longitud de enlace triple es menor que en el enlace doble y ésta menor que en el enlace simple.

| Enlace | Longitud de enlace (pm) |
|--------|-------------------------|
| C—H | 107 |
| C—O | 143 |
| C=O | 121 |
| C—C | 154 |
| C=C | 133 |
| C≡C | 120 |
| N—O | 136 |
| N=O | 122 |
| O—H | 96 |

Sin embargo, el enlace triple no es tres veces más fuerte que el C-C, ni el enlace doble es dos veces más fuerte que el enlace C-C. Esto es debido a que el enlace simple C-C es un enlace σ , mientras que en el enlace múltiple, sólo hay un enlace σ , siendo los demás de tipo π , menos estables que aquél, debido al menor solapamiento de las nubes electrónicas.

4. FUERZAS INTERMOLECULARES.

Las fuerzas intermoleculares son interacciones secundarias, que se establecen entre moléculas. Su energía es muy inferior a la del enlace covalente, pero, a pesar de ser débiles, son importantes, ya que son muy numerosas.

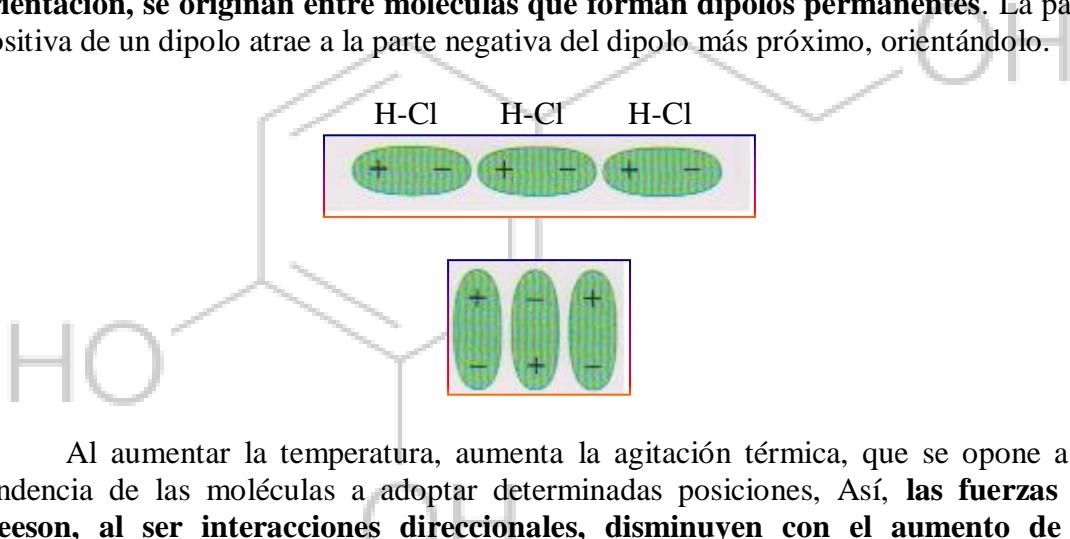
A ellas se debe, por ejemplo, que algunas moléculas covalentes aparezcan en estado líquido o sólido.

Las fuerzas intermoleculares pueden ser fuerzas de Van der Waals o bien enlaces de hidrógeno.

4.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS

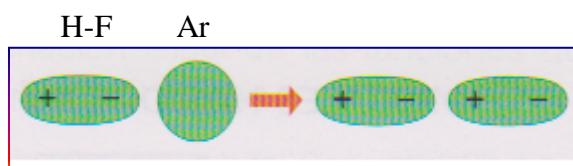
Pueden ser de tres tipos:

1 Fuerzas de atracción dipolo-dipolo o de Keeson. También llamadas **fuerzas de orientación**, se originan entre moléculas que forman **dipolos permanentes**. La parte positiva de un dipolo atrae a la parte negativa del dipolo más próximo, orientándolo.



Al aumentar la temperatura, aumenta la agitación térmica, que se opone a la tendencia de las moléculas a adoptar determinadas posiciones. Así, **las fuerzas de Keeson, al ser interacciones direccionales, disminuyen con el aumento de la temperatura**, es el caso por ejemplo de las interacciones entre moléculas de HCl en estado líquido ó sólido..

2 Fuerzas de atracción dipolo-dipolo inducido o de Debye. Se producen cuando una molécula polar, distorsiona la nube electrónica de otra molécula próxima, creando en ella un dipolo instantáneo o dipolo inducido y surgiendo, así, una fuerza de atracción entre ambas moléculas.



Esta interacción es importante en las disoluciones de sustancias polares en disolventes apolares, un ejemplo de este tipo de interacciones se daría entre moléculas de HF y argón.

3 Fuerzas de dispersión o de London. También llamadas fuerzas de interacción dipolo instantáneo-dipolo inducido **Son debidas a dipolos instantáneos que se originan en las moléculas apolares de forma aleatoria.**

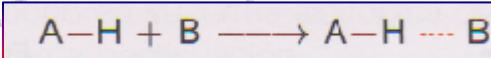
Los dipolos instantáneos originan fuerzas atractivas entre las moléculas, aunque, debido a la brevedad de su tiempo de existencia, se trata de fuerzas más débiles que las anteriores. A pesar de ello, son las responsables del estado líquido y sólido de moléculas apolares como O_2 N_2 , CO_2 .

Las fuerzas de London, crecen con la masa molecular o atómica de las sustancias consideradas, debido a que aumenta el número de electrones, que serán menos atraídos por el núcleo y forman dipolos instantáneos más fácilmente. Esta es la razón, por la cual, las sustancias de elevada masa molecular que se encuentran a temperatura ambiente están en estado líquido o sólido.

4.2. ENLACE DE HIDRÓGENO

Es una interacción que se establece entre un átomo de hidrógeno unido a un elemento A muy electronegativo, y un segundo átomo B, también muy electronegativo, que posee al menos un par de electrones libres.

Los átomos A y B son generalmente, átomos de **flúor, oxígeno y nitrógeno**; y, con menor frecuencia, de azufre, fósforo, cloro, bromo, etc.



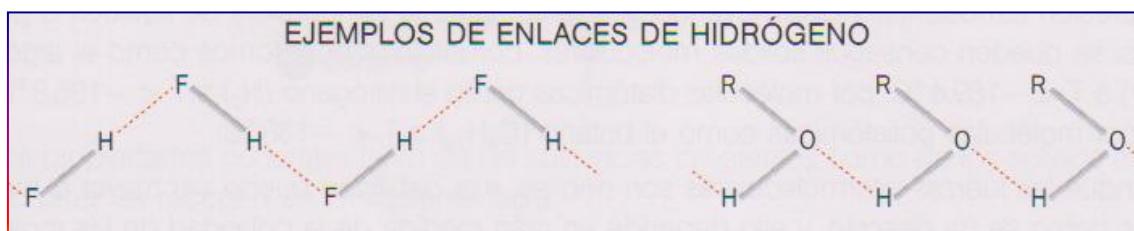
Las características de este enlace son:

1 Su energía es superior a la de las fuerzas de Van der Waals pero menor que la de los enlaces covalentes e iónico.

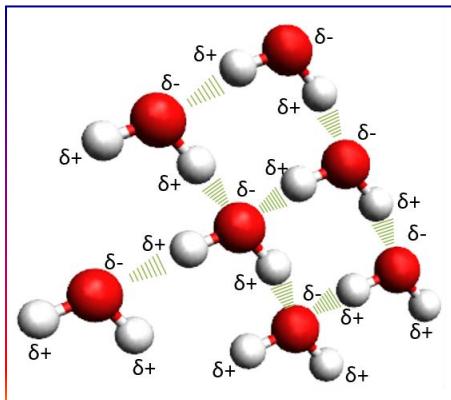
2 Está bastante localizado; por ello se le denomina "enlace".

3 En él siempre interviene el hidrógeno unido a un átomo electronegativo. El hidrógeno por tanto, presenta una densidad de carga positiva (enlace covalente polar). Al aproximarse a un átomo pequeño con pares de electrones libres, se establecen atracciones electrostáticas, responsables del enlace de hidrógeno.

4 Generalmente es un enlace direccional y asimétrico, estando el hidrógeno más cerca del átomo A que del B

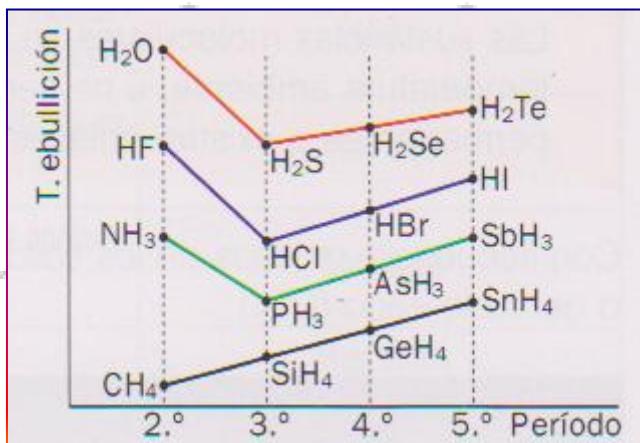


Este enlace permite explicar las propiedades anómalas del agua, como sus elevados puntos de fusión y ebullición comparados con los de resto del grupo de los anfígenos.



Enlace de hidrógeno en la molécula de agua

Al descender en el grupo, dichas temperaturas aumentan debido a fuerzas de dispersión, mientras que, en el agua, el aumento se debe a los enlaces de hidrógeno.



5. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

El enlace covalente se encuentra presente en una gran cantidad de sustancias, que denominamos covalentes. Aunque sus propiedades son muy variadas, pueden clasificarse en dos grupos:

1 Sustancias moleculares, formadas por moléculas propiamente dichas.

2 Sustancias atómicas, o sólidos reticulares, constituidas por redes de átomos, que no forman moléculas en el sentido estricto.

1 Sustancias moleculares

La mayor parte de las sustancias covalentes pertenece a este grupo, en el que hay elementos, como He, Cl₂, O₂, N₂, y compuestos, como H₂O, NH₃, H₂SO₄, C₄H₁₀.

En las condiciones estándar, pueden ser:

- Gases, como O₂, N₂, Cl₂, CO₂, C₃H₈.
- Líquidos, como H₂O, Br₂.
- Sólidos, como I₂, S₈.

a) **En estado sólido, todas ellas forman redes cristalinas constituidas por moléculas, unidas mediante débiles fuerzas intermoleculares.**

b) Sus **puntos de fusión y de ebullición son, por lo general, bajos**, ya que para fundir o hervir estas sustancias sólo es preciso romper las débiles fuerzas existentes entre sus moléculas.

c) **Son generalmente insolubles en disolventes polares, como el agua, y solubles en líquidos covalentes orgánicos**, como benceno C₆H₆, hexano y tetracloruro de carbono CCl₄. Las sustancias que poseen moléculas polarizadas tienen mayor solubilidad en agua,

2 Sustancias atómicas

A este reducido grupo pertenecen, por ejemplo, los elementos carbono, en sus formas cristalinas diamante y grafito, boro, silicio, germanio y el compuesto SiO₂,

Estas sustancias forman, en condiciones estándar, redes cristalinas en cuyos nudos hay átomos unidos por enlaces covalentes. Se les denomina también sólidos covalentes o sólidos reticulares.

Dado que el único tipo de enlace presente es el covalente, se comprenden sus propiedades características.

- a) **Puntos de fusión muy elevados**, que suelen oscilar entre 1200 y 3 600 °C.
- b) **No conductores de la electricidad**, ya que sus electrones, localizados en los enlaces covalentes, no poseen movilidad alguna.
- c) **Insolubles en cualquier disolvente**.
- d) **Elevada dureza**.

ENLACE QUÍMICO: ENLACE IÓNICO Y METÁLICO

1. *Enlace iónico.*
 - 1.1. *Principales características.*
 - 1.2. *Índice de coordinación.*
 - 1.3. *Energía reticular.*
 - 1.4. *Ciclo de Born-Haber.*
2. *Enlace metálico.*
 - 2.1. *Modelo de la nube electrónica*
 - 2.2. *Teoría de bandas*
 - 2.3. *Propiedades de los metales.*
3. *Cuadro resumen de propiedades de compuestos.*

1 ENLACE IÓNICO.

1.1. PRINCIPALES CARACTERÍSTICAS

Como ya sabemos, los iones son átomos o grupos de átomos que poseen cargas positivas o negativas por haber cedido o adquirido electrones. Estos iones pueden ser monoatómicos como: Na^+ , Ca^{2+} , F^- , O^{2-} , o poliatómicos como: NO_3^- , SO_4^{2-} .

Dependiendo de su estructura electrónica, cada átomo cede o recibe un número determinado de electrones hasta adquirir la configuración estable de gas noble. Con ello adquiere una cierta carga positiva o negativa, a la que denominamos valencia iónica.

La valencia iónica de un elemento, (como ya sabemos) es la carga, que adquieren sus átomos, al convertirse en iones positivos o negativos: ELECTROVALENCIA

Así, el potasio, K ($Z=19$), cuya estructura electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, cede un electrón y adopta una configuración del gas noble argón ($Z=18$). $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. En consecuencia, su valencia iónica será $1+$.

La existencia de iones positivos y negativos supone un proceso de transferencia de electrones. Como consecuencia, aparecen fuerzas electrostáticas que tienden a agrupar iones de determinada carga entorno a otros de carga opuesta. El resultado de estas fuerzas se conoce con el nombre de **enlace iónico**.

El enlace iónico, es la unión resultante de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos, para dar lugar a la formación de un compuesto constituido por una red cristalina iónica.

1.2. ÍNDICE DE COORDINACIÓN.

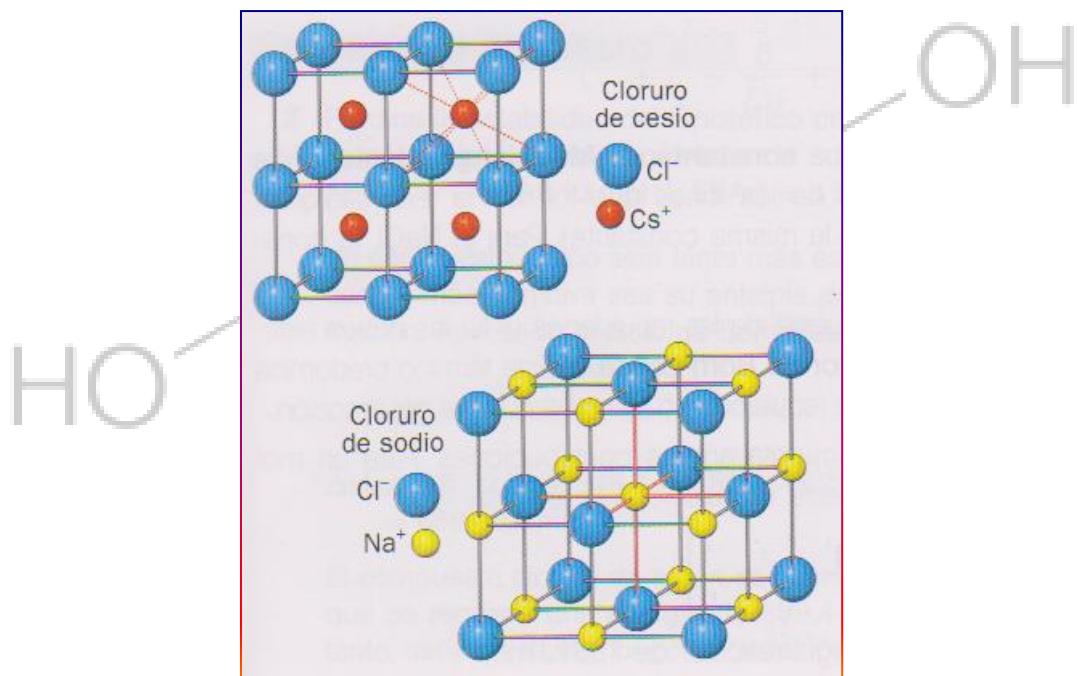
Cada compuesto iónico adopta una estructura cristalina característica en la que los iones se colocan de forma peculiar en los nudos de la red, compensándose las fuerzas atractivas y repulsivas.

La forma cristalina adoptada requiere que se cumplan estas dos condiciones:

1 Los iones deben ocupar el menor volumen posible, es decir, el empaquetamiento debe ser máximo.

2 El cristal debe ser neutro, es decir, el número de cargas positivas ha de ser igual al de cargas negativas.

El índice de coordinación de un ión en una red cristalina iónica, es el número de iones de signo contrario que le rodean, a la misma distancia.



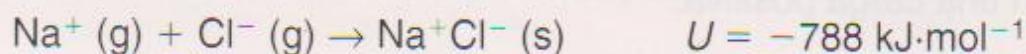
Índices de coordinación del Cloruro de Cesio=8 y del cloruro de sodio=6.

1.3. ENERGÍA RETICULAR.

La magnitud que determina la mayor o menor estabilidad de un compuesto iónico, recibe el nombre de energía de red, U.

La energía de red o energía reticular, U, de un compuesto iónico, es la energía del proceso de formación de un mol de cristal iónico sólido, a partir de sus correspondientes iones en estado gaseoso, cuando entre ellos, no existe interacción alguna.

Este proceso es siempre exotérmico, por lo que la energía de red es negativa. Por ejemplo, para el cloruro de sodio, se tiene:



El valor de la energía de red, viene dado por la fórmula que ves a continuación, derivada de la Ley de Coulomb ($F = KQ_1Q_2/r^2$):

$$U = -N_A A \frac{Z_c Z_a e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

N_A = constante de Avogadro

A = constante de Madelung, cuyo valor depende del tipo de estructura

Z_c y Z_a = cargas del catión y del anión

e = carga del electrón

r_0 = distancia de equilibrio entre los núcleos de catión y anión

n = exponente de Born, característico del par de iones enlazados

Un compuesto, es tanto más estable, cuanto más negativo es el valor de su energía de red.

La energía de red, en valor absoluto, aumenta con la carga de los iones y disminuye con la distancia entre los núcleos del catión y del anión.

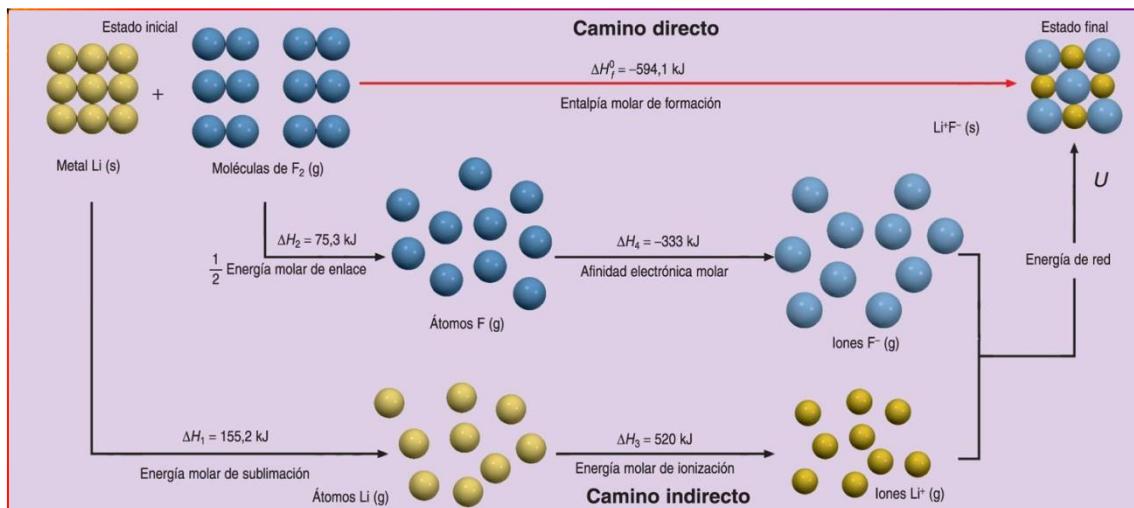
Debido a su estructura interna cristalina y al valor de la energía de red, los compuestos iónicos presentan todos ellos unas propiedades similares, ya vistas con detenimiento en cursos anteriores, no obstante se pueden ver resumidas en el cuadro de la página 6.

1.4. CICLO DE BORN-HABER.

La determinación experimental de la energía de red de los compuestos iónicos presenta dificultades, pero puede ser calculada indirectamente siguiendo un proceso cíclico termodinámico, denominado ciclo de Born-Haber. Éste se basa en la hipótesis de que un mismo compuesto iónico puede obtenerse por dos caminos o procesos diferentes.

Por ejemplo, en la formación de un compuesto binario del tipo **MX**, donde M es un metal alcalino y X un elemento halógeno, el camino directo supondría la unión de los dos elementos, en condiciones estándar, para formar un mol de compuesto sólido. Otro camino supone que los dos elementos se transforman previamente en iones en estado gaseoso antes de dar lugar al compuesto sólido.

La figura siguiente representa el ciclo de Born-Haber correspondiente a la formación del fluoruro de litio, a partir de sus elementos en condiciones estándar. El valor de su energía de red se determina a partir de las demás energías involucradas en el ciclo, ya que, según la ley de Hess:



$$\Delta H_f^0 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U$$

Por consiguiente:

$$U = \Delta H_f^0 - \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4$$

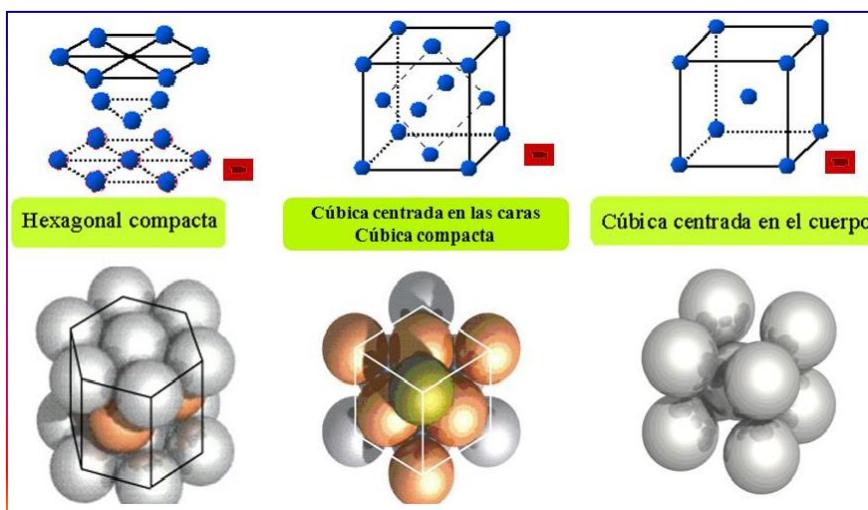
2. ENLACE METÁLICO.

Los elementos metálicos, que constituyen la mayoría de los elementos conocidos, presentan unas propiedades físicas características, muy diferentes de las propias de las sustancias iónicas o de las covalentes.

Ello es debido al tipo de enlace entre sus átomos: el enlace metálico.

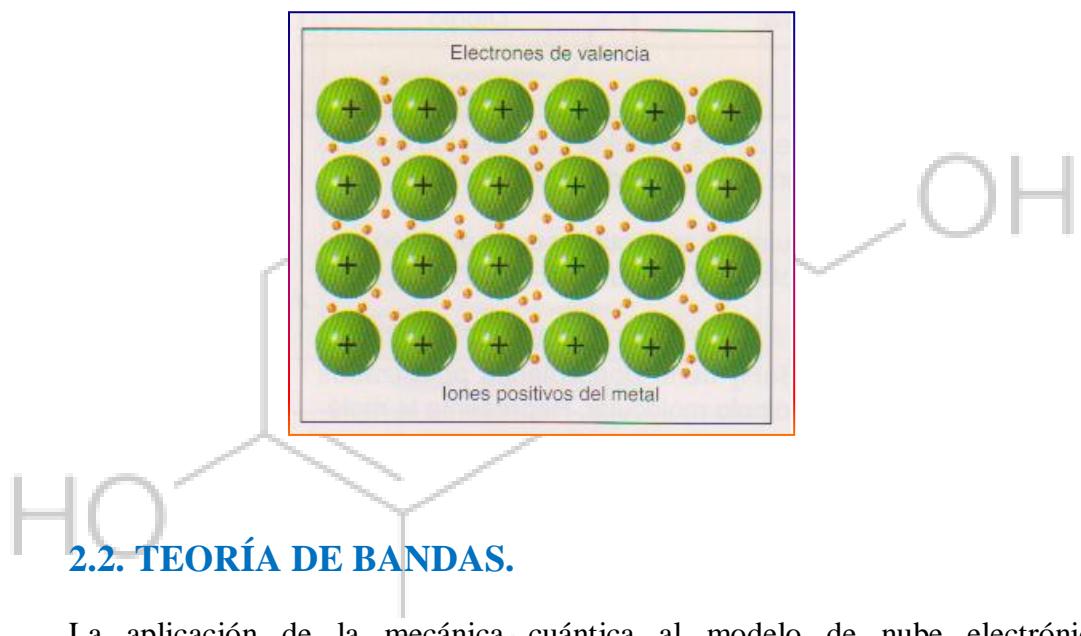
El enlace metálico, es la fuerza de unión existente entre dos átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

A temperatura y presión ambiente, los metales se presentan formando cristales que suelen pertenecer a uno de estos tres tipos de estructura: cúbica centrada en el cuerpo, cúbica centrada en las caras y hexagonal compacta.



2.1 MODELO DE NUBE ELECTRÓNICA

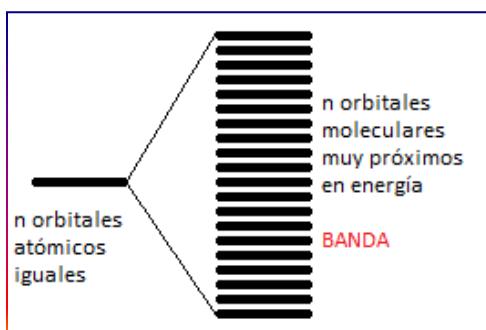
La red cristalina metálica, está formada por iones del metal, es decir, átomos que han cedido sus electrones de valencia. Éstos están deslocalizados en el conjunto del cristal y disponen de libertad de desplazamiento a través de los huecos existentes entre los iones; constituyen la denominada nube electrónica. La estabilidad de la red cristalina, es debida a la interacción entre los iones metálicos y la nube de electrones deslocalizados.



La aplicación de la mecánica cuántica al modelo de nube electrónica proporcionó un nuevo modelo, **el modelo de bandas**, que interpreta la conductividad eléctrica de los metales de manera interesante.

Supongamos, por ejemplo un cristal de magnesio ($1s^2 2s^2 p^6 3s^2$) que contiene un mol de átomos, es decir N_A átomos, o lo que es lo mismo $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de magnesio.

Si interaccionan N_A orbitales 3s, se producirán N_A orbitales moleculares. Éstos tienen valores de energía muy próximos y constituyen una banda de energía, denominada **banda de valencia**. En el caso del magnesio, esta banda está llena, ya que el mol de átomos proporcionó $2 \cdot N_A$ electrones de valencia, todos los que puede admitir dicha banda.

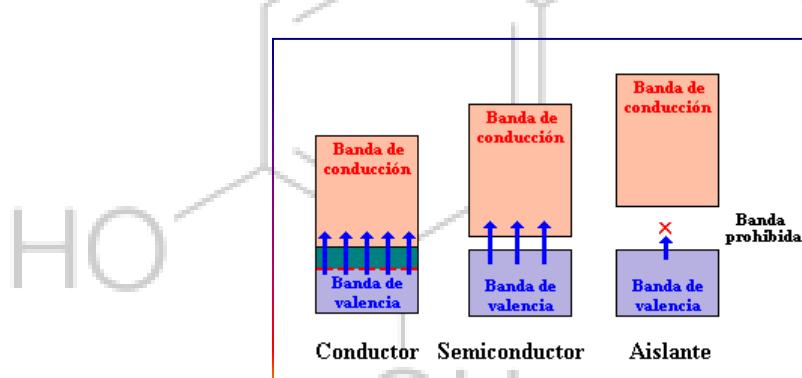


Pero los 3 orbitales atómicos 3p, vacíos, también interactúan y forman una banda de 3. N_A orbitales moleculares. Como los orbitales atómicos 3s y 3p tienen energías próximas, las bandas formadas, que contienen 4. N_A orbitales y solo 2. N_A electrones se superponen energéticamente.

Al aplicar un campo eléctrico, los electrones de la banda llena 3s saltan a orbitales vacantes de la banda vacía 3p, que se constituye en banda conductora.

Así, según el grado de llenado de las bandas de valencia y su diferencia energética, podemos encontrar tres situaciones: metales conductores, metales semiconductores y aislantes.

| | |
|--------------------------------|--|
| Metales conductores | Poseen bandas de valencia parcialmente llenas o llenas superpuestas a bandas vacías. En ambos casos se necesita muy poca energía para que los electrones de orbitales llenos se exciten a orbitales vacíos más energéticos. Estos electrones pueden moverse por todo el metal constituyendo la corriente eléctrica. Es el caso del magnesio. |
| Metales semiconductores | Tienen bandas de valencia llenas que no se superponen a las bandas vacías de conducción, pero la diferencia energética es tan pequeña que basta una mínima elevación de la temperatura para excitar los electrones de más energía a la banda de conducción vacía. Así sucede, por ejemplo, con el silicio y el germanio |
| Aislantes | La diferencia de energía entre las bandas de valencia y las vacías es grande, por lo que el paso de electrones de una a otra no es posible. |



Aplicaciones de semiconductores y superconductores

El principal uso de los **semiconductores**, se encuentra en la fabricación de transistores, utilizados en todo tipo de aparatos electrónicos, tales como ordenadores, teléfonos móviles, circuitos integrados, televisiones etc...

Actualmente, entre las aplicaciones más útiles e interesantes que se les da a los materiales **superconductores** (no ofrecen resistencia eléctrica y por tanto no se calientan) destacan las siguientes:

-Construcción de ordenadores ultrarrápidos

-Dentro del ámbito médico se han empleado para poder solucionar aneurismas sin necesidad de emplear cirugía, para extraer tumores e incluso para poder corregir arterias que habían sufrido algún daño.

Se espera que, en el futuro, los superconductores se empleen para construir **motores eléctricos** sin resistencia eléctrica y para crear equipos que permitan almacenar **energía**, entre otras aplicaciones.

2.3. PROPIEDADES DE LOS METALES.

Los metales muestran unas propiedades características diferentes de las que aparecen en los compuestos iónicos y en las sustancias covalentes. Esto es consecuencia de su peculiar tipo de enlace.

Entre estas propiedades pueden destacarse las siguientes:

1 Puntos de fusión y de ebullición elevados, en general, siendo especialmente altos en los metales de transición y bastante más bajos en los metales alcalinos y alcalinotérreos.

2 Alta conductividad eléctrica en estado sólido, por lo que se denominan conductores de primera especie. Ello se debe a la movilidad de sus electrones de valencia.

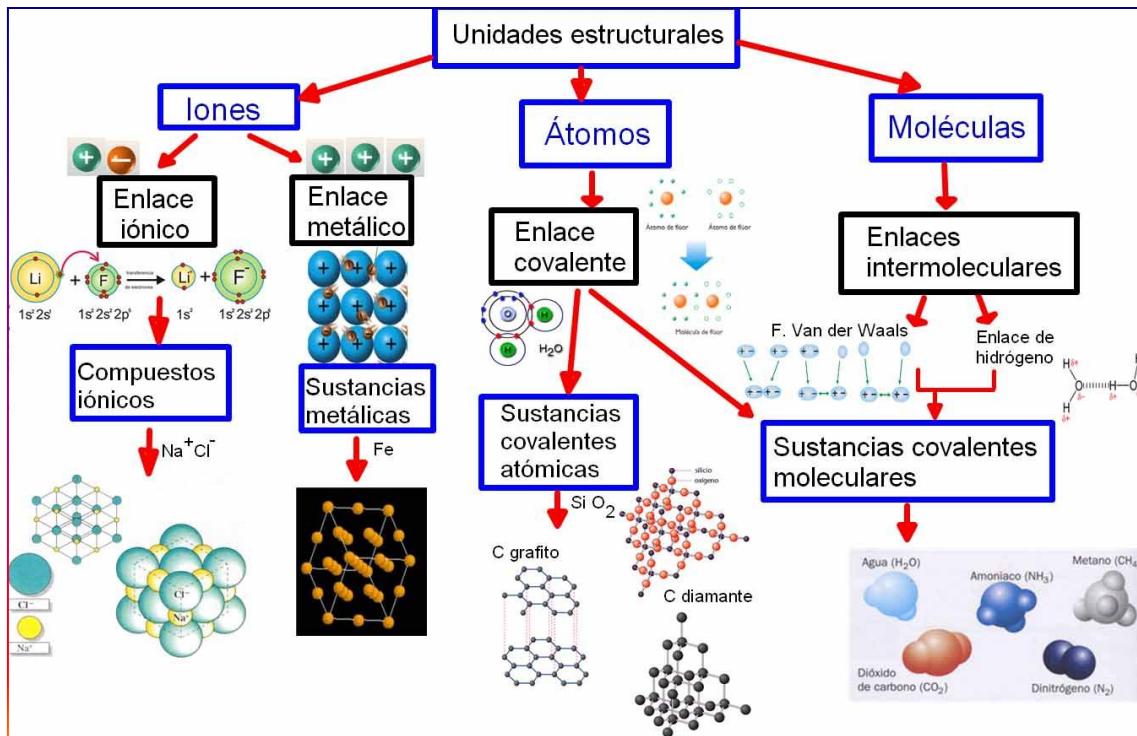
3 Alta conductividad térmica.

4 Buenas propiedades mecánicas, como ductilidad, maleabilidad y tenacidad, tanto de los metales puros como de sus aleaciones. A causa de estas propiedades sus aplicaciones técnicas son variadísimas.

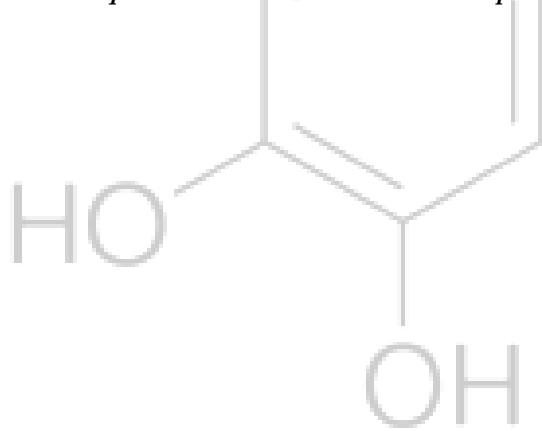
5 La densidad es, en general, elevada, especialmente en los metales de transición, como consecuencia de sus estructuras compactas.

3. CUADRO RESUMEN DE LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS

| Propiedad | Sustancias iónicas | Sustancias moleculares | Sólidos covalentes | Sustancias metálicas |
|--|--|--|--|---|
| Dureza | Duras pero frágiles | Blandas | Muy duras | Duras y blandas (gran variedad) |
| Estado a temperatura ambiente | Sólidas | Gases, líquidas y sólidas | Sólidas | Sólidas menos el Hg (líquido) |
| Puntos de fusión | Altos | Variados sin llegar a ser altos | Muy altos | Variados pero altos |
| Puntos de ebullición | Líquidos en gran rango de temperaturas | Líquidos en pequeños rangos de temperatura | Muy altos | Muy altos |
| Solubilidad en agua | Solubles en general | Insolubles en general | Insolubles | Insolubles en general |
| Solubilidad en disolventes apolares | Insolubles | Solubles en general | Insolubles | Insolubles |
| Conductividad eléctrica | Si disueltos o fundidos; no en estado sólido | No | No | Si |
| Ejemplos | NaCl HgO MgCO ₃ | F ₂ CO ₂ CH ₄ | Diamante (C _n) Cuarzo (SiO ₂) Carburo de Silicio | Al _n Fe _n Cr _n |



Esquema aclaratorio de los distintos tipos de sustancias y los enlaces que las forman



ENLACE QUÍMICO

Cuestiones generales.

- Realiza un cuadro resumen con los principales tipos de hibridaciones.
- Tomando como referencia los compuestos: NH_3 , CH_3Cl , y BeF_2 **a)** ¿qué hibridación presenta el átomo central; **b)** señala si alguna de las moléculas será polar (razona las respuestas).

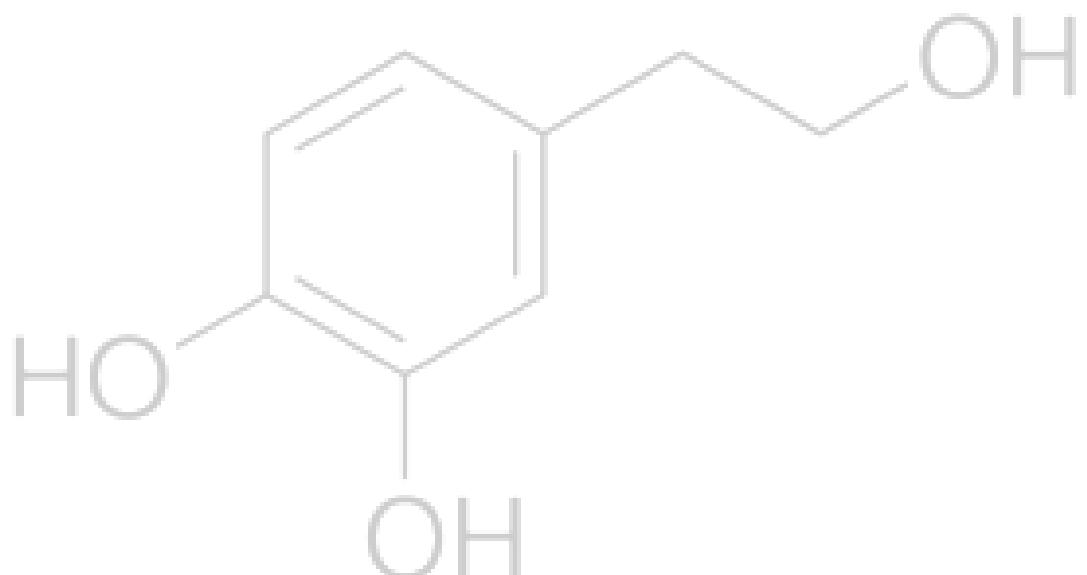
Enlace covalente y geometría.

- Contesta razonadamente: **a)** los enlaces flúor-boro y nitrógeno-hidrógeno, ¿son polares o no polares? **b)** Las moléculas BF_3 y NH_3 ¿son polares o no polares?
- Explica la geometría del metano, basándote bien en modelo de repulsión de pares de electrones.
- Indica basándote en modelo de repulsión de pares de electrones la geometría del propeno ($CH_3-CH=CH_2$).
- Indica basándote en modelo de repulsión de pares de electrones, la geometría de los distintos átomos de carbono en la molécula de propino e indique la hibridación de los átomos de carbono.
- Para las moléculas CH_4 , C_2H_4 y C_2H_2 , indique: **a)** La hibridación de los átomos de carbono **b)** Los enlaces sigma y pi que se presentan en estas moléculas.
- Justifica la geometría de las moléculas covalentes: BeF_2 , BCl_3 , CCl_4 , H_2O , NH_3 , a partir del modelo de repulsión de pares electrónicos.

Tipos de enlace y propiedades de las sustancias.

- Los puntos de ebullición del CH_3-CH_3 , CH_3-O-CH_3 , y CH_3-CH_2-OH son, respectivamente, $-88^{\circ}C$, $-25^{\circ}C$ y $78^{\circ}C$. Explica razonadamente estas diferencias.
- Indica qué tipo de enlace o fuerza intermolecular presentarán las sustancias que tienen las siguientes propiedades: **a)** no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí la conducen fundidos o disueltos en agua **b)** No son solubles en agua, tienen gran dureza y alto punto de fusión
- Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indica razonando las respuestas: **a)** Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales y el grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos; **b)** Tipo de enlace formado cuando se unen A y B y cuando se unen entre sí átomos de C.

- 12.- Considerando las sustancias Br_2 , Fe , HF y $NaBr$, justifique en función de sus enlaces: **a)** si son o no solubles en agua; **b)** Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- 13.- Explica los siguientes hechos: **a)** El agua es líquida a temperatura ambiente mientras que el sulfuro de hidrógeno es gas; **b)** El bromuro de sodio se disuelve en agua fácilmente, mientras que el bromo es prácticamente insoluble.



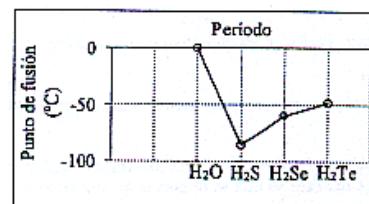
ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACE QUÍMICO**EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1**

1. Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada:
 - a) Las que poseen enlace covalente.
 - b) De entre las del apartado a), las que son polares, teniendo en cuenta su geometría.
2. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco:
 - a) Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
 - b) Indique la hibridación del átomo central.
 - c) Justifique la polaridad de las mismas.
3. a) Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua y fluoruro de cesio.
b) En el caso que predomine el enlace covalente, justifique la geometría y la polaridad de las moléculas.
4. Dadas las moléculas de agua y difloruro de berilio, justifique:
 - a) La geometría de las mismas, de acuerdo con la teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
 - b) La polaridad de los enlaces y la polaridad de las moléculas.
5. Comente cada una de las frases siguientes, indicando si pueden ser verdaderas o no, y explique las razones en las que se basa:
 - a) El agua es un compuesto covalente apolar.
 - b) El agua es un buen disolvente de sustancias iónicas.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

1. a) Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos X (Z = 19); Y (Z = 17).
 b) Justifique el tipo de enlace que se formará cuando se combinen X-Y o Y-Y.
 c) Justifique si las dos especies formadas en el apartado anterior serán solubles.
2. a) Dibuje la geometría de las moléculas: BCl_3 y H_2O , aplicando la teoría de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 b) Explique si poseen momento dipolar.
 c) Indique la hibridación que tiene el átomo central.
3. Calcule la energía reticular del cloruro de sodio sabiendo:
 Entalpía de formación (NaCl) = - 411 kJ/mol
 Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol
 Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol
 Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol
 Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol
4. a) Represente, según la teoría de Lewis, las moléculas de etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2). Comente las diferencias más significativas que encuentre.
 b) Qué tipo de hibridación presenta el carbono en cada una de las moléculas.
5. Dada la gráfica adjunta, justifique:
 a) El tipo de enlace dentro de cada compuesto
 b) La variación de los puntos de fusión
 c) Si todas las moléculas tienen una geometría angular, ¿Cuál será la más polar?
6. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias:

| cristales | U (kJ/mol) |
|-----------|------------|
| NaF | - 914 |
| NaCl | - 770 |
| NaBr | - 728 |



Razone cómo varían:

- Sus puntos de fusión
- Su dureza.
- Su solubilidad en agua.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

1. Dadas las especies moleculares PF_3 y SiF_4 .
 - Determine su geometría mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia
 - Razone si los enlaces serán polares.
 - Razone si las moléculas presentarán momento dipolar.
2. Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del mismo período y tienen 1,3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
 - ¿Qué fórmulas tendrán los compuestos formados por A y D, y por B y D?
 - ¿El compuesto formado por B y D será iónico o covalente?
 - ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál más baja?
3. Las configuraciones electrónicas: $A = 1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ $B = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$
 $C = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$
 Corresponden a átomos neutros. Indique las fórmulas y justifique el tipo predominante de enlace de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

| | | |
|----------|----------|----------|
| a) A y C | b) B y C | c) C y C |
|----------|----------|----------|
4. Describa el tipo de fuerzas que hay que vencer para llevar a cabo los siguientes procesos:
 - Fundir hielo
 - Hervir bromo (Br_2)
 - Fundir cloruro de sodio.
5. Explique desde el punto de vista de las interacciones moleculares los siguientes hechos:
 - El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano
 - El etanol tiene un punto de ebullición más alto que el etano.
6. a) Represente la estructura del tricloruro de fósforo, según la teoría de Lewis.
 b) Indique cuál será su geometría según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 c) ¿Podrá tener el fósforo una covalencia superior a la presentada en el trifloruro de fósforo? Razone la respuesta.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

1. Los elementos A, B, C y D pertenecen al mismo periodo y tienen 1, 3, 5 y 7, electrones de valencia, respectivamente. Indique, razonando la respuesta: a) Qué elemento tiene P.I energía de ionización más alta y cuál la más baja. b) Qué fórmulas tendrán los compuestos A-D y B-D. c) Si el compuesto formado por C y D será iónico o covalente.

2. La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos:

| | | | | |
|--------------------|------|------|------|-----|
| Compuesto | Na F | NaCl | NaBr | NaI |
| Punto de fusión °C | 980 | 801 | 755 | 651 |

Considerando los valores anteriores: a) Indique cómo variará la energía reticular en este grupo de compuestos. b) Razone cuál es la causa de esa variación.

3. Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 .

- a) Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 b) Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.

Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

4. a) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl.

- b) Calcule la energía reticular del $\text{NaCl}(s)$, a partir de los siguientes datos:

Datos:

Entalpía de sublimación del sodio = 108 kJ/mol;
 Entalpía de disociación del cloro = 243,2 kJ/mol;
 Entalpía de ionización del sodio = 495,7 kJ/mol,
 Afinidad electrónica del cloro = -348,0 kJ/mol;
 Entalpía de formación del cloruro de sodio = -401,8 kJ/mol.

5. a) Escriba las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas de etano (CH_3CH_3) y eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$)

- b) Explique qué tipo de hibridación tiene el carbono en cada compuesto.

6. Dadas las especies químicas H_2S y PH_3 :

- a) Represéntelas mediante diagramas de Lewis.
 b) Prediga la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada especie.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

1. Dadas las siguientes moléculas: SiH_4 , NH_3 y BeH_2 .
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central.
2. Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:
 - a) $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$
 - b) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$
 - c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
3. Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

| Elemento | A | B | C | D |
|--------------------|-----|-----|-----|-----|
| Electronegatividad | 3,0 | 2,8 | 2,5 | 2,1 |

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

- a) Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta.
 - b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.
4. Dadas las siguientes moléculas: CCl_4 , BF_3 y PCl_3
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la polaridad de cada una de las moléculas.
 5. En función del tipo de enlace explique por qué:
 - a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
 - b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
 - c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.
 6. Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas
 - a) En la molécula C_2H_4 los dos átomos de carbono presentan hibridación sp^3 .
 - b) El átomo de carbono de la molécula CH_4 posee hibridación sp^3 .
 - c) La molécula de C_2H_2 es lineal.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

1. a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.
b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:
 Entalpía de formación del $[\text{LiF}(\text{s})] = -594'1 \text{ kJ/mol}$
 Energía de sublimación del litio = $155'2 \text{ kJ/mol}$
 Energía de disociación del $\text{F}_2 = 150'6 \text{ kJ/mol}$
 Energía de ionización del litio = $520'0 \text{ kJ/mol}$
 Afinidad electrónica del flúor = $-333'0 \text{ kJ/mol}$.
2. Dadas las sustancias PCl_3 y CH_4 :
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de las moléculas anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada caso.
3. Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:
 - a) El cloruro de sodio es soluble en agua.
 - b) El hierro es conductor de la electricidad.
 - c) El metano tiene bajo punto de fusión.
4. Dadas las sustancias: NH_3 y H_2O .
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de las moléculas anteriores mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central en cada caso.
5. a) ¿Cuál es la geometría de la molécula BCl_3 ?
b) ¿Es una molécula polar?
c) ¿Es soluble en agua?
Justifique las respuestas.
6. a) ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?
b) ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

1. Justifique las siguientes afirmaciones:
 - a) A 25°C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
 - b) El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
 - c) En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

2. a) Represente la estructura de Lewis de la molécula NF_3 .
b) Prediga la geometría de esta molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
c) Justifique si la molécula de NF_3 es polar o apolar.

3. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) Los metales son buenos conductores de la electricidad.
 - b) Todos los compuestos de carbono presentan hibridación sp^3 .
 - c) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

4. Para las moléculas BCl_3 y NH_3 , indique:
 - a) El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
 - b) La hibridación del átomo central.
 - c) La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

5. Dadas las especies químicas H_2S , PH_3 y CCl_4 , indique:
 - a) La estructura de Lewis de cada molécula.
 - b) La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) La hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

- A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - Explique la posible existencia de las moléculas: AB, B_2 y AB_4 .
 - Justifique la geometría de la molécula AB_4 .
 - Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB_4 .
- Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:
 - Un hilo de cobre.
 - Un cristal de $Cu(NO_3)_2$.
 - Una disolución de $Cu(NO_3)_2$.
- En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y $BeCl_2$.
 - Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?
- Dadas las especies: H_2O , NH_4^+ y PH_3
 - Represéntelas mediante estructuras de Lewis.
 - Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl.
 - ¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

1. Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 :
 - Indique el tipo de enlace que existirá en cada una.
 - Justifique si los enlaces están polarizados.
 - Razone si dichas moléculas serán polares o a polares.
 2. Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 :
 - Represéntelas mediante estructuras de Lewis.
 - Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Indique la hibridación del átomo central.
 3. Teniendo en cuenta la energía reticular de los compuestos iónicos, conteste razonadamente:
 - ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza: LiF o KBr ?
 - ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS ?
 4. Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :

¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta.

Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

¿Son polares esas moléculas? Justifique su respuesta.
 5. Dadas las moléculas de BCl_3 y H_2O :

Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

Justifique la polaridad de las mismas
 6. Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indique:

El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo.

La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

La hibridación del átomo central.
 7. Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr , NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
- Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
- Justifique cuál de ellos será menos soluble.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1. Supongamos que los sólidos cristalinos $CsBr$, $NaBr$ y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
 - a) Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
 - b) Justifique cuál de ellos será menos soluble.
2. Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :
 - a) ¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta.
 - b) Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) ¿Son polares esas moléculas? Justifique su respuesta.
3. a) ¿Qué se entiende por energía reticular?
b) Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.
c) Exprese la entalpía de formación (ΔH_f) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio, la energía de dissociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.
4. Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indique:
 - a) El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo.
 - b) La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) La hibridación del átomo central.
5. Dadas las moléculas de BCl_3 y H_2O :
 - a) Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - b) Justifique la polaridad de las mismas.
6. Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 :
Indique el tipo de enlace que existirá en cada una.
Justifique si los enlaces están polarizados.
Razone si dichas moléculas serán polares o apolares.
7. Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 :
Represéntelas mediante estructuras de Lewis.
Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
Indique la hibridación del átomo central.

CINÉTICA QUÍMICA

- 1. Introducción.**
- 2. Velocidad de reacción.**
- 3. Ecuación general de la velocidad. Orden de reacción.**
- 4. Teoría de colisiones. Energía de activación.**
 - 4.1. Teoría de colisiones.**
 - 4.2. Teoría del estado de transición.**
- 5. Factores que influyen en la velocidad de reacción.**

1. INTRODUCCIÓN.

En el tema anterior se ha estudiado el efecto térmico que acompaña a una reacción química, así como la posibilidad de predecir si la reacción puede o no tener lugar espontáneamente. Pero, de todo esto, no puede deducirse nada sobre la rapidez con que transcurre la reacción. Puede darse el caso de que una reacción muy exotérmica, sea muy lenta, en determinadas circunstancias. Así, por ejemplo, el carbón, cuya combustión libera gran cantidad de calor, no sufre reacción apreciable, en contacto con el oxígeno del aire, en condiciones ordinarias

En la mayoría de los casos interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación industrial de productos, o en la curación de una herida o una enfermedad, o en el crecimiento de las plantas o maduración de frutos. Pero hay también casos en los que lo que interesa es retardar una reacción perjudicial, como, por ejemplo, la corrosión del hierro y otros metales, la putrefacción de alimentos, el retraso de la caída del cabello, o retrasar la vejez, etc.

En el caso de reacciones competitivas, es decir, cuando al mezclar dos sustancias son posibles varias reacciones, la reacción predominante es la más rápida. Así, por ejemplo, el alcohol etílico puede deshidratarse originando o etileno o éter etílico. A temperatura elevada se obtiene sobre todo el primero, porque su velocidad de reacción es más rápida. Al enfriar ocurre lo contrario.

Por todo esto, es muy importante conocer cómo ocurren las reacciones químicas y los factores que afectan a la velocidad de reacción. La parte de la química que estudia estas cuestiones se llama cinética química o cinetiquímica.

2. VELOCIDAD DE REACCIÓN.

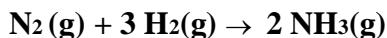
En una reacción química, los reactivos se van transformando en productos, con el transcurso del tiempo. ¿Cómo se mide la rapidez de esta transformación? Para ello se utiliza el término de **velocidad de reacción** cuyo significado es análogo al de otro tipo de velocidad.

La velocidad de reacción representa la cantidad de uno de los reactivos que desaparece en un intervalo de tiempo, o bien la cantidad de uno de los productos que se forman en un intervalo de tiempo.

En lugar de cantidad de sustancia (en moles), se utilizan casi siempre concentraciones, expresada normalmente en mol/litro. Como unidad de tiempo se emplea generalmente el segundo. Por tanto la velocidad de reacción se expresa normalmente en mol/litro/s.

La velocidad de las reacciones químicas varía bastante con el tiempo. Esto hace que tengamos que utilizar el concepto de **velocidad instantánea de la reacción** para un tiempo dado, t , que se define como la derivada de la concentración (de un reactivo o de un producto) con respecto al tiempo en el momento considerado.

Si nos fijamos en una reacción concreta, por ejemplo, en la de formación del amoníaco, según la reacción:



es evidente que la concentración de nitrógeno, disminuye con el tiempo, luego su derivada será negativa. Por otra parte, la concentración de hidrógeno también disminuye con el tiempo (derivada negativa), pero como por cada mol de N_2 se consumen tres de H_2 , la velocidad de desaparición de H_2 será tres veces mayor que la del N_2 . Por último la concentración de amoníaco aumenta con el tiempo (derivada positiva), pero, además, por cada mol de N_2 se forman dos moles de NH_3 , luego la velocidad de formación de NH_3 será doble que la desaparición del N_2 . ¿Cuál de estas se toma como velocidad de reacción?

Para que tenga un significado único y su valor no dependa del reactivo o producto que se elija, se toma como **velocidad de reacción la derivada de la concentración con respecto al tiempo, de cualquier reactivo o producto, dividida por su respectivo coeficiente estequiométrico y convertida en un número positivo**.

Así, para la reacción de formación del amoníaco, la velocidad de reacción es:

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$$

En general, se suele estudiar la velocidad inicial de la reacción directa. Para ello, escribiremos una reacción en la forma general:



$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[\text{B}]}{dt} = \frac{1}{m} \frac{d[\text{M}]}{dt} = \frac{1}{n} \frac{d[\text{N}]}{dt}$$

3. ECUACIÓN GENERAL DE LA VELOCIDAD. ORDEN DE REACCIÓN.

En general, la velocidad de reacción es función de las concentraciones de las sustancias que forman parte en la misma, es decir:

$$v = f([R])$$

y a la ecuación que relaciona la velocidad y las concentraciones de las sustancias se denomina **ecuación de velocidad**.

Esta ecuación no puede predecirse a partir de la ecuación estequiométrica, sino que es necesario determinarla experimentalmente.

En la mayor parte de los casos, la ecuación de velocidad puede expresarse como el producto de una constante por las concentraciones elevadas a una cierta potencia:

$$v = K[A]^{\alpha}[B]^{\beta} \dots$$

El exponente α se llama orden de la reacción respecto al reactivo A (orden parcial). Asimismo, el exponente β es el orden de la reacción respecto al reactivo B, etc.

La suma de todos los exponentes, esto es $\alpha + \beta + \dots$ se llama orden total de la reacción.

Es importante advertir que los exponentes, α , β , ... no tienen que ser iguales a los coeficientes de la ecuación estequiométrica, a , b , ..., ni tampoco tienen que ser necesariamente números enteros.

Los órdenes (parciales y total) de una reacción tienen que determinarse experimentalmente y no se pueden deducir a partir de la ecuación estequiométrica de la reacción.

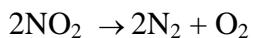
La constante k , que figura en la ecuación de velocidad, se llama **constante de velocidad** (antiguamente velocidad específica). Su valor es característico de cada reacción, **no depende de las concentraciones de los reactivos, pero sí varía mucho con la temperatura**.

Las unidades de esta constante de velocidad dependen del orden total de la reacción.

Para determinar experimentalmente el orden respecto de A, en una reacción, se mantiene la concentración [B] constante y se mide la velocidad variando la concentración [A]. Si α es un número entero sencillo (1, 2 ó 3) puede conocerse por simple inspección de los datos, comparando los valores relativos de v con los de [A]. De manera análoga se puede determinar el valor de β , manteniendo ahora constante [A] y midiendo v en función de [B].

En cualquier caso los valores de los exponentes pueden determinarse por métodos matemáticos.

Las reacciones químicas, transcurren a través de múltiples procesos, por ello los órdenes de la ecuación cinética no se ajustan a los coeficientes estequiométricos, pero si separamos la reacción en sus pasos elementales, dichos órdenes si coincidirán con los coeficientes estequiométricos de las especies que intervienen en la misma.

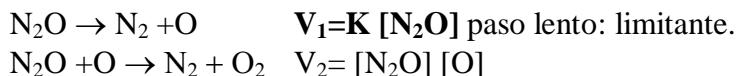


$$\text{Velocidad experimental} \quad V=k[\text{NO}_2]$$

Si la reacción transcurriese en un solo paso:

$$V=K[\text{NO}_2]^2$$

Si la reacción transcurre en dos pasos:



4. TEORÍA DE COLISIONES. ENERGÍA DE ACTIVACIÓN.

Hasta ahora se ha desarrollado la cinética empírica o experimental. Intentaremos ahora abordar el tema de por qué se producen las reacciones químicas, y por tanto de interpretar las leyes experimentales. Para ello se ha de elaborar un modelo o teoría que explique a nivel molecular lo que ocurre al producirse una reacción química e interprete la rapidez o lentitud de esa reacción.

Describiremos dos teorías (la segunda ampliación de la primera):

1.- Teoría de las colisiones, basada en la teoría cinética de la materia.

2.- Teoría del estado de transición, formación del complejo activado o complejo de transición.

4.1.- TEORÍA DE LAS COLISIONES.

Consideremos el estado de cualquier sistema de moléculas. Cualquiera que sean las condiciones, el sistema contendrá una cierta cantidad de energía. La energía cinética estará distribuida al azar entre todas las moléculas del sistema, y el porcentaje de moléculas con energía elevada aumenta rápidamente al elevar la temperatura del sistema.

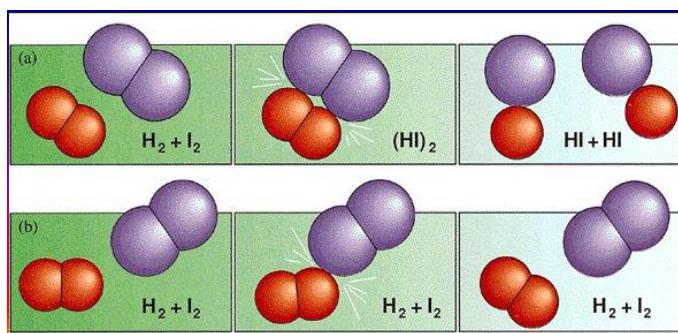
Como resultado de esta distribución variable de energía, entre las moléculas, pueden producirse colisiones moleculares, choques, cuya energía de impacto está influenciada por la energía cinética de las moléculas y sus trayectorias relativas en el momento del choque.

Todas las reacciones químicas, tienen lugar a través de una colisión entre partículas que produce la formación de moléculas que no estaban presentes antes de la colisión. Las moléculas pueden ser nuevas porque unos enlaces se han roto, o porque se han formado enlaces nuevos o ambas cosas a la vez.

Ahora bien, dos moléculas pueden chocar entre sí y no verificarse reacción alguna. **Para que un choque sea eficaz, esto es, se produzca reacción, hacen falta al menos dos condiciones:**

1.- Que las moléculas posean suficiente energía (cinética), para que al chocar puedan romperse algunos enlaces (o relajarse mucho). Estas moléculas se llaman **moléculas activadas**, y la energía mínima requerida se llama **energía de activación**.

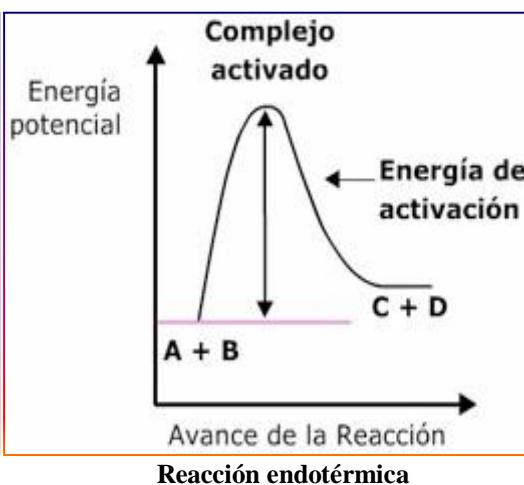
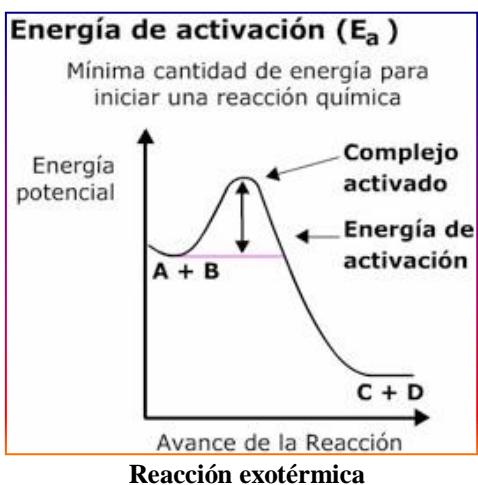
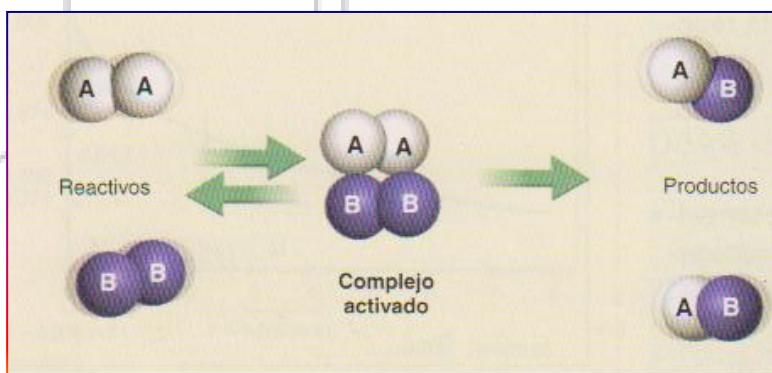
2.- Que el choque se verifique con una orientación adecuada. Aunque las moléculas tengan la suficiente energía, puede suceder que el choque no sea eficaz, por tener lugar con una orientación desfavorable.



Choque eficaz (arriba) y choque no eficaz (abajo)

4.2.- TEORÍA DEL ESTADO DE TRANSICIÓN.

Una modificación muy importante de la teoría de las colisiones es la llamada **teoría del estado de transición** (Eyring 1935), en la que se supone que la reacción transcurre a través del llamado **complejo activado** (o complejo de transición). Este es un agregado constituido por las moléculas reaccionantes, y en el que algunos de los enlaces primitivos se han relajado (o incluso roto) y se han empezado a formar nuevos enlaces. Debido a su elevada energía (tiene acumulada toda la energía cinética de las moléculas reaccionantes), es muy inestable y se descompone inmediatamente originando los productos de la reacción:



El complejo activado da cuenta de las dos condiciones antes citadas. La energía para llegar a él, a partir de los reactivos es la energía de activación y la orientación exigida en el choque es la necesaria para la formación del complejo activado.

La formación del complejo activado supone que hay que remontar una barrera energética, cuya altura es la energía de activación, E_a , para que la reacción pueda producirse. Es evidente que, si esta energía de activación es pequeña, habrá muchas moléculas con mayor energía cinética, por lo que muchos choques serán eficaces y será grande la velocidad de reacción. En cambio si E_a es grande, muy pocas moléculas tendrán suficiente energía cinética para remontar la barrera, con lo que casi todos los choques serán ineficaces y la velocidad de reacción muy pequeña.

Se comprende también que, aunque la reacción sea exotérmica, en muchos casos hay que suministrar energía (calentando, por ejemplo) para iniciar la reacción. La diferencia, pues, con una reacción endotérmica es que en ésta hay que suministrar calor durante todo el proceso.

5.- FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

A) Naturaleza de los reactivos, estado físico y grado de división.

- Si unas sustancias reaccionan más rápidamente que otras es, en primer lugar, por **la propia naturaleza química de las sustancias**. Así, en condiciones semejantes:

Un metal como el sodio, con baja energía de ionización y gran poder reductor, tiende a oxidarse más rápidamente que el oro, un metal noble, con más alta energía de ionización y menor poder reductor.

- **El estado físico** de una sustancia también influye en la velocidad de reacción.

Las reacciones homogéneas entre gases o entre sustancias disueltas suceden generalmente con mayor rapidez, que si las sustancias están en estado sólido. En el primer caso es mayor el número de choques entre las moléculas, lo que favorece la velocidad de reacción.

- **El grado de división** de los sólidos influye también de modo decisivo; cuanto más aumenta la superficie efectiva de contacto entre ellos, mayor es la probabilidad de que tenga lugar el choque de moléculas, ya que la reacción sólo sucede en dicha superficie.

B) Concentración.

En general puede afirmarse que en las reacciones homogéneas, un aumento en la concentración de los reactivos favorece la velocidad de la reacción. Esto se

debe a que el número de partículas por unidad de volumen, produce un aumento en el número de colisiones entre las partículas.

C) Efecto de la temperatura

El dato experimental más inmediato que se conoce sobre las reacciones químicas es **que la velocidad de reacción aumenta con la temperatura**.

Lógicamente, al aumentar la temperatura también lo hace la energía de las partículas que reaccionan, con lo que una fracción mayor de partículas tienen energía suficiente para superar la barrera de energía, con lo que aumenta la velocidad de reacción.

La relación entre la constante de velocidad K y la temperatura se descubrió por procedimientos experimentales (Arrhenius 1899). Esta relación se conoce con el nombre de ley de Arrhenius y su expresión matemática es:

$$K = A e^{(-E_a/RT)}$$

donde **A** es una constante llamada factor de frecuencia, **R** la constante de los gases ideales (expresada en unidades de energía), **T** la temperatura absoluta y **E_a** la energía de activación de la reacción.

D) Catalizadores

Un catalizador es un agente que modifica la velocidad de una reacción química sin experimentar cambio al final de la misma. En una gran mayoría de casos los catalizadores son sustancias, pero a veces la luz o un campo eléctrico externo realizan también una labor catalizadora.

De ordinario los catalizadores se recogen al final de la reacción sin que hayan cambiado, por lo que se necesitan cantidades muy pequeñas, pero también es cierto que con el tiempo experimentan un proceso de "envejecimiento" o incluso "envenenamiento" que les hace inservibles.

Un catalizador no puede provocar una reacción que no se pueda realizar por sí misma. Su papel es influir en la cinética de una reacción determinada (por eso los catalizadores son específicos de cada reacción), haciendo que la energía de activación sea menor. A esta acción se la denomina catálisis.

Conviene advertir que los catalizadores activan también la velocidad de reacción inversa (reacciones reversibles), pero **no alteran en absoluto las funciones termodinámicas de la reacción (ΔH y ΔG)**. Por tanto **un catalizador es incapaz de desplazar el equilibrio hacia un lado u otro. Su único efecto se reduce a alcanzar en menor tiempo el estado de equilibrio**.

Su acción es decisiva en procesos industriales y en procesos biológicos, las enzimas son proteínas cuya función es catalizar reacciones específicas en el metabolismo de los seres vivos, son capaces de multiplicar la velocidad de una reacción más de un millón de veces, y son muy específicas, cada enzima cataliza una reacción bioquímica determinada.

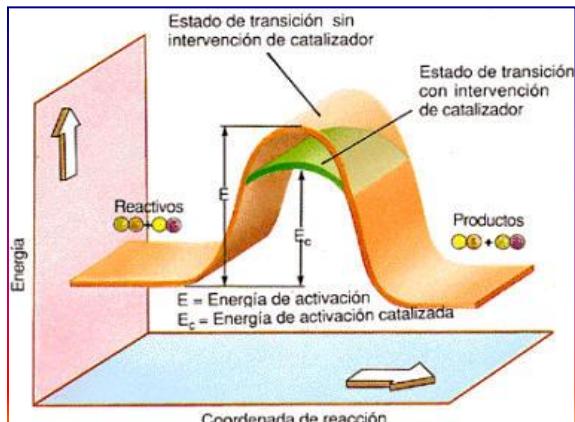
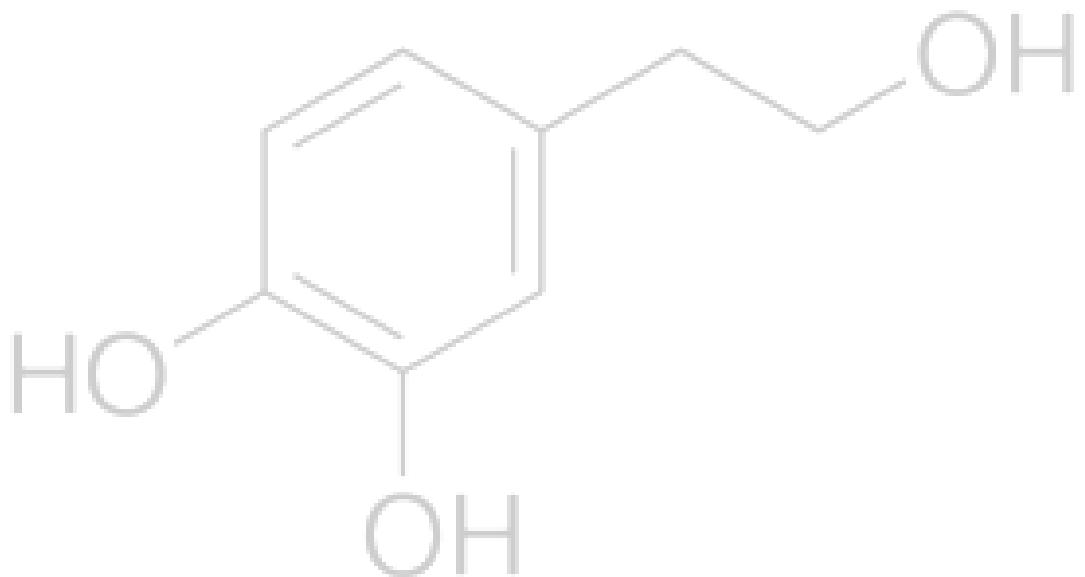


Diagrama de reacción catalizada y sin catalizar



CINÉTICA QUÍMICA.

Ecuación de velocidad

- 1.-** Escribe la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones: **a)** $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$ si sabemos que la reacción es de primer orden con respecto a cada reactivo; **b)** $2 CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g)$ si sabemos que es de primer orden con respecto al O_2 y de segundo orden con respecto al CO .
- 2.-** Se ha medido la velocidad en la reacción: $A + 2B \rightarrow C$ a $25^\circ C$, para lo que se han diseñado cuatro experimentos, obteniéndose como resultados la siguiente tabla de valores:

| Experimento. | $[A_0]$ (mol·l ⁻¹) | $[B_0]$ (mol·l ⁻¹) | v_0 (mol·l ⁻¹ ·s ⁻¹) |
|--------------|--------------------------------|--------------------------------|---|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $5,5 \cdot 10^{-6}$ |
| 2 | 0,2 | 0,1 | $2,2 \cdot 10^{-5}$ |
| 3 | 0,1 | 0,3 | $1,65 \cdot 10^{-5}$ |
| 4 | 0,1 | 0,6 | $3,3 \cdot 10^{-5}$ |

Determina los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando las concentraciones de A y B sean ambas $5,0 \cdot 10^{-2} M$.

- 3.-** La velocidad para una reacción entre dos sustancia A y B viene dada por:

| Experimento | $[A_0]$ (mol·l ⁻¹) | $[B_0]$ (mol·l ⁻¹) | v_0 (mol·l ⁻¹ ·s ⁻¹) |
|-------------|--------------------------------|--------------------------------|---|
| 1 | $1,0 \cdot 10^{-2}$ | $0,2 \cdot 10^{-2}$ | $0,25 \cdot 10^{-4}$ |
| 2 | $1,0 \cdot 10^{-2}$ | $0,4 \cdot 10^{-2}$ | $0,50 \cdot 10^{-4}$ |
| 3 | $1,0 \cdot 10^{-2}$ | $0,8 \cdot 10^{-2}$ | $1,00 \cdot 10^{-4}$ |
| 4 | $2,0 \cdot 10^{-2}$ | $0,8 \cdot 10^{-2}$ | $4,02 \cdot 10^{-4}$ |
| 5 | $3,0 \cdot 10^{-2}$ | $0,8 \cdot 10^{-2}$ | $9,05 \cdot 10^{-4}$ |

Determina los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando $[A_0] = 0,04 M$ y $[B_0] = 0,05 M$.

- 4.-** Completa la siguiente tabla correspondiente a una reacción: $A + B \rightarrow C$ a $25^\circ C$, la cual es de primer orden respecto de B y de 2^o orden respecto de A . Completa la tabla justificando de dónde has obtenido los valores:

| Experimento | $[A_0]$ (mol·l ⁻¹) | $[B_0]$ (mol·l ⁻¹) | v_0 (mol·l ⁻¹ ·s ⁻¹) |
|-------------|--------------------------------|--------------------------------|---|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $5,5 \cdot 10^{-6}$ |
| 2 | | 0,1 | $2,2 \cdot 10^{-5}$ |
| 3 | 0,1 | | $1,65 \cdot 10^{-5}$ |
| 4 | 0,1 | 0,6 | |

- 5.- Dada la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ en donde vemos cómo varía la velocidad de la misma en función de la diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos.

| Experimento | $[\text{CO}]_0$ (M) | $[\text{NO}_2]_0$ (M) | v_0 (mol/l·h) |
|-------------|---------------------|-----------------------|-----------------------|
| 1 | $3 \cdot 10^{-4}$ | $0,4 \cdot 10^{-4}$ | $2,28 \cdot 10^{-8}$ |
| 2 | $3 \cdot 10^{-4}$ | $0,8 \cdot 10^{-4}$ | $4,56 \cdot 10^{-8}$ |
| 3 | $3 \cdot 10^{-4}$ | $0,2 \cdot 10^{-4}$ | $1,14 \cdot 10^{-8}$ |
| 4 | $6 \cdot 10^{-4}$ | $0,4 \cdot 10^{-4}$ | $4,56 \cdot 10^{-8}$ |
| 5 | $1,8 \cdot 10^{-3}$ | $0,4 \cdot 10^{-4}$ | $13,68 \cdot 10^{-8}$ |

Determina el orden de reacción, la constante de velocidad y la velocidad cuando $[\text{CO}]_0 = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2]_0 = 0,02 \text{ M}$.

- 6.- La destrucción de la capa de ozono es debida entre otras a la siguiente reacción: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$. La velocidad que se ha obtenido en tres experimentos en los que se ha variado las concentraciones iniciales de los reactivos ha sido la siguiente:

| Experimento | $[\text{NO}]_0$ (M) | $[\text{O}_3]_0$ (M) | v_0 (mol/l·s) |
|-------------|---------------------|----------------------|----------------------|
| 1 | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | $3,0 \cdot 10^{-6}$ | $6,6 \cdot 10^{-5}$ |
| 2 | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | $9,0 \cdot 10^{-6}$ | $1,98 \cdot 10^{-4}$ |
| 3 | $3,0 \cdot 10^{-6}$ | $9,0 \cdot 10^{-6}$ | $5,94 \cdot 10^{-4}$ |

a) Determina la ecuación de velocidad. b) Calcular el valor de la constante de velocidad.

Catalizadores. Energía de activación.

- 7.- Justifica razonadamente cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Para iniciar el proceso de combustión del carbón, éste debe calentarse previamente porque: a) la reacción de combustión es endotérmica; b) se necesita superar la energía de activación; c) la reacción de combustión es exotérmica.
- 8.- a) Señala, justificando la respuesta, cuál/es de las siguientes propuestas relativas a la velocidad de reacción son correctas. I) Puede expresarse en $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. II) Cuando adiciona un catalizador, la velocidad se modifica. III) Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción. IV) Su valor numérico depende de la temperatura a la que se realiza la reacción.
- 9.- Considera el proceso a $A + b B \rightarrow \text{productos}$. Indica cómo influye la presencia de un catalizador en : a) el calor de reacción; b) la energía de activación de la reacción; c) la cantidad de producto obtenida; d) la velocidad de la reacción.
- 10.- Dadas las siguientes proposiciones indicar, justificando la respuesta, cuáles son verdaderas y cuáles son falsas. Cuando se añade un catalizador a un sistema: a) la variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica. b) se modifica el estado de equilibrio; d) se modifica el mecanismo de la reacción y por ello aumenta la velocidad de la misma

EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. *Reacciones reversibles. Equilibrio Químico.*
2. *Ley del equilibrio químico.*
 - 2.1. *Cociente de reacción.*
3. *Distintas formas de expresar la constante de equilibrio.*
4. *Equilibrios heterogéneos.*
5. *Grado de disociación.*
6. *Principio de Le Châtelier.*
 - 6.1. *Cambios en las concentraciones.*
 - 6.2. *Cambios de presión.*
 - 6.3. *Cambios en la temperatura.*
 - 6.4. *Efecto de los catalizadores en el equilibrio.*
7. *Reacciones de precipitación.*
 - 7.1. *Factores que afectan a la solubilidad.*
8. *Termodinámica y constante de equilibrio.*

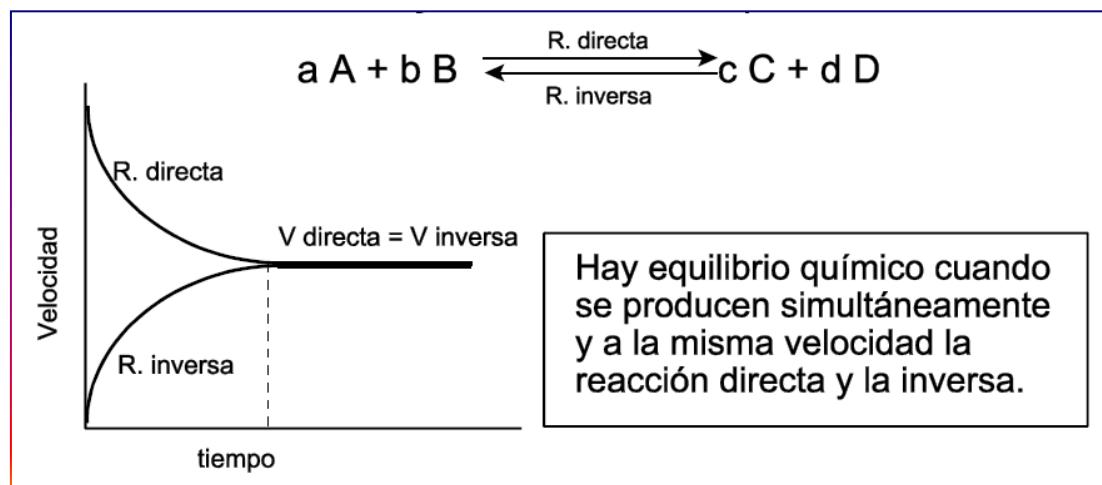
1. REACCIONES REVERSIBLES. EQUILIBRIO QUÍMICO.

Una reacción reversible es aquella reacción que se puede producir en ambos sentidos: de reactivos a productos o viceversa.

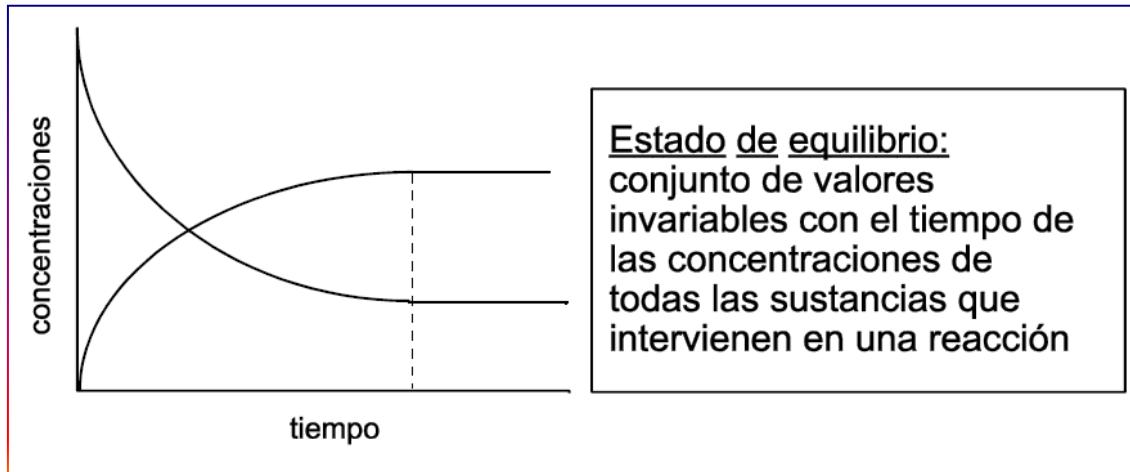
La reacción directa es el paso de los reactivos a productos. Cuantos más productos haya es más probable que se produzca la reacción inversa, que es una reacción en la que a partir de los productos, se obtienen de nuevo los reactivos. En una ecuación química la existencia simultánea de reactivos y productos se representa con una doble flecha entre reactivos y productos:



Normalmente la velocidad de la reacción directa depende de los reactivos y la velocidad de la reacción inversa de los productos. Cuando las velocidades de la reacción directa y de la reacción inversa se igualan, la reacción parece no mostrar variaciones y se dice que ha alcanzado el equilibrio.



Un sistema en equilibrio parece que no reacciona, pero como tiene dos reacciones que llevan la misma velocidad, decimos que hay equilibrio dinámico (ya que, si hay reacciones, aunque no varíen las concentraciones). La velocidad de reacción de la reacción inversa va aumentando y la velocidad de la reacción directa va disminuyendo hasta que se igualan.



A medida que transcurre el tiempo, las concentraciones de productos aumentan y las de los reactivos disminuyen, hasta alcanzar un valor constante, que no tiene porque ser igual para los reactivos y los productos. En ese momento se dice que se ha alcanzado el equilibrio.

2. LEY DEL EQUILIBRIO QUÍMICO (O LEY DE ACCIÓN DE MASAS).

Supongamos una reacción reversible general que sucede mediante un solo paso elemental en los dos sentidos:



Tendremos entonces las siguientes velocidades de reacción directa e inversa:

$$V_D = kd[A]^a[B]^b \quad \text{Velocidad de reacción para la reacción directa.}$$

$$V_I = ki[C]^c[D]^d \quad \text{Velocidad de reacción para la reacción inversa.}$$

Como estamos en un equilibrio químico, las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales:

$kd[A]^a[B]^b = ki[C]^c[D]^d \rightarrow$ Si dejamos las constantes en un miembro y las concentraciones de sustancias al otro nos queda que:

$$\frac{kd}{ki} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

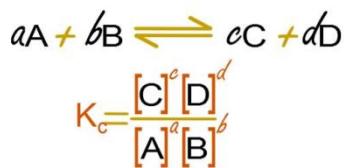
Finalmente sustituimos el primer miembro por K_c (constante de equilibrio) y nos queda que:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Ponemos el subíndice c porque se trata de una constante referida a las concentraciones.

La ley del equilibrio químico

Para todo equilibrio homogéneo (todas las especies químicas están en la misma fase), a una temperatura dada, existe una relación constante entre las concentraciones de las sustancias en el equilibrio cuyo valor numérico se denomina **constante de equilibrio de la reacción K_c** .



Esta expresión se conoce con el nombre de **ley de acción de masas**.

Interpretación de los valores de K_c

Si K_c es de valor alto (tiende a infinito), es porque el numerador es comparativamente mayor que el denominador y por ello hay más productos que reactivos, se puede decir por tanto que se trata de un equilibrio desplazado a la derecha.

Si K_c es de valor bajo (tiende a 0), es porque el denominador es comparativamente mayor que el numerador y por ello hay más reactivos que productos y podemos decir, que se trata de un equilibrio desplazado a la izquierda.

La constante K_c solo varía con la temperatura y sus unidades dependen de los exponentes de las concentraciones; por ello, como varían, no suelen ponerse estas.

2.1. COCIENTE DE REACCIÓN.

La aplicación de la ley de acción de masas a una reacción general que no haya alcanzado el equilibrio es:



$$Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Q es el llamado cociente de reacción, tiene la misma expresión que la constante de equilibrio pero las concentraciones no son las de equilibrio. Podemos distinguir tres casos:

1 **Si Q es igual a K_c** en el caso de que estemos en condiciones de equilibrio, si las condiciones no son las del equilibrio, **Q y K_c no son iguales**. En el segundo caso, los sistemas reversibles evolucionan hacia un estado de equilibrio si se dan las condiciones necesarias para que este equilibrio se produzca.

2 Si Q es mayor que K_c , Q tiene que disminuir y el sistema va hacia la izquierda (y aumentará la concentración de reactivos).

3 Si Q es menor que K_c , Q tiene que aumentar y por ello el sistema se desplaza hacia la derecha (aumenta la concentración de productos). Cuando se rompe un estado de equilibrio (porque añadimos o quitemos reactivos o productos), el sistema avanza hasta un nuevo estado de equilibrio; por ejemplo, si añadimos reactivos, Q es menor que K_c y como consecuencia aumenta la cantidad de productos (y disminuye la de reactivos).

3. DISTINTAS FORMAS DE EXPRESAR LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO:

En la reacción: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

La constante de equilibrio se puede representar:

En relación a las concentraciones:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

En relación a las presiones parciales: (esta solo vale para sustancias gaseosas)

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Para relacionar estas distintas formas de expresar la constante de equilibrio, para empezar aplicamos la ecuación de estado de los gases a cada componente de la segunda ecuación. Y nos queda que:

Ecuación de estado de gases $\rightarrow P_i V = n_i RT$

Si de aquí despejamos P nos queda que $\rightarrow P_i = \frac{n_i}{V} RT$ y como n/V es igual a la concentración de i (cualquier reactivo o producto). $\rightarrow P = [i]RT$.

Una vez aplicada la ecuación de estado de gases; la 2º ecuación nos queda así:

$$K_p = \frac{[C]^c [RT]^c [D]^d [RT]^d}{[A]^a [RT]^a [B]^b [RT]^b}$$

Reordenando los términos, nos queda:

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d [RT]^c [RT]^d}{[A]^a [B]^b [RT]^a [RT]^b} \rightarrow K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} [RT]^{c+d-a-b} \rightarrow$$

$$K_p = K_c [RT]^{\Delta n}$$

($c+d-a-b$ es la variación de moles, ya que es la suma de moles de productos menos los moles de reactivos)

4. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS.

Las presiones parciales de sólidos y líquidos no aparecen en la constante de equilibrio referida a presiones. Además, cuando en una reacción además de gases intervienen sustancias sólidas y líquidas, la concentración de las últimas es un valor constante que se incluye en la constante de equilibrio (por lo que no se ponen).

Conclusión \rightarrow En la expresión de la constante de equilibrios heterogéneos no se incluyen ni sólidos ni líquidos puros.



5. GRADO DE DISOCIACIÓN.

La ley de acción de masas nos informa, a través del valor de la constante K_c , sobre el grado en el que está desplazado el equilibrio hacia los productos. Aún así a veces es necesario definir otra magnitud cuyo valor numérico indica de forma más clara dicho grado de desplazamiento y que será el grado de disociación, este se utiliza cuando una sustancia se disocia en otras más sencillas. El grado de disociación (**representado por α**) se puede definir de la siguiente manera:

- Fracción de mol que se disocia, es decir el tanto por uno de reactivo disociado en el equilibrio.

No existe ninguna fórmula que relacione la constante de equilibrio y el grado de disociación por lo que se debe encontrar una fórmula para cada caso.

6. ALTERACIÓN DEL EQUILIBRIO. PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER.

Cuando se establece un equilibrio químico a determinada temperatura, las concentraciones molares y las presiones parciales de los reactivos y de los productos permanecen indefinidamente constantes, a no ser que desde el exterior del sistema se produzca alguna alteración que perturbe el estado de equilibrio.

Estas alteraciones pueden consistir en cambios de las concentraciones, de la presión o de la temperatura.

La temperatura es la única variable que afecta al valor de la constante de equilibrio.

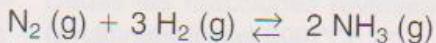
Una vez alterado el equilibrio, el sistema evoluciona hasta que se logra un nuevo estado de equilibrio bajo las nuevas condiciones. Para predecir cuál será el sentido del desplazamiento del sistema, utilizamos el **principio de Le Châtelier**, que se enuncia de esta forma:

Una alteración externa de los factores (temperatura, presión o concentraciones) que intervienen en un equilibrio induce un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio.

Veamos qué ocurre al variar cada uno de los tres factores citados aplicando el principio de Le Châtelier. Igualmente podemos comprobar, en cada caso, cómo se llega a la misma conclusión analizando el cociente de reacción.

6.1. CAMBIOS EN LAS CONCENTRACIONES.

Supongamos, por ejemplo, el sistema en equilibrio:



Para analizar el comportamiento del sistema ante una variación de las concentraciones de las sustancias presentes, podemos recurrir al principio de Le Châtelier o al análisis del cociente de reacción.

| Aplicación del principio de Le Chatelier | Análisis del cociente de reacción |
|---|---|
| <p>Si aumenta la concentración de H_2, el sistema lo contrarresta consumiendo algo de H_2 y de N_2 y produciendo NH_3 hasta lograr un nuevo estado de equilibrio: <i>el sistema se desplaza hacia la derecha</i>.</p> <p>Si, por el contrario, aumenta la concentración de NH_3, el sistema consumirá algo de NH_3 y producirá H_2 y N_2 hasta alcanzar un nuevo equilibrio: <i>el sistema se desplaza hacia la izquierda</i>.</p> <p>En general, podemos decir:</p> <ul style="list-style-type: none"> Si aumenta la concentración de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume dicha sustancia. Si disminuye la concentración de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se produce dicha sustancia. | $Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ <p>Si aumenta $[\text{H}_2]$, Q_c resulta menor que K_c. Para restablecer el equilibrio, debe aumentar $[\text{NH}_3]$: <i>el sistema se desplaza hacia la derecha</i> hasta que $Q_c = K_c$.</p> <p>Si aumenta $[\text{NH}_3]$, Q_c resulta mayor que K_c. Para restablecer el equilibrio, deben aumentar $[\text{N}_2]$ y $[\text{H}_2]$: <i>el sistema se desplaza hacia la izquierda</i> hasta que $Q_c = K_c$.</p> <p>En general, para un sistema del tipo $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$:</p> <ul style="list-style-type: none"> Si aumenta $[\text{C}]$ o $[\text{D}]$, o disminuye $[\text{A}]$ o $[\text{B}] \Rightarrow Q_c > K_c$. El sistema se desplaza hacia la derecha. Si disminuye $[\text{C}]$ o $[\text{D}]$, o aumenta $[\text{A}]$ o $[\text{B}] \Rightarrow Q_c < K_c$. El sistema se desplaza hacia la izquierda. |

6.2. CAMBIOS DE PRESIÓN POR VARIACIÓN DE VOLUMEN.

A diferencia de los sólidos y de los líquidos, que son prácticamente incompresibles, los gases experimentan una gran variación de su volumen al cambiar la presión aplicada.

A partir de la ley de los gases ideales, observamos que la presión p y la concentración molar son directamente proporcionales.

$$PV = nRT$$

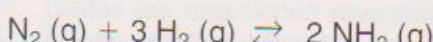
$$P = \frac{n}{V}RT$$

$$P = CRT$$

En la fórmula vemos que, dado que **n, R y T son constantes**, una variación de la presión afecta al volumen y, por tanto, a la concentración molar. De igual forma, una variación de volumen afectará a la concentración molar y a la presión.

La presión total de los gases en un sistema en equilibrio puede variarse modificando el volumen ocupado por el sistema. Esto se consigue, por ejemplo, desplazando un pistón móvil del que puede estar provisto el recipiente, o bien pasando la mezcla de reacción a otro recipiente de diferente volumen.

Veamos cómo afectará al equilibrio de la síntesis del amoníaco, un aumento de la presión total, si se disminuye el volumen del recipiente que contiene el sistema y el sentido en que progresará para alcanzar un nuevo equilibrio bajo las nuevas condiciones.



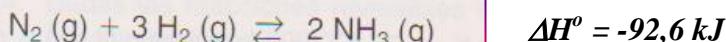
Para ello, aplicaremos el principio de Le Châtelier o bien analizaremos el cociente de reacción Q.

| Aplicación del principio de Le Chatelier | Análisis del cociente de reacción |
|---|---|
| <p>El aumento de la presión, a temperatura constante, supone una disminución del volumen y un aumento de la concentración molar de los gases. En consecuencia, se incrementará el número de moléculas por unidad de volumen.</p> <p>Ante esta perturbación del equilibrio, el sistema lo restablecerá haciendo reaccionar las moléculas de N_2 y de H_2 para que, al formar NH_3, disminuya el número de moléculas por unidad de volumen. El sistema se desplazará hacia la derecha.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Si aumenta la presión, el sistema se desplaza en el sentido en que hay disminución del número de moles de gas y, por tanto, de moléculas. — Si disminuye la presión, el sistema se desplaza en el sentido en que hay aumento del número de moles de gas y, por tanto, de moléculas. <p>Si el número de moléculas fuera el mismo en los dos miembros de la ecuación ($\Delta n = 0$), el cambio de volumen no afectaría al equilibrio.</p> | $Q_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\left(\frac{n(NH_3)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n(N_2)}{V}\right)\left(\frac{n(H_2)}{V}\right)^3} = \frac{n^2(NH_3)}{n(N_2) \cdot n^3(H_2)} \cdot V^2$ <p>— El aumento de la presión disminuye el valor de V y, por tanto, el de Q_c, de modo que será $Q_c < K_c$. Para que Q_c sea igual que K_c debe aumentar el cociente:</p> $\frac{n^2(NH_3)}{n(N_2) \cdot n^3(H_2)}$ <p>Esto se consigue incrementando el número de moléculas de NH_3 y disminuyendo el de N_2 y H_2. El sistema se desplazará hacia la derecha.</p> <p>— Si disminuyera la presión por aumento de V, aumentaría Q_c, de modo que sería $Q_c > K_c$. Para restablecer el equilibrio y que sea $Q_c = K_c$ debe disminuir el número de moléculas de NH_3 y aumentar el de H_2 y N_2. El sistema se desplazará hacia la izquierda.</p> |

6.3. CAMBIOS DE TEMPERATURA.

La variación de la temperatura afecta profundamente a los sistemas en equilibrio, ya que modifica el valor de las constantes **K_c y K_p** .

Consideramos de nuevo el sistema de síntesis del amoníaco:



Esta variación de entalpía indica que la reacción directa, hacia la derecha, es exotérmica; por tanto, la reacción inversa, hacia la izquierda, será endotérmica, con una variación de entalpía igual a la anterior en valor absoluto.

Veamos cómo afectará al sistema la variación de la temperatura, a presión constante, y en qué sentido se desplazará para restablecer el equilibrio

| Aplicación del principio de Le Chatelier | Análisis del cociente de reacción |
|---|--|
| <p>Si se proporciona calor al sistema, éste tiende a restablecer el estado de equilibrio absorbiendo el calor suministrado; para ello realizará preferentemente la reacción endotérmica. El sistema se desplazará hacia la izquierda.</p> <p>Si se absorbe calor del sistema disminuyendo la temperatura de éste, el sistema contrarrestará esta acción desprendiendo calor; para ello realizará la reacción exotérmica. El sistema se desplazará hacia la derecha.</p> <p>En general, podemos decir:</p> <ul style="list-style-type: none"> — Si aumenta la temperatura, el sistema se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica. — Si disminuye la temperatura, el sistema se desplaza en el sentido de la reacción exotérmica. | $Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ <p>Se sabe experimentalmente que, al elevar la temperatura, la constante K_c aumenta si la reacción directa es endotérmica, y disminuye si la reacción directa es exotérmica.</p> <p>En el equilibrio de la síntesis del NH_3, la reacción directa es exotérmica, en cuyo caso:</p> <ul style="list-style-type: none"> — Si aumenta la temperatura, K_c se hará menor que Q, por lo que éste debe disminuir. Para que esto ocurra, debe disminuir $[\text{NH}_3]$ y aumentar $[\text{H}_2]$ y $[\text{N}_2]$. El sistema lo logra desplazándose hacia la izquierda. — Si disminuye la temperatura, Q_c deberá aumentar, para lo cual tiene que aumentar $[\text{NH}_3]$ y disminuir $[\text{N}_2]$ y $[\text{H}_2]$. El sistema se desplazará hacia la derecha. |

6.4. EFECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE EL EQUILIBRIO.

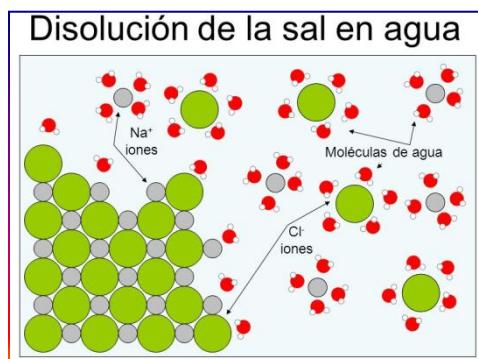
El catalizador disminuye en la misma magnitud la energía de activación requerida para la reacción directa y para la reacción inversa en un sistema en equilibrio. Por tanto, **la presencia de un catalizador no afecta a la constante de equilibrio ni hace que éste se desplace en uno o en otro sentido**; sin embargo, afecta a la rapidez con que se establece el estado de equilibrio, ya que logra que se alcancen en menor tiempo las concentraciones de equilibrio.

7 REACCIONES DE PRECIPITACIÓN.

Son reacciones de equilibrio heterogéneo sólido-líquido.

La fase sólida contiene una sustancia poco soluble (normalmente una sal). La fase líquida contiene los iones producidos en la disociación de la sustancia sólida.

Normalmente el disolvente suele tratarse de agua.



Proceso de solvatación

Solubilidad (s).

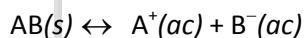
Es la máxima concentración molar de soluto en un determinado disolvente, es decir, la molaridad de la disolución saturada de dicho soluto.

Depende de:

- **Energía reticular.** Cuando se disuelve una sal en agua, se rompe el retículo cristalino. Para ello hay que vencer las fuerzas de atracción entre iones de carga opuesta, es decir hay que superar la energía reticular de la sal. A esto contribuye principalmente la hidratación de los iones en disolución; pero la energía de hidratación suele ser, en general menor que la energía reticular, por lo que el proceso de disolución es casi siempre endotérmico. De ahí que la solubilidad de casi todas las sales aumente con la temperatura (Principio de Le Châtelier).
- **La entropía.** Al diluirse una sal se produce un sistema más desordenado, por lo que aunque energéticamente no esté favorecida la disolución, ésta puede llegar a producirse debido a que un aumento de entropía favorece la disolución.

Producto de solubilidad (K_S) en electrolitos de tipo AB.

En un electrolito de tipo AB el equilibrio de solubilidad viene determinado por:



Conc. inic. (mol/l): c_0

0

0

Conc. eq. (mol/l): c_0-s

s

s

La concentración del sólido permanece constante.

Y la constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_S = s \times s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_S}$$

Ejemplo: $\text{AgCl}(s) \rightarrow \text{Ag}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$

$$K_S = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2$$

“ s ” es la solubilidad de la sal.

Producto de solubilidad en otro tipo de electrolito.

Tipo A_2B : $\text{A}_2\text{B}(s) \leftrightarrow 2\text{A}^+(ac) + \text{B}^{2-}(ac)$

| | | |
|----------------------------|------|-----|
| Conc. inic. (mol/l): c_0 | 0 | 0 |
| Conc. eq. (mol/l): c_0-s | $2s$ | s |

Y la constante de equilibrio tiene la expresión:

$$K_S = (2s)^2 \times s = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}}$$

La misma expresión será para electrolitos tipo AB_2 .

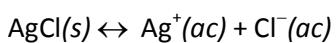
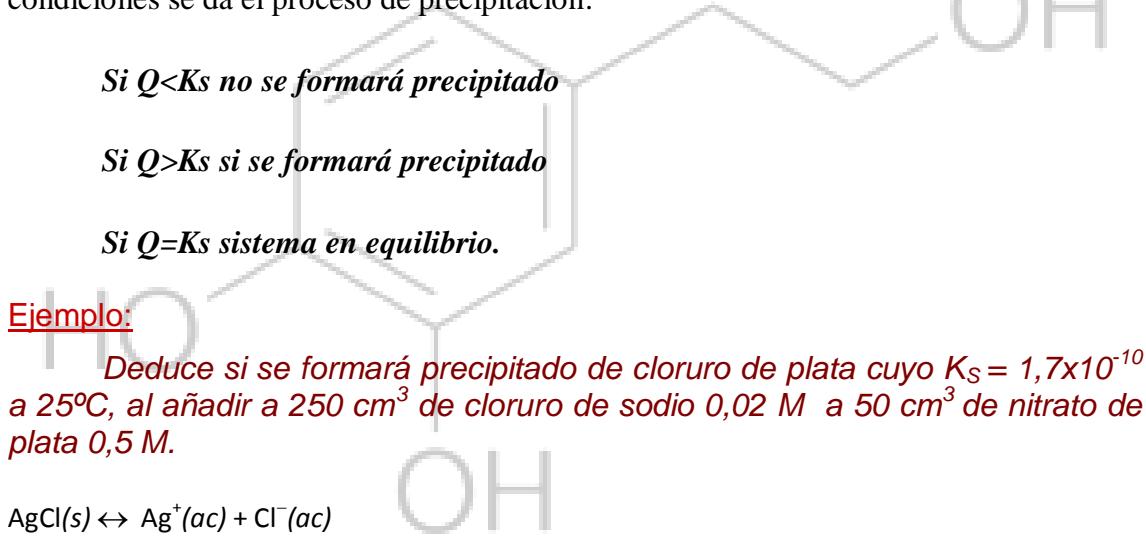
Tipo A_aB_b : $A_aB_b(s) \leftrightarrow a A^{b+}(ac) + b B^{a-}(ac)$

Conc. inic. (mol/l): c_0 0 0
Conc. eq. (mol/l): c_0-s as bs

$$K_s = (as)^a \times (bs)^b = a^a b^b s^{a+b} \Rightarrow s = \sqrt[a+b]{\frac{K_s}{a^a b^b}}$$

CONDICIONES PARA LA FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO

Mediante el concepto de cociente de reacción Q , podemos establecer en qué condiciones se da el proceso de precipitación:



$$K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2$$

$$n(\text{Cl}^-) = 0,25 \text{ L} \times 0,02 \text{ mol/L} = 0,005 \text{ mol} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0167 \text{ M}$$

Igualmente:

$$n(\text{Ag}^+) = 0,05 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mol} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,0833 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 0,0167 \text{ M} \times 0,0833 \text{ M} = 1,39 \times 10^{-3} \text{ M}^2$$

Como $Q = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] > K_s$ entonces **precipitará**.

7.1 FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

Además de la temperatura, existen otros factores que influyen en la solubilidad por afectar a la concentración de uno de los iones de un electrolito poco soluble. Estos son:

- Formación de precipitados: Efecto de ion común.
- Disolución de precipitados: Formación de un ácido débil.

a) Formación de precipitados. Efecto de ion común.

Si a una disolución saturada de un electrolito poco soluble, añadimos otra sustancia, que aporta uno de los iones, la concentración de éste aumentará. Tal como indica el principio de LeChatelier, el equilibrio responderá tratando de oponerse a dicho aumento por lo tanto este, se desplazará hacia a la izquierda.

Como el equilibrio se desplaza a la izquierda, la solubilidad, que mide la máxima concentración de soluto disuelto, disminuirá en consecuencia.



Ejemplo:

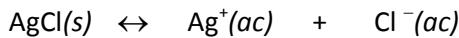
¿Cuál será la solubilidad del AgCl en agua y después de añadir nitrato de plata (muy soluble) hasta una concentración final 0,002 M? $K_s(\text{AgCl})=1,7 \cdot 10^{-10}$



$$K_s = 1,7 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,7 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

b) Al añadir el AgNO_3 , la $[\text{Ag}^+]$ sube hasta $2 \times 10^{-3} \text{ M}$, pues se puede despreciar la concentración que había antes, es decir $s' + 2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$



| | | | |
|----------------------|-------|-------------------------|------|
| Conc. inic. (mol/l): | c_0 | 0 | 0 |
| Conc. eq. (mol/l): | | $s' + 2 \times 10^{-3}$ | s' |

En consecuencia, el equilibrio se desplaza a la izquierda y la $[Cl^-]$, es decir, la nueva solubilidad, debe disminuir.

$$s = [Cl^-] = \frac{K_s}{[Ag^+]} = \frac{1,7 \times 10^{-10}}{2 \times 10^{-3}} = 8,5 \times 10^{-8} M$$

Ejercicio:

En equilibrio de disolución de bromuro de plata cuya $K_s = 5,2 \times 10^{-13}$ ¿cuál será la solubilidad en agua pura y en una disolución 0,1M de NaBr?

a) Equilibrio: $AgBr(s) \leftrightarrow Ag^+(ac) + Br^-(ac)$

Conc. eq. (mol/l): $c_0 - s \quad s \quad s$

$$K_s = 5,2 \times 10^{-13} = [Ag^+] \times [Br^-] = s^2 \Rightarrow s = [Ag^+] = [Br^-] = \sqrt{K_s} = \sqrt{5,2 \times 10^{-13}} = 7,2 \times 10^{-7} M$$

En presencia de NaBr, como es una sal totalmente disociada en sus iones:

b) Equilibrio: $NaBr(s) \leftrightarrow Na^+(ac) + Br^-(ac)$

$[Br^-] = [NaBr]_{\text{initial}} = 0,1 M$. Por tanto la adición del ión común Br^- obliga a que el equilibrio de solubilización se desplace hacia la izquierda, disminuyendo la solubilidad del $AgBr$ que llamaremos s'

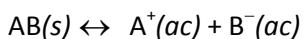
De iones Ag^+ tendremos s' y de Br^- $s' + 0,1 M = 0,1 M$

Como debe cumplir que $[Ag^+] \times [Br^-] = 5,2 \times 10^{-13}$ tendremos:

$$s' \times 0,1 = 5,2 \times 10^{-13}; s' = 5,2 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

b) Disolución de precipitados. Formación de un ácido débil.

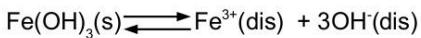
El equilibrio de solubilidad podemos representarlo mediante la ecuación



Si de alguna manera hacemos que disminuya la concentración de cationes A^+ o de los aniones B^- en la disolución, el equilibrio anterior se desplazará hacia la derecha, disolviéndose parte o todo el precipitado AB . La manera más corriente de eliminar los aniones A^- de la disolución es mediante la formación de un ácido débil AH que esté poco disociado, añadiendo para ello un ácido fuerte. De esta forma se pueden disolver precipitados de hidróxidos, sulfuros, carbonatos etc, por adición de un ácido fuerte como HCl , cuyos protones se combinarán con los aniones OH^- , S^{2-} , CO_3^{2-} , apenas disociados. Por ejemplo, podemos disolver un precipitado de hidróxido de bario o

sulfuro de bario por adición de una disolución de un ácido fuerte con el HCl, obteniéndose los ácidos débiles, agua o ácido sulfhídrico.

DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS



Si se adiciona un ácido (H^+), reaccionará con la base presente:



Con lo que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para restablecer la concentración de iones OH^- del medio, disolviéndose más precipitado.

8 TERMODINÁMICA Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

La posición de equilibrio químico está determinada por el valor de K_p . Por otra parte, la termodinámica establece que dicha posición de equilibrio viene determinada por ΔG^0 (Energía libre de Gibbs, magnitud que indica la espontaneidad de una reacción, cuanto más negativa sea esta más espontánea será esta). En consecuencia debe existir una relación entre los valores de esas dos magnitudes, esa relación puede expresarse mediante la ecuación:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p$$

El valor de ΔG^0 se puede calcular termodinámicamente a partir de las energías libres de formación. De la expresión anterior se puede despejar K_p

$$K_p = e^{-\Delta G/RT}$$

Por tanto si conocemos el valor de las energías de formación de todas las sustancias que intervienen en la reacción, se puede calcular el valor de ΔG^0 y a partir de ahí calcular la constante de equilibrio.

RELACIÓN ENTRE ΔG^0 Y K_p .

De la anterior ecuación, se puede ver, que **cuanto más negativo sea el valor de ΔG^0 (reacción espontánea) para una reacción química dada, mayor será su constante de equilibrio y más desplazado estará este hacia la formación de los productos.**

EQUILIBRIO QUÍMICO.

Concentraciones molares, presiones y constantes K_c y K_p .

- 1.- La constante del siguiente equilibrio: $3 H_2(g) + N_2(g) \leftrightarrow 2 NH_3(g)$. a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 200 atm es $0,55$: ¿Cuál es la concentración de amoniaco cuando las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio son $0,20\text{ mol/L}$ y $0,10\text{ mol/L}$ respectivamente.
- 2.- La reacción: $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow H_2(g) + CO_2(g)$, tiene una constante K_c de $8,25$ a $900\text{ }^{\circ}\text{C}$. En un recipiente de 25 litros se mezclan 10 moles de CO y 5 moles de H_2O a $900\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcule en el equilibrio: **a)** Las concentraciones de todos los compuestos; **b)** La presión total de la mezcla. Datos: $R=0,082\text{ atm}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.
- 3.- Para la reacción $SbCl_5(g) \leftrightarrow SbCl_3(g) + Cl_2(g)$, K_c , a la temperatura de $182\text{ }^{\circ}\text{C}$, vale $9,32 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de $0,40\text{ litros}$ se introducen $0,2$ moles de $SbCl_5$ y se eleva la temperatura a $182\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta que se establece el equilibrio anterior. Calcula: **a)** la concentración de las especies presentes en el equilibrio; **b)** la presión de la mezcla gaseosa.
- 4.- Cuando 30 g de ácido acético CH_3COOH , reaccionan con 46 g de etanol CH_3CH_2OH se forman $36,96\text{ g}$ de acetato de etilo $CH_3COO-CH_2CH_3$.y una cierta cantidad de agua. Calcula la constante de equilibrio de la reacción de esterificación.
- 5.- Calcula los valores de K_c y K_p a $250\text{ }^{\circ}\text{C}$ en la reacción de formación del yoduro de hidrógeno, $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 HI(g)$. sabiendo que el volumen del recipiente de reacción es de 10 litros y que partiendo de 2 moles de I_2 y 4 moles de H_2 , se han obtenido 3 moles de yoduro de hidrógeno.
- 6.- En un recipiente metálico de $2,0\text{ litros}$ se introducen 28 g de N_2 y $3,23\text{ g}$ de H_2 . Se cierra y se cierra a $350\text{ }^{\circ}\text{C}$. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentran $5,11\text{ g}$ de NH_3 . Calcular los valores de K_c y K_p de la reacción $3 H_2(g) + N_2(g) \leftrightarrow 2 NH_3(g)$ a dicha temperatura. (Masas atómicas: $N=14$; $H=1$)
- 7.- En un recipiente cerrado de 400 ml , en el que se ha hecho el vacío, se introducen $2,032\text{ g}$ de yodo y $1,280\text{ g}$ de bromo. Se eleva la temperatura a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ y se alcanza el equilibrio: $Br_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 BrI(g)$. Calcula: **a)** las concentraciones molares y la presión total en el equilibrio; **b)** la composición en volumen de la mezcla gaseosa en el equilibrio; **c)** K_p para este equilibrio a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Datos: $K_c (150\text{ }^{\circ}\text{C}) = 280$
- 8.- En un recipiente de 5 L se introducen a $500\text{ }^{\circ}\text{C}$ 3 moles de HI , 2 mol de H_2 y 1 mol de I_2 . Calcula la concentración de las distintas especies en equilibrio si sabemos que la constante del equilibrio $2 HI \leftrightarrow I_2 + H_2$ a dicha temperatura es $K_c = 0,025$.

Cálculo del grado de disociación.

- 9.- Se ha estudiado la reacción del equilibrio siguiente: $2 \text{NOCl} (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ a 735 K y en un volumen de 1 litro. Inicialmente en el recipiente se introdujeron 2 moles de NOCl . Una vez establecido el equilibrio se comprobó que se había disociado un 33 % del compuesto. **a)** Calcula K_c . **b)** ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio si se aumenta la presión? Razona la respuesta.
- 10.- Una muestra de 2 moles de HI se introduce en un recipiente de 5 litros. Cuando se calienta el sistema hasta una temperatura de 900 K , el HI se disocia según la reacción: $2 \text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$, cuya constante es: $K_c = 3,8 \cdot 10^2$. Determina el grado de disociación del HI .
- 11.- A 200°C y presión de 1 atmósfera, el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2 en 49,5 %. Calcule. **a)** K_c y K_p ; **b)** El grado disociación a la misma temperatura pero a 10 atmósferas de presión. **c)** Explique en función del principio de Le Chatelier si el resultado obtenido en b) le parece correcto. DATOS: Masas atómicas; $P = 30,97$; $\text{Cl} = 35,5$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 12.- En un recipiente de 2,0 litros de capacidad se introduce amoniaco a una temperatura de 20°C y a la presión de 14,7 atm. A continuación se calienta el recipiente hasta 300°C y se aumenta la presión hasta 50 atm. Determina el grado de disociación del amoniaco a dicha presión y temperatura y las concentraciones de las tres sustancias en el equilibrio.

Principio de Le Châtelier. Desplazamientos del equilibrio.

- 13.- Dado el proceso en fase gaseosa $A + B \leftrightarrow C$, **a)** establece la relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p ; **b)** si el proceso es endotérmico, ¿qué influencia ejerce sobre el mismo un aumento de temperatura?; **c)** ¿qué influencia ejerce sobre el mismo un aumento de presión?
- 14.- En la reacción: $2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g})$; $\Delta H = -1036 \text{ kJ}$, justifica cómo afectarán los siguientes cambios al desplazamiento del equilibrio: **a)** Aumentar el volumen del recipiente a temperatura constante. **b)** Extraer SO_2 . **c)** Aumentar la temperatura manteniendo el volumen constante.
- 15.- Sabiendo que la reacción de disociación del tetróxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno es exotérmica, explica razonadamente cómo afectará al equilibrio **a)** un aumento de la presión del recipiente; **b)** un aumento en la concentración de hidrógeno; **c)** una disminución de la temperatura.
- 16.- La síntesis de amoniaco tiene lugar según la reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3 (\text{g})$ $\Delta H = -92,4 \text{ kJ/mol}$. Justifica cuáles serán las condiciones más favorables de presión y temperatura para obtener el máximo rendimiento. En la industria (proceso Haber) se suele trabajar a unos

450 °C y hasta 1000 atmósferas, utilizando, además, catalizadores; ¿porqué se hace así?

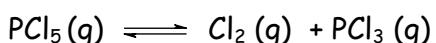
Solubilidad.

- 17.- Disocie y escriba la expresión del producto de solubilidad para los siguientes compuestos insolubles: AgBr, BaF₂, Ca(OH)₂, Ca₃(PO₄)₂, Fe(OH)₃
- 18.- Una disolución saturada de fosfato de plata, contiene $3,4 \cdot 10^{-5}$ moles por litro de ion fosfato. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.
- 19.- Para preparar 250 ml de disolución saturada de bromato de plata se disolvieron 1,75 g de esta sal. Hallar el K_s del bromato de plata.(M(Br)=80 (Ag)=107,8 (O)=16).
- 20.- Una disolución saturada de CaF₂(aq) está en equilibrio con CaF₂(s). Indica qué sucederá si: A) Se añaden 1,5 g de fluoruro de sodio soluble. B) Se añaden 1,5 g de fluoruro de calcio. C) Se añaden 5 ml de agua.
- 21.- Una disolución saturada de hidróxido de cinc tiene un pH = 8,35. Hallar su K_s
- 22.- Para los compuestos poco solubles CuBr, Ba(IO₃)₂ y Fe(OH)₃; Escriba la ecuación de equilibrio de solubilidad, la expresión del producto de solubilidad y el valor de la solubilidad en función del producto de solubilidad.
- 23.- Determine si se produce un precipitado cuando se mezclan dos volúmenes iguales de disolución 0,0002M de un catión y un anión de las siguientes especies: Ag⁺ y Cl⁻; Pb²⁺ y I⁻; Bi³⁺ y S²⁻ datos: K_s(AgCl)= $2,8 \cdot 10^{-10}$; K_s(PbI₂)= $1,4 \cdot 10^{-8}$; K_s(Bi₂S₃)= $1,5 \cdot 10^{-72}$
- 24.- Calcule la solubilidad del CaSO₄ en agua pura y en una disolución 0,5M de Na₂SO₄ Dato: K_s(CaSO₄)= $9,1 \cdot 10^{-6}$
- 25.- Calcule la solubilidad del Ag₂S en agua pura y en una disolución 0,1M de AgNO₃ Dato: K_s(Ag₂S)= $8 \cdot 10^{-51}$
- 26.- Calcule la solubilidad del PbI₂ en agua pura, en una disolución 0,5M de Pb(NO₃)₂ y en una disolución 0,1M de KI. Datos: K_s(PbI₂)= $1,4 \cdot 10^{-8}$
- 27.- Se mezclan 100mL de una disolución 1 M de sulfato de sodio con 100mL de una disolución 0,1M de nitrato de plomo. Razone si se forma precipitado de sulfato de plomo (II). Dato K_s (sulfato de plomo (II))= $1,58 \cdot 10^{-8}$.

EQUILIBRIOS QUÍMICOS

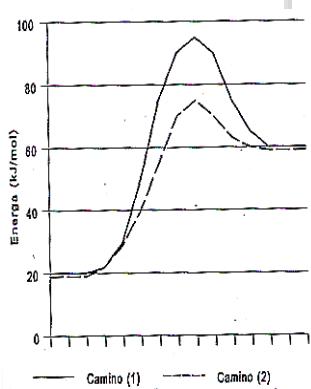
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: relación 1

1. a) ¿Influye la presencia de un catalizador en la constante de equilibrio de una reacción? Razone la respuesta.
 b) ¿Modifica un catalizador la entalpía de una reacción? Justifique la respuesta.
 c) Ponga un ejemplo de un catalizador y el proceso industrial en el que se utiliza.
2. En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de pentacloruro de fósforo y se calienta hasta 300 °C. Al establecerse el equilibrio de disociación, a esta temperatura:



la presión total de la mezcla es de 2,12 atm.

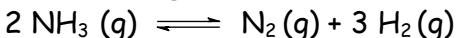
- ¿Cuánto vale el grado de disociación en las condiciones señaladas?
- ¿Cuál es el valor de K_p a esa temperatura? Masas atómicas: P = 31; Cl = 35,5.



3. La figura muestra dos caminos posibles para cierta reacción química. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador positivo. Conteste, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los dos caminos corresponde a la reacción catalizada?
- ¿Cuál es, aproximadamente, la energía de activación de la reacción no catalizada?
- ¿Cuál es la variación de entalpía de la reacción catalizada?

4. A la temperatura de 400 °C y 710 mm de mercurio de presión, el amoníaco se encuentra disociado en un 40% según la ecuación:

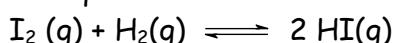


Calcule:

- La presión parcial de cada uno de los gases que constituyen la mezcla en equilibrio
- El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Sol: a) $P(\text{H}_2) = P(\text{NH}_3) = 0,4 \text{ atm}$; $P(\text{N}_2) = 0,13 \text{ atm}$; b) $K_p = 0,052$; $K_c = 1,7 \times 10^{-5}$.

5. En una vasija que tiene una capacidad de 3 litros se hace el vacío y se introducen 0,5 gramos de H_2 y 30 gramos de I_2 . Se eleva la temperatura a 500°C, estableciéndose el siguiente equilibrio:



para el que K_c vale 50. Calcule:

- a) Moles de HI que se han formado. **Sol: 0,22 moles de HI.**
 b) Moles de I₂ presentes en el equilibrio. **Sol: 0,01 moles de I₂.**
 Masas atómicas: H = 1; I = 127.
6. A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del propano-2ol para producir propanona, según la reacción:
- $$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3(g) \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3(g) + \text{H}_2(g)$$
- es una reacción endotérmica. Indique, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:
- Aumenta al elevar la temperatura.
 - Aumenta cuando se utiliza un catalizador.
 - Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.
7. En el equilibrio:
- $$\text{C(s)} + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g)$$
- Escriba las expresiones de K_c y K_p
 - Establezca la relación entre ambas.
8. En un matraz de un litro, a 440°C, se introducen 0,03 moles de yoduro de hidrógeno y se cierra, estableciéndose el equilibrio:
- $$2 \text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{I}_2(g) + \text{H}_2(g)$$
- En estas condiciones la fracción molar del HI en la mezcla es 0,80. Calcule:
- Las concentraciones de cada gas y K_c
 - La presión parcial de cada gas y K_p
- Masas atómicas: H = 1; I = 127.
- Sol:** a) [HI] = 0,024 M; [H₂] = [I₂] = 3 × 10⁻³ M; K_c = 0,016; b) P(HI) = 1,40 atm; P(H₂) = P(I₂) = 0,18 atm; K_p = 0,017.
9. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- El producto de solubilidad del FeCO₃ disminuye si se añade Na₂CO₃ a una disolución acuosa de la sal.
 - La solubilidad de FeCO₃ en agua pura (K_s = 3,2 · 10⁻¹¹) es aproximadamente la misma que la del CaF₂ (5,3 · 10⁻⁹).
 - La solubilidad de FeCO₃ aumenta si se añade Na₂CO₃ a una disolución acuosa de la sal.
10. La ecuación de velocidad de cierta reacción es: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razona si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:
- La unidad de la constante de velocidad es mol⁻¹ · L · s.
 - Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
 - Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.

11. El cianuro de amonio, a 11 °C, se descompone según la reacción: $\text{NH}_4\text{CN} (s) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (g) + \text{HCN} (g)$. En un recipiente de 2 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de cianuro amónico y se calienta a 11 °C. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 0,3 atm. Calcula:

- K_c y K_p .
- La masa de cianuro de amonio que se descompondrá en las condiciones anteriores. DATOS: Ar (N) = 14 u; Ar (C) = 12 u; Ar (H) = 1 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Sol: a) $K_p = 2,25 \cdot 10^{-2}$; $K_c = 6,5 \cdot 10^{-3}$; b) 0,57 g.

12. En el equilibrio: $\text{C} (s) + 2 \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons \text{CH}_4 (g)$ $\Delta H^\circ = -75 \text{ kJ}$. Indica, razonadamente, como se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

- Una disminución de la temperatura.
- La adición de C (s).
- Una disminución de la presión de $\text{H}_2 (g)$, manteniendo la temperatura constante.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

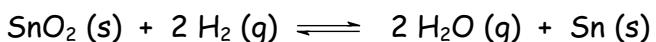
1. Para la reacción:



K_p , a la temperatura de 182 °C, vale $9,32 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de 0,4 litros se introducen 0,2 moles de pentacloruro y se eleva la temperatura a 182 °C hasta que se establece el equilibrio anterior. Calcule:

- La concentración de las especies presentes en el equilibrio.
- La presión de la mezcla gaseosa.

2. Para la reacción:



El valor de K_p a la temperatura de 900 K es 1,5 y a 1100 K es 10. Conteste razonadamente, si para conseguir un mayor consumo de SnO_2 deberán emplearse:

- Temperaturas elevadas.
- Altas presiones.
- Un catalizador.

3. En el proceso en equilibrio:



Cuál o cuales de los siguientes factores aumentarán el rendimiento en la producción de metanol:

- Adición de un catalizador

- b) Disminución de la concentración de hidrógeno.
 c) Aumento de la temperatura.
4. Para la reacción:
- $$\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$$
- El valor de K_c a 360°C es 0,58. En un recipiente de 25 litros se introducen 2 moles de Cl_2 , 1,5 moles PCl_3 y 0,15 moles de PCl_5 .
- a) Calcule las concentraciones de todas las especies en equilibrio.
 b) Calcule las presiones parciales de cada una de las especies en equilibrio.
- Sol:** a) $[\text{PCl}_5]=7,8 \times 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{Cl}_2]=0,058 \text{ M}$; $[\text{PCl}_3]=0,078 \text{ M}$; b) $P(\text{PCl}_5)=0,41 \text{ atm}$; $P(\text{Cl}_2)=3 \text{ atm}$; $P(\text{PCl}_3)=4,1 \text{ atm}$.
5. Dado el equilibrio:
- $$\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g) \quad \Delta H > 0$$
- Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- a) Al aumentar la concentración de hidrógeno el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
 b) Al aumentar la presión total en equilibrio se desplaza a la izquierda.
 c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.
6. En un matraz de un litro de capacidad en el que se ha hecho el vacío, se introducen 0,0724 moles de N_2O_4 y se calienta a 35°C . Parte del N_2O_4 se disocia en NO_2 :
- $$\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$$
- Cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,17 atm. Calcule:
- a) El grado de disociación del N_2O_4 .
 b) La presión parcial del NO_2 en el equilibrio y el valor de K_c .
7. A 50°C y presión de 1 atm, el N_2O_4 se disocia en un 40% en NO_2 , según la reacción:
- $$\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$$
- Calcule:
- a) Las constantes de equilibrio K_c y K_p .
 b) El grado de disociación del N_2O_4 a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm.
- Sol:** a) $K_c=2,9 \times 10^{-2}$; $K_p=0,76$; b) $\alpha=0,14$ es el grado de disociación (porcentaje de disociación 14%)

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

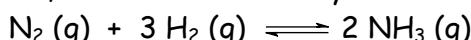
1. A 600 K y a la presión de una atmósfera, el pentacloruro de fósforo se disocia un 40% según la reacción: $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$

Calcule:

- K_p y K_c a esa temperatura.
- El grado de disociación a 4 atmósferas de presión.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{mol}^{-1}$.

2. En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio:



Encontrándose que se han formado 0,06 moles de amoniaco. Calcule:

- La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.
- K_c y K_p a la citada temperatura.

Sol: a) 0,36 moles de N_2 ; 0,55 moles de H_2 ; b) $K_c=0,06$; $K_p=1,39 \times 10^{-5}$

3. Las especies químicas NO , O_2 y NO_2 se encuentran en equilibrio gaseoso a una determinada temperatura, según la reacción:



Justifique en qué sentido se desplazará el equilibrio cuando:

- Se eleva la temperatura
- Se retira parte del O_2 .
- Se añade un catalizador.

4. Se añade un número igual de moles de CO y H_2O a un recipiente cerrado de 5 L que se encuentra a 327°C, estableciéndose el siguiente equilibrio:

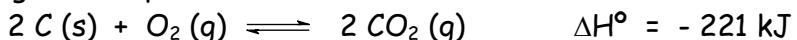


Una vez alcanzado éste, se encuentra que la concentración de CO_2 es 4,6 M y el valor de K_c es 302.

- ¿Cuáles son las concentraciones de CO , H_2 y H_2O en el equilibrio?
- Calcule la presión total del sistema en el equilibrio.

Sol: a) $[\text{CO}_2]=4,6 \text{ M}$; $[\text{CO}]=[\text{H}_2\text{O}]=0,26 \text{ M}$; b) $P_T=4,8 \times 10^2 \text{ atm}$.

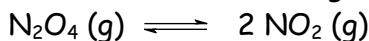
5. Se establece el siguiente equilibrio:



Razone si la concentración de O_2 aumenta, disminuye o permanece invariable:

- Al añadir $\text{C}(s)$
- Al aumentar el volumen del recipiente.
- Al elevar la temperatura.

6. El tetróxido de dinitrógeno se disocia a 27°C según la reacción:



En un recipiente de un litro de capacidad se introducen 15 gramos de N_2O_4 y una vez alcanzado el equilibrio la presión total es 4,46 atm. Calcule:

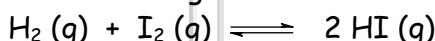
- a) El grado de disociación y K_p .
 b) La presión parcial del N_2O_4 y del NO_2 así como K_c .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

7. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- Al añadir un catalizador a una reacción química, la velocidad de reacción se modifica.
 - Al añadir un catalizador a un equilibrio químico, éste se desplaza.
 - Los catalizadores modifican la entalpía de reacción
8. A $360^\circ C$ se determina la composición de una mezcla gaseosa que se encuentra en equilibrio en el interior de un matraz de dos litros de capacidad, encontrándose 0,10 moles de H_2 , 0,12 moles de I_2 y 0,08 moles de HI . Calcule:
- K_c y K_p para la reacción: $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$
 - La cantidad de hidrógeno que se ha de introducir en el matraz para duplicar el número de moles de HI , manteniéndose constante la temperatura.

Sol: a) $K_c=K_p=0,53$; b) 0,54 moles de H_2 .

8. A partir de la composición de mezclas gaseosas de I_2 y H_2 a diferentes temperaturas se han obtenido los siguientes valores de K_p para la reacción:



| T ($^\circ C$) | 340 | 360 | 380 | 400 | 420 | 440 | 460 | 480 |
|------------------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| K_p | 70'8 | 66'0 | 61'9 | 57'7 | 53'7 | 50'5 | 46'8 | 43'8 |

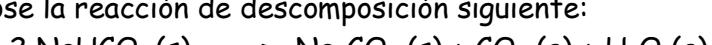
- Calcule K_c a $400^\circ C$
 - Justifique por qué esta reacción es exotérmica
 - ¿Variará K_p si se altera la concentración de H_2 ? Razone la respuesta.
10. Dada una disolución saturada de $Mg(OH)_2$ cuya $K_s=1,2 \cdot 10^{-11}$:
- Expresese el valor de K_s en función de la solubilidad.
 - Razone como afectará a la solubilidad la adición de $NaOH$.
 - Razone como afectará a la solubilidad una disminución de pH.

11. Para la reacción en equilibrio a $25^\circ C$ $2ICl(s) \rightleftharpoons I_2(s) + Cl_2(g)$ $K_p=0,24$. En un recipiente de 2 litros se introducen 2 moles de $ICl(s)$. ¿Cuál será la concentración de Cl_2 cuando se alcance el equilibrio? ¿Cuántos gramos de ICl quedarán en el equilibrio?

Datos: Masas atómicas I=127; Cl=35,5;

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

- Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la temperatura a la que se realiza.
 - La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la energía de activación.
 - La velocidad de una reacción disminuye al disminuir las concentraciones de los reactivos.
- En un recipiente de 2 litros se introduce una cierta cantidad de NaHCO_3 , se extrae el aire existente en el mismo, se cierra y se calienta a 400°C produciéndose la reacción de descomposición siguiente:

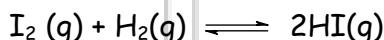


Una vez alcanzado el equilibrio, la presión dentro del recipiente es de $0'962 \text{ atm}$. Calcule:

- La constante de equilibrio K_p de esa reacción.
- La cantidad de NaHCO_3 que se ha descompuesto expresada en moles y en gramos.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23.

- Para el equilibrio,

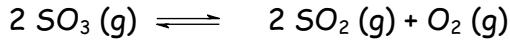


la constante de equilibrio K_c es $54'8$ a 425°C . Calcule:

- Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan, a la citada temperatura, 0,60 moles de HI y 0,10 moles de H_2 en un recipiente de un litro de capacidad.
- El porcentaje de disociación del HI.

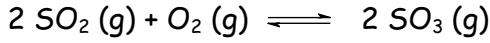
Sol: a) $[\text{H}_2] = 0,14 \text{ M}$; $[\text{I}_2] = 0,037 \text{ M}$; $[\text{HI}] = 0,53 \text{ M}$; b) 12%.

- En la tabla adjunta se recogen los valores, a distintas temperaturas, de la constante del equilibrio químico:



| T (K) | 298 | 400 | 600 | 800 | 1000 |
|-------|-----------------------|-----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| K_p | $2'82 \cdot 10^{-25}$ | $1'78 \cdot 10^{-16}$ | $1,98 \cdot 10^{-8}$ | $1'29 \cdot 10^{-3}$ | $2'64 \cdot 10^{-1}$ |

- Justifique si la reacción anterior es endotérmica o exotérmica.
- Explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión, manteniendo constante la temperatura.
- Calcule, a 298 K, la constante K_p del equilibrio:



- A 613 K, el valor de K_c para la reacción:



es 0,064. Si en el equilibrio anterior, la presión parcial del hidrógeno es de una atmósfera, calcule:

- La concentración de hidrógeno.
- La presión total.

6. Suponga el siguiente sistema en equilibrio:



Explique hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:

- Se adiciona $\text{UO}_2(\text{s})$ al sistema.
- Se elimina $\text{HF}(\text{g})$
- Se aumenta la capacidad del recipiente de reacción.

7. A 523 K las concentraciones de PCl_5 , PCl_3 y Cl_2 en equilibrio para la reacción:

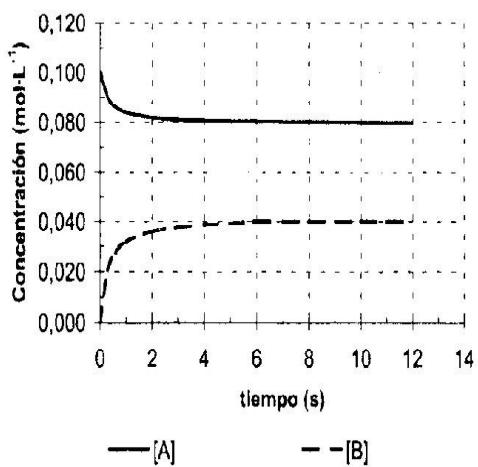


son 0,809 M, 0,190 M y 0,190 M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:

- Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.
- La constante K_p de la reacción.

Sol: a) $P(\text{PCl}_5) = 34,7 \text{ atm}$; $P(\text{PCl}_3) = 8,15 \text{ atm}$; $P(\text{Cl}_2) = 8,15 \text{ atm}$; b) $K_p = 1,91$.

8. Se ha estudiado, a 298 K, la cinética de la reacción



Para ello, se han medido las concentraciones de las sustancias A y B a lo largo del tiempo. Los datos obtenidos se han representado gráficamente en la figura adjunta.

- Calcule la constante de equilibrio de la reacción anterior.
- Explique, razonadamente, cómo afectaría al equilibrio un aumento de la presión.
- Describa, razonadamente, cómo se modificaría la gráfica anterior si la reacción se llevara a cabo en presencia de un catalizador.

9. En un recipiente se introduce una cierta cantidad de SbCl_5 y se calienta a 182°C , alcanzando la presión de una atmósfera y estableciéndose el equilibrio:



Sabiendo que en las condiciones anteriores el SbCl_5 se disocia en un 29,2%. Calcule:

- Las constantes de equilibrio K_c y K_p .
 - La presión total necesaria para que, a esa temperatura, el SbCl_5 se disocie un 60%.
- Sol:** a) $K_p = 0,093$; b) $P_T = 0,16 \text{ atm}$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

1. Dado el equilibrio:

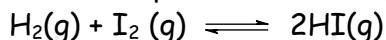


Señale, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono:

- Elevar la temperatura.
- Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio.
- Introducir H_2 en la mezcla en equilibrio.

2. Se introduce una mezcla de 0,5 moles de H_2 y 0,5 moles de I_2 en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de 430 °C. Calcule:

- Las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_c es 54,3 para la reacción:



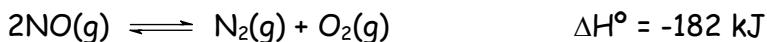
- El valor de la constante K_p a la misma temperatura.

Sol: a) $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,11 \text{ M}$; $[\text{HI}] = 0,78 \text{ M}$; b) $K_p = 54,3$.

3. Para una reacción hipotética: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ.

- Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa.
- La reacción directa, es exotérmica o endotérmica? Razona la respuesta.
- Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.

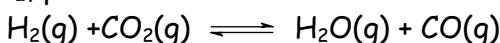
4. Para la reacción:



Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La constante de equilibrio aumenta al adicionar NO.
- Una disminución de temperatura favorece la obtención de N_2 y O_2 .

5. En un recipiente de 1L, a 2000 K, se introducen $6,1 \times 10^{-3}$ moles de CO_2 y una cierta cantidad de H_2 , produciéndose la reacción:



Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule:

- Los moles iniciales de H_2 .
- Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

Datos: $K_c = 4,4$. Sol: a) 0,03 moles de H_2 ; b) 0,024 moles de H_2 ; 4×10^{-4} moles de CO_2 ; $5,7 \times 10^{-3}$ moles de CO .

6. Al calentar bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Indique razonadamente, cómo se afectaría la posición del equilibrio si permaneciendo constante la temperatura:

- Se retira CO_2 del sistema.
- Se adiciona H_2O al sistema.
- Se retira parte de NaHCO_3 del sistema.

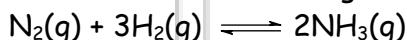
7. En la reacción:



la constante de equilibrio K_c , a $1200\text{ }^\circ\text{C}$, vale $1,04 \cdot 10^{-3}$

- Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio.
- ¿Cuál es el grado de disociación del Br_2 ?

8. La siguiente tabla presenta la variación de la constante de equilibrio con la temperatura para la síntesis del amoniaco según la reacción:

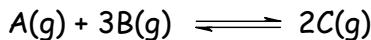


| Temperatura($^\circ\text{C}$) | 25 | 200 | 300 | 400 | 500 |
|---------------------------------|----------------|------|-------|---------------------|---------------------|
| K_c | $6 \cdot 10^5$ | 0,65 | 0,011 | $6,2 \cdot 10^{-4}$ | $7,4 \cdot 10^{-5}$ |

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La reacción directa es endotérmica.
- Un aumento de la presión sobre el sistema en equilibrio favorece la obtención de amoniaco.

9. En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a $300\text{ }^\circ\text{C}$ y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

- Las concentraciones de cada componente en el equilibrio.
- El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a esa temperatura.

Datos : $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

10. En un recipiente de 2 litros que se encuentra a $25\text{ }^\circ\text{C}$, se introducen 0,5 gramos de N_2O_4 en estado gaseoso y se produce la reacción :



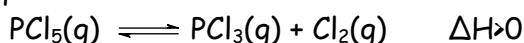
Calcule:

- La presión parcial ejercida por el N_2O_4 en el equilibrio.
- El grado de disociación del mismo.

Datos: $K_p = 0,114$. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

Sol: a) $P(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,1 \times 10^{-3} \text{ atm}$; b) $\alpha = 0,84$.

11. Para el siguiente equilibrio:



Indique, razonadamente, el sentido en que se desplaza el equilibrio cuando:

- Se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio.
- Se aumenta la temperatura.
- Se aumenta la presión del sistema.

12. A 200 °C y 2 atmósferas el PCl_5 se encuentra disociado en un 50%, según el siguiente equilibrio:

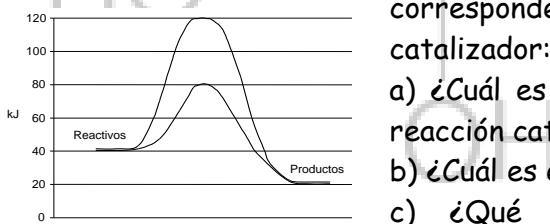


Calcule:

- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- Las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

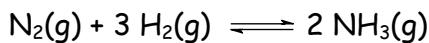
13. La figura muestra dos caminos posibles para una cierta reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador:



- ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?
- ¿Cuál es el valor de la entalpía de la reacción?
- ¿Qué efecto producirá un aumento de la temperatura en la velocidad de la reacción?

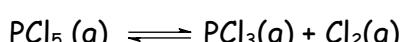
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

1. En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H_2 , y N_2 que reaccionan según la ecuación:



Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

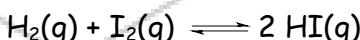
- Hay doble número de moles de amoníaco de los que había inicialmente de N_2 .
 - La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de hidrógeno.
 - La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.
2. Al calentar $PCl_5(g)$ a $250^\circ C$, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0,8 y la presión total es 1 atm, calcule:

- El número de moles de PCl_5 iniciales.
 - La constante K_p a esa temperatura.
- Sol:** a) 0,013 moles de PCl_5 ; b) $K_p=1,84$.

3. En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a $450^\circ C$, 0,75 moles de H_2 y 0,75 moles de I_2 , según la ecuación:



Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcule en el equilibrio:

- El número de moles de H_2 , I_2 y de HI .
- La presión total en el recipiente y el valor de K_p .

Sol: a) moles H_2 = moles I_2 = 0,17; moles HI = 1,16; b) $P_T = 8,9$ atm; $K_p = 50$.

4. Sea el sistema en equilibrio



Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO_2 .
- K_p es igual a la presión parcial del CO_2 .
- K_p y K_c son iguales.

5. En un recipiente de 1 L y a una temperatura de $800^\circ C$, se alcanza el siguiente equilibrio:



Calcule:

- Los datos que faltan en la tabla.

| | [CH_4] | [H_2O] | [CO] | [H_2] |
|---|------------|------------|----------|-----------|
| Moles iniciales | 2,00 | 0,5 | | 0,73 |
| Variación en el nº de moles al alcanzar el equilibrio | | - 0,4 | | |

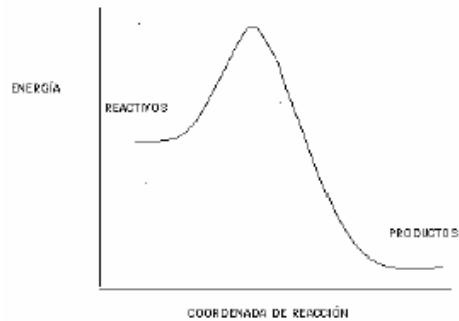
| | | | | | |
|------------------------------|--|--|--|-----|--|
| Nº de moles en el equilibrio | | | | 0,4 | |
|------------------------------|--|--|--|-----|--|

b) La constante de equilibrio K_p .

Sol: a) moles en el equilibrio: 1,60 moles de CH_4 ; 0,10 moles de H_2O ; 1,93 moles de H_2 ; b) $K_p=1,4 \times 10^5$.

6. En la figura se muestra el diagrama de energía para una hipotética reacción química. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La reacción directa es exotérmica.
- La energía de activación de la reacción directa es mayor que la energía de activación de la reacción inversa.
- La energía de la reacción química es igual a la diferencia entre las energías de activación de la reacción inversa y directa.



7. Una muestra de 6,53 g de NH_4HS se introduce en un recipiente de 4 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se descompone a 27°C según la ecuación:



Una vez establecido el equilibrio la presión total en el interior del recipiente es 0,753 atm. Calcule:

- Las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- El porcentaje de hidrógenosulfuro de amonio que se ha descompuesto.

Masas atómicas: H = 1, N = 14; S = 32.

Sol: a) $K_c=2,3 \times 10^{-4}$; b) 47,7%.

8. A 25°C el valor de la constante K_p es 0,114 para la reacción en equilibrio:

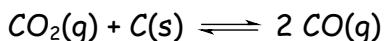


En un recipiente de un litro de capacidad se introducen 0,05 moles de N_2O_4 a 25°C . Calcule, una vez alcanzado el equilibrio:

- El grado de disociación del N_2O_4 .
- Las presiones parciales de N_2O_4 y de NO_2 .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

9. Para la reacción:



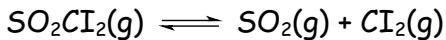
$K_p = 10$, a la temperatura de 815°C . Calcule, en el equilibrio:

- Las presiones parciales de CO_2 y CO a esa temperatura, cuando la presión total en el reactor es de 2 atm.
- El número de moles de CO_2 y de CO , si el volumen del reactor es de 3 litros.

Sol: a) $P(\text{CO}_2)=0,3 \text{ atm}$; $P(\text{CO})=1,7 \text{ atm}$; b) 0,010 moles de CO_2 ; 0,057 moles de CO .

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

1. Para la reacción en equilibrio:



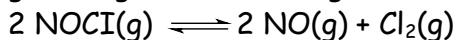
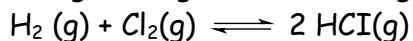
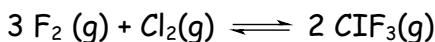
la constante $K_p = 2,4$, a 375 K.

A esta temperatura, se introducen 0,050 moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 litro de capacidad. En el equilibrio, calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
- El grado de disociación del SO_2Cl_2 a esa temperatura.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

2. Dados los equilibrios:



- Indique cuál de ellos no se afectará por un cambio de volumen, a temperatura constante.
- ¿Cómo afectará a cada equilibrio un incremento en el número de moles de cloro?
- ¿Cómo influirá en los equilibrios un aumento de presión en los mismos? Justifique las respuestas.

3. El cloruro de amonio se descompone según la reacción:



En un recipiente de 5 litros, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2,5 g de cloruro de amonio y se calientan a $300^\circ C$ hasta que se alcanza el equilibrio. El valor de K_p a dicha temperatura es $1,2 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

- La presión total de la mezcla en equilibrio.
- La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35,5

Sol: a) $P_T=0,07 \text{ atm}$; b) 2,3 g de cloruro de amonio.

4. a) Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico.
 b) Defina cociente de reacción Q_c .
 c) Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo.

5. Para la reacción en equilibrio:

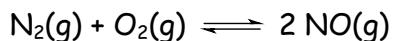


a $750^\circ C$, la presión total del sistema es 32,0 mm de Hg y la presión parcial del agua 23,7 mm de Hg. Calcule:

- El valor de la constante K_p para dicha reacción, a $750^\circ C$.
- El número de moles de vapor de agua y de hidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.

Sol: a) $K_p=8,2$; b) 2,6x10⁻⁴ moles de H_2 ; 7,4x10⁻⁴ moles de H_2O .

6. En un recipiente de 5 litros se introducen 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000°C estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

- El valor de K_c a dicha temperatura.
- La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

Sol: a) $K_c=0,07$; b) $P_T=74,6$ atm.

7. En un recipiente de 5 litros se introducen 0,28 moles de N_2O_4 a 50°C. A esa temperatura el N_2O_4 se disocia según:



Al llegar al equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

- El grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura.
- El valor de K_p a 50°C.

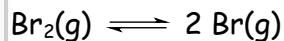
Sol: a) $\alpha=0,35$; b) $K_p=1,11$.

8. Dado el equilibrio:



- Explique cómo aumentaría el número de moles de SO_3 , sin adicionar ni eliminar ninguna de las sustancias presentes en el equilibrio.
- Escriba la expresión de K_p .
- Razone cómo afectaría al equilibrio la presencia de un catalizador.

9. A 1200°C el valor de la constante K_c es $1,04 \cdot 10^{-3}$ para el equilibrio:



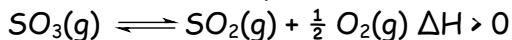
Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule:

- El tanto por ciento de Br_2 que se encuentra disociado.
- La concentración de bromo atómico en el equilibrio.

Sol: a) 1,6 %; b) $[Br]=0,032$ M.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

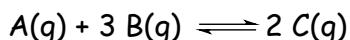
1. Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
- Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.

2. En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C.

Calcule:

- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Sol: a) $[C]=[B]=0,04 \text{ M}$; $[A]=0,18 \text{ M}$; b) $K_c=1,4 \times 10^2$; $K_p=0,063$.

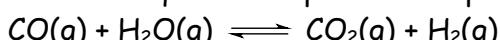
3. El yoduro de amonio sólido se descompone en amoniaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación: $\text{NH}_4\text{I}(s) \rightleftharpoons \text{NH}_3(g) + \text{HI}(g)$. A 673 K la constante de equilibrio K_p es 0'215. En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de NH_4I sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio.

Calcule:

- La presión total dentro del matraz, en el equilibrio.
- La masa de NH_4I que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; I = 127.

4. En un recipiente de 10 litros a 800 K, se introducen 1 mol de $\text{CO}(g)$ y 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación:



el recipiente contiene 0'655 moles de CO_2 y 0'655 moles de H_2 . Calcule:

- Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p para dicha reacción a 800 K.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5. Para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{SnO}_2(s) + 2 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(g) + \text{Sn}(s)$ el valor de la constante K_p a 900 K es 1'5 y a 1100 K es 10. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:

- Aumentar la temperatura.
- Aumentar la presión.
- Adicionar un catalizador.

6. En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de PCl_5 y se calienta hasta 300 °C. Al establecerse el siguiente equilibrio de disociación: $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{PCl}_3(g)$, la presión total de la mezcla es de 2'12 atm, a esa temperatura. Calcule:
- El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas.
 - El valor de K_p a 300 °C.
- Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: P = 31; Cl = 35'5.
7. Para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g) \Delta H < 0$
- Indique razonadamente cómo afectará al equilibrio un aumento de la temperatura.
 - Establezca la relación existente entre K_c y K_p para este equilibrio.
 - Si para la reacción directa el valor de K_c es 0'016 a 800 K, ¿cuál será el valor de K_c para la reacción inversa, a la misma temperatura?

8. En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O_2 y Cl_2 indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio:



| | HCl | O_2 | H_2O | Cl_2 |
|---------------------|------|--------------|----------------------|---------------|
| Moles iniciales | 0'16 | 0'08 | 0 | 0'02 |
| Moles en equilibrio | 0'06 | | | |

Calcule:

- Los datos necesarios para completar la tabla.
- El valor de K_c a esa temperatura.

Sol: a) moles en el equilibrio: 0,06 moles de oxígeno; 0,07 moles de cloro; 0,05 moles de agua; b) $K_c=63$.

9. Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.
- Escriba la ecuación de velocidad.
 - ¿Cuál es el orden total de la reacción?
 - ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de la reacción?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

1. Dado el siguiente sistema en equilibrio:



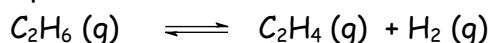
- a) Explique tres formas de favorecer la formación de $\text{SO}_3(g)$.
 b) Deduzca la relación entre las constantes K_c y K_p , para esta reacción.

2. A 1000 K se establece el siguiente equilibrio: $\text{I}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g)$

Sabiendo que cuando la concentración inicial de I_2 es 0,02 M, su grado de disociación es 2,14 %, calcule:

- a) El valor de K_c a esa temperatura.
 b) El grado de disociación del I_2 , cuando su concentración inicial es $5 \cdot 10^{-4}$ M.

3. El etano, en presencia de un catalizador, se transforma en eteno e hidrógeno, estableciéndose el siguiente equilibrio:



A 900 K, la constante de equilibrio K_p es $5,1 \cdot 10^{-2}$. A la presión total de 1 atm, calcule:

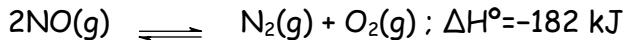
- a) El grado de disociación del etano.
 b) La presión parcial del hidrógeno.

4. El NO_2 y el SO_2 reaccionan según la ecuación: $\text{NO}_2(g) + \text{SO}_2(g) \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{SO}_3(g)$

Una vez alcanzado el equilibrio, la composición de la mezcla contenida en un recipiente de 1 litro de capacidad es: 0,6 moles de SO_3 , 0,4 moles de NO , 0,1 moles de NO_2 y 0,8 moles de SO_2 . Calcule:

- a) El valor de K_p , en esas condiciones de equilibrio.
 b) La cantidad en moles de NO que habría que añadir al recipiente, en las mismas condiciones, para que la cantidad de NO_2 fuera 0,3 moles.

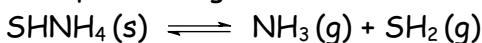
5. Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio, K_c , aumenta al añadir NO .
 b) K_c aumenta con la temperatura.
 c) Una disminución de temperatura favorece la formación de $\text{N}_2(g)$ y $\text{O}_2(g)$.

6. A 298 K se establece el equilibrio siguiente:



Sabiendo que la capacidad del recipiente es 100 litros y que a esa temperatura $K_p = 0,108$, calcule:

- a) La presión total ejercida por la mezcla gaseosa, una vez alcanzado el equilibrio.
- b) La cantidad de sólido que quedará sin reaccionar si la cantidad inicial de hidrogenosulfuro de amonio es 102 g.
- Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; S = 32; N = 14.

7. En la siguiente tabla se presentan los valores de la constante de equilibrio y la temperatura, para la síntesis del amoniaco: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$

| T(°C) | 25 | 200 | 300 | 400 | 500 |
|-------|----------------|------|-------------------|-------------------|-------------------|
| Kc | $6'0\cdot10^5$ | 0'65 | $1'1\cdot10^{-2}$ | $6'2\cdot10^{-4}$ | $7'4\cdot10^{-5}$ |

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La reacción directa es endotérmica.
- b) Un aumento de la presión favorece la obtención de amoniaco.
8. Cuando se calienta el pentacloruro de fósforo se disocia según:
- $$\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{PCl}_3(g)$$
- A 250°C, la constante K_p es igual a 1'79. Un recipiente de 1'00 dm³, que contiene inicialmente 0'01 mol de PCl_5 se calienta hasta 250°C. Una vez alcanzado el equilibrio, calcule:
- a) El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas.
- b) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio. Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

9. La ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$ corresponde a la reacción química:
 $A + B \longrightarrow C$.

- a) Indique si la constante k es independiente de la temperatura.
- b) Razone si la reacción es de primer orden con respecto de A y de primer orden con respecto de B, pero de segundo orden para el conjunto de la reacción.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1.- La reacción: $A + 2B \rightarrow 2C + D$ es de primer orden con respecto a cada uno de los reactivos.

- Escriba la ecuación de velocidad.
- Indique el orden total de reacción.
- Indique las unidades de la constante de velocidad.

2.- Para el sistema: $\text{SnO}_2(s) + 2 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(g) + \text{Sn}(s)$ el valor de la constante K_p es 1'5 a 900 K y 10 a 1100 K. Razona si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:

- Aumentar la temperatura.
- Aumentar la presión.
- Añadir un catalizador.

3.- Considera el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la concentración de oxígeno el equilibrio no se desplaza, porque no puede variar la constante de equilibrio.
- Un aumento de la presión total provoca el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.
- Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.

4.- Considera el siguiente sistema en equilibrio: $\text{MX}_5(g) \rightleftharpoons \text{MX}_3(g) + \text{X}_2(g)$ A 200 °C la constante de equilibrio K_c vale 0'022. En un momento dado las concentraciones

de las sustancias presentes son: $[\text{MX}_5] = 0'04 \text{ M}$, $[\text{MX}_3] = 0'40 \text{ M}$ y $[\text{X}_2] = 0'20 \text{ M}$.

- Razona si, en esas condiciones, el sistema está en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio ¿cómo evolucionaría para alcanzarlo?
- Discuta cómo afectaría un cambio de presión al sistema en equilibrio.

5.- Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según: $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{PCl}_3(g)$

Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total de una atmósfera, calcule:

- El número de moles de PCl_5 iniciales.
- La constante K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

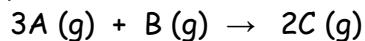
6.- A 670 K, un recipiente de un litro contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 0'003 moles de hidrógeno, 0'003 moles de yodo y 0'024 moles de yoduro de hidrógeno, según: $\text{I}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g)$

- El valor de K_c y K_p .

b) La presión total en el recipiente y las presiones parciales de los gases de la mezcla.

Dato: $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

7.- En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

a) El número de moles de cada componente de la mezcla.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

8.- Se establece el siguiente equilibrio: $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$

A 600°C y 2 atmósferas, la fase gaseosa contiene 5 moles de dióxido de carbono por cada 100 moles de monóxido de carbono, calcule:

a) Las fracciones molares y las presiones parciales de los gases en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p a esa temperatura.

9.- Un recipiente de un litro de capacidad, a 35°C , contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 1'251 g de NO_2 y 5'382 g de N_2O_4 , según: $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$

Calcule:

a) Los valores de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) Las presiones parciales de cada gas y la presión total en el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14; O = 16.

EQUILIBRIOS DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

1. *Características de ácidos y bases. Evolución histórica de teorías sobre ácidos y bases.*
 - 1.1. *Características de ácidos y bases.*
 - 1.2. *Primeras teorías sobre ácidos y bases.*
 - 1.3. *Teoría de Arrhenius.*
 - 1.4. *Teoría de Brönsted y Lowry.*
2. *Estudio de ácidos y bases según Brönsted y Lowry.*
 - 2.1. *Ácidos y bases conjugados.*
 - 2.2. *Sustancias anfóteras.*
 - 2.3. *Fuerza relativa de ácidos y bases. Constante de disociación.*
 - 2.4. *Ácidos polipróticos.*
3. *Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH.*
 - 3.1. *Equilibrio iónico del agua.*
 - 3.2. *Concepto de pH.*
4. *Indicadores.*
5. *Hidrólisis de sales.*
 - 5.1. *Sales de ácido fuerte-base fuerte.*
 - 5.2. *Sales de ácido fuerte-base débil.*
 - 5.3. *Sales de ácido débil-base fuerte.*
 - 5.4. *Sales de ácido débil-base débil.*
6. *Valoraciones ácido-base.*
 - 6.1. *Curvas de valoración.*
7. *Disoluciones reguladoras.*
 - 7.1. *Definición.*
 - 7.2. *Funcionamiento.*

1. CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES. EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LAS TEORÍAS ÁCIDO-BASE

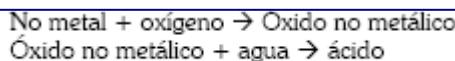
1.1 CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES

| ÁCIDOS | BASES |
|--|--|
| Tienen sabor agrio | Tienen sabor amargo (cáustico) |
| Corrosivos para la piel | Untuosos al tacto, corrosivos para la piel |
| Vuelven rojo el papel tornasol | Vuelven azul el papel tornasol |
| Disuelven muchas sustancias | Precipitan sustancias disueltas en ácidos |
| Atacan a muchos metales, desprendiendo hidrógeno | Disuelven las grasas |
| Se neutralizan al reaccionar entre sí, perdiendo sus propiedades | |

1.2 PRIMERAS TEORÍAS SOBRE ÁCIDOS Y BASES.

En el intento de explicar las propiedades observadas para las sustancias ácidas ó básicas, vista en la tabla anterior, y comprender el comportamiento químico de los ácidos y de las bases, la comunidad científica ha emitido distintas teorías a lo largo de la historia.

- **Lavoisier**, al observar que los ácidos se producían cuando el agua reaccionaba con los óxidos obtenidos al quemar no metales, como el carbono, el fósforo y el azufre, dedujo que las propiedades características de dichos ácidos, se debían a la presencia de oxígeno en sus moléculas.



- En 1811, **Humphrey Davy** comprobó que existían ácidos como el clorhídrico, HCl, o el cianhídrico, HCN, que no contenían oxígeno en sus moléculas, por lo que la teoría de Lavoisier no era válida. Davy propuso además que era el hidrógeno, y no el oxígeno, el elemento característico que se hallaba presente en la composición de todos los ácidos.

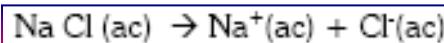
- En 1830, **Justus von Liebig** mostró que todos los ácidos conocidos contenían un átomo de hidrógeno que podía ser sustituido por un metal. Esta última limitación es necesaria, porque sustancias con átomos de hidrógeno no sustituibles por metales, como el metano, CH₄, o el benceno, C₆H₆, no son ácidas.

Estas primeras teorías no daban ninguna explicación de las fuerzas diferentes que presentan los ácidos, ni relacionaban el carácter básico con algún elemento o agrupación química específica.

1.3 TEORÍA DE ARRHENIUS.

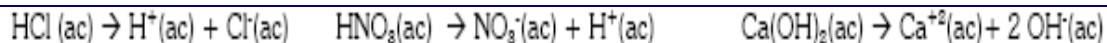
El primer modelo ácido-base utilizable cuantitativamente data del periodo 1880-1890, cuando el científico sueco **Svante A. Arrhenius** desarrolló su Teoría *de la disociación electrolítica*.

Según dicha teoría, hay sustancias, llamadas **electrolitos**, que manifiestan sus propiedades químicas y su conductividad eléctrica en disolución acuosa. Por ejemplo, las sales al disolverse en agua son conductoras de la corriente eléctrica, debido a la presencia de iones en la disolución:

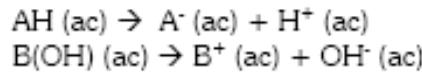


(Esta fue una teoría innovadora en la época, ya que propone la existencia de átomos con carga, en un momento en que aún no se habían descubierto los electrones).

Al ampliar su estudio, Arrhenius comprobó que, además de las sales, había otras sustancias que al disolverse en agua podían descomponerse en sus iones, y ser conductoras de la corriente eléctrica:



Así, un ácido es aquella sustancia que, al disolverse en agua, libera iones H^+ :
 Una base es aquella sustancia que, en disolución acuosa, libera iones OH^- :



- Existen **electrolitos fuertes**, que se **disocian completamente**. La mayoría de las sales, algunos ácidos inorgánicos (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4), algunas bases (NaOH , KOH , Ca(OH)_2)
- Por el contrario, son **electrolitos débiles** aquellos que **tienen un grado de disociación muy pequeño** ($\alpha << 1$, $K << 1$)

Esto explica:

1 La conductividad eléctrica de las disoluciones ácidas y básicas.

2 La neutralización entre disoluciones ácidas y básicas, en la proporción adecuada, ya que los iones A^- y B^+ forman una sal AB , y los iones H^+ y OH^- se unen para formar agua H_2O , con lo que desaparecen las características de ácido y base.

3 Permite hacer cálculos, aplicando el grado de disociación, distinguiendo entre ácidos (bases) fuertes y débiles. Así, una sal como NaCl , o un ácido como el HCl , se disocian completamente, son **electrolitos fuertes**, mientras que el ácido acético sólo se disocia en un 0,4%, es un **electrolito débil**.

Sin embargo, esta teoría presenta inconvenientes:

1 Limita el carácter básico a los hidróxidos, y no explica el hecho de que sustancias como el amoniaco NH_3 , o el carbonato de sodio Na_2CO_3 se comporten como bases.

2 Sólo explica el comportamiento ácido o básico en disoluciones acuosas. No incluye disolventes como amoniaco, benceno, o alcohol etílico.

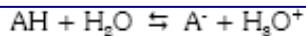
3 El ión H^+ , constituido únicamente por un protón, es muy inestable, y tiende a reaccionar rápidamente con las moléculas de agua de la disolución. Esto no lo explica la teoría de Arrhenius

1.4 TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY

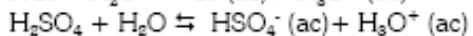
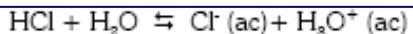
En 1923, el danés **J. Brönsted** y el británico **T. Lowry** proponen simultáneamente y de forma independiente una teoría que supera los inconvenientes de Arrhenius: **la teoría protónica**. Según esta, las reacciones ácido-base consisten en transferencias de protones entre unas sustancias y otras.

- Una sustancia ácida es aquella que tiene tendencia a ceder protones.
 - Una sustancia básica es aquella que tiene tendencia a aceptar protones.

- Con esto, al disolverse un ácido en agua, cede un protón a la molécula de agua, que se comporta como base, aceptándolo:

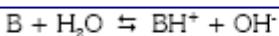


ejemplo:

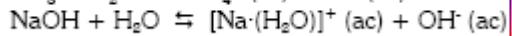
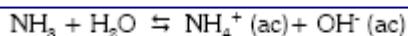


El ión H_3O^+ se denomina **ión hidronio** (también oxonio), y es mucho más estable que un protón aislado.

- Al disolver una base en agua, acepta un protón de la molécula de H_2O , que queda como OH^- .



ejemplos:



Vemos que, según esta teoría, para que una sustancia se comporte como ácido, desprendiendo un protón, debe reaccionar con otra que se comporte como base, aceptándolo.

Esta teoría explica reacciones que transcurren sin la presencia de agua, como:

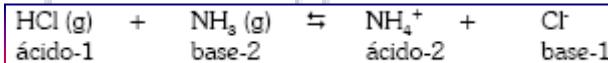


Tabla comparativa teoría de Arrhenius y teoría de Brönsted-lowry

| TEORÍA | Arrhenius (teoría iones en agua) | Brönsted-Lowry (teoría protónica) |
|-----------------------|---|--|
| Definición de ácido | Da iones H^+ en agua. | Dador de protones. |
| Definición de base | Da iones OH^- en agua. | Aceptor de protones. |
| Reacciones ácido-base | Formación de agua | Transferencia protónica. |
| Ecuación | $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$ | $HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$ |
| Limitaciones | Aplicable únicamente a disoluciones acuosas | Aplicable únicamente a reacciones de transferencia protónica |

2 ESTUDIO DE ÁCIDOS Y BASES SEGÚN BRÖNSTED-LOWRY

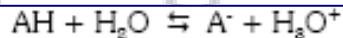
Como hemos visto en el apartado anterior, según la teoría de Brönsted-Lowry, las reacciones ácido-base se explican a partir de la transferencia de protones entre unas sustancias y otras.

- **Ácido es aquella sustancia que es capaz de desprenderse de un protón (H^+).**
- **Base es aquella sustancia que es capaz de aceptar un protón (H^+).**

A partir de esta teoría, comprobamos que los conceptos de ácido y base son relativos. Para que un ácido pueda ceder un protón (o más) es necesario que otra sustancia (una base) acepte el protón. Existen sustancias que pueden comportarse como ácido o como base, dependiendo de con qué sustancia reaccione. Dado que las reacciones más importantes se dan en disolución acuosa, a partir de ahora los conceptos de ácido y base los referiremos respecto al agua.

2.1 ÁCIDOS Y BASES CONJUGADOS.

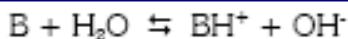
Supongamos un ácido AH , que reacciona con agua cediendo un protón H^+ :



El ión A^- resultante tiene tendencia a volver a aceptar un protón, por lo que será una base. **Se denomina base conjugada del ácido AH .**

(puede dar las reacciones $A^- + H_3O^+ \rightleftharpoons AH + H_2O$; $A^- + H_2O \rightleftharpoons AH + OH^-$)

Del mismo modo, dada una base B que tiende a aceptar protones:



El ión BH^+ tiene tendencia a volver a desprenderse del protón, por lo que será un ácido. **Se denomina ácido conjugado de la base B .**

(puede dar las reacciones $BH^+ + OH^- \rightleftharpoons B + H_2O$; $BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^+$)

Es decir, a todo ácido le corresponde una base conjugada, y a toda base le corresponde un ácido conjugado.

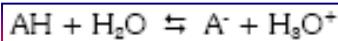
El par ácido/base conjugados, se escribe por este orden:



2.2 SUSTANCIAS ANFÓTERAS

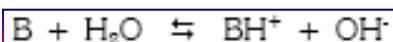
Se denominan **anfóteras** aquellas **sustancias que pueden comportarse como ácido o base, dependiendo de las sustancias con la que reaccionen**.

El ejemplo más característico de sustancia anfótera es **el agua**. Puede comportarse como base, aceptando un protón de un ácido.



De esta forma, el ión hidronio (H_3O^+) será el ácido conjugado del agua.

También puede comportarse como ácido, cediendo un protón



De esta forma, el ión hidróxido (OH^-) será la base conjugada del agua.

Otras sustancias anfóteras son algunos iones procedentes de la disociación de ácidos polipróticos (HS^- , HSO_4^- , HCO_3^-) etc.

2.3 FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES. CONSTANTE DE DISOCIACIÓN.

La tendencia a ceder o aceptar protones de una determinada sustancia es relativa. La intensidad con la que ácidos y bases desprenden o aceptan protones depende, en principio, de la propia sustancia, y en segundo lugar, de con qué sustancia reaccione. En adelante, siempre no referiremos a fuerza relativa al agua (es la que aparece reflejada en las tablas).

La fuerza de un ácido o una base se mide a partir de su *constante de disociación* K , que es la constante de equilibrio de su reacción con el agua. Hablaremos de **constante de acidez K_a , o de basicidad K_b** .

Un ácido o una base serán fuertes cuando tienen gran tendencia a ceder o aceptar protones.

El equilibrio de su reacción con el agua estará muy desplazado hacia la derecha. Su constante de disociación será muy grande, del orden de 10^{20} , y la consideraremos infinita, es decir, su reacción con el agua se considera irreversible, el ácido (o la base) se disocia en su totalidad.

Algunos ácidos fuertes: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$
Algunas bases fuertes: Hidróxidos de los grupos 1 y 2

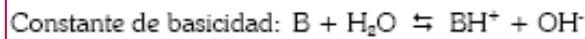
Un ácido o una base será débil, cuando tiene poca tendencia a ceder o aceptar protones.

Su constante no puede ser considerada infinita (de hecho, suele ser mucho menor que uno). El equilibrio de su reacción con el agua estará normalmente desplazado hacia la izquierda.



$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

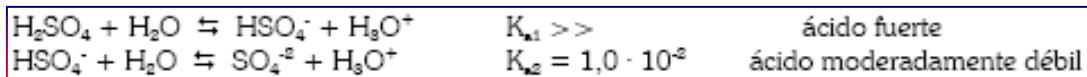


En ambos casos, la concentración del agua apenas varía (consideraremos disoluciones diluidas), por lo que $[\text{H}_2\text{O}]$ aparece incluido en la constante de disociación. Si un ácido o base es fuerte, su especie conjugada será muy débil.

| Constantes de acidez (Ka) de algunos ácidos | | |
|---|---|---|
| Ac. perclórico | $\text{HClO}_4 / \text{ClO}_4^-$ | Muy grande |
| Ac. nítrico | $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$ | Muy grande |
| Ac. bromhídrico | HBr / Br^- | Muy grande |
| Ac. clorhídrico | HCl / Cl^- | Muy grande |
| Ac. sulfúrico | $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ | Muy grande $1,0 \cdot 10^{-2}$ |
| Catión hidronio | $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ | 1 |
| Ac. fosfórico | $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2\text{PO}_4^-$ | $7,5 \cdot 10^{-3}$ |
| Ac. fluorhídrico | HF / F^- | $6,8 \cdot 10^{-4}$ |
| Ac. fórmico | $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ | $1,8 \cdot 10^{-4}$ |
| Ac. acético | $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| Ac. Carbónico | $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ | $4,4 \cdot 10^{-7}$ $4,7 \cdot 10^{-11}$ |
| Ac. sulfhídrico | $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$ $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$ | $9,5 \cdot 10^{-9}$ $1 \cdot 10^{-19}$ |
| Ac. cianhídrico | HCN / CN^- | $6,2 \cdot 10^{-10}$ |
| Catión amonio | $\text{NH}_4^+ / \text{NH}^3$ | $5,7 \cdot 10^{-10}$ |
| agua | $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-14}$ |
| Constantes de basicidad (Kb) de algunas bases | | |
| Hidróx. sodio | $\text{NaOH} / \text{Na}^+$ | Muy grande |
| Hidróx. potasio | $\text{NaOH} / \text{Na}^+$ | Muy grande |
| Hidróx. Cesio | $\text{NaOH} / \text{Na}^+$ | Muy grande |
| Hidróx. calcio | $\text{NaOH} / \text{Na}^+$ | Muy grande |
| Hidróx. bario | $\text{NaOH} / \text{Na}^+$ | Muy grande |
| Anión hidróxido | $\text{OH}^- / \text{H}_2\text{O}$ | 1 |
| Amoniaco | $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| agua | $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$ | $1,0 \cdot 10^{-14}$ |

2.4 ÁCIDOS POLIPRÓTICOS.

Algunos ácidos poseen varios átomos de hidrógeno en la molécula, y pueden ceder más de un protón. Sin embargo, no presentan la misma tendencia para desprendérse del primero que de los siguientes. Esto se refleja en las constantes de disociación.



Lo mismo ocurre para los diversos ácidos polipróticos. La tendencia a ceder el segundo protón es mucho menor que para el primero, y así sucesivamente.

3 EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA. CONCEPTO DE pH

3.1 EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

En teoría, el agua pura no conduce la corriente eléctrica. Sin embargo, se comprueba experimentalmente que sí presenta una cierta conductividad, aunque muy pequeña.

Este hecho se explica por el carácter anfótero del agua. Puede comportarse como ácido o como base. Constantemente se están produciendo choques entre moléculas de agua, y un porcentaje muy pequeño de estos choques, produce la disociación de las moléculas.



Los iones presentes en el agua destilada explican su (pequeña) conductividad. La constante de equilibrio de la disociación del agua K_w , a 25 °C, es:

$$K_w, \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}, \text{ es } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^2$$

Esta relación se conoce como **producto iónico del agua**, y se cumple en toda disolución acuosa.

En una disolución neutra:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Al introducir un ácido en la disolución, aumentamos $[\text{H}_3\text{O}^+]$, con lo que disminuye la de iones hidróxido OH^- , manteniéndose el producto iónico del agua en su valor 10^{-14} .

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Algo similar sucede al introducir una base. Al aumentar la concentración de iones hidróxido, disminuye la de hidronio, para mantener el valor de la constante.

Dado un par ácido/base conjugados, de constantes K_a y K_b , se cumple que

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

3.2 CONCEPTO DE pH

La medida de la acidez o basicidad de una disolución, nos la da la concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ presentes en la misma. Dado que las disoluciones más usuales son muy diluidas, tendremos que trabajar con números muy pequeños, y potencias de 10 de exponente negativo.

Para evitar esto, se define el concepto de pH, mediante la operación:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

(El concepto de pH fue introducido por S.P. Sørensen en 1909)

Análogamente, definimos $pOH = -\log[OH^-]$

La misma operación matemática podemos aplicarla a la constante de acidez o basicidad, definiendo:

$$pK_a = -\log K_a$$

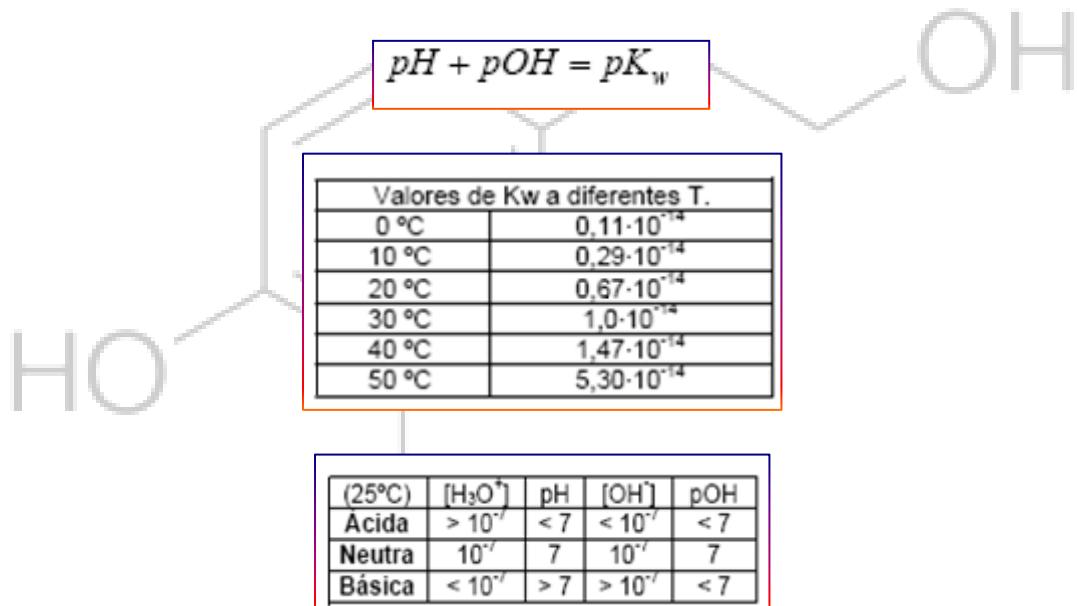
$$pK_b = -\log K_b$$

$$pK_w = -\log K_w$$

A partir del producto iónico del agua, es fácil probar, aplicando logaritmos, que, a una temperatura de 25 °C

$$pH + pOH = 14$$

La tabla siguiente es válida para T=25°C. En general, a cualquier temperatura, se cumple que:



4 INDICADORES.

El control del pH de las disoluciones, es muy importante en industrias, tales como manufacturas de alimentos, purificación de aguas, etc, ya que el pH determina muchas características notables de la estructura y la actividad de las macromoléculas biológicas y, por tanto de las células y de los organismos. Esto hace que la medida y regulación del pH sea una operación muy importante y utilizada.

| PH de algunas disoluciones | | | |
|----------------------------|------|-----------------------|--|
| Sustancia | pH | ácido ó base | Fórmula |
| jugo gástrico | 1 | ácido clorhídrico | HCl |
| jugo de limón | 2,3 | ácido cítrico | $\text{H}_3\text{C}_5\text{H}_5\text{O}_7$ |
| vinaigre | 2,9 | ácido acético | CH_3COOH |
| gaseosa | 4,1 | ácido carbónico | $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| ortiga | 4,5 | ácido fórmico | HCOOH |
| lluvia ácida | 5,6 | sulfúrico, nítrico | H-SO_4 , HNO_3 |
| orina | 6 | ácido úrico | $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_3\text{N}_4$ |
| aqua de lluvia | 6,5 | dióxido de carbono | CO_2 |
| aqua destilada | 7 | aqua | H_2O |
| sancre | 7,4 | tampón carbonato | $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ |
| jabón | 7,9 | ácidos grasos, sosa | R-COONa |
| pasta de dientes | 9,9 | carbonato cálcico | CaCO_3 |
| leche de magnesio | 10,5 | hidróxido de magnesio | Mg(OH)_2 |
| cal apagada | 11 | hidróxido de calcio | Ca(OH)_2 |
| amoníaco doméstico | 11,9 | amoníaco | NH_3 |
| limpiahornos | 13 | hidróxido de sodio | NaOH |

La medida del pH de una disolución se realiza:

- a) **Mediante unos aparatos llamados pH-metros**, basados en métodos electroquímicos, que miden el pH directamente con gran rapidez y exactitud.



- b) **Mediante indicadores**, que sólo determinan el pH de forma aproximada.

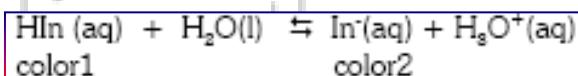
Muchos de estos indicadores son colorantes orgánicos complejos, que tienen la característica de presentar distinto color según la zona del pH de la disolución en la que se encuentren. Un indicador usual es la fenolftaleína, incoloro para un pH menor que 8,2 y que cambia progresivamente a color rojo en el intervalo de pH entre 8,2 y 10,0. En la tabla siguiente se pueden ver algunos de los más usados habitualmente.

| Algunos indicadores | Color ácido/básico | Zona viraje |
|-----------------------|---------------------|-------------|
| Violeta de metilo | Amarillo / rojo | 0 - 2 |
| Amarillo de metilo | Rojo / Amarillo | 2 - 3 |
| Dinitrofenol | Incoloro / Amarillo | 2,4 - 4 |
| Anaranjado de metilo | Rojo / Amarillo | 3,1 - 4,4 |
| Rojo congo | Azul / Rojo | 3 - 5 |
| Rojo de metilo | Rojo / Amarillo | 4,4 - 6,2 |
| Azul de bromotimol | Amarillo / Azul | 6 - 7,6 |
| Tomasol | Rojo / Azul | 4,5 - 8,3 |
| Rojo de fenol | Amarillo / Rojo | 6,4 - 8,2 |
| Fenolftaleína | Incoloro / Violeta | 8,3 - 10 |
| Amarillo de alizarina | Amarillo / Rojo | 10,1 - 11,1 |
| Trinitrobenceno | Incoloro / Naranja | 12 - 14 |

Tabla de indicadores.

El indicador se comporta, generalmente, como un ácido débil o como una base débil. **La variación de color se debe a la existencia de un equilibrio ácido-base entre las dos formas del indicador, que presentan distintos colores.**

Si el indicador es un ácido débil, **HIn**, que se disocia según el equilibrio:



La forma ácida del indicador presenta el color 1, mientras que la base conjugada presenta el color 2.

El uso de un indicador adecuado permite distinguir una disolución ácida de una básica, así:

- **Cuando añadimos un indicador a una disolución ácida**, la concentración de iones H_3O^+ presente en la disolución es elevada, por lo que, por el principio de Le Châtelier, la reacción evolucionará hacia la izquierda, predominando en la disolución la especie HIn . Observaremos entonces el color 1.

- **Cuando a una disolución básica le añadimos un indicador**, debido a la baja concentración de iones H_3O^+ , la reacción evolucionará hacia la derecha, predominando en la disolución la especie In^- . Observaremos entonces el color 2.

El papel indicador o papel de pH es una mezcla de varios indicadores, que cambia de color a medida que cambia el pH. Luego el pH de una disolución se puede conocer, aproximadamente, a partir del color que toma el papel indicador cuando se sumerge en la disolución problema.



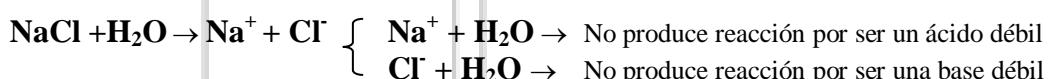
5 HIDRÓLISIS DE SALES

Por hidrólisis (“rotura del agua”) se entiende la reacción que ocurre entre las moléculas de agua y los iones procedentes de la disolución de ciertas sales.

Al disolver una sal en agua, se disocia en cationes y aniones, que se reparten entre las moléculas de agua. Según las características de estos iones, pueden tener comportamientos distintos, así pues debemos estudiar de qué ácidos o bases provienen los iones que la componen, y si éstos son fuertes o débiles, veremos los cuatro tipos de posibilidades que se nos pueden presentar.

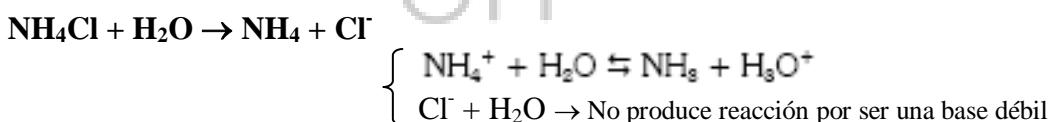
5.1 SALES CON IONES PROVENIENTES DE ÁCIDO FUERTE-BASE FUERTE (EJEMPLO: NaCl, KCl)

Al disolverse, el NaCl se disocia en Na^+ (ácido conjugado de NaOH, base fuerte), y Cl^- (base conjugada de HCl, ácido fuerte). Ninguno de estos iones reacciona con el agua, no se produce hidrólisis. No se liberan en la disolución iones hidronio ni hidróxido, por lo que **el pH de la disolución será neutro, 7**.



5.2 SALES CON IONES PROVENIENTES DE ÁCIDO FUERTE-BASE DÉBIL (EJEMPLO: NH₄Cl)

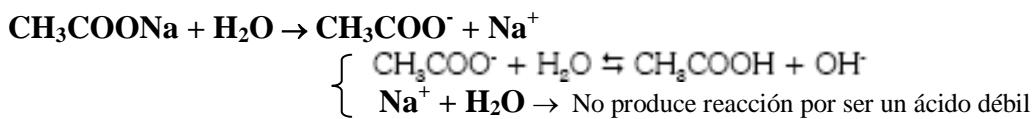
Al disolverse, el cloruro de amonio se disocia en NH_4^+ (ácido conjugado de NH₃, base débil), y Cl^- (base conjugada de HCl, ácido fuerte). El anión Cl^- no produce hidrólisis, pero el NH_4^+ sí reacciona con el agua liberando iones H_3O^+



Por lo tanto, **la disolución se volverá ligeramente ácida ($\text{pH} < 7$)**

5.3 SALES CON IONES PROVENIENTES DE ÁCIDO DÉBIL-BASE FUERTE (EJEMPLO: CH₃COONa, NaCN)

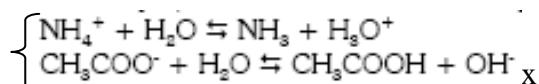
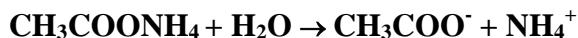
Al disolverse, el acetato de sodio se disocia en Na^+ (ácido conjugado de NaOH, base fuerte), y CH_3COO^- (base conjugada de CH₃COOH, ácido débil). El catión Na^+ no produce hidrólisis, pero el CH_3COO^- sí reacciona con el agua liberando iones OH^- .



Por lo tanto, **la disolución se volverá ligeramente básica ($pH > 7$)**

5.4 SALES CON IONES PROVENIENTES DE ÁCIDO DÉBIL- BASE DÉBIL (EJEMPLO: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4CN)

Vemos que, al disolver una sal de este tipo en agua, los dos iones formados producirán hidrólisis:



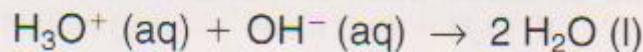
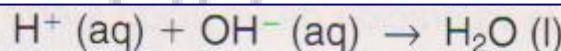
Para saber si el pH resultante será ácido o básico, debemos comparar las constantes de ambas reacciones de hidrólisis. Aquella con mayor valor de K, decidirá la acidez o basicidad de la disolución.

6 VALORACIONES ÁCIDO-BASE

La reacción completa de un ácido con una base en disolución acuosa, denominada genéricamente reacción de neutralización, da lugar a la formación de una sal y por lo general, de agua. Por ejemplo:



Ecuación que, una vez eliminados los iones espectadores, en forma iónica, se reduce a:

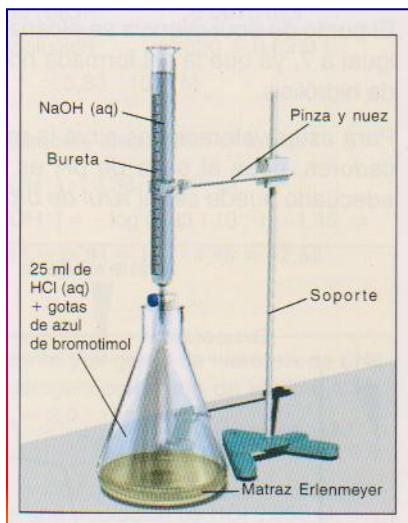


Una valoración ácido-base es la determinación de la concentración de un ácido en disolución a partir de la concentración conocida de una base, o viceversa, basándose en la reacción de neutralización.

La valoración de un ácido se denomina acidimetría y la valoración de una base, alcalimetría.

La valoración se realiza mezclando gradualmente el ácido y la base hasta alcanzar el punto de equivalencia, es decir, el momento en que la reacción de neutralización ha sido completa. En ese punto, el número de H_3O^+ procedentes del ácido es igual al de OH^- procedentes de la base.

El punto final de la valoración se alcanza cuando se produce el cambio de color de un indicador, que se adiciona previamente a los reactivos. Para que la valoración sea buena, el punto final debe coincidir con el de equivalencia.



El procedimiento será el siguiente (según la imagen mostrada anteriormente) (el material utilizado está marcado en negrita):

- 1 En una **bureta** se coloca la disolución de base (NaOH).
- 2 En un **matraz Erlenmeyer** se vierte con ayuda de **vaso de precipitado y embudo cónico** un volumen conocido de la disolución de ácido (HCl), por ejemplo 10,0 mL, y unas gotas de disolución de un indicador ácido base siempre protegidos con **gafas y guantes de seguridad**. La disolución tomará el color del indicador en medio básico.
- 3 Se vierte lentamente el NaOH sobre el HCl hasta alcanzar el punto de equivalencia, sin dejar de agitar el matraz erlenmeyer. El viraje se produce cuando el indicador cambia de color.

El nombre de neutralización no implica que la disolución obtenida sea estrictamente neutra, es decir, de $\text{pH} = 7$, ya que el pH depende de la posible hidrólisis de la sal formada en la reacción.

El procedimiento empleado se denomina también volumetría de neutralización, ya que se reduce a medir el volumen de base necesario para la neutralización del ácido, o viceversa.

En el punto de neutralización se cumple:

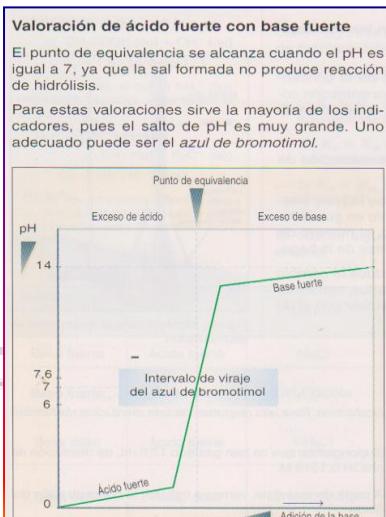
$$\text{Nº de moles del ácido} = \text{nº de moles de la base}$$

$$\text{Ma} \cdot \text{Va} = \text{Mb} \cdot \text{Vb}$$

6.1 CURVAS DE VALORACIÓN

Durante el proceso de valoración ácido-base, el pH de la disolución resultante varía continuamente, si bien la forma concreta de esta variación depende del carácter fuerte ó débil tanto del ácido como de la base.

En cualquier caso, el pH varía lentamente salvo en las inmediaciones del punto de equivalencia, donde se produce una brusca variación del pH. Precisamente este hecho permite determinar el final de la valoración fácilmente.



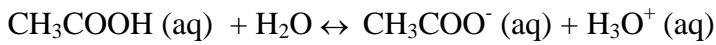
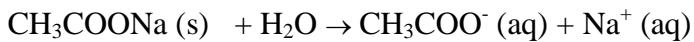
7 DISOLUCIONES REGULADORAS DEL pH.

7.1 DEFINICIÓN

Son **disoluciones formadas por un ácido débil y una sal de dicho ácido** como por ejemplo, ácido acético y acetato de sodio ó **una base débil y una sal de dicha base**. Se utilizan para regular el pH de una disolución ante la adición externa de ácidos y bases, las más comunes son ácido acético /acetato y amoniaco/ sal de amonio.

7.2 FUNCIONAMIENTO

Dada la siguiente disolución reguladora:

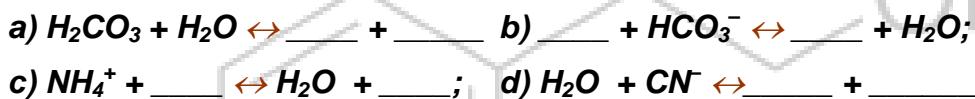


Si añadimos un ácido a la disolución reguladora según el principio de Le Châtelier el equilibrio $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ se desplazará hacia la izquierda manteniéndose el pH de la disolución. Si por el contrario añadimos una base, esta reaccionará con los iones hidronio y por tanto el equilibrio se desplazará hacia la derecha, manteniendo de nuevo constante el pH de dicha disolución, el objetivo del acetato de sodio es aportar aniones acetato.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

Conceptos básicos.

- 1.- a) Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, explique razonadamente, utilizando las ecuaciones químicas necesarias, si las siguientes especies químicas se comportan como ácidos o como bases: NH_3 , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, CN^- , HCO_3^- . b) Señale en cada caso la base o el ácido conjugado.
- 2.- Indica cuales son las bases conjugadas de los ácidos así como los equilibrios entre la forma ácida y la básica: H_3O^+ , HNO_2 , HCN .
- 3.- Demuestra la relación matemática existente entre la constante de un ácido y la de la base conjugada de dicho ácido.
- 4.- Completar los siguientes equilibrios entre pares de ácidos y bases conjugados, de tal forma que el primer compuesto de cada ecuación actúe como ácido:



- 5.- Completar los siguientes equilibrios ácido-base de Brönsted-Lowry; caracterizando los correspondientes pares ácido-base conjugado: a) $\text{.....} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{.....}$; c) $\text{.....} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Cálculo del pH y constantes de acidez y basicidad.

- 6.- En un laboratorio se dispone de cinco matraces que contiene cada uno de ellos disoluciones de las que se tiene la siguiente información: 1º) $\text{pH} = 7$; 2º) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$; 3º) $\text{pOH} = 2$; 4º) $[\text{OH}^-] = 10^{-6}$; 5º) $\text{pH} = 1$. Ordena dichos matraces de mayor a menor acidez.
- 7.- Calcula el pH de las siguientes disoluciones. a) 250 ml de HCl 0,1 M; b) 250 ml de HClO 0,1 M si su $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$ M.
- 8.- Calcular el pH de una disolución 0,1 M de NH_3 , sabiendo que $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 9.- Calcula el pH y la concentración de todas las especies presentes en una disolución 10^{-2} M de hidróxido de calcio.
- 10.- Calcular el pH de la siguiente mezcla: 100 ml de ácido fluorhídrico 1,5 M y 200 ml de agua destilada. Datos: Considerar que los volúmenes son aditivos. La constante de disociación ácida del ácido fluorhídrico a 25 °C es $8,8 \cdot 10^{-4}$.
- 11.- A 25°C una disolución 0,1 M de amoniaco tiene un pH de 11,12. Determina la constante de basicidad del amoniaco y la de acidez del ion amonio.

Cálculo de grado de disociación y de concentraciones.

- 12.- En 500 ml de agua se disuelven 3 g de ácido acético. Calcula: a) el pH de la disolución resultante; b) el porcentaje de ácido acético disociado. M_{at} : C=12; O=16; H=1. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 13.- La constante del ácido cianhídrico (HCN) es $4,9 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C; a) ¿cuál es la concentración de H_3O^+ de una disolución acuosa $1,2 \cdot 10^{-2}$ del ácido a dicha temperatura; b) su grado de ionización.
- 14.- Se sabe que 100 ml de una disolución de ácido hipocloroso que contiene 1,05 gramos, tiene un pH de 4,1. Calcula: a) La constante de disociación del ácido. b) El grado de disociación. Masas atómicas: Cl: 35,5; O: 16; H: 1.
- 15.- El pH de una disolución acuosa de ácido acético es 2,9. Calcular la molaridad y el grado de disociación del ácido acético en dicha disolución. $pK_a = 4,74$.
- 16.- Una disolución $10^{-2} M$ de ácido benzoico presenta un grado de disociación del 8,15 %. Determina: la constante de ionización del ácido y el pH de la disolución.
- 17.- Calcula el pH y la molaridad de cada especie química presente en el equilibrio de ionización del amoniaco $0,15 M$: $NH_3(ac) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_4^+(ac) + OH^-$. $K_b(NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

Hidrólisis de sales.

- 18.- Indica cómo será el pH de una disolución $1 M$ de: a) $NaCl$; b) CH_3COONa ; c) NH_4Cl ; d) CH_3COONH_4 . [$K_b(NH_3) = K_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5} M$].
- 19.- En cada una de las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: a) carbonato de sodio, b) hidróxido de calcio, c) cloruro de amonio, d) dióxido de carbono, indique justificadamente si el pH será 7, mayor que 7 o menor que 7.

Neutralización

- 20.- A 80 ml de una disolución acuosa $0,10 M$ de $NaOH$, se le añaden 20,0 ml de una disolución acuosa $0,50 M$ de HCl . Calcular el pH de la disolución resultante.
- 21.- Calcula la riqueza de una sosa comercial (hidróxido de sodio), si 25 g de la misma precisan para neutralizarse 40 ml de ácido sulfúrico $3 M$.
- 22.- Determina el volumen expresado en ml, que se precisan de una disolución $0,21 M$ de $NaOH$ para que reaccionen completamente 10 ml de ácido fosfórico $0,1 M$.
- 23.- 250 ml de ácido nítrico concentrado del 32 % y densidad $1,19 \text{ g/ml}$, se colocan en un matraz aforado de 1 litro y se añade agua destilada hasta enrasar. ¿Cuántos ml de la disolución diluida de ácido nítrico

serán necesarios para neutralizar 50 ml de una disolución de NaOH cuyo pH es 13,93? Masas atómicas: H: 1; O: 16; N: 14.

- 24.- Se desea preparar 100 ml de una disolución de ácido nítrico de pH = 2,4. Para ello se dispone de otra disolución de ácido nítrico de pH = 0,3. a) ¿Qué volumen habrá que tomar de esta disolución para preparar la disolución deseada? b) ¿Cuántos miligramos de hidróxido sódico habrá que añadir a esos 100 ml de disolución para neutralizarla? Masas atómicas: Na: 23; O: 16..
- 25.- Se desea preparar 200 ml de ácido clorhídrico 0,4 M a partir de un ácido comercial de 1,18 g/ml de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso. a) ¿Cuántos ml de ácido comercial se necesitan? b) Calcular el pH obtenido al añadir 15 ml de hidróxido de sodio 0,15 M, a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M. c) ¿Cuántos ml de hidróxido de sodio 0,15 M neutralizan exactamente a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M?
- 26.- Se mezclan 25 ml de HCl 0,3 M y 35 ml de NaOH 0,4 M. a) ¿Cuál es el pH de la mezcla resultante? b) ¿Qué volumen de HCl tendríamos que haber cogido desde el principio, para que el pH de la mezcla resultante fuese igual a 7?



REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1

1. a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13? **Sol: 1,4 g.**
 b) Calcule los mL de una disolución 0,2 M de ácido clorhídrico que serán necesarios para neutralizar 50 mL de la disolución indicada en el apartado a). **Sol: V=25mL.**
 c) Describa el procedimiento experimental que seguiría para realizar esta neutralización.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39.

2. Indique, razonadamente, para las siguientes especies: H_2O , HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^-
 - a) Cuál es el ácido conjugado de cada una.
 - b) Cuál es la base conjugada de cada una.
3. Se preparan disoluciones acuosas de las siguientes sales: CH_3COONa , KCl y NH_4Cl . Indique, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán estas disoluciones.
4. Se añaden 7 g de amoníaco a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución.
 - a) Calcule el pH de la disolución resultante. **Sol: pH=11,58**
 - b) Calcule el grado de ionización del amoníaco. **Sol: $\alpha=4,68 \times 10^{-3}$**
 Datos: $K_b = 1,5 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14.

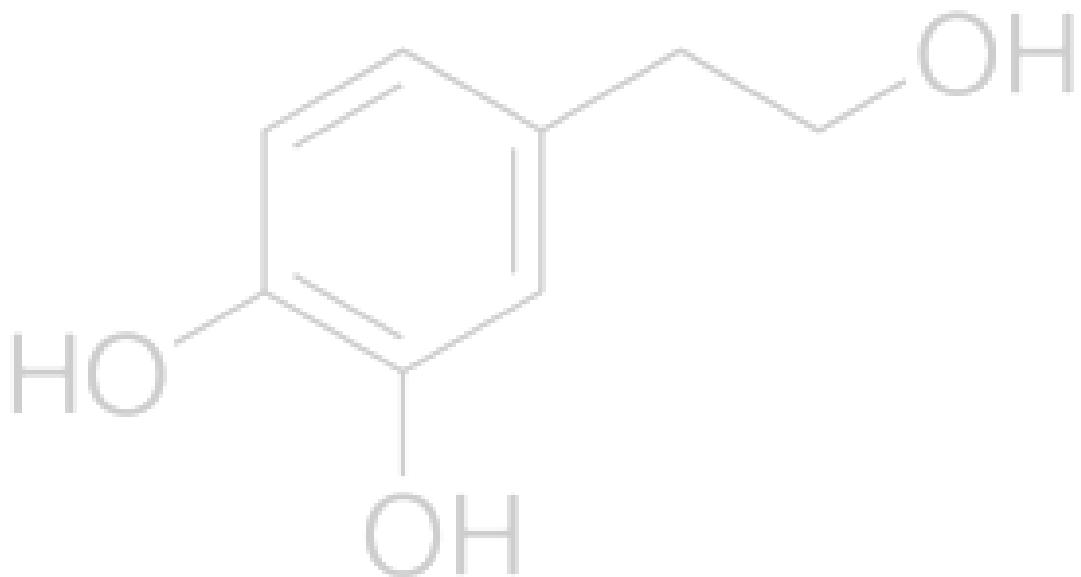
5. ¿Es lo mismo ácido fuerte que ácido concentrado? Razona la respuesta.
6. Indique, razonadamente, si el pH de las disoluciones acuosas de las especies químicas siguientes es mayor, menor o igual a 7:
 - a) NH_3
 - b) NH_4Cl
 - c) CaCl_2

7. a) Calcule el pH de una disolución que contiene 2 g de hidróxido de sodio en 200 mL de la misma. Si se diluye la disolución anterior hasta 2 litros, ¿cuál sería el nuevo pH de la disolución? **Sol: pH=13,40; pH=12,40 de la disolución diluida.**
 b) Calcule el volumen de disolución de ácido nítrico 0,1M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución inicial no diluida. **Sol: V=25mL.**
 Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

8. A 25°C una disolución 0,1 M de un ácido débil monoprótico (HA), tiene una constante de disociación de $2,8 \cdot 10^{-7}$.
 - a) Calcule las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies químicas en la disolución. **Sol: $[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 1,67 \times 10^{-4} \text{M}$; $[\text{HA}] = 0,0998 \text{ M}$.**
 - b) Indique el material necesario para preparar 100 mL de la disolución anterior, si se dispone de un recipiente de un litro de disolución de HA 1 M.

9. Justifique el carácter ácido y/o básico de las siguientes sustancias de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry: NH_3 ; HNO_2 ; OH^- ; HCO_3^- ; CO_3^{2-} .

10. ¿Cuál es el pH de la disolución que resulta al mezclar 25 mL de disolución 0,4 M de ácido nítrico con 55 mL de disolución 0,3 M de hidróxido de sodio?
11. a) Al disolver una sal en agua, ¿se puede obtener una disolución de pH básico? Razone la respuesta y ponga un ejemplo.
b) ¿Y de pH ácido? Razone la respuesta y ponga un ejemplo.
12. La constante de basicidad del NH_3 es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Si se tiene una disolución 0,1M de este compuesto, calcule el grado de disociación y la concentración de iones Ba^{2+} de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que tenga $\text{pH}=10$
13. Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcule: a) La concentración molar de A^- en disolución y el grado de disociación del ácido. b) El valor de la constante K_a del ácido y el valor de la constante K_b de su base conjugada.



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

- Defina el concepto de ácido y base según Arrhenius.
 - Clasifique, según la definición anterior, las siguientes especies escribiendo su disociación en agua: H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_3 y NaOH .
- De los ácidos débiles acético (CH_3COOH) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.
 - Escriba sus reacciones de disolución en agua, explicando cuáles son sus bases conjugadas.
 - Indique, razonadamente, cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.
- Se mezclan 200 mL de una disolución 1 M de hidróxido de sodio con 150 mL de disolución 0,5 M de dicha base. Calcule
 - La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante. **Sol: 31,43g/L**
 - El pH de la misma. **Sol: pH=13,9**.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23
- Se tienen dos disoluciones, una obtenida disolviendo 0,6 g de hidróxido de sodio en 100 ml de agua y otra de ácido sulfúrico 0,25 M.
 - ¿Cuál es el pH de cada disolución? **Sol: pH=13,18; pH=0,3.**
 - ¿Qué pH tendrá una disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una? **Sol: pH=0,76.**

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23
- Clasifique en ácidos y bases, según la teoría de Brönsted y Lowry, las siguientes especies químicas: CO_3^{2-} , NH_4^+ y F^- ; escribiendo la reacción que tiene lugar al disolverlas en agua y el par conjugado de cada una.
- Se tienen disoluciones acuosas de concentración 0,1 M de los siguientes compuestos: amoníaco, nitrato de potasio, cloruro de amonio y ácido nítrico.
 - Ordénelas según el valor creciente de su pH. Razona la respuesta.
 - Indique si se puede formar con algunas de ellas una disolución reguladora.
- Cuando se disuelven en agua 2,5 g de ácido "HA" hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es igual a 4. Sabiendo que la masa molecular del ácido es 52,5 g:
 - Calcule la constante de disociación. **Sol: $\text{Ka}=5,26 \times 10^{-8}$**
 - Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para preparar esta disolución.
- Escriba la reacción de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:
 - CH_3COONa
 - KNO_3
 - NH_4Cl
- Calcule el pH de 100 mL de disolución obtenida al disolver en agua 4,5 g de hidróxido de bario octahidratado. **Sol: pH=13,5.**
 - Describa el material de laboratorio necesario y el procedimiento adecuado para preparar la disolución.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

- Razone que ocurrirá con el pH cuando:
 - Se añade agua a una disolución de un ácido fuerte.
 - Se añade agua a una disolución de base fuerte.
- a) Escriba las ecuaciones que justifican el comportamiento como ácido o base en medio acuoso, según la teoría de Brönsted-Lowry, de las especies: HBrO , CN^- , OH^- , NH_4^+ , HSO_3^- .
b) Indique el ácido o base conjugado de cada una de las especies anteriores.
- a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución 0,1 M de NaOH?
b) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al añadir agua a la anterior hasta que el volumen resultante sea diez veces mayor?
c) ¿Cuál será el pH de 100 mL de una disolución 0,01 M de HCl?
Sol: a) pH=13; b) pH=12; c) pH=2
- El pH de una disolución 0,05 M de un ácido monoprótico es 3. Calcule:
 - El grado de disociación del ácido en esta disolución. **Sol:** $\alpha=0,02$.
 - El valor de la constante K_a del ácido. **Sol:** $K_a=2 \times 10^{-5}$
- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - Un ácido débil es aquél ácido cuyas disoluciones son diluidas.
 - En las disoluciones de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
 - La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.
- Complete las siguientes reacciones e indique las sustancias que actúan como ácido y como base, y sus pares conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry.
 - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow$
 - $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$
- De un frasco que contiene el producto comercial "agua fuerte" (HCl del 25 % en peso y densidad 1,09 g/mL), se toman con una pipeta 20 mL y se vierten en un matraz aforado de 200 mL, enrasado con agua hasta ese volumen. Calcule:
 - El pH de la disolución diluida. **Sol:** pH=0,13.
 - ¿Qué volumen de una disolución de NaOH 0,5 M será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida? **Sol:** V=30 mL.
Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.
- Algunas sales al disolverse en agua originan disoluciones ácidas, otras disoluciones básicas y otras disoluciones neutras.
 - Justifique este comportamiento.
 - Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las sales KNO_3 ; CH_3COONa ; NH_4Cl .
- Calcule:
 - El pH de una disolución 0,02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0,05 M de clorhídrico. **Sol:** pH=1,70 y pH=1,30 respectivamente.

- b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del ácido nítrico con 25 mL de la disolución del ácido clorhídrico. Suponga los volúmenes aditivos.
Sol: pH=1,56.
8. Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcula:
a) La concentración molar de A^- en disolución y el grado de disociación del ácido.
b) El valor de la constante K_a del ácido y el valor de la constante K_b de su base conjugada.
Sol: a) $[A^-] = 1,05 \cdot 10^{-4}$; $\alpha = 0,35\%$; b) $K_a = 3,68 \cdot 10^{-7}$; $K_b = 2,7 \cdot 10^{-8}$.
9. Calcula:
a) El pH de la disolución que resulta de mezclar 250 mL de HCl 0,1 M con 150 mL de NaOH 0,2 M. Se supone que los volúmenes son aditivos.
b) La pureza de un NaOH comercial, si 30 g necesitan 50 mL de H_2SO_4 3 M, para su neutralización.
DATOS: Ar (Na) = 23 u; Ar (H) = 1 u; Ar (O) = 16 u.
Sol: a) pH = 12,1; b) % pureza = 40 %.
10. Indica, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:
a) De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, el carácter básico del amoniaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo OH^- de la molécula de agua.
b) Si el pH de un ácido monoprótico fuerte es 2,17, la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0,001 y 0,01 M.
c) En disoluciones acuosas el ión HCO_3^- se comporta como un electrolito anfótero.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

1. a) Escriba el equilibrio de hidrólisis del ion amonio (NH_4^+), identificando en el mismo las especies que actúan como ácido o como base de Brönsted.
b) Razona cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de NaOH.
c) Razona cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de HCl.
2. La concentración de ácido clorhídrico de un jugo gástrico es 0,15 M.
a) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico hay en 100 mL, de ese jugo? **Sol:** 0,55 g.
b) ¿Qué masa de hidróxido de aluminio, será necesario para neutralizar el ácido anterior? **Sol:** 0,39 g.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; Al = 27; Cl = 35,5.
3. a) Aplicando la teoría de Brönsted y Lowry, en disolución acuosa, razona si son ácidos o bases las especies HCO_3^- y NH_3 .
b) Indique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos H_3O^+ y HNO_2 .
c) Indique cuáles son los ácidos conjugados de las bases I^- y HSO_4^- .
4. a) Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0,1 M que se requiere para neutralizar 275 mL, de una disolución 0,25 M de HCl. **Sol:** V=33,75 mL.

- b) Indique el procedimiento experimental a seguir y el material necesario para realizar la valoración anterior.
5. Complete los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares ácido-base conjugados:
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} +$
 - $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- +$
6. a) Calcule los gramos de ácido acético CH_3COOH que se deben disolver en para obtener 500 mL de una disolución que tenga un $\text{pH} = 2,72$. **Sol: 6 g.**
 b) Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.
 Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
7. La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de $\text{pH} 8$ (incoloro) a $\text{pH} 9,5$ (rosa).
- ¿Qué color presentará este indicador en una disolución acuosa de cloruro amónico?
 - ¿Qué color presentará este indicador en una disolución de hidróxido de sodio 10^{-3} M ? Razoné las respuestas.
8. A 15 g de ácido acético (CH_3COOH) se añade la cantidad suficiente de agua para obtener 500 mL de disolución. Calcule:
- El pH de la disolución que resulta. **Sol: pH=2,52.**
 - El grado de disociación del ácido acético. **Sol: $\alpha=0,006$. El % disociado es 0,6.**
 Datos: K_a del ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
9. Se preparan disoluciones acuosas de las siguientes sales: CaCl_2 , NH_4Cl y Na_2CO_3 . Indique razonadamente el carácter ácido, básico o neutro de las mismas.
10. A 25°C , la constante del equilibrio:
- $$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Se añaden 7 gramos de amoníaco a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución.
- Calcule el pH de la disolución.
 - Calcule el grado de disociación del amoníaco.
 Masas atómicas: H = 1; N = 14
11. a) Calcule los gramos de hidróxido de sodio que se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de $\text{pH} = 13$. **Sol: 1 gramo de hidróxido de sodio.**
 b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución de hidróxido de sodio.
 Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.
12. En 500 mL, de una disolución acuosa 0,1 M de hidróxido de sodio.
- ¿Cuál es la concentración de iones OH^- ? **Sol: $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$.**
 - ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ ? **Sol: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ M}$.**
 - ¿Cuál es el pH ? **Sol: pH=13.**

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

- ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M?
 - Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

Sol: a) pH=0,3; b) pH=1,3
- Se disuelven 5 g de hidróxido de calcio en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:
 - La molaridad de la disolución y el valor del pH. **Sol:** 0,225 M; pH=13,6.
 - La molaridad de una disolución de ácido bromhídrico, de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base. **Sol:** 0,373 M.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.
- La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \times 10^{-5}$ a 25 °C. Calcule:
 - La concentración de las especies iónicas en una disolución 0,2 M de amoníaco.
 - El pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco.

Sol: a) $[\text{NH}_4^+]=1,9 \times 10^{-3}$ M; $[\text{OH}^-]=1,9 \times 10^{-3}$ M; $[\text{H}_3\text{O}^+]=5,26 \times 10^{-12}$ M.
- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
 - A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
 - No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.
- Calcule:
 - El pH de una disolución 0,1 M de ácido acético, CH_3COOH , cuyo grado de disociación es 1,33%. **Sol:** pH=2,9.
 - La constante K_a del ácido acético. **Sol:** $K_a=1,79 \times 10^{-5}$.
- ¿Cuál es la concentración en ácido nítrico de una disolución cuyo pH es 1?
 - Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior.

Sol: a) $[\text{HNO}_3]=0,1$ M.
- Se disuelven 23 g de ácido metanoico, en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0,003 M. Calcule:
 - El pH de la disolución y el grado de disociación. **Sol:** pH=2,52; $\alpha=0,06$.
 - La constante K_a del ácido. **Sol:** $K_a=1,92 \times 10^{-4}$.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
- Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete.
 - HF
 - Na_2CO_3
 - NH_4Cl .
- Calcule:
 - El pH de una disolución 0,03 M de ácido perclórico y el de una disolución 0,05 M de hidróxido de sodio.

- b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).
10. Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry:
- $\text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons$
 - $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
11. Tenemos 250 mL de una disolución de hidróxido de potasio 0,2 M.
- ¿Cuántos moles de hidróxido de potasio hay disueltos?
 - ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio hay disueltos?
 - Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar la disolución.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39.
12. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35% y una densidad de 1,18 g/cm³. Calcule:
- El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución 0,2 M de ácido clorhídrico. **Sol:** $V=8,85 \text{ mL}$.
 - El volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,15 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido. **Sol:** $V=66,7 \text{ mL}$.
- Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.
- EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6**
- Sabiendo que la constante de ionización del ácido benzoico (K_a) tiene un valor de $6,3 \times 10^{-5}$, calcule:
 - El pH de una disolución 0,01 M. de dicho ácido. **Sol:** $\text{pH}=3,12$.
 - El grado de disociación. **Sol:** $\alpha=7,63 \times 10^{-2}$.
 - Razone, mediante un ejemplo, si al disolver una sal en agua:
 - Se puede obtener una disolución de pH básico.
 - Se puede obtener una disolución de pH ácido.
 - Se puede obtener una disolución de pH neutro.
 - Dadas las siguientes especies químicas: H_3O^+ , OH^- , HCl , HCO_3^- , NH_3 y HNO_3 , justifique, según la teoría de Brönsted-Lowry:
 - Cuáles pueden actuar sólo como ácidos.
 - Cuáles pueden actuar sólo como bases.
 - Cuáles pueden actuar como ácidos y como bases.
 - En una disolución acuosa de ácido nítrico 0,2 M, calcule:
 - El grado de disociación del ácido. **Sol:** $\alpha=0,047$.
 - El pH de la disolución. **Sol:** $\text{pH}=2,02$.

Dato: $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

5. a) Qué volumen de una disolución 0'1 M de ácido clorhídrico se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de hidróxido de sodio.
b) Escriba la reacción de neutralización.
c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.
6. En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 35% en peso; densidad 1'18 g/mL. Calcule:
a) El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0'3 M.
b) El volumen de hidróxido de bario 0'4 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0'3 M de ácido clorhídrico.
Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.
Sol: a) V=9 mL; b) V= 37,5 mL.
7. Calcule:
a) El pH de una disolución 0'02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0'05 M de hidróxido de sodio.
b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del ácido con 25 mL de la disolución de la base. Suponga los volúmenes aditivos.
8. En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que la de $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:
c) El ácido HA es más fuerte que HB.
d) El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación de HB.
e) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.
9. a) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2'3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone la respuesta.
b) Explique si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

- ¿Qué significado tienen los términos fuerte y débil referidos a un ácido o a una base?
 - Si se añade agua a una disolución de $\text{pH} = 4$ ¿qué le ocurre a la concentración de H_3O^+ ?
- En 50 mL de una disolución acuosa de HCl 0,05 M se disuelven 1,5 g de NaCl . Suponiendo que no se altera el volumen de la disolución, calcule:
 - La concentración de cada uno de los iones.
 - El pH de la disolución.
 Masas atómicas: $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$.
- De los ácidos débiles HNO_2 y HCN , el primero es más fuerte que el segundo.
 - Escriba sus reacciones de disociación en agua, especificando cuáles son sus bases conjugadas.
 - Indique, razonadamente, cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.
- Se preparan 100 mL de disolución acuosa de ácido fluorhídrico que contienen 0,47 g de este ácido. Calcule:
 - El grado de disociación del ácido fluorhídrico. **Sol:** $\alpha=0,055$.
 - El pH de la disolución. **Sol:** $\text{pH}=1,89$.
 Datos: $K_a(\text{HF}) = 7,2 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas: $\text{F} = 19$; $\text{H} = 1$.
- Consideré cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:

A: $\text{pH} = 4$; B: $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$; C: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$; D: $\text{pH} = 9$.

 - Ordénelas de menor a mayor acidez.
 - Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.
- Dadas las especies en disolución acuosa: NH_4^+ , CH_3COOH , HCO_3^- y OH^-
 - Justifique el comportamiento como ácido y/o base de cada una de ellas, según la teoría de Brönsted-Lowry.
 - Indique cuál es el par conjugado en cada caso.
- Justifique si las siguientes afirmaciones son correctas:
 - El ion HSO_4^- puede actuar como ácido según la teoría de Arrhenius.
 - El ion CO_3^{2-} es una base según la teoría de Brönsted y Lowry.
- Se dispone de 80 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcule:
 - El volumen de agua que hay que añadir para que la concentración de la nueva disolución sea 0,5 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
 - El pH de la disolución 0,5 M.**Sol:** a) $V=48$ mL; b) $\text{pH}=13,7$.
- En una disolución acuosa 0,01 M de ácido cloroacético éste se encuentra disociado en un 31 %. Calcule:
 - La constante de disociación del ácido. **Sol:** $K_a=9,92 \times 10^{-5}$.
 - El pH de esa disolución. **Sol:** $\text{pH}=2,51$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

- Un ácido monoprótico, HA, en disolución acuosa de concentración 0'03 M, se encuentra ionizado en un 5 %. Calcule:
 - El pH de la disolución.
 - La constante de ionización del ácido.
- Calcule los datos necesarios para completar la tabla siguiente e indique, en cada caso, si la disolución es ácida o básica.

| | pH | $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (M) | $[\text{OH}^-]$ (M) |
|----|----|------------------------------|---------------------|
| a) | 1 | | |
| b) | | $2 \cdot 10^{-4}$ | |
| c) | | | $2 \cdot 10^{-5}$ |

- De las siguientes especies químicas: H_3O^+ ; HCO_3^- ; CO_3^{2-} ; H_2O ; NH_3 ; NH_4^+ , explique según la teoría de Brönsted-Lowry:
 - Cuáles pueden actuar sólo como ácido.
 - Cuáles sólo como base.
 - Cuáles como ácido y como base.
- Se disuelven 0'86 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en la cantidad de agua necesaria para obtener 0'1 L de disolución. Calcule:
 - Las concentraciones de las especies OH^- y Ba^{2+} en la disolución.
 - El pH de la disolución.

Masas atómicas: Ba = 137; O = 16; H = 1.
- Calcule los gramos de NaOH necesarios para preparar 250 mL de una disolución cuyo pH sea 12.
- ¿Qué volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0'2 M será necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de NaOH anterior?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

- El pH de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es 2'9. Calcule:
 - La molaridad de la disolución.
 - El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

Datos: $\text{Ka}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$.
- El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2'3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone su respuesta.
- Razone si el pH de una disolución acuosa de CH_3COONa es mayor, menor o igual a 7.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

- Una disolución acuosa 0'1 M de un ácido HA, posee una concentración de protones de 0'03 mol/L. Calcule:
 - El valor de la constante K_a del ácido y el pH de esa disolución.
 - a concentración del ácido en la disolución para que el pH sea 2'0.
- Razone y, en su caso, ponga un ejemplo si al disolver una sal en agua se puede obtener:
 - Una disolución de pH básico.
 - Una disolución de pH ácido.
- a) Escriba el equilibrio de ionización y la expresión de K_b para una disolución acuosa de NH_3 .
 b) Justifique cualitativamente el carácter ácido, básico o neutro que tendrá una disolución acuosa de KCN, siendo $K_a(\text{HCN}) = 6'2 \cdot 10^{-10}$.
 c) Indique todas las especies químicas presentes en una disolución acuosa de HCl.
- Calcule el pH de las siguientes disoluciones acuosas:
 - 100 mL de ácido clorhídrico 0'2 M.
 - 100 mL de hidróxido de calcio 0'25 M.
- Una disolución acuosa de amoniaco 0'1 M tiene un pH de 11'11. Calcule:
 - La constante de disociación del amoniaco.
 - El grado de disociación del amoniaco.
- El ácido benzoico ($C_6\text{H}_5\text{COOH}$) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio posea un pH inferior a 5. Calcule:
 - Si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6'1 g/L es adecuada como conservante.
 - El grado de disociación del ácido en disolución. Datos: $K_a(C_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6'5 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
- Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry:
 - $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 - $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

8. Se mezclan 250 mL de una disolución 0'25 M de NaOH con 150 mL de otra disolución 0'5 molar de la misma base. Calcule:

- La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.
- El pH de la disolución final.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

9. a) Explique por qué el CH_3COONa genera pH básico en disolución acuosa.

- Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies, cuando actúan como base en medio acuoso: NH_3 , H_2O , OH^- .

10. Al disolver 0'23 g de HCOOH en 50 mL de agua se obtiene una disolución de pH igual a 2'3. Calcule:

- La constante de disociación de dicho ácido.
- El grado de disociación del mismo. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

11. a) Escriba la reacción de neutralización entre hidróxido de calcio y el ácido clorhídrico.

b) ¿Qué volumen de una disolución 0'2 M de hidróxido de calcio se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'1 M de ácido clorhídrico?

c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1.- Utilizando la teoría de Brönsted-Lowry, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes especies:

- CO_3^{2-}
- Cl^-
- NH_4^+

2.- Justifique, mediante la formulación de las ecuaciones correspondientes, el carácter ácido, básico o neutro que presentarían las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias:

- Cloruro de sodio.
- Cloruro de amonio.
- Acetato de sodio.

3.- Complete las siguientes reacciones e indique, según la teoría de Brönsted-Lowry, las especies que actúan como ácido o como base, así como sus correspondientes pares conjugados:

- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

4.- a) ¿Cuál es la concentración de H_3O^+ en 200 mL de una disolución acuosa 0'1 M de ácido clorhídrico?

- b) ¿Cuál es el pH?
 c) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al diluir con agua la anterior hasta un litro?
- 5.- a) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución 0'5 M de hidróxido de sodio para que sea 0'3 M.
 b) Si a 50 mL de una disolución 0'3 M de hidróxido de sodio añadimos 50 mL de otra de ácido clorhídrico 0'1 M, ¿qué pH tendrá la disolución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 6.- a) ¿Cuál es el pH de 100 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'01 M?
 b) Si añadimos agua a la disolución anterior hasta un volumen de un litro ¿cuál será su pH?
- 7.- Se tiene una disolución acuosa de ácido acético 0'05 M. Calcule:
 a) El grado de disociación del ácido acético.
 b) El pH de la disolución.
 Dato: $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$.
- 8.- A 25 °C, una disolución de amoniaco contiene 0'17 g de este compuesto por litro y está ionizado en un 4'24 %. Calcule:
 a) La constante de ionización del amoniaco a la temperatura mencionada.
 b) El pH de la disolución.
 Masas atómicas: N = 14; H = 1.
- 9.- El pH de un litro de una disolución acuosa de hidróxido de sodio es 13. Calcule:
 a) Los gramos de hidróxido sódico utilizados para prepararla.
 b) El volumen de agua que hay que añadir a un litro de la disolución anterior para que su pH sea 12.
- 10.- a) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 500 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'001 M a partir de otra 0'1 M.
 b) ¿Cuál es el pH de la disolución preparada?
- 11.- En una disolución de un ácido monoprótico, HA, de concentración 0'1 M, el ácido se encuentra disociado en un 1'3 %. Calcule:
 a) El pH de la disolución.
 b) El valor de la constante K_a del ácido.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 11

1.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En las disoluciones acuosas de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
- Un ácido débil es aquél cuyas disoluciones son diluidas.

2.- Escriba las reacciones de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

- NaCN (HCN es un ácido débil).
- KCl .
- NH_4Cl .

3.- Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:

A: $[\text{OH}^-] = 10^{-13}$; B: $\text{pH} = 3$; C: $\text{pH} = 10$; D: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$

- Ordénelas de menor a mayor acidez.
- Indique, razonadamente, cuáles son ácidas, básicas o neutras.

4.- Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares ácido-base conjugados:

- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots + \dots$
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \dots + \dots$
- $\text{CN}^- + \dots \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$

5.- a) Justifique, mediante la teoría de Brönsted-Lowry, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán las disoluciones acuosas de las siguientes especies: NH_3 , CO_3^{2-} y HNO_2 .

- b) Describa el procedimiento y el material necesario para llevar a cabo la valoración de una disolución acuosa de HCl con otra de NaOH .

6.- a) Justifique, mediante la reacción correspondiente, el pH ácido de una disolución acuosa de NH_4Cl .

- b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: HCO_3^- , H_2O y CH_3COO^- .

7.- a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución 0'025 M y determine su pH.

- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior se necesita para neutralizar 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0'005 M?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

8.- a) Calcule el pH de una disolución de HClO_4 0'03 M y de una disolución 0'05 M de NaOH .

- b) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos.

9.- Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) 0'01 M tiene un pH de 5'6. Calcule:

- La concentración de todas las especies químicas presentes.
- El grado de disociación del HCN y el valor de su constante de acidez.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 12

- 1.- Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las siguientes sales y clasifíquelas en ácidas, básicas o neutras:
- KNO_3
 - NH_4Cl
 - Na_2CO_3
- 2.- a) ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0'1 M se necesitaría para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0'2 M?
 b) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?
 c) Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.
- 3.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- Las disoluciones acuosas de acetato de sodio dan un pH inferior a 7.
 - Un ácido débil es aquél cuyas disoluciones son diluidas.
 - La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.
- 4.- a) Explique por qué el NH_4Cl genera un pH ácido en disolución acuosa.
 b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: CO_3^{2-} , H_2O , NH_3 .
- 5.- a) ¿Qué volumen de una disolución 0'03 M de HClO_4 se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de NaOH ?
 b) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores.
 Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 6.- Calcule el pH de 50 mL de:
- Una disolución acuosa 0'01 M de cloruro de hidrógeno.
 - Una disolución acuosa 0'01 M de hidróxido de potasio.
 - Una disolución formada por la mezcla de volúmenes iguales de las dos disoluciones anteriores.
- 7.- El ácido cloroacético es un ácido monoprótico. En una disolución acuosa de concentración 0'01 M se encuentra disociado en un 31 %. Calcule:
- La constante de disociación del ácido.
 - El pH de la disolución.
- 8.- Se disuelven 0'17 g de amoniaco en agua, obteniéndose 100 mL de disolución de $\text{pH}=1'12$. Calcule:
- El grado de disociación del amoniaco.
 - El valor de la constante K_b de esta sustancia.
- Masas atómicas: N = 14; H = 1.

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

- 1.- Estado de oxidación.
- 2.- Concepto de oxidación y reducción.
 - 2.1. Oxidantes y reductores.
- 3.- Ajuste de ecuaciones redox por el método del ión-electrón. Estequiométría.
 - 3.1. Reacciones en medio ácido.
 - 3.2. Reacciones en medio básico.
- 4.- Valoraciones de oxidación-reducción.
- 5.- Pilas electroquímicas (células galvánicas).
 - 5.1. Tipos de electrodos.
 - 5.2. Pilas Daniell.
 - 5.3. Pilas y baterías comerciales.
- 6.- Potenciales de reducción estándar. Escala de potenciales.
- 7.- Electrólisis.
 - 7.1. Aplicaciones.
 - 7.2. Comparación de la polaridad de los electrodos en pilas y electrólisis.
 - 7.3. Ecuación de Faraday.
- 8.- Aplicaciones industriales de procesos redox.
 - 8.1. Electrólisis del cloruro de sodio.
 - 8.2. Protección catódica.

1. ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O.) (O NÚMERO DE OXIDACIÓN).

“Es la carga que tendría un átomo si todos sus enlaces fueran iónicos”, es decir, considerando todos los enlaces covalentes polares como si en vez de tener fracciones de carga tuvieran cargas completas”.

En el caso de enlaces covalentes polares habría que suponer que la pareja de electrones compartidos están totalmente desplazados hacia el elemento más electronegativo.

El E.O. no tiene porqué ser la carga real que tiene un átomo, aunque a veces coincide.

Principales estados de oxidación.

- Todos los elementos en estado neutro tienen E.O. = 0.
- El oxígeno (O) en óxidos, ácidos y sales oxácidas tiene E.O. = -2.
- El hidrógeno (H) tiene E.O. = -1 en los hidruros metálicos y +1 en el resto de los casos que son la mayoría.
- Los metales formando parte de moléculas tienen E.O. positivos.

Ejemplos

CO₂: el átomo de C forma dos enlaces covalentes con dos átomos de O más electronegativo que él. Comparte los 4e⁻, pero para saber cuáles son los E.O. hay que suponer que el C los pierde, y

que el O los gana, con lo cual la carga que tendría el C sería “+4” y la del O “-2” \rightarrow E.O. (C) = +4; E.O. (O) = -2.

El S tiene estados de oxidación +2, +4 y +6 según comparta 2, 4 o los 6 electrones de valencia con un elemento más electronegativo (por ejemplo O).

Cálculo de estado de oxidación (E.O.).

La suma de los E.O. de una molécula neutra es siempre 0 y de un ion es igual a su carga eléctrica.

Ejemplo de cálculo de estados de oxidación (E.O.).

Calcular el E.O. del S en $ZnSO_4$ E.O.(Zn) = +2; E.O.(O) = -2;

$$+2 + E.O.(S) + 4(-2) = 0 \rightarrow E.O.(S) = +6$$

Si se trata de un ion monoatómico es igual a su carga.

2. DEFINICIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

El término **OXIDACIÓN** comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de oxígeno.

Igualmente, se utilizó el término de **REDUCCIÓN** para indicar una disminución en la proporción de oxígeno.

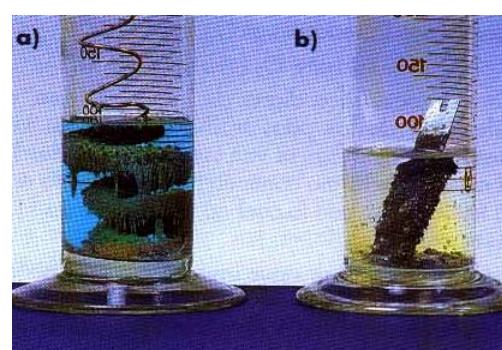
Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- **OXIDACIÓN:** Pérdida de electrones (o aumento en el número de oxidación).
- **REDUCCIÓN:** Ganancia de electrones (o disminución en el número de oxidación).

Siempre que se produce una **oxidación** debe producirse simultáneamente una **reducción**. Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción.

Ejemplos:

a) Si introducimos un electrodo de cobre en una disolución de $AgNO_3$, de manera espontánea el cobre se oxidará pasando a la disolución como Cu^{2+} , mientras que la Ag^+ de la misma se reducirá pasando a ser plata metálica:
a) $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (oxidación); b) $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$ (reducción).

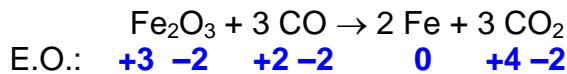


b) Igualmente, al introducir una lámina de cinc en una disolución de $Pb(NO_3)_2$, ésta se recubre de una capa de plomo: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxidación); $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ (reducción).

c) Al añadir $\text{HCl}(ac)$ sobre $\text{Zn}(s)$ se produce ZnCl_2 y se desprende $\text{H}_2(g)$ que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida.

Ejemplo:

Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.



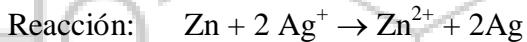
Reducción: El Fe disminuye su E.O. de “+3” a “0” luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de “+2” a “+4” luego se oxida (en este caso pasa de compartir 2e^- con el O a compartir los 4 electrones).

2.1. OXIDANTES Y REDUCTORES.

- **OXIDANTE:** Es la sustancia capaz de oxidar a otra, con lo que ésta se reduce.
- **REDUCTOR:** Es la sustancia capaz de reducir a otra, con lo que ésta se oxida.

Ejemplo:



Oxidación: Zn (reductor) $\rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Reducción: Ag^+ (oxidante) $+ 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

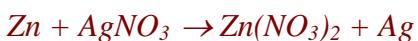
3. AJUSTE DE REACCIONES REDOX (MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN).

Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

Se trata de escribir las dos semirreacciones que tienen lugar y después igualar el nº de e^- de ambas, para que al sumarlas los electrones desaparezcan.

Etapas en el ajuste redox

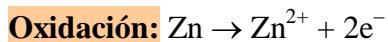
Ejemplo:



Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.

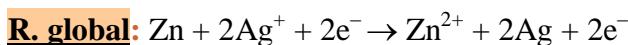
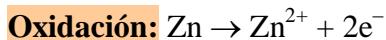


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn, Ag⁺, NO₃⁻, Zn²⁺, Ag)

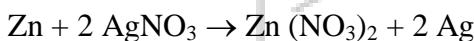


Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, estos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion NO₃⁻) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:

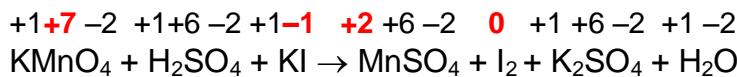


Si la reacción se produce en disolución acuosa, aparecen iones poliatómicos con O (ej SO₄²⁻), y el ajuste se complica pues aparecen también iones H⁺, OH⁻ así como moléculas de H₂O.

3.1 AJUSTE REDOX EN MEDIO ÁCIDO.

En medio ácido los átomos de O que se pierdan en la reducción van a parar al agua (los que se ganen en la oxidación provienen del agua). Los átomos de H provienen del ácido.

Ejemplo:

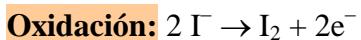


Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.:

Moléculas o iones existentes en la disolución:

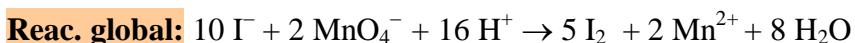
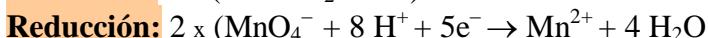
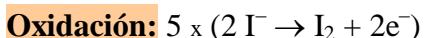
- KMnO₄ → K⁺ + MnO₄⁻
- H₂SO₄ → 2 H⁺ + SO₄²⁻
- KI → K⁺ + I⁻
- MnSO₄ → Mn²⁺ + SO₄²⁻
- K₂SO₄ → 2K⁺ + SO₄²⁻
- I₂ y H₂O están sin disociar.

Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos:



Los 4 átomos de O del MnO_4^- han ido a parar al H_2O , pero para formar ésta se han necesitado además 8 H^+ .

Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, estos desaparezcan:



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 6 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

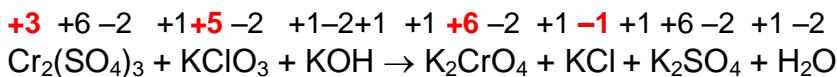
Ejercicio

a) Ajuste la siguiente reacción escribiendo las semirreacciones de oxido-reducción que se producen $HClO + NaCl \rightarrow NaClO + H_2O + Cl_2$; b) Calcule el volumen de disolución de ácido hipocloroso 0,1 M que sería necesario utilizar para obtener 10 gramos de cloro. Datos: Masas atómicas: Cl=35,5; Na=23; O=16; H=1

3.2. AJUSTE REDOX EN MEDIO BÁSICO.

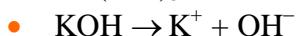
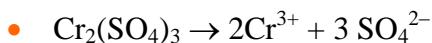
En medio básico el ajuste de la reacción se realiza de manera similar a como se hace en medio ácido incluyendo al alguna diferencia que veremos a continuación.

Ejemplo:



Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.:

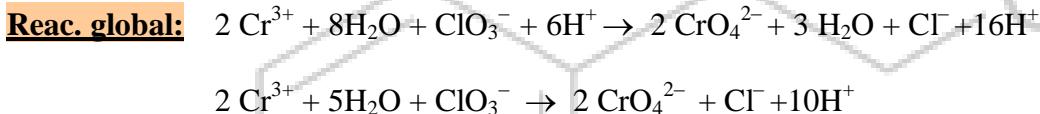
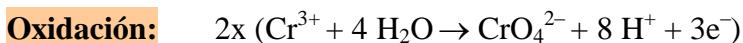
Moléculas o iones existentes en la disolución:



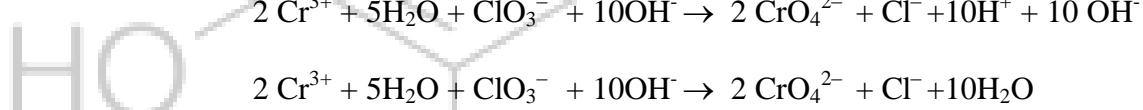
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- H_2O está sin disociar.

Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos y ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, estos desaparezcan:

:



Tercera: Sumar tantos hidroxilos en ambos lados, como protones tengamos para convertirlos en moléculas de agua:



Cuarta: Escribir la reacción química completa.



Las 3 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

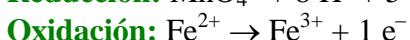
4. VALORACIÓN REDOX.

Es similar a la valoración ácido base. Hay que determinar el número de moles de especie oxidante y reductora que reaccionan entre sí. Para ello, si “a” es el nº de electrones que captura la especie oxidante y “b” los que pierde la especie reductora, sin necesidad de ajustar la ecuación completa, sabremos que “a” moles de especie reductora reaccionan con “b” moles de especie oxidante. Lógicamente, es necesario conocer qué especies químicas son los productos de la reacción y no sólo conocer los reactivos.

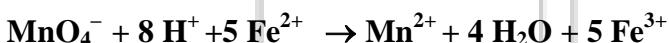
Esto se comprueba fácilmente en el siguiente ejemplo:

Ejemplo:

Se valoran 50 ml de una disolución de FeSO_4 acidulada con H_2SO_4 con 30 ml de KMnO_4 0,25 M. ¿Cuál será la concentración del FeSO_4 si el MnO_4^- pasa a Mn^{2+} ?



Multiplicando la segunda semirreacción por 5 y sumando ambas, podrás comprobar que queda la siguiente ecuación iónica:



Convertimos el ajuste iónico en molecular, como viste anteriormente:



Resolvemos como cualquier problema de estequiometría:

1 mol de KMnO_4 reacciona con 5 moles de FeSO_4 por tanto de 0,0075 moles de KMnO_4 obtendremos **n=0,0375 moles de FeSO_4** . Y de aquí deducimos que la molaridad de la disolución de FeSO_4 es **M=0,75M**.

Ejercicio

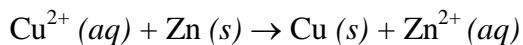
Cuando se hace reaccionar permanganato de potasio con ácido clorhídrico se obtienen, entre otros productos, cloruro de manganeso (II) y cloro molecular. a) Ajuste y complete la reacción. b) Calcule el volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se obtendrá al hacer reaccionar 100 g de permanganato de potasio con exceso de ácido clorhídrico. Masas atómicas: K=39,1; Mn=54,9; O=16,0; Cl=35,5; H= 1,0. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹.

TIPOS DE REACCIONES REDOX (SEGÚN SU ESPONTANEIDAD).

- **Reacciones espontáneas:** Se produce energía eléctrica a partir de la energía liberada en una reacción química): **Pilas voltaicas**
- **Reacciones no espontáneas:** Se producen sustancias químicas a partir de energía eléctrica suministrada): **Electrólisis**

5. PILAS VOLTAICAS (CÉLULAS GALVÁNICAS).

Si se introduce una barra de Zn en una disolución de CuSO_4 ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) se producirá espontáneamente la siguiente reacción:



El Zn se oxida (pierde electrones) y el Cu^{2+} se reduce (los gana).

Si hacemos que las reacciones de oxidación y reducción se produzcan en recipientes separados (semiceldas), y las conectamos entre sí para que los electrones perdidos en la oxidación del Zn circulen por el exterior y sean los que producen la reducción del Cu^{2+} a Cu, tendremos una pila, puesto que la circulación de electrones es precisamente la corriente eléctrica.

5.1 TIPOS DE ELECTRODOS.

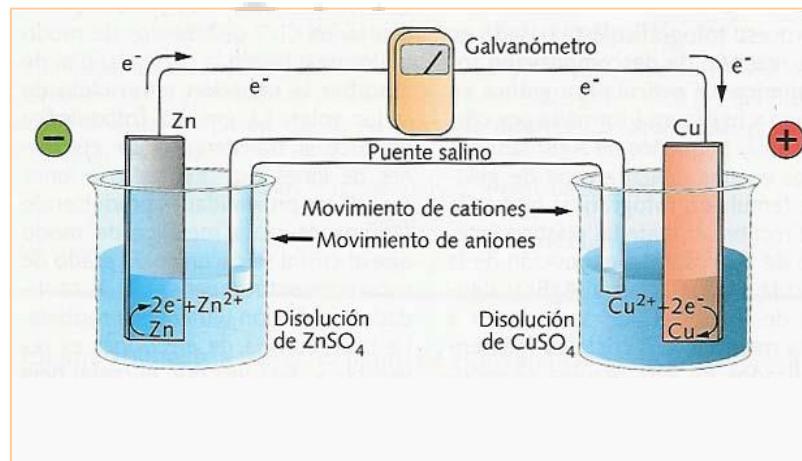
Se llama así a cada barra metálica sumergida en una disolución del mismo metal. En una pila hay dos electrodos:

- **Ánodo:** Se lleva a cabo la **oxidación** (allí van los aniones). En el ejemplo anterior sería el electrodo de Zn.
- **Cátodo:** Se lleva a cabo la **reducción** (allí van los cationes). En el ejemplo anterior sería el electrodo de Cu.

5.2 PILA DANIELL.

Consta de dos semiceldas, una con un electrodo de Cu en una disolución de CuSO_4 y otra con un electrodo de Zn en una disolución de ZnSO_4 .

Están unidas por un puente salino que evita que se acumulen cargas del mismo signo en cada semicelda.



Entre los dos electrodos se genera una diferencia de potencial que se puede medir con un voltímetro.

Representación esquemática de una pila

Ánodo Puente salino Cátodo

La pila anterior se representaría: $\text{Zn} (\text{s}) | \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) || \text{CuSO}_4 (\text{aq}) | \text{Cu} (\text{s})$

5.3. PILAS COMERCIALES.



Hay varios tipos conocidos:

- Salinas (suelen ser de Zn/C)
- Alcalinas (suelen ser de Zn/Mn)
- Recargables (suelen ser de Cd/Ni)
- De Mercurio o de botón (suelen ser de Zn/Hg)



6. POTENCIAL DE REDUCCIÓN. ESCALA DE POTENCIALES. ESPONTANEIDAD DE UN PROCESO REDOX.

Las pilas producen una diferencia de potencial (ΔE_{pila}) que puede considerarse como la diferencia entre los potenciales de reducción de los dos electrodos que la conforman:

$$\Delta E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$$

Consideraremos que cada semirreacción de reducción viene dada por un potencial de reducción. Como en el cátodo se produce la reducción, en todas las pilas $E_{cátodo} > E_{ánodo}$.

Cada pareja de sustancia oxidante-reductora tendrá una mayor o menor tendencia a estar en su forma oxidada o reducida.

El que se encuentre en una u otra forma dependerá de la otra pareja de sustancia oxidante-reductora.

| Algunos potenciales normales de reducción (25 °C) | | |
|---|---|---------------|
| Sistema | Semirreacción | E° (V) |
| Li^+ / Li | $\text{Li}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Li}$ | -3,04 |
| K^+ / K | $\text{K}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{K}$ | -2,92 |
| $\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$ | $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ca}$ | -2,87 |
| Na^+ / Na | $\text{Na}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Na}$ | -2,71 |
| $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$ | $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mg}$ | -2,37 |
| $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ | $\text{Al}^{3+} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Al}$ | -1,66 |
| $\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$ | $\text{Mn}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}$ | -1,18 |
| $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ | $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Zn}$ | -0,76 |
| $\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$ | $\text{Cr}^{3+} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cr}$ | -0,74 |
| $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ | $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}$ | -0,41 |
| $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$ | $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cd}$ | -0,40 |
| $\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$ | $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ni}$ | -0,25 |
| $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$ | $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Sn}$ | -0,14 |
| $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$ | $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Pb}$ | -0,13 |
| H^+ / H_2 | $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$ | 0,00 |
| $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ | $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu}$ | 0,34 |
| I_2 / I^- | $\text{I}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ I}^-$ | 0,53 |
| $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$ | $\text{MnO}_4^- + 2 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{ OH}^-$ | 0,53 |
| $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$ | $\text{Hg}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Hg}$ | 0,79 |
| Ag^+ / Ag | $\text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag}$ | 0,80 |
| $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$ | $\text{Br}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Br}^-$ | 1,07 |
| $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ | $\text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cl}^-$ | 1,36 |
| $\text{Au}^{3+} / \text{Au}$ | $\text{Au}^{3+} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Au}$ | 1,50 |
| $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ | $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O}$ | 1,51 |

¿Qué especie se reducirá? Sencillamente, la que tenga un mayor potencial de reducción.

Electrodo de hidrógeno. Pilas con hidrógeno.

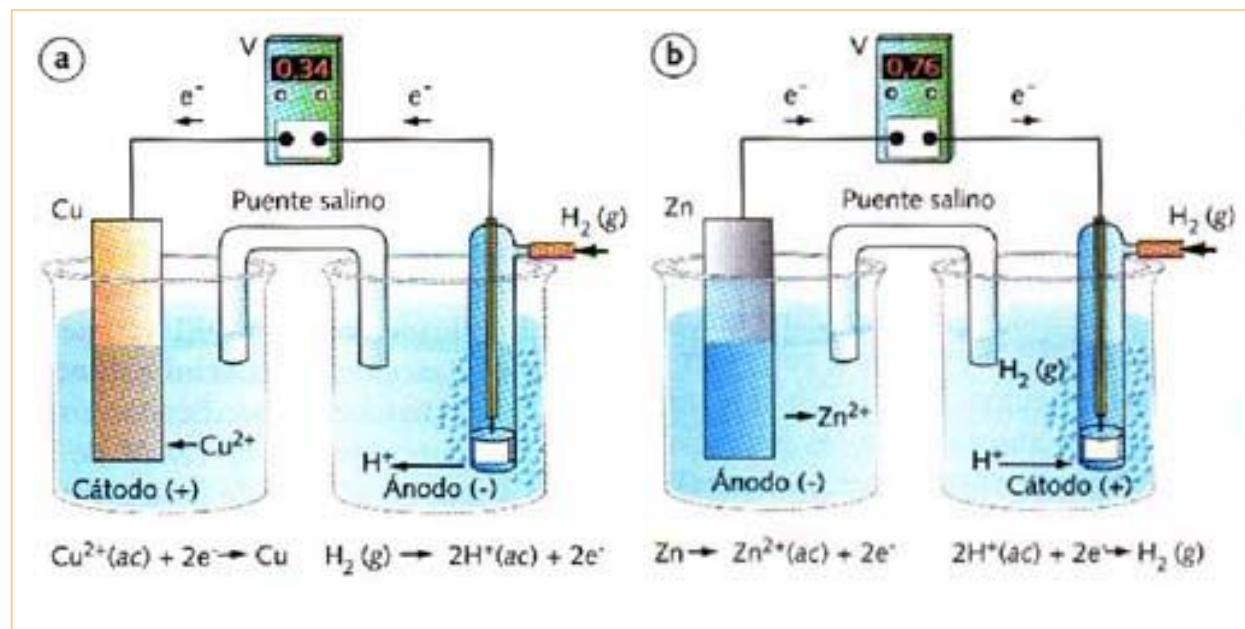
Al potencial de reducción del electrodo de hidrógeno se le asigna por convenio un potencial de 0,0 V.

Reacción de reducción: $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Un electrodo de hidrógeno es una lámina de platino sobre el que se burbujea H_2 a una presión de 1 atm a través de una disolución 1 M de H^+ .

Toda pareja oxidante-reductora que tenga más tendencia a reducirse que los H^+ tendrán un potencial de reducción $E > 0$. Igualmente, toda pareja oxidante-reductora que tenga menos tendencia a reducirse que los H^+ tendrán un potencial de reducción $E < 0$.

En la tabla adjunta se muestran muchos de los potenciales de reducción.



Según sea el potencial de reducción del metal menor o mayor que 0 reaccionará o no reaccionará con los ácidos para $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$.

Ejemplos:

Comportamiento de metales (Zn y Cu) frente a ácidos.

- $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
- $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{no reacciona}$

Decir si será espontánea la siguiente reacción redox: $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{s})$

La reacción dada es la suma de las siguientes semirreacciones:

Red. (cátodo): $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

Oxid. (ánodo): $2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$

Para que la reacción sea espontánea tiene que cumplirse que $\Delta E_{\text{pila}} > 0$:

$$\Delta E_{\text{pila}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{ánodo}} = +1,36 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = +0,72 \text{ V} > 0$$

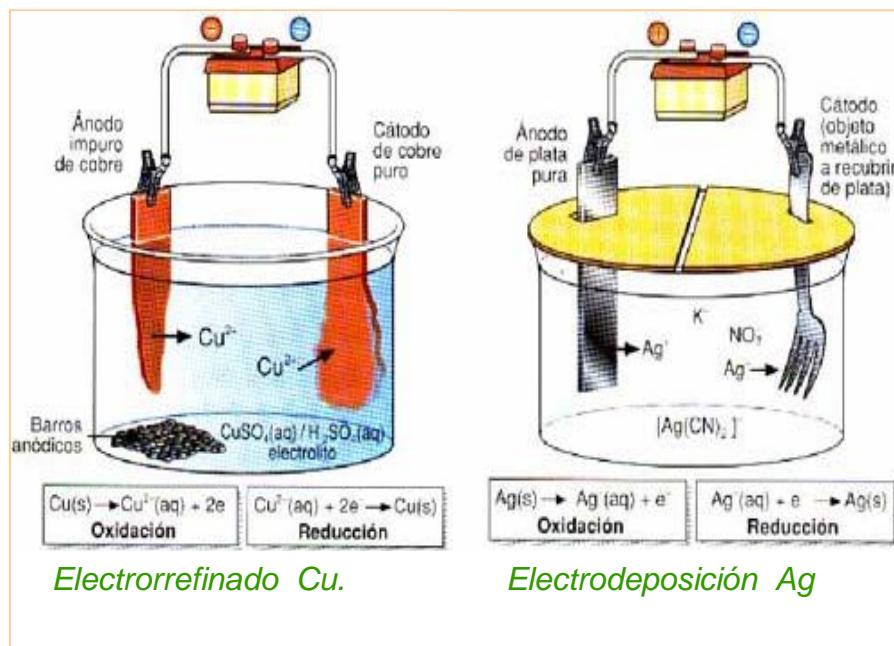
Luego es **espontánea** (las moléculas de Cl_2 tienen más tendencia a reducirse que las de I_2).

7. ELECTRÓLISIS.

Cuando la reacción redox no es espontánea en un sentido, podrá suceder si desde el exterior se suministran los electrones. En el ejercicio anterior en el que el electrodo de Magnesio hacía de ánodo (se oxidaba) frente al de plata que hacía de cátodo formando una pila de f.e.m = 3,17 V, se puede forzar la formación de $\text{Mg}(\text{s})$ (reducción) si desde el exterior se suministran los 3,17 V que se necesitan vencer (por ejemplo, usando una pila que proporcione mayor voltaje).

7.1 APLICACIONES DE LA ELECTRÓLISIS.

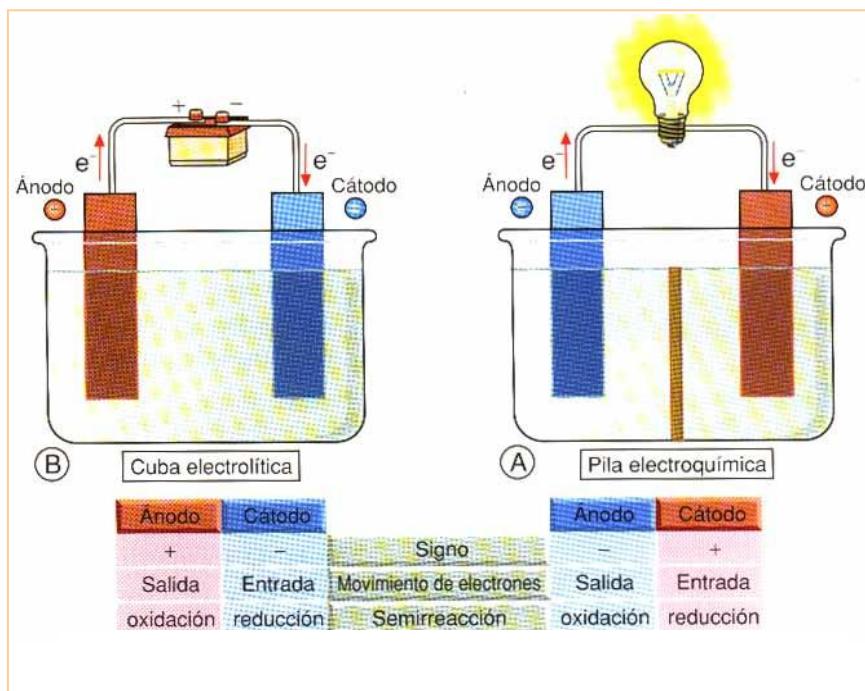
La electrólisis se utiliza industrialmente para obtener metales a partir de sales de dichos metales, utilizando la electricidad como fuente de energía.



Se llama galvanoplastia al proceso de recubrir un objeto metálico con una capa fina de otro metal

:Ejemplo: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ (cincado) (en este caso los e^- los suministra la corriente eléctrica).

7.2. COMPARACIÓN DE LA POLARIDAD DE LOS ELECTRODOS EN PILAS Y ELECTRÓLISIS.



7.3. ECUACIÓN DE FARADAY.

La carga de un electrón es de $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ y la de 1 mol de electrones ($6,02 \times 10^{23}$) es el producto de ambos números: 96500 C , conocido normalmente como 1 F (Faraday).

Con un mol de electrones se es capaz de reducir 1 mol de metal monovalente, mientras que se precisarán 2 moles de e⁻ para reducir un mol de metal divalente, etc... En general, si "a" es la carga del catión, se precisarán "a" moles de e⁻ para reducir un mol del citado metal: $\text{M}^{a+}(aq) + a \text{ e}^- \rightarrow \text{M}(s)$

Aplicando la siguiente proporción, sustituyendo "Q" por "I x t" (más fáciles de medir) y despejando "m" se obtiene:

$$\frac{1 \text{ mol Metal}}{m(g)/M_{at}} = \frac{a \times 96500 \text{ C}}{Q} \Rightarrow m(g) = \frac{M_{at} \times I \times t}{a \times 96500}$$

Todavía se sigue usando el concepto de Masa equivalente definido como:

$$Mequiv = \frac{M \text{ atóm}}{a}$$

(a=nº de electrones transferidos)

de manera que la ecuación podemos expresarla como:

$$m(g) = \frac{M_{eq} \times I \times t}{96500}$$

$$m(g) = \frac{M_{eq} \times Q}{96500}$$

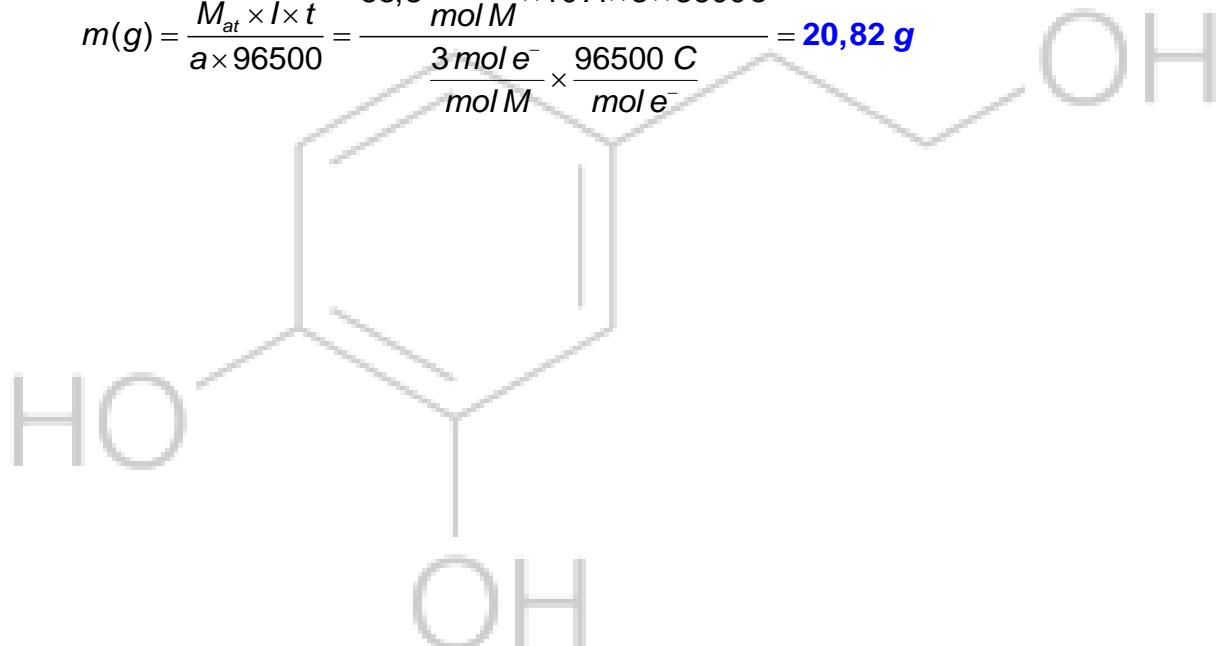
Ejemplo:

Se realiza la electrólisis de un disolución de tricloruro de hierro, haciendo pasar una corriente de 10 A durante 3 horas. Calcula la cantidad de hierro depositado en el cátodo.

El tricloruro en disolución estará disociado: $\text{FeCl}_3 \rightarrow 3 \text{Cl}^- + \text{Fe}^{3+}$

La reducción será: $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

$$m(g) = \frac{M_{at} \times I \times t}{a \times 96500} = \frac{55,8 \frac{g}{mol M} \times 10 \text{A} \times 3 \times 3600 \text{s}}{\frac{3 \text{mol e}^-}{mol M} \times \frac{96500 \text{C}}{mol e^-}} = 20,82 \text{ g}$$

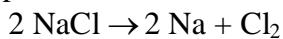


8. APLICACIONES INDUSTRIALES DE PROCESOS REDOX.

8.1. ELECTRÓLISIS DEL NaCl

La reacción: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ es una reacción espontánea puesto que $E(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) > E(\text{Na}^+/\text{Na})$

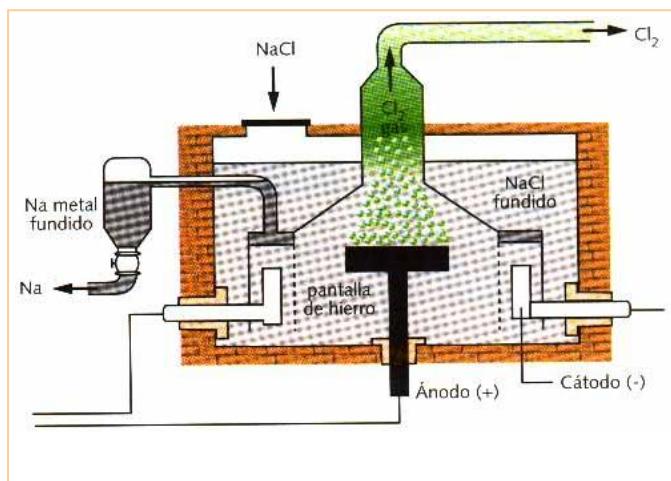
Lógicamente, la reacción contraria será no espontánea:



Red. (cát.): $2 \text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na} (\text{s})$

Oxid. (ánodo): $2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$

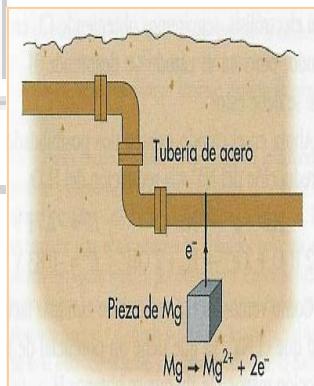
$$\Delta E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -2,71 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = -4,07 \text{ V}$$



El valor negativo de E_{pila} reafirma que la reacción no es espontánea. Pero suministrando un voltaje superior a 4,07 V se podrá descomponer el NaCl en sus elementos: Na y Cl₂.

8.2. PROTECCIÓN CATÓDICA.

Para prevenir la corrosión se lleva a cabo la “**protección catódica**” que consiste en soldar a la tubería de hierro a un ánodo de Mg que forma una pila con el Fe y evita que éste se oxide, ya que quien se oxida es el Mg



Tubería protegida por un ánodo de Magnesio.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

Número de oxidación y conceptos generales.

- Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido fosfórico, ácido hipocloroso, cloruro de calcio, sulfato de hierro (III).
- Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: yoduro de plata, trióxido de azufre, ion sulfito, ion cromato, ion perclorato, ion nitrito.

Ajuste redox

- El zinc reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de zinc y nitrato de amonio en disolución **a)** Escribe y ajusta la reacción por el método del ion electrón; **b)** calcula los gramos de ácido nítrico que se necesitan para disolver 10 g de zinc.
- Ajusta por el método del ion-electrón las siguientes reacciones en medio ácido:
 - $K_2Cr_2O_7 + H_2O + HClO_4 \rightarrow Cr(ClO_4)_3 + KClO_4 + I_2 + H_2O$
 - $Sb_2S_3 + HNO_3 \rightarrow Sb_2O_5 + NO_2 + S + H_2O$
 - $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 - $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$
 - $I_2 + HNO_3 \rightarrow NO + HIO_3 + H_2O$
 - $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + FeCl_3 + KCl + H_2O$
- Ajusta por el método del ion electrón las siguientes reacciones en medio básico:
 - $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
 - $Br_2 + KOH \rightarrow KBr + KBrO_3 + H_2O$
 - $KMnO_4 + NH_3 \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + KOH + H_2O$
- Escribe y ajusta la siguiente reacción redox, indicando la especie que se oxida y la que se reduce, así como la oxidante y la reductora: el permanganato de potasio y el ácido sulfhídrico, en medio ácido sulfúrico forman azufre y sulfato de manganeso (II).
- Sabiendo que la reacción del dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) con cloruro de estaño (II) en presencia de ácido clorhídrico conduce a la obtención de cloruro de estaño (IV) y cloruro de cromo (III), escribe y ajusta la correspondiente reacción redox.
- Ajustar por el método del ion-electrón, la reacción de oxidación de yoduro de potasio a yodo mediante clorato de potasio en medio básico (pasando a cloruro de potasio). ¿Cuánto clorato de potasio se necesitará para obtener 250 g de yodo suponiendo que la reacción es total?
- Completar y ajustar, por el método del ion-electrón, las siguientes reacciones:
 - ácido sulfhídrico con dicromato de potasio en medio ácido clorhídrico para dar azufre y Cr^{3+} ;
 - dióxido de azufre con permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico para dar ácido sulfúrico y Mn^{2+} ;
 - arsenito de potasio con permanganato de potasio en disolución de KOH para dar arseniato y dióxido de manganeso.

Valoración redox.

- 10.-** Ponemos en un vaso de precipitados 175 ml de cloruro de hierro (II), acidulados con HCl, que se valoran con 47 ml. de una disolución de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) 0,20 M, **a)** Formula y ajusta la reacción redox sabiendo que se forman cloruro de hierro (III) y cloruro de cromo (III); **b)** calcular la masa de cloruro de hierro (II) contenida en el vaso.

Pilas y Potenciales de reducción.

- 11.-** En las dos pilas formadas por siguientes electrodos: **a)** cobre-plomo y **b)** plomo-hierro, predecir la polaridad de los electrodos (ánodo y cátodo) en cada caso, la f.e.m. de la pila, las notaciones de las mismas y las reacciones que tienen lugar en cada una. Potenciales de reducción (V): Cu^{2+}/Cu : 0,34; Pb^{2+}/Pb : -0,13; Fe^{2+}/Fe : -0,44.
- 12.-** Los potenciales normales de reducción en condiciones estándar de los pares Cu^{2+}/Cu , Pb^{2+}/Pb y Zn^{2+}/Zn son respectivamente, 0,34 V, -0,13 V y -0,76 V. **a)** Explica, escribiendo las reacciones correspondientes qué metal/es producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratados con un ácido **b)** Haz un esquema y escribe las reacciones de ánodo y cátodo de la pila formada por electrodos de Zn y Pb.
- 13.-** Deduce razonadamente y escribiendo la ecuación ajustada: **a)** Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a Fe(II) con MoO_4^{2-} **b)** Si el hierro(II) puede ser oxidado a Fe(III) con NO_3^- . **Datos:** $E_o(MoO_4^{2-}/Mo^{3+}) = 0,51$ V; $E_o(NO_3^-/NO) = 0,96$ V; $E_o(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77$ V; $E_o(Fe^{2+}/Fe^0) = -0,44$ V.
- 14.-** De los siguientes metales: Al, Fe, Ag, Au y Ni, justifica cuales reaccionarán espontáneamente con iones Cu^{2+} . Escribe las reacciones que se produzcan. (E_o (reducción) (V): $Al^{3+} \rightarrow Al = -1,66$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe = -0,44$; $Ag^+ \rightarrow Ag = 0,80$; $Au^{3+} \rightarrow Au = 1,50$; $Ni^{2+} \rightarrow Ni = -0,25$; $Cu^{2+} \rightarrow Cu = 0,34$)
- 15.-** Considera la reacción: $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO(g) + H_2O$ **a)** Ajuste la reacción por el método del ion-electrón. **b)** ¿Qué volumen de NO (medido a 1 atm y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2,50 g de cobre metálico?
- 16.-** Una muestra de 20 g de latón (aleación de cinc y cobre) se trata con ácido clorhídrico, desprendiéndose 2,8 litros de hidrógeno gas medidos a 1 atm y 25 °C. **a)** Formule y ajuste la reacción o reacciones que tienen lugar. **b)** Calcule la composición de la aleación, expresándola como % en peso. **Datos:** $R = 0,082$ atm·l·K⁻¹·mol⁻¹; $E_o(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V; $E_o(Cu^{2+}/Cu) = +0,34$ V; $E_o(H^+/H_2) = 0,00$ V;
- 17.-** Razona cual de las siguientes reacciones será posible y completa éstas: **a)** $Cu^{2+} + H^+ \rightarrow$; **b)** $Cu^{2+} + H_2 \rightarrow$; **c)** $Cu^0 + H^+ \rightarrow$; **d)** $Cu^0 + H_2 \rightarrow$. **Datos:** $[Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu (E_o = 0,34$ V); $2 H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 (E_o = 0,00$ V)].
- 18.-** Dados los datos de potencial estándar de reducción de los siguientes sistemas: $E_o(I_2/I) = 0,53$ V; $E_o(Br_2/Br^-) = 1,07$ V $E_o(Cl_2/Cl^-) = 1,36$ V. Indica razonadamente: **a)** ¿Cuál es la especie química más oxidante entre otras las mencionadas anteriormente? **b)** ¿Cuál es la forma reducida con mayor tendencia a oxidarse? **c)** ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ion ioduro? **d)** ¿Es espontánea la reacción entre el ion cloruro y el bromo molecular?
- 19.-** Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio y cobre. **a)** Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo **b)** Calcule la fuerza electromotriz de la pila. **c)** ¿Cuál será la represen-

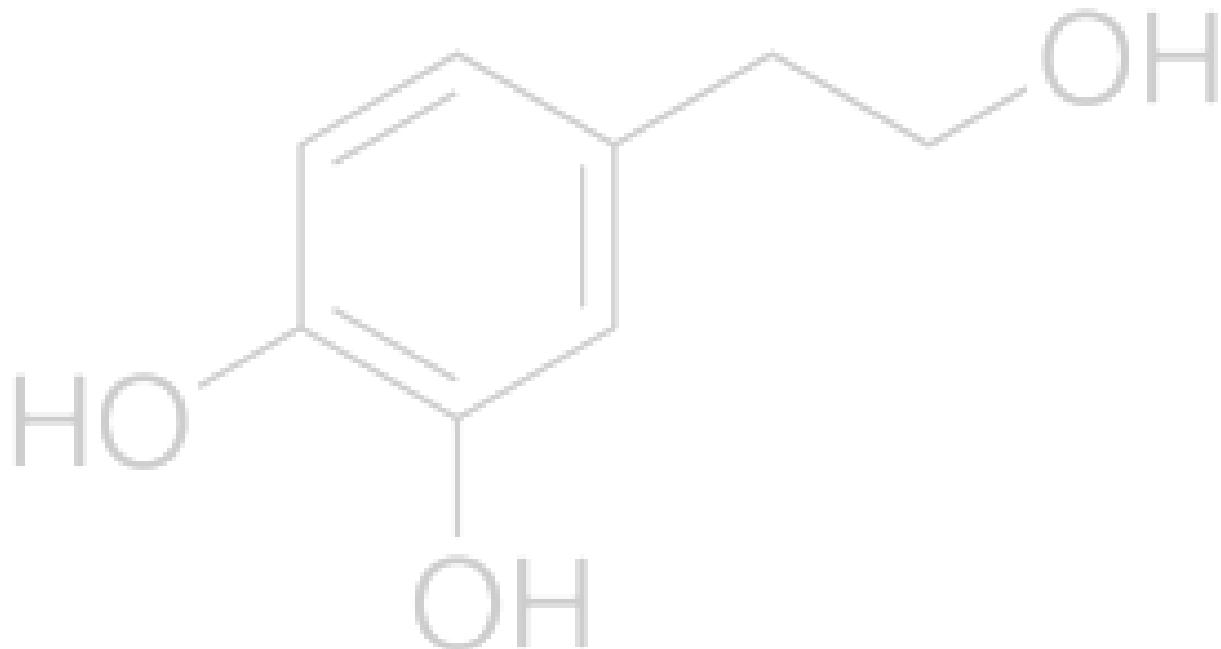
tación simbólica de la pila? **d)** Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico. **Datos:** Potenciales normales; $Al^{3+}/Al = -1,67$ V; $Cu^{2+}/Cu = 0,35$ V; $H^+/H_2 = 0,00$ V.

- 20.-** Razone: **a)** Si el cobre metal puede disolverse en HCl 1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidrógeno molecular (H_2). **b)** ¿Podría disolverse el Zn ? **Datos:** E_0 (V) $Cu^{2+}/Cu^0 = 0,34$; $2H^+/H_2 = 0,00$; $Zn^{2+}/Zn = -0,76$.
- 21.-** Dados los equilibrios: $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + FeCl_3 + KCl + H_2O$; $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightleftharpoons MnCl_2 + SnCl_4 + KCl + H_2O$ **a)** Ajuste ambas reacciones y justifique si están desplazadas a la derecha; **b)** Calcule el volumen de $KMnO_4$ 0,1 M necesario para oxidar el Fe^{2+} y el Sn^{2+} contenidos en 100 g de una muestra que contiene partes iguales en peso de sus cloruros. **Datos:** $(E_0): MnO_4^-/Mn^{2+} = 1,56$; $E_0 Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,77$; $E_0 Sn^{4+}/Sn^{2+} = 0,13$.
- 22.-** El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con níquel metálico produciendo nitrato de níquel y monóxido de nitrógeno. Calcule el potencial normal de la reacción y deduzca si se produciría esta reacción con el oro metal. Indique los agentes oxidante y reductor en cada caso: **Datos:** $E_0(NO_3^-/NO) = 0,96$ V; $E_0 (Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V; $E_0 (Au^{3+}/Au) = 1,50$ V.
- 23.-** Dada la siguiente tabla de potenciales normales: **a)** Escriba la notación de una pila en la que ambos electrodos sean metálicos, eligiendo los dos pares redox que den lugar a una fuerza electromotriz máxima y calcule el valor de la misma. **b)** Calcule la diferencia de potencial mínima que se debe aplicar a una celda electrolítica que contiene cloruro ferroso fundido para que se deposite el metal.
- | | |
|-------------------|---------|
| Ce^{4+}/Ce^{3+} | 1,61 V |
| Cl_2/Cl^- | 1,36 V |
| Fe^{3+}/Fe^{2+} | 0,77 V |
| Cu^{2+}/Cu | 0,34 V |
| Pb^{2+}/Pb | -0,13 V |
| Fe^{2+}/Fe | -0,44 V |
| Zn^{2+}/Zn | -0,76 V |
| Be^{2+}/Be | -1,85 V |
- 24.-** Indicar qué reacciones tienen en el ánodo y el cátodo y el voltaje de la pila correspondiente: **a)** $Zn^{2+} \rightarrow Zn$ y $Pb^{2+} \rightarrow Pb$; **b)** $Cl_2 \rightarrow 2 Cl^-$ y $Cd^{2+} \rightarrow Cd$; **c)** $Ag^+ \rightarrow Ag$ y $Pb^{2+} \rightarrow Pb$. **Datos:** $E_0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V; $E_0(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$ V; $E_0(Cl_2/Cl^-) = 1,36$ V; $E_0(Cd^{2+}/Cd) = -0,40$ V; $E_0(Ag^+/Ag) = 0,80$ V.

Electrólisis.

- 25.-** Electrolizamos una disolución de sulfato de cinc (II) usando corriente de 15 A: durante 5 minutos, la cantidad de metal depositada en el cátodo es de 1,53 g; **a)** escribe la reacciones que se producen en ánodo y cátodo (sabemos que el ánodo se desprende O_2 y que disminuye el pH de la disolución); **b)** calcula la masa atómica del Zn.
- 26.-** Se montan en serie dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de $AgNO_3$ y de $CuSO_4$, respectivamente. Calcula los gramos de plata que se depositarán en la primera si en la segunda se depositan 6 g de Cu.
- 27.-** Durante la electrólisis del cloruro de magnesio fundido: **a)** ¿cuántos gramos de Mg se producen cuando pasan $5,80 \cdot 10^3$ Coulombios a través de la célula? **b)** ¿cuánto tiempo se tarda en depositar 1,50 g de Mg con una corriente de 15 A?
- 28.-** ¿Qué volumen de cloro se obtiene a 27 °C y 700 mm de Hg de presión en una electrólisis de $NaCl$, haciendo pasar una corriente de 100 A durante 10 horas?

- 29.-** Deseamos recubrir de plata un tenedor metálico mediante la electrólisis de una disolución de nitrato de plata. ¿Actuará como ánodo o como cátodo el tenedor? ¿Durante cuánto tiempo tiene que pasar una corriente de 2 A para platear la superficie de 20 cm^2 si se desea que la capa depositada sea de 0,1 mm de espesor sabiendo que la densidad de la plata es de $10,5 \text{ g/cm}^3$?
- 30.-** El cinc metálico puede reaccionar con los iones hidrógeno oxidándose a cinc(II).
a) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mm de mercurio y 77°C se desprendrá si se disuelven completamente 0,5 moles de cinc? **b)** Si se realiza la电解sis de una disolución de cinc(II) aplicando una intensidad de 1,5 amperios durante 2 horas y se depositan 3,66 g de metal, calcule la masa atómica del cinc. Datos: $F = 96500 \text{ C}$.

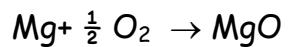


REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1

- Se sabe que el flúor desplaza al yodo de los yoduros para formar el fluoruro correspondiente.
 - Escriba las semirreacciones que tienen lugar.
 - Sabiendo que $E^\circ (I_2/I^-) = + 0,53 \text{ V}$, justifique cuál de los tres valores de E° siguientes: + 2,83 V; + 0,53 V y - 0,47 V, corresponderá al par F_2/F^- .

- Dadas las siguientes reacciones:



- Explique lo que ocurre con los electrones de la capa de valencia de los elementos que intervienen en las mismas.
- ¿Qué tienen en común ambos procesos para el magnesio?
- ¿Tienen algo en común los procesos que le ocurren al oxígeno y al cloro?

- Cuando el óxido de manganeso (IV) reacciona con ácido clorhídrico se obtiene cloro, cloruro de manganeso(II) y agua.

- Ajuste esta reacción por el método del ion-electrón.

- Calcule el volumen de cloro, medido a 20°C y 700 mm de mercurio de presión, que se obtiene cuando se añade un exceso de ácido clorhídrico sobre 20 g de un mineral que contiene un 75% en peso de riqueza en dióxido de manganeso.

Sol: 4,48 L.

Datos: Masas atómicas: O = 16; Mn = 55.

- El yodo reacciona con el ácido nítrico diluido formando ácido yódico y dióxido de nitrógeno.

- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

- Calcule los gramos de yodo y de ácido nítrico necesarios para obtener 2 litros de NO_2 (g) medidos en condiciones normales. **Sol: 2,26 g de yodo; 5,607 g de ácido nítrico.**

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; I = 127.

- El I_2O_5 oxida al CO, gas muy tóxico, a dióxido de carbono en ausencia de agua, reduciéndose él a I_2 .

- Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

- Calcule los gramos de I_2O_5 necesarios para oxidar 10 litros de CO que se encuentran a 75°C y 700 mm de mercurio de presión. **Sol: 21,51 g.**

Masas atómicas: C = 12; O = 16; I = 127.

6. Si se introduce una lámina de cinc en una disolución de sulfato de cobre (II), se observa que el cobre se deposita en la lámina, se pierde el color azul de la disolución y la lámina de cinc se disuelve.
- Explique, razonadamente, este fenómeno.
 - Escriba las reacciones observadas.
7. A través de una cuba electrolítica que contiene una disolución de nitrato de cobalto (II) pasa una corriente eléctrica durante 30 minutos, depositándose en el cátodo 5 g de cobalto.
- Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado. **Sol: I=9,08 A.**
 - ¿Cuál es el número de átomos de cobalto depositados? **Sol: 5,1x10²² átomos de Co.**

Masas atómicas: Co = 59; F = 96500 C.

8. Se desea conocer la cantidad de electricidad que atraviesa dos cubas electrolíticas conectadas en serie, que contienen disoluciones acuosas de nitrato de plata, la primera, y de sulfato de hierro (II), la segunda. Para ello se sabe que en el cátodo de la primera se han depositado 0'810 g de plata.
- Calcule la cantidad de electricidad que ha atravesado las cubas.
 - Calcule la cantidad de hierro depositada en el cátodo de la segunda cuba.
 - Indique alguna aplicación de la electrólisis.

Datos: F = 96500 C. Masas atómicas: Fe = 56; Ag = 108.

Sol: a) Q=123,75 C; b) 0,21 g de Fe.

9.-El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

- Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.
- Calcule la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0,35 g de clorato de potasio.

Datos: masas atómicas: O=16; Cl=35,5; K=39; Mn=55.

10.-Se hace reaccionar una muestra de 10 gramos de cobre con ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre (II), además de dióxido de azufre y agua.

- Ajusta la reacción molecular que tiene lugar por el método del ión-electrón.
- Calcula la riqueza de la muestra inicial de cobre.

DATOS: Ar (H) = 1 u; Ar (O) = 16 u; Ar (S) = 32 u; Ar (Cu) = 63,5 u.

Sol: b) 95,3 % de riqueza en Cu.

11.-a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en 1 L de disolución 0,1 M de cloruro de oro (III)?

b) ¿Qué volumen de dicloro, medido a la presión de 740 mm Hg y a 25 °C, se desprendrá del ánodo?

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{Au}) = 197 \text{ u}$; $F = 96.500 \text{ C}$.

Sol a) $Q = 28.950 \text{ C}$; b) $V = 3,76 \text{ L}$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

- Para conocer la riqueza de un mineral de hierro se toma una muestra de 2,5 gramos del mismo. Una vez disuelto el hierro en forma Fe^{2+} , se valora, en medio ácido sulfúrico, con una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con lo que se consigue oxidar el Fe (II) a Fe (III), reduciéndose el dicromato a Cr (III).
 - Ajuste la reacción iónica por el método del ión electrón.
 - Si en la valoración se han gastado 32 mL de disolución 0,16M de dicromato de potasio, determine el porcentaje en hierro que hay en la muestra. Sol: 71,68%.

Masa atómica: $\text{Fe} = 56$

- A una disolución acuosa de una sal de osmio se electroliza durante dos horas con una corriente de intensidad 1,5 A. Calcule la carga del ion osmio en la disolución, sabiendo que en el cátodo se han depositado 3,548 g de osmio metálico durante la electrólisis.

Datos: Masa atómica: $\text{Os} = 190,2$ $F = 96500 \text{ C}$.

- Explique mediante la correspondiente reacción, qué sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro (II) se introduce una lámina de:
 - Cd
 - Zn

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

- El monóxido de nitrógeno gaseoso se prepara por reacción del cobre metálico con ácido nítrico, obteniéndose, además, nitrato de cobre (II) y agua.
 - Ajuste por el método del ión electrón la reacción anterior.
 - ¿Cuántos moles de ácido y qué peso de cobre se necesitan para preparar 5 L de monóxido de nitrógeno, medidos a 730 mm de mercurio y a la temperatura de 25°C? Sol: 0,784 moles de ácido nítrico; 18,67 g de cobre.

Datos: Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{Cu} = 63,5$.

- Con los pares Hg^{2+}/Hg y Cu^{2+}/Cu , cuyos potenciales estándar son, respectivamente, 0,95 V y 0,34 V, se construye una pila electroquímica.
 - Escriba las semirreacciones y la reacción global.
 - Indique el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.
 - Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

6. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo, dióxido de azufre y agua.
- Iguala la reacción por el método del ión electrónico.
 - Calcule el volumen de bromo líquido (densidad = 2,91 g/cm³) que se obtendrá al tratar 59,5 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.
- Sol: 20,74 mL.**

Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

- Se construye una pila con los pares Fe^{2+}/Fe y Sn^{4+}/Sn^{2+} .
 - Indique qué par actúa como ánodo, qué par actúa como cátodo y escriba las reacciones que tienen lugar en el electrodo.
 - Calcule la f.e.m. de la pila.

Datos: $E^\circ (Fe^{2+}/Fe) = -0,45$ V; $E^\circ (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,15$ V.
- a) Defina el concepto electrónico de oxidación y reducción.
 b) Indique cuál o cuáles de las semirreacciones siguientes: $ClO_2^- \rightarrow Cl^-$; $S \rightarrow SO_4^{2-}$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$; corresponden a una oxidación y cuál o cuáles a una reducción.
 c) Indique la variación del número de oxidación del cloro, hierro y azufre.
- a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0,1 M de cloruro de oro (III)?
 b) ¿Qué volumen de cloro, medido a la presión de 740 mm de mercurio y 25º C, se desprenderá en el ánodo?

Datos: F = 96500 C; Masas atómicas: Cl = 35,5; Au = 197

Sol: a) Q=28952,9 C; b) V=3,76 L.

- A la vista de los siguientes potenciales normales de reducción:

$$E^\circ (Na^+/Na) = -2,71$$
 V; $E^\circ (H^+/H_2) = 0,00$ V; $E^\circ (Cu^+/Cu) = +0,34$ V

Razone:

- Si se desprenderá hidrógeno cuando se introduce una barra de sodio en una disolución 1 M de ácido clorhídrico.
 - Si se desprenderá hidrógeno cuando se introduce una barra de cobre en una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1 M.
 - Si el sodio metálico podrá reducir a los iones Cu(II).
- A través de un litro de disolución 0,1 M de nitrato de plata se hace pasar una corriente de 0,15 A durante 6 horas.
 - Determine la masa de plata depositada en el cátodo.

- b) Calcule la molaridad del ion plata una vez finalizada la electrólisis, suponiendo que se mantiene el volumen inicial de la disolución.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{Ag} = 108$.

Sol: a) $3,62 \text{ g}$; b) $0,067\text{M}$.

6. El ácido sulfúrico reacciona con cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.

- a) Ajuste, por el método del ión electrón, la reacción molecular.
 b) ¿Qué masa de sulfato de cobre (II) se puede preparar por la acción de 2 mL de ácido sulfúrico del 96% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL sobre cobre en exceso? Sol: $2,23 \text{ g}$ de sulfato de cobre(II).

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Cu} = 63,5$.

7. El ácido nítrico concentrado reacciona con carbono produciéndose dióxido de nitrógeno, dióxido de carbono y agua.

- a) Ajuste, por el método del ión electrón, la reacción molecular.
 b) Calcule el volumen de dióxido de carbono, medido a 25°C y 740 mm de presión, que se desprenderá cuando reaccione 1 kg de un carbón mineral, que tiene una riqueza en carbono del 60 % con exceso de ácido nítrico.

Masa atómica: $\text{C} = 12$

8. El estaño metálico, en presencia de ácido clorhídrico, es oxidado por el dicromato de potasio a cloruro de estaño (IV) reduciéndose el dicromato a Cr (III).

- a) Ajuste, por el método del ión-electrón, la ecuación molecular completa.
 b) Calcule la riqueza en estaño de una aleación si un gramo de la misma una vez disuelta se valora, en medio ácido clorhídrico, con dicromato de potasio 0,1 M, gastándose 25 mL del mismo. Sol: $44,6\%$.

Masa atómica: $\text{Sn} = 119$

9. Se hace reaccionar una muestra de 10 g de cobre con ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre(II), además de dióxido de azufre y agua. a) Ajuste la reacción molecular que tiene lugar por el método del ión-electrón. b) Calcule la riqueza de la muestra inicial en cobre. Datos: Masas atómicas $\text{H}=1$; $\text{O}=16$; $\text{S}=32$; $\text{Cu}=63,5$.

10. 100 g de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico concentrado de densidad 1,39 g/mL y riqueza del 70%. En esta reacción se obtienen dibromo, dióxido de nitrógeno, nitrato de sodio y agua. A) Ajuste la reacción iónica y molecular b) Calcule el volumen de ácido nítrico necesario para completar la reacción.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

1. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:



- a) Ajuste, por el método del ion electrón, la reacción anterior.
 b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/ cm³) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

2. Dados los potenciales normales de reducción E° (Pb²⁺/Pb) = -0,13 V y E° (Cu²⁺/Cu) = 0,34 V.

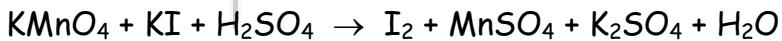
- a) Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila formada.
 b) Calcule su fuerza electromotriz de e indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

3. Al pasar una corriente eléctrica por una disolución acuosa de nitrato de cobalto (II) se desprende oxígeno en el ánodo y se deposita cobalto en el cátodo. Calcule:

- a) La intensidad de corriente que se necesita para depositar 8,42 g de Co de una disolución acuosa de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ en 35 minutos.
 b) El volumen de oxígeno gaseoso, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo.

Datos: F = 96500 C. Masa atómicas: N = 14; O = 16; Co = 59.

4. Dada la siguiente reacción redox en disolución acuosa:



- a) Ajuste la reacción por el método del ion electrón.
 b) Calcule los litros de disolución 2 M de permanganato de potasio necesarios para obtener un kilogramo de yodo.

Masa atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55; I = 127.

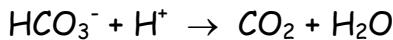
5. Dada la reacción redox en disolución acuosa

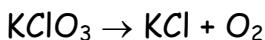
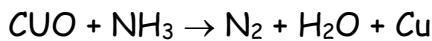


- a) Ajuste por el método del ión-electrón la reacción.
 b) Calcule la molaridad de la disolución de dicromato de potasio, si 30 mL de la misma reaccionan con 60 mL de una disolución que contiene 80 g/L de yoduro de potasio.

Masas atómicas: O = 16; K = 39; Cr = 52; I = 127.

6. De las siguientes reacciones:





- a) Justifique si son todos procesos redox.
 b) Escriba las semirreacciones redox donde proceda.

7. Al hacer la electrólisis del cloruro de sodio, se depositan 12 g de sodio en el cátodo. Calcule:

- a) Los moles de cloro gaseoso liberados en el ánodo.
 b) El volumen que ocupa el cloro del apartado anterior a 700 mm de Hg y 100°C.

Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5.

8. a) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con hierro metálico?
 b) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con cobre?
 c) ¿Qué ocurrirá si se añaden limaduras de hierro a una disolución de Cu^{2+} . Justifique las respuestas.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,4\text{V}$; $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0\text{V}$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

1. El KMnO_4 , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el H_2O_2 para dar MnSO_4 , O_2 , H_2O y K_2SO_4
- Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
 - ¿Qué volumen de O_2 medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 ?

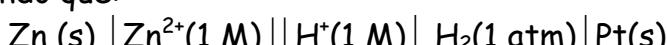
$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39; Mn = 55.

2. Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1,74 g de metal. Calcule:
- La carga del ion metálico.
 - El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

Datos: F = 96500 C; Masa atómica del metal = 157,2

Sol: a) carga del ión 3; b) V=0,358 L.

3. Sabiendo que:



$$E^\circ_{\text{pila}} = 0,76\text{ V}$$



$$E^\circ_{\text{pila}} = 1,10\text{ V}$$

Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción:

- a) $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$.

b) $E^\circ (Cu^{2+}/Cu)$

4. Por una cuba electrolítica que contiene cloruro de cobre (II) fundido, circula una corriente eléctrica de 3 A durante 45 minutos. Calcule:

- La masa de cobre que se deposita.
- El volumen de cloro que se desprende, medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica: $Cu = 63,5$.

5. En una valoración, 31,25 mL de una disolución 0,1 M de $Na_2C_2O_4$ (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17,38 mL de una disolución de $KMnO_4$ de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa a CO_2 y el permanganato a Mn^{2+} .

- Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
- Calcule la concentración de la disolución de $KMnO_4$. **Sol: 0,072 M**.

Datos: Masas atómicas: $O = 16$; $K = 39$; $Mn = 55$.

6. Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio.

- Indique razonadamente cuál es el cátodo y cuál el ánodo.
- Calcule la f.e.m de la pila.

Datos: Potenciales estándar de reducción: $Cu^{2+}/Cu = 0,34 \text{ V}$; $Al^{3+}/Al = -1,65 \text{ V}$.

7. En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:



- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcule el número de moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

Masas atómicas: $O = 16$; $K = 39$; $Mn = 55$.

8. El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas.

- ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1kg de aluminio? **Sol: Q=10722222,22C**.
- Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio? **Sol: t=268,05 s**.

Datos: Faraday = 96500 C. Masa atómica: $Al = 27$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

1. a) Indique los números de oxidación del nitrógeno en las siguientes moléculas: N_2 ; NO ; N_2O N_2O_2 .
b) Escriba la semirreacción de reducción del HNO_3 a NO .
2. Se hace pasar una corriente de $0'5\ A$ a través de un litro de disolución de $AgNO_3$ $0'1\ M$ durante 2 horas. Calcule:
a) La masa de plata que se deposita en el cátodo.
b) La concentración de ion plata que queda en la disolución, una vez finalizada la electrólisis.

Datos: $F = 96500\ C$. Masa atómica: $Ag = 108$.

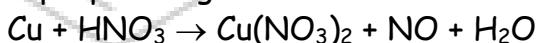
3. Dada la reacción:



- Ajuste la reacción anterior por el método del ion-electrón.
- Calcule los mL de disolución $0'5\ M$ de $KMnO_4$ necesarios para que reaccionen completamente con $2'4\ g$ de $FeSO_4$. **Sol: 6,4 mL.**

Masas atómicas: $O = 16$; $S = 32$; $Fe = 56$.

4. El óxido nítrico (NO) se prepara según la reacción:



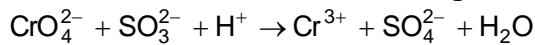
- Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
- Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener $0'5\ L$ de NO medidos a $750\ mm$ de mercurio y $25^\circ C$.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masa atómica: $Cu = 63'5$.

5. Dados los potenciales normales de reducción $E^\circ(Pb^{2+}/Pb) = -0'13\ V$ y $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0'76\ V$

- Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.
- Calcule la fuerza electromotriz de la misma.
- Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

6. En medio ácido, el ion cromato oxida al ion sulfito según la ecuación:



- Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
- Si $25\ mL$ de una disolución de Na_2SO_3 reaccionan con $28'1\ mL$ de disolución $0'088\ M$ de K_2CrO_4 , calcule la molaridad de la disolución de Na_2SO_3 . **Sol: 0,148 M.**

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

1. Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) Todas las reacciones de combustión son procesos redox.
 - b) El agente oxidante es la especie que dona electrones en un proceso redox.
 - c) El ánodo, en una pila, es el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.
2. De los ácidos débiles HNO_2 y HCN , el primero es más fuerte que el segundo.
 - a) Escriba sus reacciones de disociación en agua, especificando cuáles son sus bases conjugadas.
 - b) Indique, razonadamente, cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.
3. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:

$$\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
 Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:
 - a) El Cl^- es el agente reductor.
 - b) El MnO_4^- experimenta una oxidación.
 - c) En la reacción, debidamente ajustada, se forman también 4 moles de H_2O por cada mol de MnO_4^- .
4. El bromuro sódico reacciona con el ácido nítrico, en caliente, según la siguiente ecuación:

$$\text{NaBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
 - a) Ajuste esta reacción por el método del ion electrón.
 - b) Calcule la masa de bromo que se obtiene cuando 100 g de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico en exceso.
 Masas atómicas: Br = 80; Na = 23.
5. Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) Todas las reacciones de combustión son procesos redox.
 - b) El agente oxidante es la especie que dona electrones en un proceso redox.
 - c) El ánodo, en una pila, es el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.
6. Para cada una de las siguientes electrolisis, calcule:
 - a) La masa de cinc metálico depositada en el cátodo al pasar por una disolución acuosa de Zn^{2+} una corriente de 1'87 amperios durante 42,5 minutos.
 - b) El tiempo necesario para que se depositen 0,58 g de plata tras pasar por una disolución acuosa de AgNO_3 una corriente de 1,84 amperios.

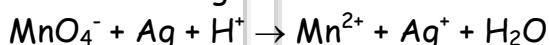
Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Zn} = 65,4$; $\text{Ag} = 108$

Sol: a) $m=1,61 \text{ g}$ de Zn ; b) $t=281,6 \text{ s}$.

7. A partir de los valores de potenciales normales de reducción siguientes: $(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$; $(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$, indique, razonando la respuesta:
- Si el cloro puede reaccionar con iones Fe^{2+} y transformarlos en Fe^{3+} .
 - Si el yodo puede reaccionar con iones Fe^{2+} y transformarlos en Fe^{3+} .
8. Dos cubas electrolíticas, conectadas en serie, contienen una disolución acuosa de AgNO_3 , la primera, y una disolución acuosa de H_2SO_4 , la segunda. Al pasar cierta cantidad de electricidad por las dos cubas se han obtenido, en la primera, $0,090 \text{ g}$ de plata. Calcule:
- La carga eléctrica que pasa por las cubas. Sol: $Q=80,41 \text{ C}$.
 - El volumen de H_2 , medido en condiciones normales, que se obtiene en la segunda cuba. Sol: $V=9,33 \text{ mL}$.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$; $\text{H} = 1$.

9. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



- Ajuste esta reacción por el método del ion electrónico.
- Calcule los gramos de plata metálica que podría ser oxidada por 50 mL de una disolución acuosa de $\text{MnO}_4^- 0,2 \text{ M}$. Sol: $5,4 \text{ g}$ de plata.

Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

10. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno dando azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno y agua.
- Escriba y ajuste por el método del ion electrónico la reacción correspondiente.
 - Determine el volumen de H_2S , medido a 60°C y 1 atmósfera, necesario para que reaccione con 500 mL de $\text{HNO}_3 0,2 \text{ M}$. Sol: $4,1 \text{ L}$.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

1. Al realizar la电解sis de $ZnCl_2$ fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24'5 g de cinc metálico en el cátodo.

Calcule:

- El tiempo que ha durado la电解sis.
- El volumen de cloro liberado en el ánodo, medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500\text{ C}$. Masa atómica: $Zn = 65'4$.

2.

- Se hace pasar una corriente eléctrica de 1'5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa 0'1 M en iones Cu^{+2} . ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?
- ¿Qué intensidad de corriente eléctrica hay que hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{+3} si se quiere obtener 1 gramo de oro metálico en 30 minutos?

Datos: $F = 96500\text{ C}$. Masas atómicas: $Au = 197$; $Cu = 63'5$.

3. Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes transformaciones es una reacción de oxidación-reducción, identificando, en su caso, el agente oxidante y el reductor:

- $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$
- $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
- $2 NaBr + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl + Br_2$

4. Dada la siguiente reacción redox: $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$

- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcule la molaridad de la disolución de HCl si cuando reaccionan 25 mL de la misma con exceso de $K_2Cr_2O_7$ producen 0'3 L de Cl_2 medidos en condiciones normales.

5. Una pila electroquímica se representa por: $Mg \mid Mg^{+2} (1M) \parallel Sn^{+2} (1M) \mid Sn$.

- Dibuje un esquema de la misma indicando el electrodo que hace de ánodo y el que hace de cátodo.
- Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.
- Indique el sentido del movimiento de los electrones por el circuito exterior.

6. Dada la siguiente reacción redox: $H_2SO_4 + KBr \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$

- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcule el volumen de SO_2 , medido a 700 mm de Hg y $25^\circ C$, que se puede obtener a partir de 50 g de KBr y exceso de H_2SO_4 .

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

7. La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{+2} (1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+ (1\text{M}) \mid \text{Ag}$
- Calcule el potencial estándar de la pila.
 - Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
 - Indique la polaridad de los electrodos.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80\text{V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{+2}/\text{Mg}) = -2'36\text{V}$

8. Dada la siguiente reacción redox: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- Ajústela por el método del ion-electrón.
 - Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 7'5 g de Cu.
- Masa atómica: Cu = 63'5.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

- Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Cu^{2+} y Ag^+ . Conteste sobre la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:
 - El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo.
 - El potencial de la pila es 0'46 V.
 - En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$.
- Se hace pasar durante 2'5 horas una corriente eléctrica de 5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene SnI_2 . Calcule:
 - La masa de estaño metálico depositado en el cátodo.
 - Los moles de I_2 liberados en el ánodo.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: Sn = 118'7.
- Dada la reacción: Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:
 - El Cu acepta electrones experimentando, por tanto, una reducción.
 - El número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico es +5.
 - El ácido nítrico es el reductor y el cobre el oxidante.
- El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:



a) Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

b) Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 5 litros de NO medidos a 750 mm de Hg y 40 °C. Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Masa atómica: Cu = 63'5.

5.

a) ¿Tiene el Zn^{2+} capacidad para oxidar el Br^- a Br_2 en condiciones estándar? Razona la respuesta. Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1'06 \text{ V}$.

b) Escriba, según el convenio establecido, la notación simbólica de la pila que se puede formar con los siguientes electrodos: Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0'76 \text{ V}$); Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = 0'34 \text{ V}$).

6. Dada la siguiente reacción redox: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcule los moles de I_2 que se obtienen cuando 1 L de una disolución 2 M de KI se ponen a reaccionar con 2 L de una disolución 0'5 M de H_2SO_4 .

7. Se hace pasar una corriente eléctrica de 6'5 amperios a través de una celda电解质 que contiene NaCl fundido hasta que se obtienen 1'2 litros de Cl_2 , medido en condiciones normales. Calcule:

a) El tiempo que ha durado la电解质.

b) La masa de sodio depositado en el cátodo durante ese tiempo.

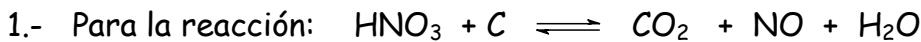
Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: Na = 23.

8. La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

a) Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b) Calcule la molaridad de una disolución de KMnO_4 , sabiendo que a partir de 50 mL de la misma se pueden obtener 0'34 moles de Fe^{3+} .

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 05/06: Relación 10



Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El número de oxidación del oxígeno pasa de - 2 a 0.
- El carbono se oxida a CO_2 .
- El HNO_3 se reduce a NO.

2.- Razone si los enunciados siguientes, relativos a una reacción redox, son verdaderos o falsos:

- Un elemento se reduce cuando pierde electrones.
- Una especie química se oxida al mismo tiempo que otra se reduce.
- En una pila, la oxidación tiene lugar en el electrodo negativo.

3.- Cuando se introduce una lámina de aluminio en una disolución de nitrato de cobre (II), se deposita cobre sobre la lámina de aluminio y aparecen iones Al^{3+} en la disolución.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar.
- Escriba la reacción redox global indicando el agente oxidante y el reductor.
- ¿Por qué la reacción es espontánea?

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1'66 \text{ V}$.

4.- Dada la siguiente reacción redox: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{CuNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- Ajústela por el método del ion-electrón.

b) Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene cuando reaccionan 7'5 g de Cu con 1 litro de disolución 0'2 M de HNO_3 .

Masa atómica: Cu = 63'5.

5.- La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:

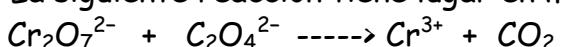


- Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b) Calcule la riqueza de una muestra de cinc si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una disolución 0'1 M en iones BrO_4^- .

Masa atómica: Zn = 65'4.

6.- La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido:



- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en su forma iónica.

b) Calcule el volumen de CO_2 , medido a 700 mm de Hg y 30 °C que se obtendrá cuando reaccionan 25'8 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0'02 M con exceso de ion $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

7.- La fórmula de un cloruro metálico es MCl_4 . Se realiza la electrolisis a una disolución de dicho cloruro haciendo pasar una corriente eléctrica de 1'81 amperios durante 25'6 minutos, obteniéndose 0'53 g del metal.

Calcule:

a) La masa atómica del metal.

b) El volumen de Cl_2 que se obtendrá en el ánodo, medido en condiciones normales.

Dato: $F = 96500 \text{ C}$.

8.- Se realiza la electrolisis completa de 2 litros de una disolución de AgNO_3 durante 12 minutos, obteniéndose 1'5 g de plata en el cátodo.

a) ¿Qué intensidad de corriente ha pasado a través de la cuba electrolítica?

b) Calcule la molaridad de la disolución inicial de AgNO_3 .

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: Ag = 108; N = 14; O = 16.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 11

1.- Cuando el I_2 reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno:

a) Escriba el proceso que tiene lugar, estableciendo las correspondientes semirreacciones redox.

b) Identifique, razonando la respuesta, la especie oxidante y la especie reductora.

c) ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno según el proceso redox indicado? Razone la respuesta.

2.- Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc y otro de plata sumergida en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Zn^{2+} y Ag^+ . Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) La plata es el cátodo y el cinc el ánodo.

b) El potencial de la pila es 0'04 V.

c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$.

3.- a) El proceso global de una reacción redox es:



Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción de este proceso, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

b) El potencial de reducción estándar del Mg^{2+}/Mg es - 2'34 V. Razone cuál será el electrodo que actúa como ánodo y cuál como cátodo cuando se construye una pila con el electrodo de magnesio y un electrodo normal de hidrógeno.

4.- Se realiza la electrolisis de 2 litros de una disolución de nitrato de plata 0'2 M haciendo pasar una corriente eléctrica de 0'5 amperios durante 4 horas. Calcule:

- La masa de plata que se deposita en el cátodo.
- La concentración de iones Ag^+ que queda en la disolución una vez finalizada la electrolisis.

Datos: $F = 96500\text{ C}$. Masas atómicas: $Ag = 108$.

5.- Se hace pasar una corriente eléctrica de 5 amperios durante 2'5 horas a través de una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de $CuCl_2$. Calcule:

- La masa de cobre metálico depositado en el cátodo.
- El volumen de Cl_2 medido en condiciones normales que se genera en el ánodo.

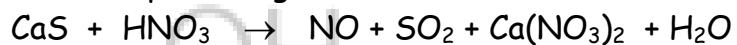
Datos: $F = 96500\text{ C}$. Masa atómica: $Cu = 63'5$.

6.- La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido: $BrO_4^- + Zn \rightarrow Br^- + Zn^{2+}$

- Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.
- Calcule la riqueza de una muestra de Zn si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una disolución 0'1 M de iones BrO_4^- .

Masa atómica: $Zn = 65'4$.

7.- Una muestra que contiene sulfuro de calcio, CaS , se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según:



- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
- Sabiendo que al tratar 35 g de la muestra con exceso de ácido se obtienen 20'3 L de NO, medidos a 30 °C y 780° mm de Hg, calcule la riqueza en CaS de la muestra.

Datos: $R = 0'082\text{ atm}\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: $Ca = 40$; $S = 32$.

8.- El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno según:

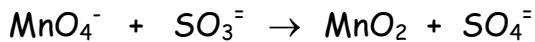


- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
- Calcule el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 700 mm de Hg y 60°C, necesario para reaccionar con 500 mL de una disolución de ácido nítrico 0'5 M.

Dato: $R = 0'082\text{ atm}\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 12

1.- La siguiente reacción transcurre en medio ácido:



- Razone qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor, justificando la respuesta.
- Ajuste la reacción iónica.

2.- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares:

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0'80 \text{ V} \text{ y } E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = - 0'25 \text{ V};$$

- ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
- Escriba la notación de esa pila y las reacciones que tienen lugar.

3.- Dada la reacción: $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$

- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción, en su forma iónica y molecular.
- ¿Qué volumen de disolución 0'02 M de permanganato de potasio se necesita para oxidar 30 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'05 M, en presencia de ácido sulfúrico?

4.- Dada la reacción:



- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
- Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente, en medio ácido, con 25'3 mL de disolución de dicromato de potasio 0'06 M.

5.- El ácido nítrico reacciona con el cobre generando nitrato de cobre (II), monóxido de nitrógeno y agua.

- Escriba la ecuación iónica del proceso.
- Asigne los números de oxidación y explique qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
- Determine la ecuación molecular y ajústela mediante el método del ion-electrón.

6.- Dada la reacción:

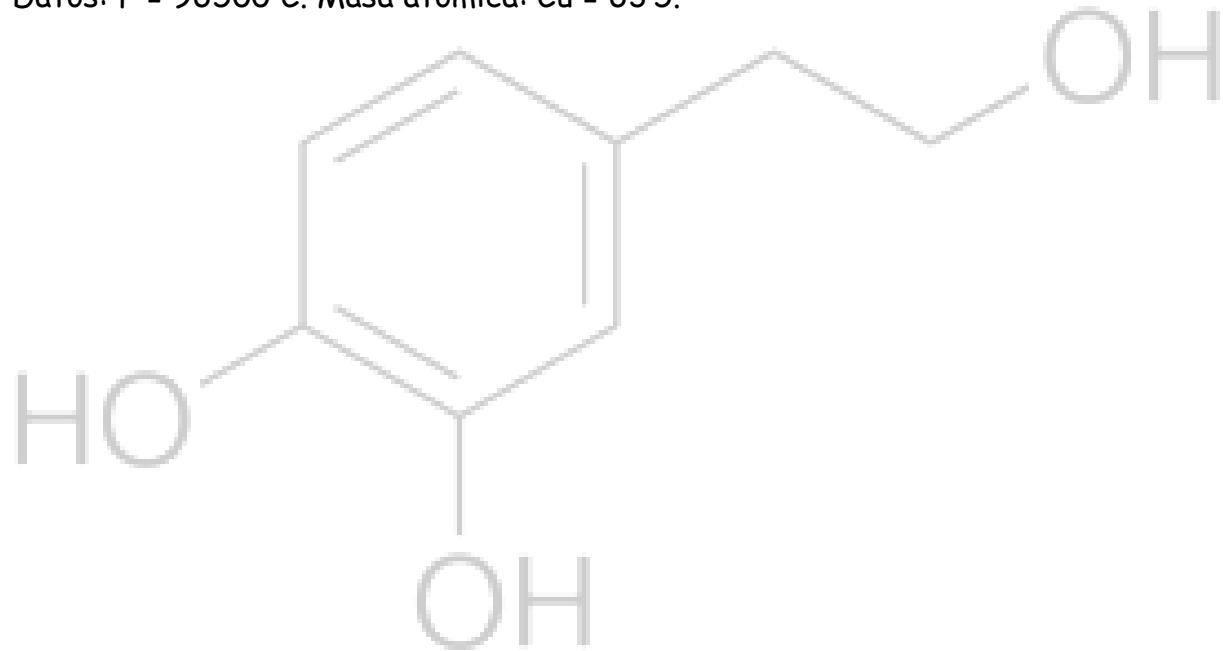


- Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

b) Calcule la molaridad de una disolución de $KMnO_4$, sabiendo que 20 mL de la misma reaccionan por completo con 0'268 g de $Na_2C_2O_4$
Masas atómicas: Na = 23; O = 16; C = 12.

7.- Una corriente de 6 amperios pasa a través de una disolución acuosa de ácido sulfúrico durante 2 horas. Calcule:
a) La masa de oxígeno liberado.
b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá, medido a $27^\circ C$ y 740 mm de Hg.
Datos: F = 96500 C. Masa atómica: O = 16.

8.- a) Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 6 amperios deposite 190'50 g de cobre de una disolución de sulfato de cobre (II).
b) ¿Cuántos moles de electrones intervienen?
Datos: F = 96500 C. Masa atómica: Cu = 63'5.



QUÍMICA ORGÁNICA

1. *El extenso campo de los compuestos de carbono. Sus causas.*
2. *Grupo funcional y serie homóloga.*
3. *Isomería.*
4. *Reactividad química en compuestos orgánicos.*
 - 4.1. *Reacciones químicas de hidrocarburos saturados.*
 - 4.2. *Reacciones químicas de hidrocarburos insaturados.*
 - 4.3. *Reacciones químicas de hidrocarburos aromáticos.*
 - 4.4. *Reacciones químicas de halogenuros de alquilo.*
 - 4.5. *Reacciones químicas de alcoholes.*
 - 4.6. *Reacciones químicas de aldehídos y cetonas.*
 - 4.7. *Reacciones químicas de ácidos y ésteres.*

1 EL EXLENDO CAMPO DE LOS COMPUESTOS DE CARBONO: SUS CAUSAS.

La estructura del átomo de carbono explica la enorme multiplicidad de sus compuestos.

Como se recordará, el átomo de carbono posee una configuración electrónica $1s^22s^2p^2$, al combinarse por promoción e hibridación, dispone sus cuatro electrones de valencia en sus cuatro orbitales de valencia, su reducido volumen hace que el núcleo ejerza fuertemente su influencia sobre dichos electrones.

Esta peculiar configuración del átomo de carbono, que explica su conocida tetravalencia y la estabilidad de sus compuestos, le permite formar fuertes enlaces covalentes con otros átomos de carbono, lo que posibilita la existencia de largas cadenas de carbono, perfectamente estables. He aquí pues, la principal razón del número casi ilimitado de compuestos orgánicos. Los habrá de cadena corta, de cadena larga, ramificados, en anillo, etc.

No hay que olvidar tampoco la propiedad del átomo de carbono de formar enlaces covalentes fuertes con los átomos de otros elementos como H, O, N, Cl, etc.

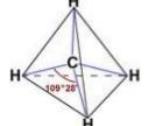
Otra razón a mencionar es la capacidad que poseen los átomos de carbono de unirse entre sí, además de por enlaces sencillos, mediante dobles y triples enlaces.

ENLACES DEL CARBONO

ENLACE SIMPLE

Compartiendo un solo electrón. Cada carbono puede formar 4.

$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
 Metano: CH_4



Disposición tetraédrica

ENLACE DOBLE

Unión de un átomo de carbono compartiendo dos electrones con otro átomo.

$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ | & | \\ \text{H} - \text{C} = \text{C} - \text{H} \end{array}$
 Etano: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$

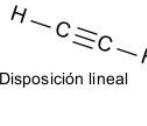


Disposición plana (todos los enlaces en el mismo plano)

ENLACE TRIPLE

Unión de un átomo de carbono con otro de carbono o de nitrógeno compartiendo tres pares de electrones.

$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H} \end{array}$
 Etino: $\text{CH} \equiv \text{CH}$



Disposición lineal

¿Podrían el boro y el nitrógeno, vecinos del carbono en la Tabla Periódica, originar una química semejante a la de éste?

Boro y nitrógeno, al estar en el mismo período que el carbono, también poseen idénticos orbitales de valencia. Pero el boro tiene tres electrones en ellos y el nitrógeno cinco. A diferencia del carbono, que utiliza todos los orbitales y electrones de valencia en sus cuatro enlaces, el boro dispone de un orbital vacío, y el nitrógeno, de un par de electrones sin formar enlace.

Así pues, el boro origina compuestos con deficiencias de electrones. En cambio, al nitrógeno le sucede lo contrario, lo cual es también un inconveniente, pues las repulsiones entre los pares de electrones solitarios (no enlazantes) hacen que el enlace sencillo N-N sea débil, lo cual excluye la posibilidad de cadenas de nitrógeno estables.

Una vez rechazados los elementos vecinos dentro del período, pasemos a considerar los elementos de la familia y, más concretamente, el silicio, por ser el inmediatamente inferior. ¿Origina el silicio una química paralela a la del carbono?

Una primera limitación viene impuesta por el hecho de que el silicio no puede formar enlaces múltiples, pues la repulsión de los electrones internos (que ya son 10) no permite que dos átomos de silicio se aproximen lo suficiente para que los orbitales p se solapen y formen un doble enlace.

¿Y en cuanto a cadenas de silicio unidas por enlaces sencillos?

El carbono se une consigo mismo y con el hidrógeno desprendiendo las mayores energías (sólo rebasadas por C-F). En cambio, la energía de los enlaces Si-Si es bastante más baja, por lo que no será posible que se formen cadenas de cierta longitud a base de estos átomos.

2 GRUPO FUNCIONAL Y SERIE HOMÓLOGA

Se entiende por **grupo funcional** un conjunto de átomos unidos siempre de la misma forma en la cadena de carbono de un compuesto y que va a definir el comportamiento químico de la molécula.

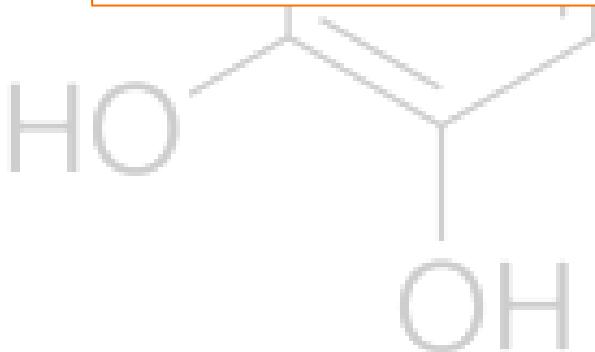
Una serie homóloga, está constituida por un grupo de compuestos con el mismo grupo funcional y tales que cada término se diferencia del anterior y del posterior en que posee un grupo $-\text{CH}_2-$ más o menos, respectivamente.

Series homólogas

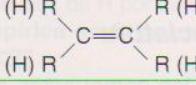
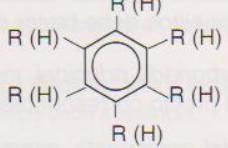
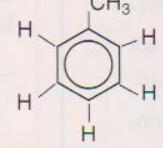
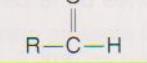
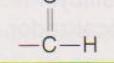
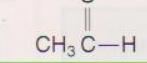
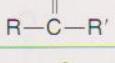
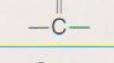
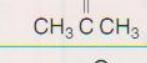
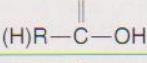
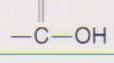
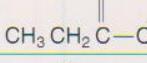
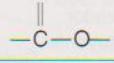
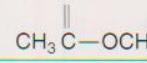
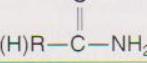
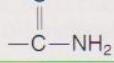
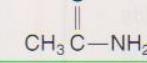
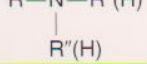
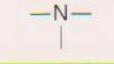
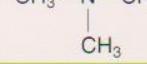
Una serie homóloga correspondiente a un grupo funcional está formada por un grupo de compuestos que difieren en la longitud de la cadena carbonada.

EJEMPLOS DE SERIES HOMÓLOGAS

| Nombre de la serie | Alcanos | Alcoholes | Ácidos carboxílicos |
|--------------------------|--|---|---|
| Fórmula semidesarrollada | CH_4 $\text{CH}_3\text{--CH}_3$ $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{--OH}$ $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$ $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH}$ | H--COOH $\text{CH}_3\text{--COOH}$ $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--COOH}$ |
| Fórmula general | $\text{CH}_3\text{--}(\text{CH}_2)_n\text{--CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{--}(\text{CH}_2)_n\text{--OH}$ | $\text{CH}_3\text{--}(\text{CH}_2)_n\text{--COOH}$ |



H

| Clase de compuesto | Estructura general | Grupo funcional | Ejemplo | |
|-----------------------|---|---|--|------------------------|
| Alcanos | R—H | No hay | CH ₃ CH ₂ CH ₃ | Propano |
| Alquenos | (H) R  | >C=C< | CH ₂ =CH ₂ | Eteno |
| Alquinos | (H) R—C≡C—R (H) | —C≡C— | CH ₃ C≡CH | Propino |
| Haloalcanos | R—X (X: F, Cl, Br, I) | —X | CH ₃ Cl | Clorometano |
| Compuestos aromáticos |  |  |  | Metilbenceno o tolueno |
| Alcoholes | R—OH | —OH | CH ₃ CH ₂ OH | Etanol |
| Éteres | R—O—R' | —O— | CH ₃ CH ₂ —O—CH ₃ | Etilmetiléter |
| Aldehídos |  |  |  | Etanal |
| Cetonas |  |  |  | Propanona |
| Ácidos carboxílicos |  |  |  | Ácido propanoico |
| Ésteres |  |  |  | Acetato de metilo |
| Amidas |  |  |  | Etanamida |
| Nitrilos | R—C≡N | —C≡N | CH ₃ —C≡N | Etanonitrilo |
| Aminas |  |  |  | Trimetilamina |

Grupos funcionales

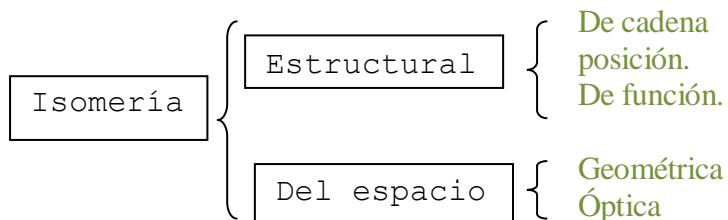
3 ISOMERÍA.

Se dice que dos compuestos son isómeros cuando, siendo diferentes responden a la **misma** fórmula molecular.

Esto se debe a que los mismos átomos están reagrupados de modo distinto y constituyen, por tanto, dos moléculas diferentes. **Isómeros** son, pues, **compuestos que tienen igual fórmula molecular pero distinta fórmula estructural**.

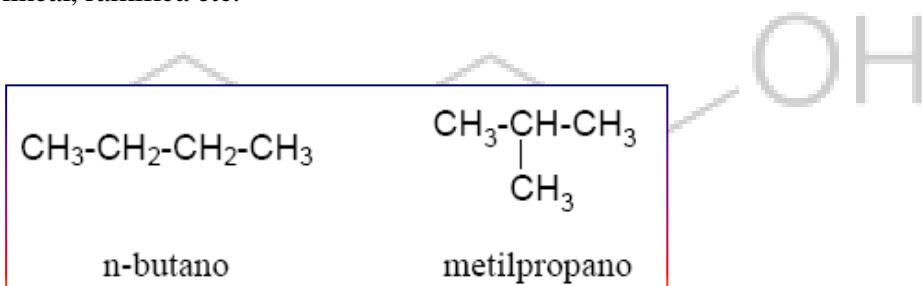
La isomería puede ser estructural y del espacio. A la primera cabe explicarla con fórmulas planas, y para comprender la segunda hemos de tener en cuenta que las moléculas son tridimensionales. Por eso también se le llama estereoisomería.

Hay diversos tipos, de una u otra, según se aprecia en el siguiente esquema:



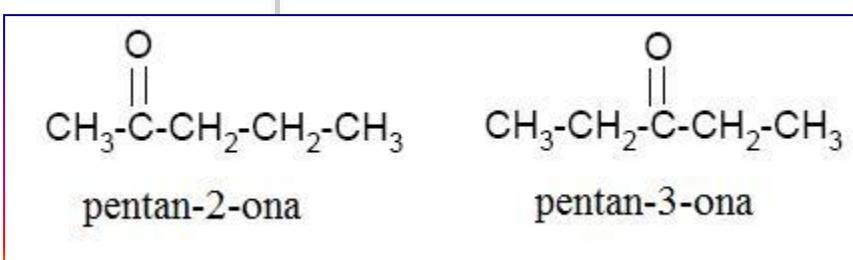
3.1.1 Isomería de cadena

Los isómeros de cadena poseen el mismo grupo funcional, pero la estructura de la cadena es diferente, pudiendo ser lineal, ramifica etc.



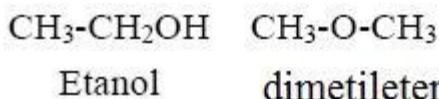
3.1.2. Isomería de posición

Presentan este tipo de isomería los compuestos que tienen el mismo grupo funcional colocado en posición diferente en una misma cadena carbonada.



3.1.3. Isomería de función

Se da entre moléculas que presentan distintos grupos funcionales.

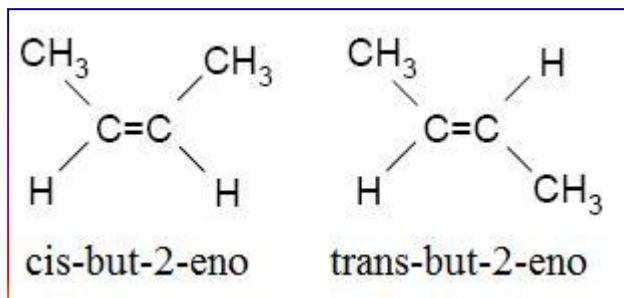


3.2.1. Isomería geométrica

Suele presentarse más habitualmente en los hidrocarburos etilénicos (con doble enlace), debido a que no hay libre rotación en torno este enlace.

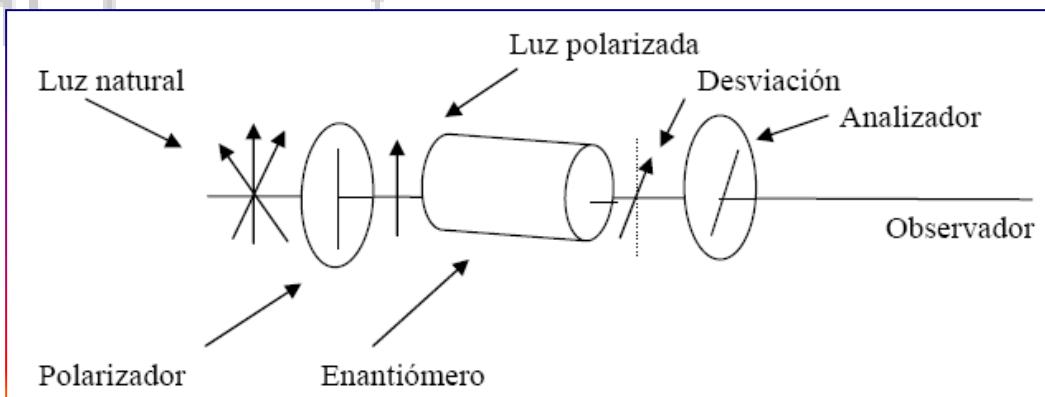
El isómero **cis** es el que tiene los dos sustituyentes iguales al mismo lado del enlace.

El isómero **trans** es el que tiene los dos sustituyentes iguales en lados distintos del enlace.

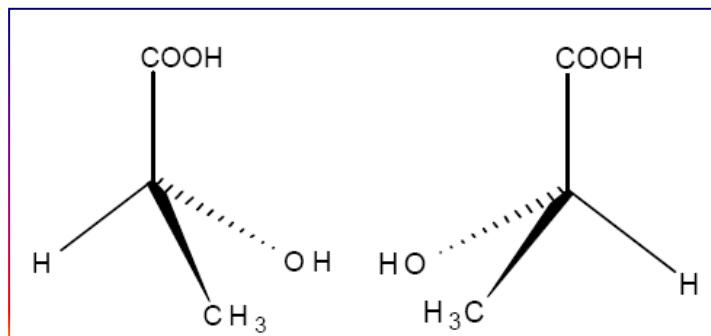


3.2.2. Isomería óptica

Hay, por último, isómeros que poseen idénticas propiedades tanto físicas como químicas, diferenciándose únicamente en el distinto comportamiento frente a la luz polarizada. Un isómero desvía el plano de polarización de la luz hacia la derecha [isómero dextro o (+)], el otro hacia la izquierda [isómero levo o (-)] en igual magnitud. Por eso, este tipo de isomería se llama isomería óptica y los isómeros, isómeros ópticos o enantiómeros. **Los enantiómeros son por tanto estructuras especulares (imágenes en un espejo) no superponibles en la misma molécula.**



Para explicar la isomería óptica vamos a empezar considerando lo que es un carbono asimétrico. Se dice que un átomo de carbono es asimétrico cuando tiene 4 átomos o grupos distintos unidos a él. Supongamos así las moléculas:



estereoisómeros

Aparentemente las dos son iguales, pero si nos fijamos con atención descubriremos que las dos moléculas tienen configuraciones diferentes, ya que al tratar de superponerlas no coinciden.

Una viene a ser como la imagen en un espejo de la otra. Pues bien, cada una de estas dos moléculas corresponde a un enantiómero: una de ellas es el isómero dextro y la otra el levo.

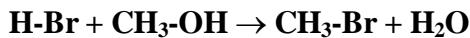
Siempre que nos encontremos con una molécula quiral, es decir, que tenga una imagen especular no superponible, habrá isómeros ópticos.

4 REACTIVIDAD QUÍMICA EN COMPUESTOS ORGÁNICOS.

Debido al carácter covalente de los compuestos orgánicos, no aparecen en la química orgánica reacciones iónicas, que tan frecuentes son en química inorgánica. Como, además, los enlaces son fuertes, normalmente las energías de activación son elevadas y las velocidades de reacción lentas. Para acelerarlas es habitual o bien el uso de catalizadores, o la elevación de la temperatura. Pero, esto último, en el caso de los compuestos orgánicos, implica riesgos que se derivan de la falta de estabilidad térmica de muchos o de la facilidad de combustión de otros, que conducen a la descomposición del compuesto.

La mayoría de las reacciones orgánicas pertenecen a uno de los tipos siguientes:

a) **Reacciones de sustitución (o desplazamiento).** En las que un átomo o grupo enlazado a un átomo de carbono se sustituye por otro que entra en su lugar. Ejemplo:



b) **Reacciones de eliminación.** Se caracterizan por la pérdida de una molécula pequeña del seno de una molécula mayor y la consiguiente formación de un enlace múltiple en esta última. Ejemplo:



c) **Reacciones de adición.** Inversas a las de eliminación, puesto que aquí se adiciona una molécula al enlace doble de otra, convirtiéndolo en uno sencillo (si es triple lo convierte en doble) Ejemplo:



4.1 REACCIONES QUÍMICAS DE LOS ALCANOS.

La fortaleza de los enlaces de los hidrocarburos saturados y su escasa polaridad es la causa de su inercia química (escasa reactividad). Por esta razón han sido llamados parafinas (poca afinidad). Los puntos de fusión y ebullición aumentan, en general, con el tamaño de la cadena, debido al aumento de las fuerzas de Van der Waals entre ellas. Así, por ejemplo, en los alcanos, los cuatro primeros términos de C₁ a C₄ son gaseosos en condiciones ordinarias, de C₅ a C₆ son líquidos, y, de ahí en adelante, sólidos de aspecto cíereo. La cera no es más que una mezcla de hidrocarburos saturados de cadena larga, principalmente del C₂₆ al C₃₀.

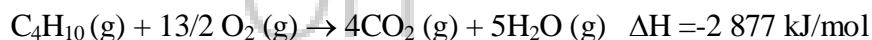
Si la geometría de las moléculas permite un buen empaquetamiento en la red, los puntos de fusión serán superiores a los esperados. Se encuentran en este caso moléculas planas como C₆H₆, y CH₂=CH₂ o lineales como CH≡CH. Por este mismo motivo, el aumento de los puntos de fusión en los n-alcanos no es gradual, como ocurre con sus puntos de ebullición.

En el caso contrario, es decir, cuando existen ramificaciones, puede comprenderse fácilmente que los puntos de fusión, e incluso los de ebullición, descienden en relación a los de los compuestos lineales (p. ej., isobutano, isopentano, etc.). La volatilidad aumenta con el grado de ramificación, pero si la ramificación es simétrica (p. ej., neopentano) el efecto es el inverso.

Al ser compuestos prácticamente apolares son insolubles en agua. En cambio, son solubles en disolventes apolares o poco polares como éter, tetracloruro de carbono, acetona, etcétera.

a) Combustión

Es una de las reacciones que dan los alcanos con más facilidad, (así como gran parte de los hidrocarburos), de ahí su utilización como combustibles. A fin de iniciar la reacción, es necesario aportar energía suficiente (llama, chispa, etc.) para que se supere la energía de activación. De esta manera, los alcanos, y en general todos los hidrocarburos, arden desprendiendo gran cantidad de energía. Los productos son dióxido de carbono y agua, siempre que haya oxígeno suficiente.



En general:



b) Reacciones de sustitución

b₁) Halogenación.

Esta es una reacción, que se verifica muy violentamente cuando una mezcla de cloro y metano se expone a la luz solar. Así, se produce la ruptura del enlace Cl-Cl y se inicia una reacción en cadena, en la que se rompe el enlace C-H.

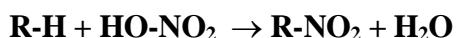
Como toda reacción de tipo radical es difícil de controlar, y al final resulta una mezcla de productos clorados, cuyos porcentajes están sobre todo en función de la proporción de los reactivos.



Los cuatro derivados clorados del metano son muy utilizados como disolventes. Bromo y yodo también se comportan de modo semejante frente a los alkanos.

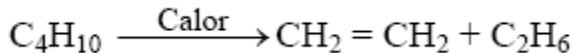
b₂) Nitración.

Esta reacción se realiza con ácido nítrico en fase de vapor, verificándose una sustitución de un hidrógeno del alcano por un grupo nitróxido:



c) craqueo.

Es el proceso en el que una mezcla de hidrocarburos procedentes del petróleo se somete a temperaturas de unos 400°C durante períodos cortos. A estas temperaturas se produce la rotura de los hidrocarburos de cadena larga en otros de cadena más corta, alquenos e hidrógeno.



4.2 REACCIONES QUÍMICAS DE ALQUENOS Y ALQUINOS.

La reactividad de los hidrocarburos insaturados se explica considerando la naturaleza del doble y triple enlace.

El doble enlace, contrariamente a lo que podría pensarse, no está formado por dos enlaces iguales. Recuérdese que el carbono adopta para el doble enlace una hibridación sp^2 . Entonces, uno de los enlaces tiene la estructura de uno sencillo, es decir, está formado por interpenetración lineal de dos orbitales híbridos sp^2 : enlace σ ; y el otro por solapamiento lateral de los dos p puros paralelos: enlace π . El triple enlace está constituido por un enlace σ , a través de dos orbitales híbridos sp , y dos enlaces π formados por los p puros.

La energía de un enlace doble no es dos veces la de uno sencillo, de lo que se deduce que el enlace π es más débil que el σ . Más deficitario en este aspecto es el segundo enlace π del triple enlace. La razón de esta debilidad procede de que los enlaces π no pueden solaparse tan perfectamente como los σ .

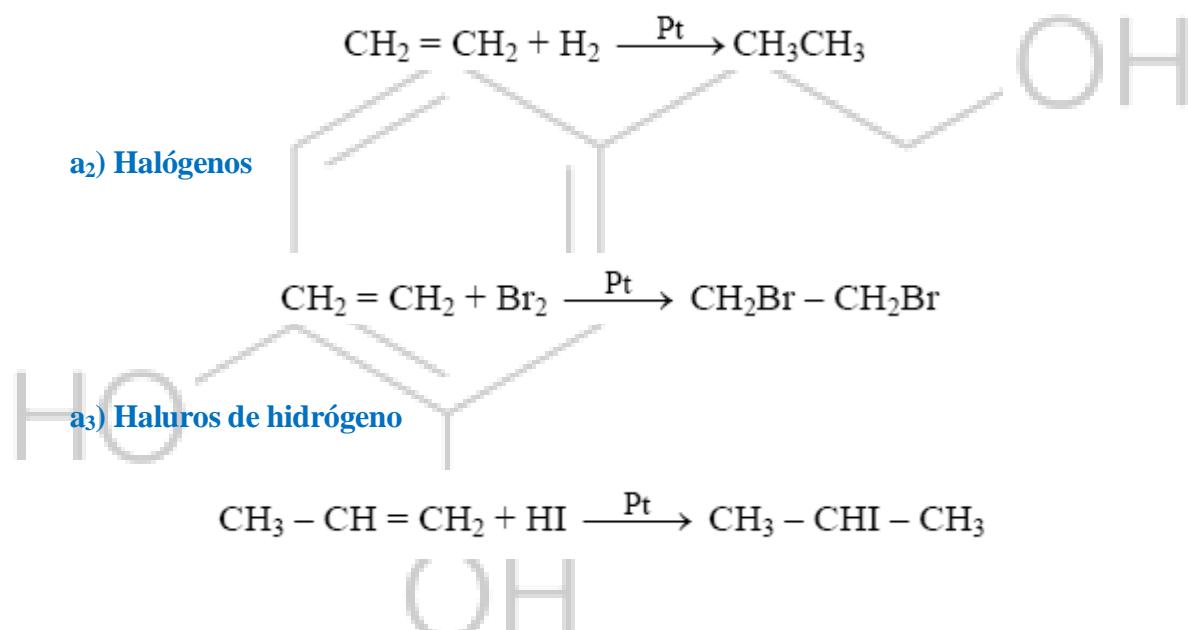
De este modo, puede comprenderse fácilmente la tendencia del enlace múltiple a convertirse en sencillo, y el único camino para hacerlo es mediante reacciones de adición. Así pues, en contraste con la inercia química de los alkanos, los alquenos y alquinos con sus dobles y triples enlaces son muy reactivos dando, en lugar de compuestos de sustitución, compuestos de adición.

a) Reacciones de adición.

Ante las reacciones de adición el doble y el triple enlace son muy reactivos. Cada doble enlace adiciona una molécula de reactivo, por el contrario, el triple puede adicionar dos. Con la primera se convierte en un doble enlace y con la segunda, en uno sencillo.

a1) Hidrógeno

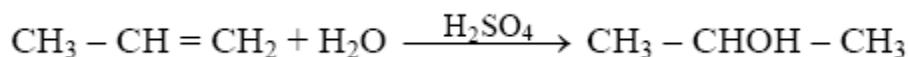
Esta reacción tiene lugar en presencia de un catalizador metálico (Pt, Pd, Ni, etc.). El producto final es un alcano, aunque en el caso del triple enlace puede conseguirse una olefina (alqueno) como etapa intermedia:



Ante casos como éste, puede seguirse la **regla de Markovnikov** (que indica que **el hidrógeno del reactivo se adiciona al átomo de carbono más hidrogenado**).

a₄) Agua

Los alquenos se pueden convertir fácilmente en alcoholes secundarios, disolviéndolos en ácido sulfúrico concentrado y añadiendo agua a continuación.



4.3. REACTIVIDAD DE HIDROCARBUROS AROMÁTICOS.

ESTRUCTURA DEL BENCENO.

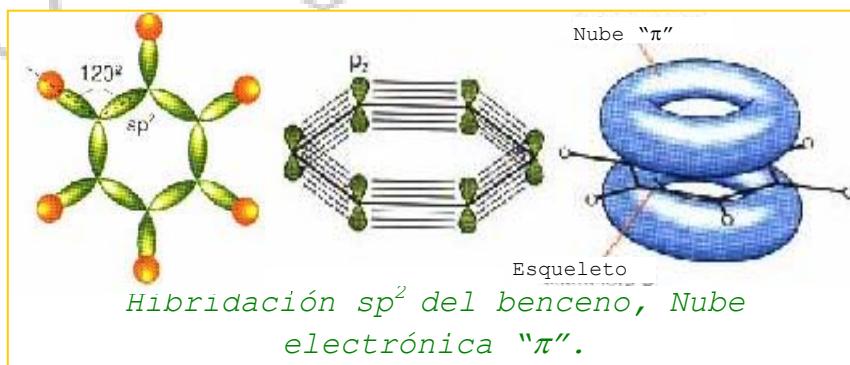
La estructura clásica propuesta por Kekulé, con tres dobles enlaces alternados, sugiere que el benceno podría dar reacciones de adición fácilmente.

Esto no es lo que ocurre, ya que sólo en condiciones muy enérgicas y en presencia de catalizadores el benceno adiciona, por ejemplo, hidrógeno dando ciclohexano.

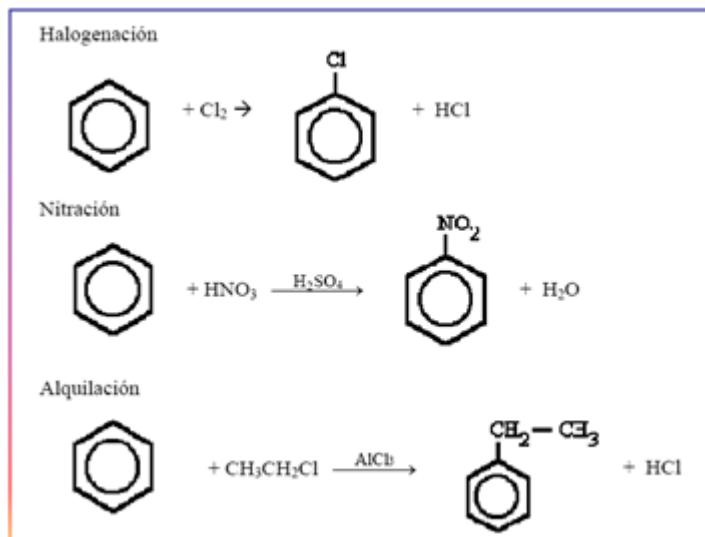
Por el contrario, las reacciones más características y que con más facilidad origina son las de sustitución de sus hidrógenos, permaneciendo inalterable el anillo. Así, pues, el anillo bencénico se comporta como un bloque con propiedades totalmente nuevas que no recuerdan para nada al doble enlace.

Las medidas experimentales demuestran que el benceno está formado por un anillo hexagonal plano, cuyas distancias de enlace carbono-carbono son todas iguales e intermedias entre las de un enlace sencillo y uno doble.

La explicación dada por la teoría de orbitales es que los carbonos bencénicos adoptan una hibridación sp^2 y el esqueleto del anillo lo constituyen enlaces a través de los híbridos sp^2 . Quedan los seis p puros, cada uno con un electrón, perpendiculares al plano del anillo. Todos éstos se solapan lateralmente entre sí y forman un enlace continuo, deslocalizado, mitad por encima y mitad por debajo del plano del anillo.

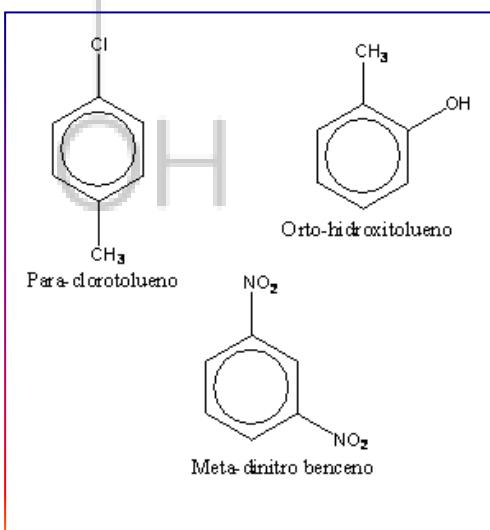


a) Reacciones de sustitución.



b) Orientación en las reacciones de sustitución

Cuando en un anillo bencénico se introduce un segundo grupo, su posición viene determinada por el grupo ya presente. Si éste es activante, es decir, si aumenta la reactividad del benceno (-OH, -NH₂, -R, -X) orienta hacia las posiciones **orto** y **para** al grupo entrante; por el contrario, si es desactivante (-NO₂, -CHO, -COOH, etcétera) orienta hacia la posición **meta**.



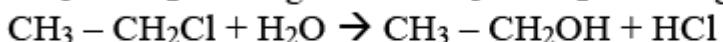
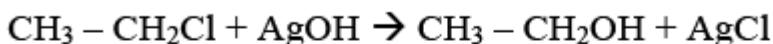
En los dos primeros compuestos del ejemplo, el grupo metilo de ambos, orientan la entrada del segundo sustituyente (cloro o hidroxilo, hacia las posiciones orto y para, en la figura están representadas solo algunos de ellos). En el tercer ejemplo un primer grupo nitró, orienta la entrada

del siguiente grupo nitro hacia la posición meta. Así pues, si se sigue la nitración del nitrobenceno, se obtendrá fundamentalmente el m-dinitrobenceno

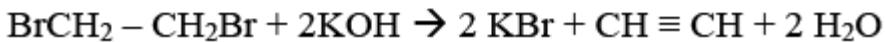
En cambio, si se efectúa la nitración del tolueno se obtendrá una mezcla de o- y p-nitrotolueno. Y con exceso de reactivo se llegaría al 2,4,6-trinitrotolueno (TNT), explosivo muy poderoso.

4.4 REACTIVIDAD DE HALOGENUROS DE ALQUILO.

1 Reacciones de sustitución



2 Reacciones de eliminación



La reacción de eliminación se produce en competencia con la de sustitución. Para favorecer la eliminación se emplea como reactivo hidróxido de potasio en disolución alcohólica concentrada y caliente, y para la sustitución del halógeno por un grupo OH se emplea hidróxido de plata e, incluso, simplemente agua.

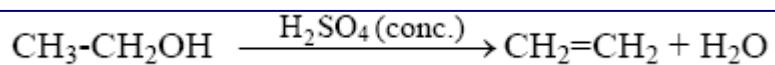
4.5. REACCIONES DE ALCOHOLES.

a) Reacciones de oxidación.

Estas reacciones pueden utilizarse, en principio, para distinguir los alcoholes primarios de los secundarios y de los terciarios. Cuando un alcohol primario se oxida se produce un aldehído que, a su vez, puede oxidarse a ácido. Los alcoholes secundarios dan lugar a cetonas, mientras que los terciarios resisten la oxidación.



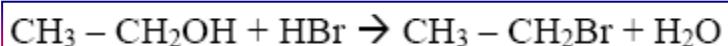
b) Reacciones de eliminación (deshidratación)



En este tipo de reacciones de eliminación se sigue la regla de Saytzeff que dice “En las reacciones de eliminación, el hidrógeno sale del carbono adyacente al grupo funcional que tiene menos hidrógenos”



c) Reacciones de sustitución.

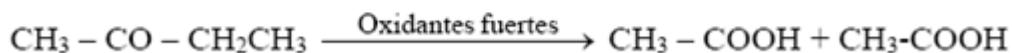
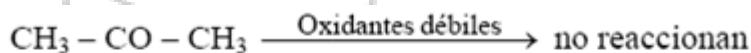


4.6. REACCIONES DE ALDEHÍDOS Y CETONAS.

Los aldehídos se oxidan muy fácilmente al ácido carboxílico correspondiente, incluso con oxidantes débiles.



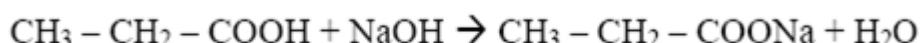
Sin embargo, las cetonas son ya difíciles de oxidar. Lo hacen con oxidantes muy fuertes, rompiéndose entonces la cadena para dar ácidos de menor número de carbonos. No tiene pues el carácter reductor de los aldehídos.



Este hecho se utiliza para diferenciarlos rápidamente en el laboratorio. Frente a un oxidante débil como, por ejemplo, es el nitrato de plata, el aldehído se oxida, reduciendo el ion Ag^+ a plata, Ag, mientras que la cetona, no. Al adicionar al aldehído sólo unas gotas de este reactivo, aparece rápidamente en el tubo de ensayo un depósito de plata metálica, que se denomina comúnmente “espejo de plata”, y que indica que el compuesto carbonílico no es una cetona, sino un aldehído.

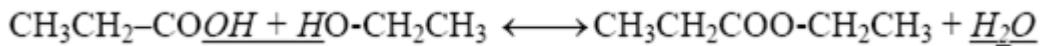
4.7. REACCIONES QUÍMICAS DE ÁCIDOS Y ÉSTERES.

a) Reacciones de neutralización con las bases



b) Reacciones de esterificación.

La reacción de un alcohol con un ácido produce un éster.



c) Saponificación.

Es la reacción, donde las grasas (éteres) se rompen en medio básico, para producir jabones.



QUÍMICA ORGÁNICA

Isomería.

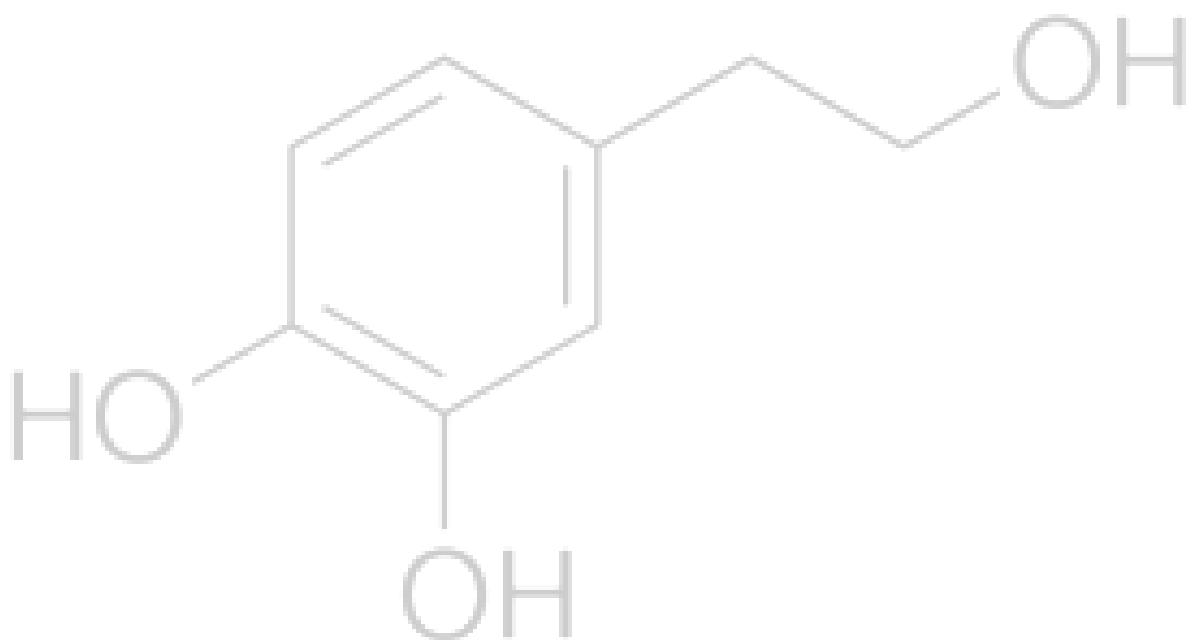
- 1.- a) Escribe todos los isómeros posibles para el compuesto de fórmula molecular C_4H_8 . b) Indica cuál de ellos presenta isomería geométrica.
- 2.- Dados los compuestos 2-metilbutano y pentan-2-ona: a) ¿Qué tipo de isómeros crees que puede presentar cada uno de ellos Justifica la respuesta; b) Escribe las fórmulas de dichos isómeros .
- 3.- Formular y nombrar: a) tres isómeros de posición de fórmula C_3H_8O ; b) dos isómeros de función de fórmula C_3H_6O ; c) dos isómeros geométricos de fórmula C_4H_8 ; d) tres aminas de fórmula C_3H_9N .

Reacciones orgánicas.

- 4.- a) ¿Qué producto se obtiene si se oxida un alcohol primario? b) ¿Y uno secundario?
- 5.- Indica si es posible la obtención de propeno a partir de propan-1-ol.
- 6.- Clasifica las siguientes reacciones orgánicas y completa los reactivos o productos que faltan e indica en el caso de que se formen más de un compuesto cual se encontrará en mayor proporción (Markov-Nikov) :
 - a) $\text{CH}_3\text{CH=CH}_2 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl} + \dots$
 - b) $\text{CH}_3\text{CHOH-CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHBr-CH}_3 + \dots$
 - c) $\text{CH}_3\text{CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \dots \rightarrow \text{CH}_3\text{CH=CH-CH}_3 + \dots$
- 7.- Completa las siguientes reacciones e indica de qué tipo son:
 - a) $\text{CH}_3\text{CH=CH}_2 + \text{HBr} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \dots$
 - b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - c) $\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (benceno)} + \text{HNO}_3 \text{ (en medio sulfúrico)} \rightarrow \dots$

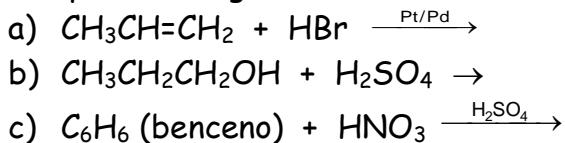
- 8.- El ácido bromhídrico reacciona con 3-metilpent-2-eno dando lugar a una mezcla de dos bromoderivados. Escribe la reacción e indica cuál de ellos se encontrará en mayor proporción.
- 9.- Cuando el propan-1-ol se calienta con ácido sulfúrico concentrado se transforma en el compuesto A, el cual reacciona con bromo para dar otro compuesto B de masa molecular 202 g/mol; a) Formula los compuestos y las reacciones indicadas b) Qué compuestos se producirán a partir de A al tratarlo con HCl, indicando cuál de ellos se encontrará en mayor proporción. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; Br = 80.
- 10.- Completa las siguientes secuencia de reacciones, indicando el tipo de reacción:
 a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br} + \text{KOH}$ alcohólica \rightarrow
 c) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 + \text{AlCl}_3 \rightarrow$
- 11.- Un compuesto A, de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, capaz de producir una cetona por oxidación, reacciona con ácido sulfúrico en caliente dando dos isómeros B y C, siendo B el que se encuentra en mayor proporción que C. La reacción de cualquiera de los dos isómeros con yoduro de hidrógeno produce finalmente el compuesto D. Identifica A, B, C y D, indicando el tipo de reacciones citadas.
- 12.- Indica el método para transformar: a) 2-clorobutano en butano; b) prop-1-eno en propan-2-ol; c) benceno en TNT (trinitrotolueno); d) prop-1-ino en propanona.
- 13.- ¿Qué sustancias producirá el but-1-eno al reaccionar con: a) hidrógeno burbujeado desde platino; b) en presencia de bromo; c) con ácido clorhídrico d) con agua en presencia de ácido sulfúrico.
- 14.- Completa las siguientes reacciones: a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \dots$; b) clorobenceno + $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; c) $\dots + \text{HBr} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHBrCH}_3$
- 15.- Completa las siguientes reacciones: a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \dots$
 b) $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ c) aminobenceno (anilina) + $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 16.- Completa las siguientes reacciones: a) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{O}_2 \rightarrow \dots + \dots$
 b) benceno + $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow \dots + \dots$
- 17.- Completa las siguientes reacciones: a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \dots$
 b) $\text{CH}_3\text{CCl}(\text{CH}_3)\text{CH}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ c) $\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{CH}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
- 18.- Escribe, nombrando reactivos y productos, las ecuaciones correspondientes a las siguientes reacciones: a) adición de un halógeno a un alqueno; b) oxidación suave de un alcohol secundario; c) esterificación; d) deshidratación de un alcohol secundario.
- 19.- Indique de qué tipo son las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen en las mismas:

- a) $CH \equiv C-CH_3 + HBr \xrightarrow{Pt/Pd} CH_2=CHBr-CH_3$
b) $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 \rightarrow CH_3-CH=CH-CH_3$
c) $CH_3-CH=CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{Pt/Pd} CH_3-CHCl-CH_2Cl$

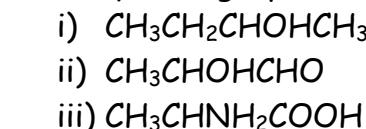


QUÍMICA DEL CARBONO
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1

1. Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:



2. a) Indique los grupos funcionales presentes en las siguientes moléculas:

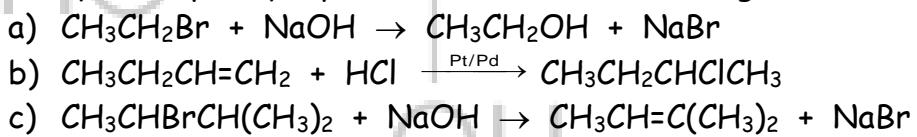


- b) Escriba un isómero de función de la molécula del apartado i)
 c) Escriba un isómero de posición de la molécula del apartado ii)

3. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Dos compuestos orgánicos que poseen el mismo grupo funcional siempre son isómeros.
 b) Dos compuestos orgánicos con la misma fórmula molecular pero distinta función, nunca son isómeros.

4. Indique el tipo a que pertenece cada una de las siguientes reacciones:



5. Escribe para cada compuesto el isómero que corresponde:

- a) Isómero de cadena de $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$.
 b) Isómero de función de CH_3COCH_3 .
 c) Isómero de posición de $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{CH}_3$.

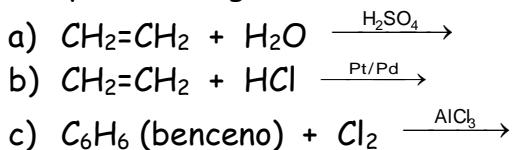
6. Dado el siguiente compuesto: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$, indica, justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El compuesto reacciona con bromo para dar dos compuestos isómeros geométricos.
 b) El compuesto reacciona con HCl para dar un compuesto que no presenta isomería óptica.
 c) El compuesto reacciona con H_2 para dar $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$.

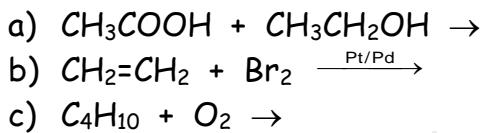
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

1. Explique por qué el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ es más soluble en agua que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

2. Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo de reacción se trata:



3. Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo de reacción se trata:



4. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- a) Los hidrocarburos saturados son mucho más reactivos que los insaturados.
 b) Grupo funcional es un átomo o grupo de átomos que le confiere a una cadena hidrocarbonada unas propiedades químicas características.
 c) En el metano el carbono presenta hibridación sp^3 .

5. Sea la transformación química $\text{A} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}$. Si reacciona 1 mol de Br_2 , indique justificando la respuesta si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 Cuando A es 1 mol de $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ el producto C no presenta isomería geométrica.
 Cuando A es 1 mol de $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ el producto C presenta isomería geométrica.
 Cuando A es 0,5 mol de $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ el producto C no presenta isomería geométrica.

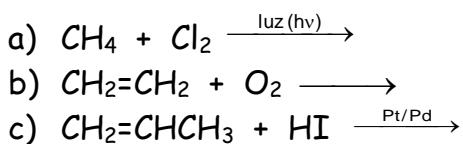
6. Dados los siguientes compuestos: $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$ y $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$, elija el más adecuado para cada caso (justifique la respuesta): a) El compuesto reacciona con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ para dar otro compuesto que presenta isomería óptica. b) La combustión de 2 moles de compuesto producen 6 moles de CO_2 . c) El compuesto reacciona con HBr para dar un compuesto que no presenta isomería óptica

7. Dada la siguiente transformación química: $\text{HC}\equiv\text{CCH}_2-\text{CH}_3 + x\text{A} \rightarrow \text{B}$ Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) Cuando $x = 2$ y $\text{A} = \text{Cl}_2$ el producto B presenta isomería geométrica. b) Cuando $x = 1$ y $\text{A} = \text{H}_2$ el producto B presenta isomería geométrica. c) Cuando $x = 1$ y $\text{A} = \text{Br}_2$ el producto B presenta isomería geométrica.

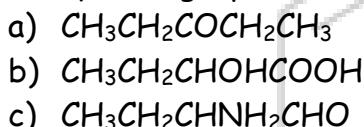
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

1. Indique si la estructura de cada pareja representa el mismo compuesto o compuestos diferentes, identificando los grupos funcionales presentes:
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ y $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ y $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$

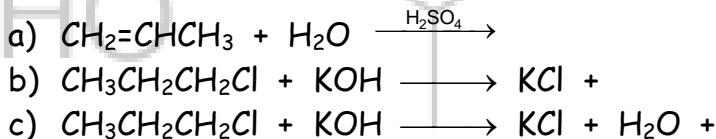
2. Complete las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:



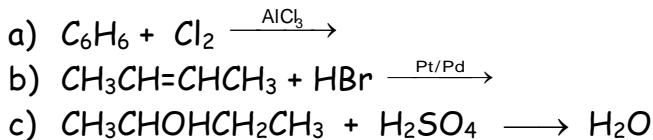
3. Indique los grupos funcionales de las siguientes moléculas:



4. Complete las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:

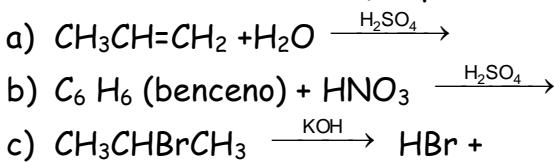


5. Complete las siguientes reacciones orgánicas:



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

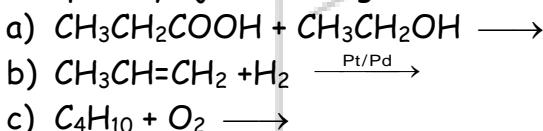
1. Complete las siguientes reacciones e indique el tipo de reacción (adición, eliminación o sustitución) a que corresponden.



2. Dados los siguientes compuestos orgánicos: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; CH_3OH ; $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$. Indique razonadamente:

- a) ¿Cuál es soluble en agua?
 b) ¿Cuáles son hidrocarburos?
 c) ¿Cuál presenta reacciones de adición?

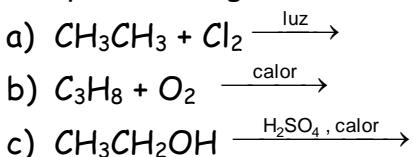
3. Complete y ajuste las siguientes reacciones orgánicas:



4. Defina serie homóloga e indique cuáles de los siguientes compuestos pertenecen a la misma serie que CH_3OH :

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 c) CH_3COOH

5. Complete las siguientes reacciones y ajuste la de combustión.



6. Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Cuando un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) está unido a un carbono saturado, el compuesto resultante es un éster.
 b) El dimetiléter y el etanol son isómeros de función.
 c) La siguiente reacción orgánica: $\text{R}-\text{CH}_2\text{Br} + \text{NaOH} \rightarrow \text{R}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaBr}$, es una reacción de eliminación.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

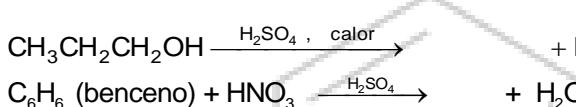
- Ponga un ejemplo de cada una de las siguientes reacciones:
 - Adición a un alqueno.
 - Sustitución en un alcano.
 - Deshidratación de un alcohol.
- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - El punto de ebullición del butano es menor que el de butan-1-ol.
 - La molécula CHCl_3 posee una geometría tetraédrica con el átomo de carbono ocupando la posición central.
 - El etano es más soluble en agua que el etanol.
- Complete las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:
 - $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}}$
 - $\text{BrCH}_2\text{-CH}_2\text{Br} \xrightarrow{\text{KOH/Etanol}} 2 \text{KBr} +$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{h}\nu} \text{HCl} +$
- Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_3H_6 , C_4H_{10} y C_5H_{12} . Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
 - Los tres presentan reacciones de adición.
 - Los tres poseen átomos de carbono con hibridación sp^3 .
- Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:
 - $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}}$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{h}\nu}$
 - $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt/Pd}}$
- a) Formule dos isómeros del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$, indicando el tipo de isomería.
 b) Justifique si el $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$ presenta isomería óptica.
 c) Justifique si existe isomería geométrica en el compuesto $\text{CH}_3\text{CHClCCl}=\text{CH}_2$.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

1. Complete las siguientes reacciones y ajuste la que corresponda a una combustión:
 - $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt/Pd}}$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
 - $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{h}\nu}$
2. Los compuestos $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ tienen masas moleculares similares. Indique, justificando la respuesta:
 - Cuál tiene mayor punto de fusión.
 - Cuál de ellos puede experimentar una reacción de eliminación y escríbala.
3. Dados los compuestos: butan-2-ol, $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$, y 3-metilbutanol, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, responda, razonadamente, a las siguientes cuestiones:
 - ¿Son isómeros entre sí?
 - ¿Presenta alguno de ellos isomería óptica?
4. a) Defina serie homóloga.
 b) Escriba la fórmula de un compuesto que pertenezca a la misma serie homóloga de cada uno de los que aparecen a continuación: CH_3CH_3 ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
5. Ponga un ejemplo de los siguientes tipos de reacciones:
 - Reacción de adición a un alqueno.
 - Reacción de sustitución en un alcano.
 - Reacción de eliminación de HCl en un cloruro de alquilo.
6. Para el compuesto A de fórmula $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ escriba:
 - La reacción de combustión completa de A.
 - Un compuesto que por hidrogenación catalítica de lugar a A.
 - La reacción fotoquímica de 1 mol de A en presencia de 1 mol de Cl_2

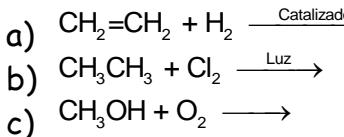
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

- 1 Defina los siguientes conceptos y ponga un ejemplo de cada uno de ellos:
 - Serie homóloga.
 - Isomería de cadena.
 - Isomería geométrica.
- Dados los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$, CH_3CONH_2 , $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ y $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$
 - Identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.
 - ¿Alguno posee átomos de carbono asimétrico? Razone su respuesta.
- Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son:



- Explique uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y represente los correspondientes isómeros:
 - CH_3COCH_3
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3\text{CHFCOOH}$

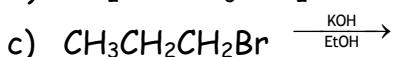
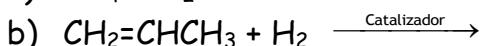
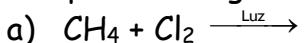
- Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son:



- Indique:
 - Un alcohol secundario quiral de cuatro átomos de carbono.
 - Dos isómeros geométricos de fórmula molecular C_5H_{10} .
 - Una amina secundaria de cuatro átomos de carbono.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

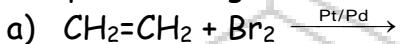
1. Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son:



2. Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_2H_4 ; C_3H_8 y C_4H_{10} . Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
 - Los tres experimentan reacciones de sustitución.
 - Sólo uno de ellos tiene átomos de carbono con hibridación sp^2 .

3. Defina los siguientes conceptos y ponga un ejemplo de cada uno de ellos:
- Isomería de función.
 - Isomería de posición.
 - Isomería óptica.

4. Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:



5. Dados los compuestos orgánicos: CH_3CH_3 ; CH_3OH y $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$.

- a) Explique la solubilidad en agua de cada uno de ellos.

- b) Indique cuáles son hidrocarburos.

- c) ¿Puede experimentar alguno de ellos reacciones de adición? En tal caso, escriba una.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

1.

- a) Defina carbono asimétrico.
 b) Señale el carbono asimétrico, si lo hubiere, en los siguientes compuestos:
 $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, $\text{CH}_2=\text{CClCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$

2. Complete las siguientes reacciones y ajuste la de combustión:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow$
 b) $\text{CH}_3\text{CCH} + \text{HCl} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$

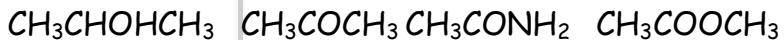
3. Dadas las siguientes especies químicas: CH_3OH , CH_4 y NH_3

- a) Indique el tipo de enlace que existe dentro de cada una.
 b) Ordénelas, justificando la respuesta, de menor a mayor punto de fusión.
 c) Razone si serán solubles en agua.

4.

- a) Escriba las estructuras de los isómeros de posición del n-pentanol ($\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$).
 b) Represente tres isómeros de fórmula molecular C_8H_{18} .

5. Considere las siguientes moléculas:



- a) Identifique sus grupos funcionales.
 b) ¿Cuál de estos compuestos daría propeno mediante una reacción de eliminación? Escriba la reacción.

6. Complete las siguientes reacciones:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$
 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{h}\nu} \text{HCl} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
 c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

7. Para el eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) indique:

- a) La geometría de la molécula.
 b) La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono.
 c) Escriba la reacción de combustión ajustada de este compuesto.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1. Utilizando un alqueno como reactivo, escriba:
 - a) La reacción de adición de HBr.
 - b) La reacción de combustión ajustada.
 - c) La reacción que produzca el correspondiente alcano.
2. a) ¿Cuál es el alcano más simple que presenta isomería óptica?
 b) Razone por qué la longitud del enlace entre los átomos de carbono en el benceno (C_6H_6) es 1'40 Å, sabiendo que en el etano (C_2H_6) es 1'54 Å y en el eteno (C_2H_4) es 1'34 Å.
3. Señale el tipo de isomería existente entre los compuestos de cada uno de los apartados siguientes:
 - a) $CH_3CH_2CH_2OH$ y $CH_3CHOHCH_3$
 - b) CH_3CH_2OH y CH_3OCH_3
 - c) $CH_3CH_2CH_2CHO$ y $CH_3CH(CH_3)CHO$
4. Razone las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Puede adicionar halógenos un alcano?
 - b) ¿Pueden experimentar reacciones de adición de haluros de hidrógeno los alquenos?
 - c) ¿Cuáles serían los posibles derivados diclorados del benceno?
5. Para los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2), justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
 - b) Poseen la misma fórmula molecular.
 - c) La composición centesimal de los dos compuestos es la misma.

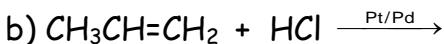
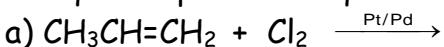
Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 11

1. Escriba:

- Un isómero de cadena de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$
- Un isómero de función de $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$
- Un isómero de posición de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_3$

2. Indique los productos que se obtienen en cada una de las siguientes reacciones:

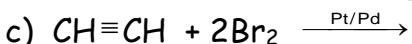
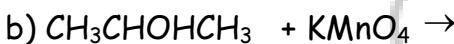
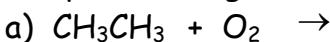
3. Para los siguientes compuestos: CH_3CH_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- Indique cuál o cuáles son hidrocarburos.
- Razone cuál será más soluble en agua.
- Explique cuál sería el compuesto con mayor punto de ebullición.

4. Escriba:

- Dos hidrocarburos saturados que sean isómeros de cadena entre sí.
- Dos alcoholes que sean entre sí isómeros de posición.
- Un aldehido que muestre isomería óptica.

5. Complete las siguientes reacciones químicas:



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 12

1. Dados los compuestos: $(CH_3)_2CHCOOCH_3$; CH_3OCH_3 ; $CH_2=CHCHO$

- Identifique y nombre la función que presenta cada uno.
- Razone si presentan isomería cis-trans.
- Justifique si presentan isomería óptica.

2. Indique el producto que se obtiene en cada una de las siguientes reacciones:



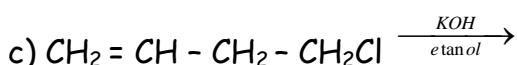
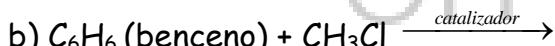
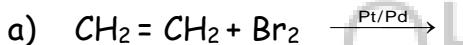
3. Para el compuesto $CH_3CH=CHCH_3$ escriba:

- La reacción con HBr.
- La reacción de combustión.
- Una reacción que produzca $CH_3CH_2CH_2CH_3$

4. Para cada compuesto, formule:

- Los isómeros cis-trans de $CH_3CH_2CH=CHCH_3$
- Un isómero de función de $CH_3OCH_2CH_3$
- Un isómero de posición del derivado bencénico $C_6H_4Cl_2$

5. Indique el compuesto orgánico que se obtiene en las siguientes reacciones químicas:



ANEXO 1. CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA

Masa atómica y molecular

Debido a las dimensiones tan reducidas de los átomos y de las moléculas, las masas de ambos son muy pequeñas, del orden de 10^{-27} Kg, y para trabajar con mayor comodidad, se ha definido la unidad de masa atómica (uma) como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna una masa de 12 uma.

Cuando se dice que la masa atómica del nitrógeno es 14 uma, se indica que la masa de un átomo de nitrógeno es 14 veces mayor que la doceava parte del carbono 12. Por otro lado, como las moléculas están formadas por átomos y estos tienen masa, también la tendrán las moléculas. A esta masa se le llama masa molecular y se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene. Así, la masa molecular del amoniaco es 17 porque:

$$M(NH_3) = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ u}$$

Concepto de mol

Número de Avogadro: Es el número de átomos contenido en 12 g del isótopo del carbono 12 y tiene un valor de $N_A = 6'023 \cdot 10^{23}$.

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) como átomos hay en 12 g del isótopo del carbono 12. Por tanto, un mol de átomos contiene $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos; un mol de moléculas contiene $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas; un mol de iones contiene $6'023 \cdot 10^{23}$ iones; etc.

La masa de un mol de entidades elementales ($6'023 \cdot 10^{23}$) expresada en gramos se define como **masa molar**, M_m . La masa molar coincide con el valor de la masa molecular si bien la primera se expresa en gramos y la segunda en unidades de masa atómica. Así, por ejemplo, la masa molar del ácido sulfúrico es:

$$M_m(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}$$

mientras que la masa molecular del ácido sulfúrico es:

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ u}$$

Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura ($0^\circ \text{C} = 273 \text{ K}$) ocupa siempre un volumen de 22'4 L, a este volumen se le denomina volumen molar y según la definición de mol, contiene $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Ecuación de los gases perfectos o ideales

Se escribe:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

donde p , es la presión en atmósferas; V , es el volumen en litros; n , es el número de moles ; T , es la temperatura absoluta (K) y R , es la constante de los gases perfectos cuyo valor es $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

Ley de Dalton

La presión de una mezcla de gases puede expresarse como la suma de las presiones parciales.

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

Y la presión de cada gas en la mezcla se puede calcular mediante la siguiente ecuación:

$$P_i = X_M \cdot P_t$$

Siendo X_M la fracción molar del gas correspondiente.

Concentración de una disolución

Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. Sólo se estudiarán casos de disoluciones de dos componentes (binarias). Normalmente el componente que se encuentra en mayor proporción se denomina disolvente y el que se encuentra en menor proporción se denomina soluto. Cuando uno de los componentes es el agua se toma como disolvente.

La concentración de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de disolvente o de disolución. Se puede expresar de formas diferentes, entre otras, como:

Tanto por ciento en peso (%): *Indica el número de gramos de soluto contenidos en 100 g de disolución*

Molaridad (M): Indica el número de moles de soluto disuelto en cada litro de disolución.

Molalidad (m): Indica el número de moles de soluto disuelto en cada kilogramo de disolvente.

Fracción molar (x o f_{molar}): La fracción molar de soluto o de disolvente, indica la relación entre el número de moles de soluto o disolvente y el número total de moles en la disolución. Evidentemente, la suma de la fracción molar de soluto y la de disolvente es uno.

Riqueza de un compuesto

En ocasiones intervienen en las reacciones químicas sustancias que no son puras. Esto puede ser debido a que se presentan en la naturaleza en minerales que contienen otras sustancias, o a que el proceso seguido para su obtención en el laboratorio o en la industria química no ha permitido obtenerlas puras.

La riqueza o pureza de una sustancia se suele indicar en tanto por ciento en masa. Por ejemplo, que un mineral de cinc tenga una riqueza del 65%, quiere decir que en cada 100 gramos de ese mineral hay 65 g de cinc.

Imagina que tenemos 120 g de una caliza que contiene 72 g de CaCO3. ¿Cuál será la pureza en carbonato de calcio de dicha caliza? Recuerda que dividir es repartir: si dividimos los 72 g de CaCO3 entre los 120 g de caliza, hallamos los gramos de CaCO3 que hay en cada gramo de caliza. Si queremos saber la masa de CaCO3 en cada 100 gramos de caliza, tendremos que multiplicar el resultado de la división anterior por 100.

$$\text{Riqueza o pureza} = \text{Tanto por ciento en masa de } \text{CaCO}_3 = \frac{72 \text{ g } \text{CaCO}_3}{120 \text{ g caliza}} \cdot 100 = 60 \%$$

Esto quiere decir que en cada 100 g de esa caliza hay 60 g de carbonato de calcio. El factor de conversión para transformar una masa de caliza en CaCO3 será, por tanto, 60 g CaCO3/100 g caliza.

Rendimiento de una reacción

En la mayoría de los casos la cantidad de producto que se obtiene en una reacción química es menor que la cantidad esperada. Cuando ocurre esto decimos que el rendimiento de la reacción es menor al 100%. Por ejemplo, que el rendimiento de una reacción química sea el 80% significa que de cada 100 gramos que deberíamos obtener de una sustancia obtenemos sólo 80 gramos.

Esto puede ocurrir por distintos motivos:

- Hay veces que no es posible recuperar todo el producto obtenido en la reacción, al igual que no es posible sacar toda la pasta dental de su tubo.
- Otras veces no podemos obtener toda la cantidad que esperamos de un producto, porque ocurren otras reacciones además de la que estamos considerando.
- Incluso ocurre con frecuencia que parte de los productos obtenidos reaccionan entre sí para originar de nuevo las sustancias iniciales.

Por tanto, se define el rendimiento de una reacción como los gramos que se obtienen de una sustancia por cada 100 gramos que se podrían haber obtenido.

Vamos a deducir con un ejemplo la ecuación para hallar el rendimiento de una reacción química. Imagina que en una reacción determinada esperamos obtener 130 gramos de una sustancia (cantidad teórica) pero sólo obtenemos 91 gramos (cantidad obtenida). Si dividimos la cantidad obtenida entre la cantidad teórica, obtenemos los gramos obtenidos por cada gramo que esperábamos obtener (91 g / 130 g). Ahora sólo tenemos que multiplicar este resultado por 100:

$$\text{rendimiento} = \frac{91 \text{ g obtenidos}}{130 \text{ g teóricos}} \cdot 100 = 70\%$$

CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 1

1. De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen $9 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcule:
- Los moles de metano que quedan. **Sol: 0,51 moles.**
 - Las moléculas de metano que quedan. **Sol: $3,077 \times 10^{23}$ moléculas.**
 - Los gramos de metano que quedan. **Sol: 8,16 g de metano.**
- Masas atómicas: H = 1; C = 12.

2. Se toman 5,1 g de H_2S . Calcule:
- El nº de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
 - El nº de moléculas de H_2S presentes.
 - El nº de átomos de hidrógeno.
- Masas atómicas: H = 1; S = 32. **Sol: a) 0,15 moles; V=3,36 L; b) $9,033 \times 10^{22}$ moléculas; c) $1,8066 \times 10^{23}$ átomos de H.**

3. Un litro de SO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:
- El nº de moles que contiene. **Sol: 0,045 moles.**
 - El nº de moléculas de SO_2 presentes. **Sol: $2,69 \times 10^{22}$ moléculas.**
 - La masa de una molécula de dióxido de azufre. **Sol: $1,063 \times 10^{-22}$ g.**
- Masas atómicas: O = 16; S = 32
4. Diga si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:
- Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
 - El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico.
5. Con relación a los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2). ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razone las respuestas.
- Las dos tienen la misma fórmula empírica.
 - Las dos tienen la misma fórmula molecular.
 - Las dos tienen la misma composición centesimal.
6. En el laboratorio se dispone de ácido clorhídrico concentrado, cuya densidad es de 1,2 g/ml y 36% de riqueza en peso.
- Calcule el volumen necesario que hay que tomar del ácido para preparar 500 ml de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. **Sol: V=4,22mL.**
 - Indique el procedimiento que seguiría para preparar la disolución y el material necesario para ello.
7. a) Calcule la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 ml de una disolución 0,1 M en ión sodio (Na^+). **Sol: 4,44 g.**

b) Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso? **Sol: 13,42 g de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$.**
 Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

8. En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:
- Calcule la masa de agua, en gramos que se forman a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno. **Sol: 67,5 g de agua.**
 - ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad? **Sol: 12,5 g de H_2 .**
 - Si el agua formada se encuentra a 120°C y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa. **Sol: V=120,8 L.**
- Masas atómicas: H = 1; O = 16

9. Al añadir ácido clorhídrico al carbonato cálcico se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.
- ¿Cuántos kg de carbonato cálcico reaccionarán con 20 litros de ácido clorhídrico 3 M?
 - ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido a 20°C y 1 atm de presión?
- Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

10. Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:



- Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán
 - Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.
- Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40.

Sol: a) 40,63 g de acetileno; b) 70 L de dióxido de carbono.

11. Cuando se calienta clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
- Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio. **Sol: 2055,4 g.**
 - ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales? **Sol: 20,1 moles de oxígeno; 450 L ocuparán.**
- Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39.

12. Se tienen tres depósitos cerrados A, B y C de igual volumen y que se encuentran a la misma temperatura. En ellos se introducen, respectivamente, 10 g de H_2 (g), 7 moles de O_2 (g) y 10^{23} moléculas de N_2 (g). Indica de forma razonada: a) ¿En qué depósito hay mayor masa de gas? b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos? c) ¿En qué depósito hay mayor presión?

DATOS: Ar (N) = 14 u; Ar (O) = 16 u; Ar (H) = 1 u.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 2

1. Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 33,6% de pureza en peso.

- ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial?
- Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y nombre el material necesario para ello.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

2. Sabiendo que la masa molecular de hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

3. En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

- Calcule la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 92%, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro cálcico.
- Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 25°C y a una presión de 770 mm de mercurio.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; Cl = 35,5; Ca = 40;

4. Se dispone de un recipiente cerrado con hidrógeno gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura. Si se mantiene la temperatura constante y se aumenta el volumen del recipiente hasta el doble, conteste razonadamente:

- ¿Ha variado la masa de gas?
- ¿Ha variado el número de moléculas?
- ¿Ha variado la densidad del gas?

5. Tenemos en un recipiente 27 g de agua.

- Calcule la cantidad de moles de agua.
- Calcule el número de moléculas de agua
- Calcule el número de átomos de oxígeno e hidrógeno

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. Se desean preparar 100 ml de una disolución 2 M de ácido sulfúrico partiendo de otro ácido sulfúrico de densidad 1,68 g/cm³ y riqueza del 65% en peso.

- Calcule el volumen de ácido concentrado necesario.
- Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio que deberá usar para preparar la disolución final.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.

7. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:

- ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido?
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y a la presión de 760 mm de mercurio se habrá desprendido? **Sol:** $V=7,6$ L.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Zn = 65,4.

8. Exprese en moles las siguientes cantidades de dióxido de azufre:

- 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura
- $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 35 litros medidos a 27°C y 2 atm de presión.

9. Se disuelven 5 gramos de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,07 g/cm³ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:

- La riqueza de la muestra de nitrato de plata. **Sol:** 78,2%.
- La molaridad del ácido clorhídrico. **Sol:** 1,15 M.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cl = 35,5; Ag = 108.

10. a) ¿Cuántos gramos de seleniuro de hidrógeno hay en 0,5 moles de dicho compuesto?

b) ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: H = 1; Se = 79

11. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es C_4H_8S . Si su masa molecular es 88, determina: a) Su fórmula molecular. b) El número de átomos de hidrógenos que hay en 25 g de dicho compuesto. c) La presión que ejercerá 2 g del compuesto en estado gaseoso a 120 °C, en un recipiente de 1,5 L.

DATOS: Ar (C) = 12 u; Ar (H) = 1 u; Ar (S) = 32 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.
Sol: b) $1,37 \cdot 10^{24}$ átomos de H; c) P = 0,49 atm

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 3

1. El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario.

- a) ¿Cuántos gramos de BaSO_4 se forman cuando reaccionan 8,5 mL de disolución de sulfato de sodio 0,75 M con exceso de cloruro de bario? **Sol: 1,491 g.**
 b) ¿Cuántos mL de cloruro de bario de concentración 0,15 M son necesarios para obtener 0,6 g de sulfato de bario? **Sol: 17 mL.**

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ba = 56.

2. Dos recipientes de la misma capacidad, contienen uno gas metano y otro gas amoníaco. Ambos recipientes están en las mismas condiciones de presión y temperatura. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- a) Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas
 b) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
 c) Ambos recipientes contienen la misma masa.

3. a) Calcule la masa de hidróxido de sodio sólido del 80% de pureza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa 0,025 M.

- b) Explique el procedimiento para preparar la disolución, indicando el material necesario.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

4. Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Calcule:

- a) La cantidad de un mineral cuya riqueza en CaCO_3 es del 92% en peso, que se necesita para obtener 250 kg de CaCl_2 .
 b) El volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL, necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio a la que se refiere el apartado anterior.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

5. a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?

- b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, ¿cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de CH_4 gas, 2 litros de N_2 gas y 1,5 litros de O_2 gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indíquese razonadamente:

- a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
 b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
 c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

7. En la reacción: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 100 mL de nitrato de plata 0,5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0,4 M? **Sol: 5,74 g de AgCl.**
 - Calcule la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar, expresada en gramos. **Sol: 1,7 g de AgNO₃.**
- Masas atómicas: N = 14; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5; Ag = 108.
8. Se preparan 250 mL de disolución 1,5 M de ácido nítrico a partir de un ácido nítrico comercial del 67% en peso y densidad 1,40 g/mL.
- Calcule la molaridad del ácido concentrado y el volumen del mismo necesario para preparar 250 mL de disolución de ácido nítrico 1,5 M.
 - Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio a utilizar para preparar la disolución anterior.
- Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.
9. En tres recipientes de la misma capacidad y que se encuentran a la misma temperatura se introducen, respectivamente, 10 g de hidrógeno, 10 gramos de oxígeno y 10 gramos de nitrógeno, los tres en forma molecular y estado gaseoso. Justifique:
- En cuál de los tres recipientes habrá mayor número de moléculas
 - En cuál de los tres recipientes será mayor la presión.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14.
10. Un frasco de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm de mercurio. Indique razonadamente:
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco?
 - ¿Cuántas moléculas hay en el frasco?
- Masa atómica: C = 12.
11. Se prepara en el laboratorio un litro de disolución 0,5 M de ácido clorhídrico a partir de uno comercial contenido en un frasco en cuya etiqueta se lee: Pureza: 35 % en peso; Densidad = 1,15 g/mL; Masa molecular = 36,5.
- Calcule el volumen necesario de ácido concentrado para preparar la disolución.
 - Describa el proceso que ha seguido y el material de laboratorio empleado.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 4

1. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - a) Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
 - b) La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
 - c) El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.
2. El sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule:
 - a) El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto. **Sol: 21,21%**.
 - b) La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno. **Sol: 47143 g**.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.
3. Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:
 - a) 0,3 moles de SO_2 .
 - b) 14 gramos de nitrógeno molecular.
 - c) 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.
4. Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule:
 - a) El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio presión. **Sol: V=3,8 L**.
 - b) La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%. **Sol: 19,37 g de sulfato de cinc**.

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.
5. En 1 m^3 de metano (CH_4), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:
 - a) El número de moles de metano. **Sol: 44,6 moles**.
 - b) El número de moléculas de metano. **Sol: $2,686 \times 10^{25}$ moléculas**.
 - c) El número de átomos de hidrógeno. **Sol: $1,074 \times 10^{26}$ átomos de hidrógeno**.
6. Se toman 25 mL, de un ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/ cm^3 y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.
 - a) Calcule la molaridad de la disolución resultante. **Sol: 1,8 M**.
 - b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.
7. Defina los siguientes conceptos:
 - a) Masa atómica de un elemento.
 - b) Masa molecular.
 - c) Mol.

8. Razona si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
- La masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.
 - El número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.
 - En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.

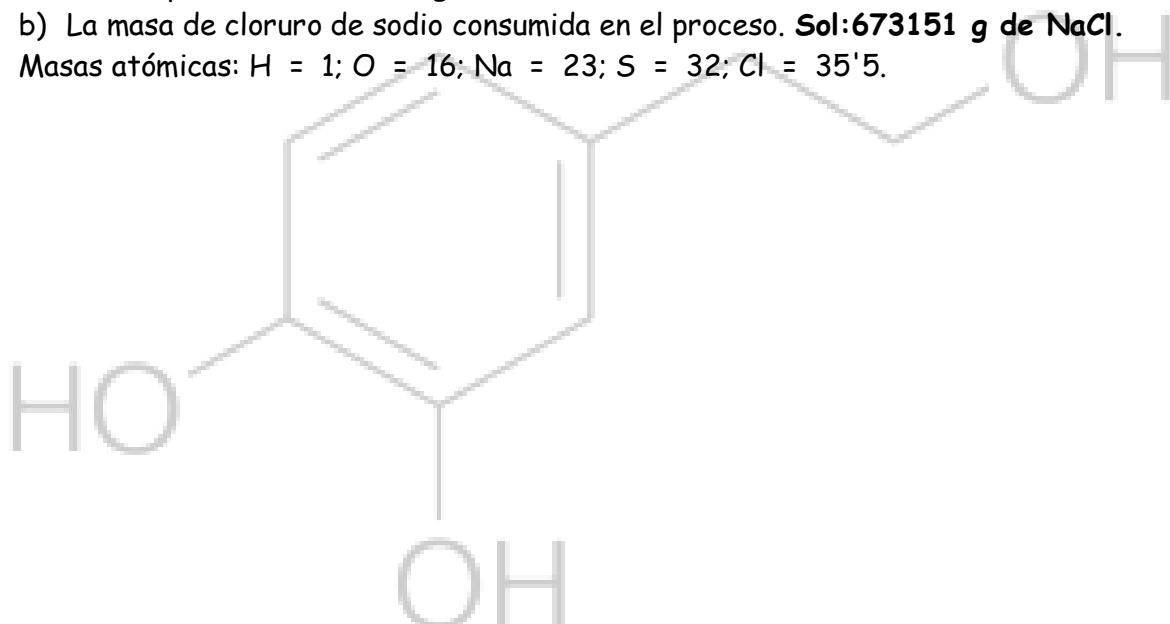
9. Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):



Calcule:

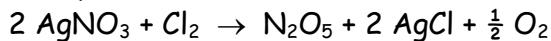
- La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso. **Sol: 626484 g de ácido sulfúrico.**
- La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso. **Sol: 673151 g de NaCl.**

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 5

1. Dada la siguiente reacción química :



Calcule:

- a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 . **Sol. 0,06 moles.**
 b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.

Sol: $V=0,883 \text{ L}$

Masas atómicas: N=14; O=16; Ag=108.

2. En 0,5 moles de dióxido de carbono, calcule:

- a) El número de moléculas que hay. **Sol: $3,011 \times 10^{23}$ moléculas.**
 b) La masa del dióxido de carbono. **Sol: 22 g.**
 c) El número total de átomos. **Sol: $9,034 \times 10^{23}$ átomos.**

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

3. a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

- b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?
 c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Sol: a) $3,81 \times 10^{-23}$ g; b) $1,11 \times 10^{22}$ átomos; c) $1,96 \times 10^{21}$ moléculas.

4. Razona si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- a) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.
 b) En 17 g NH_3 hay $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 c) En 32 g de O_2 hay $6'023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

5. Si 25 mL de una disolución 2'5 M de sulfato de cobre (II) se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:

- a) ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II) hay en la disolución original? **Sol: 9,97 g.**
 b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final? **Sol: 0,14 M.**

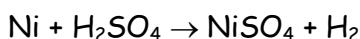
Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5

6. En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de moles.
 b) Idéntica masa de ambos.
 c) El mismo número de átomos.

Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas.

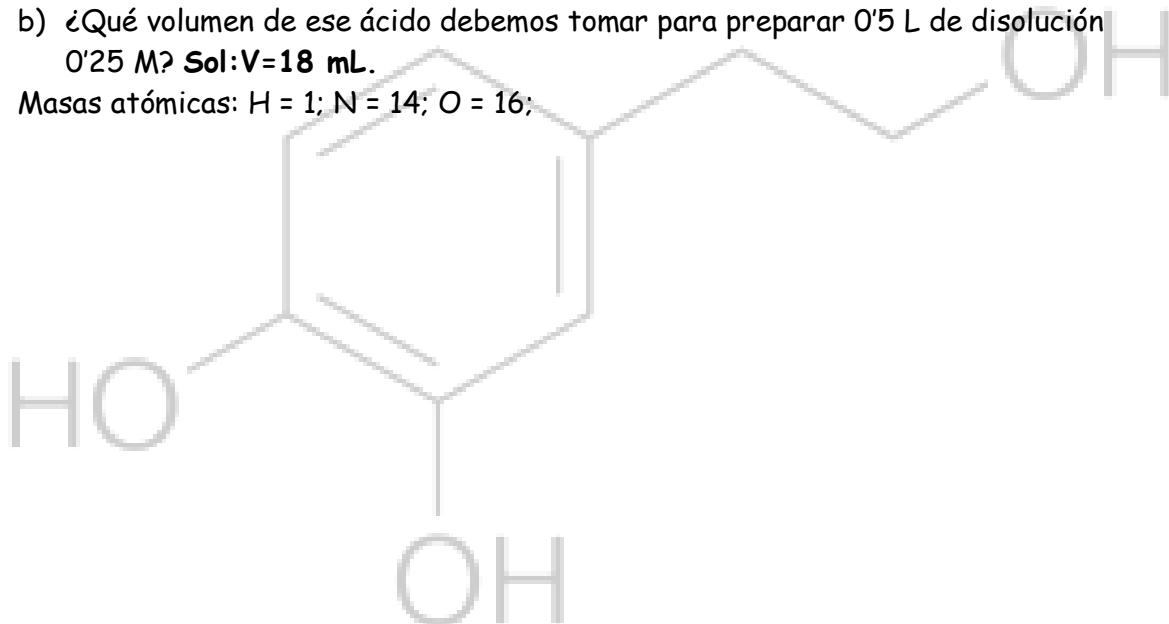
7. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



- a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra. **Sol: 70,3%**.
- b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico. **Sol: V=8,31 L.**
- Masa atómica: Ni = 58,7
8. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:
- Cuántos moles de agua hay en el vaso. **Sol: 5,56 moles.**
 - Cuántas moléculas de agua hay en el vaso. **Sol: $3,349 \times 10^{24}$ moléculas.**
 - Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso. **Sol: $3,349 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno y $6,698 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno**
- Masas atómicas: H = 1; O = 16.

9. a) Calcule la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 36% de riqueza en peso y densidad 1,22 g/mL. **Sol: 6,95 M.**
- b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0,5 L de disolución 0,25 M? **Sol: V=18 mL.**

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 6

- Una disolución de ácido nítrico 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:
 - La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de ácido nítrico.
 - El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de ácido nítrico 0'05 M.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1. **Sol:** a) 67,5%; b) V=33,33 mL.

- Calcule:

- La masa, en gramos, de una molécula de agua.
- El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
- El número de moléculas que hay en 11'2 L de H₂, que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Sol: a) 2,989×10⁻²³g; b) 1,325×10²³átomos de hidrógeno; c) 3,011×10²³moléculas.

- El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso. Calcule:

- El volumen de CO₂ desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm. **Sol:** 5,9 L.
- La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene. **Sol:** 30,9 g.

Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

- La fórmula empírica de un compuesto orgánico es CH₄O. Si su masa molecular es 88:

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

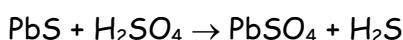
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

- La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es C₂₁H₂₂N₂O₂. Para 1 mg de estricnina, calcule:

- El número de moles de carbono. **Sol:** 6,3×10⁻⁵ moles de C.
- El número de moléculas de estricnina. **Sol:** 1,807×10¹⁸ moléculas.
- El número de átomos de nitrógeno. **Sol:** 3,614×10¹⁸ átomos de N.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

- Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H₂S, medidos en condiciones normales, según la ecuación:



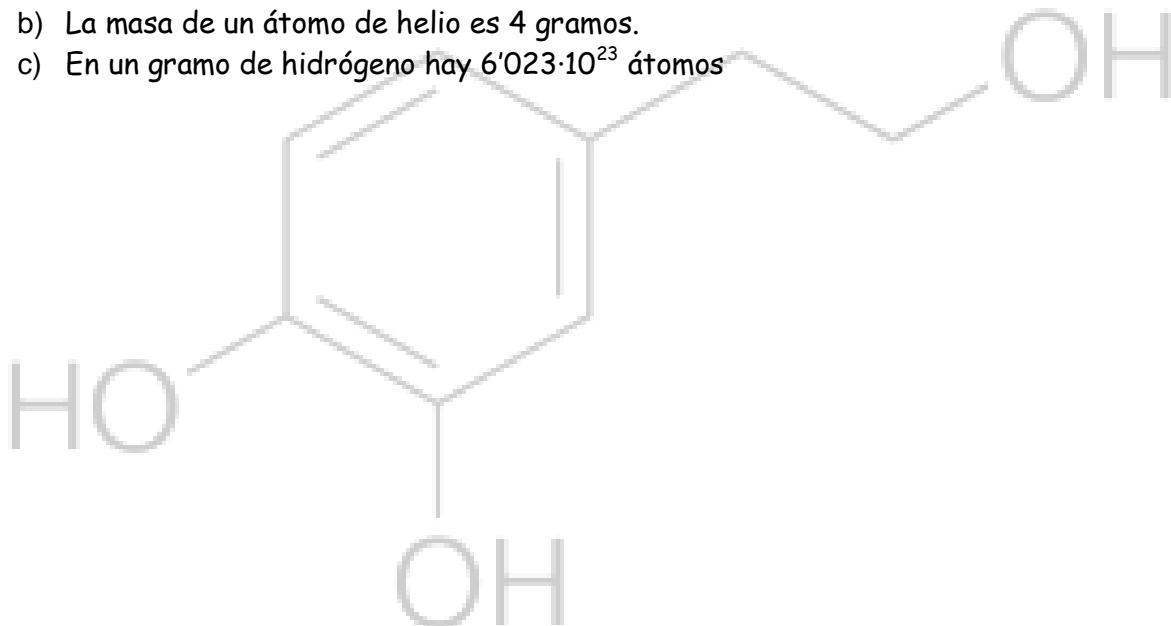
Calcule:

- La riqueza de la galena en PbS. **Sol:** 88%.
- El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción. **Sol:** 36 mL.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

- Dada una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,2 M, calcule:

- a) Los gramos de ácido que hay en 20 mL de dicha disolución. **Sol: 0,146 g.**
 b) El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de ácido clorhídrico 0,2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
Sol: V=380 mL.
 Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.
8. Calcule el número de átomos que hay en:
 a) 44 g de CO_2 . **Sol: $1,807 \times 10^{24}$ átomos.**
 b) 50 L de gas He, medidos en condiciones normales. **Sol: $1,344 \times 10^{24}$ átomos de He.**
 c) 0,5 moles de O_2 . **Sol: $6,023 \times 10^{23}$ átomos de O.**
 Masas atómicas: C = 12; O = 16.
9. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
 - La masa de un átomo de helio es 4 gramos.
 - En un gramo de hidrógeno hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 7

1. Calcule:
 - La masa de un átomo de bromo.
 - Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
 - Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.

Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.
2.
 - Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).
 - ¿Cuál es la concentración de OH^- ?
 - ¿Cuál es su pH?
3. Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:
 - El número de moles de butano.
 - El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.
4. En 1'5 moles de CO_2 , calcule:
 - ¿Cuántos gramos hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántas moléculas hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: C = 12; O = 16.
5. Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:
 - La molaridad de la disolución concentrada.
 - La molaridad de la disolución diluida.

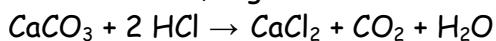
Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.
6. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:

$$2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$$
 calcule:
 - La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.
 - La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.
7.
 - Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.
 - Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

8. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule:

- Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
- El volumen de CO_2 medido a 17 °C y a 740 mm de Hg.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

9. En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

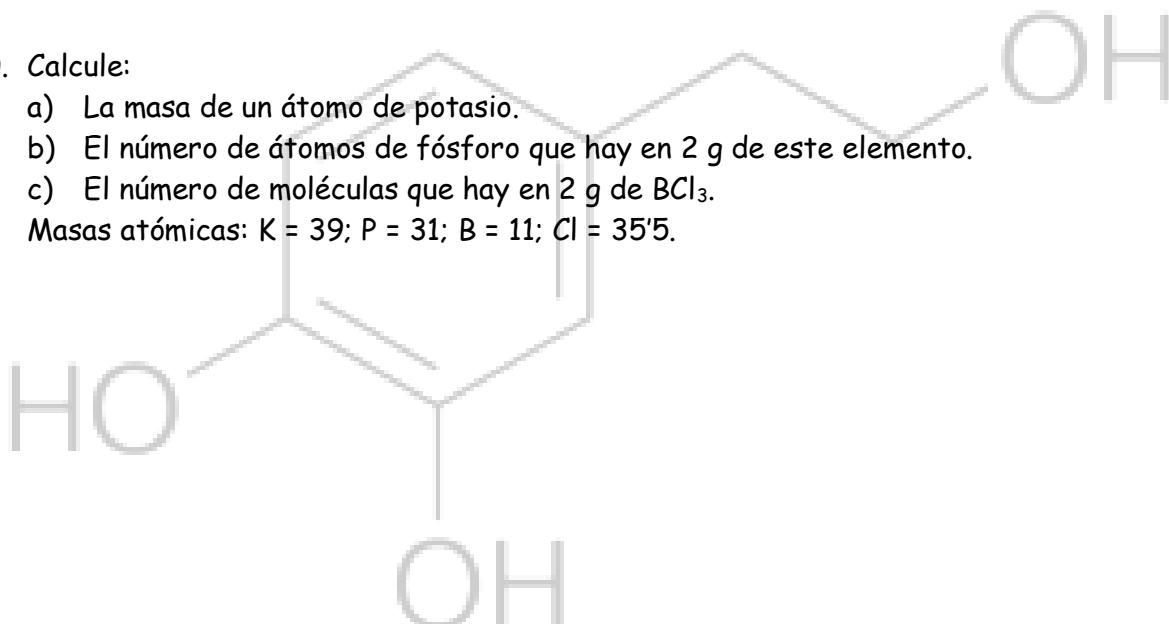
- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?
- ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16.

10. Calcule:

- La masa de un átomo de potasio.
- El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
- El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3 .

Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35'5.



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 8

1. El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



Calcule:

- La cantidad de ZnSO_4 obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 de concentración 2 molar.
- El volumen de H_2 desprendido, medido a 25 °C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.

Masas atómicas: Zn = 65'4; O = 16; S = 32; H = 1.

2. a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?

- ¿Cuántos átomos de boro hay en 0'5 g de este elemento?
- ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 g de BCl_3 ?

Masas atómicas: Ca = 40; B = 11; Cl = 35'5.

3. Indique:

- Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.
- A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
- Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

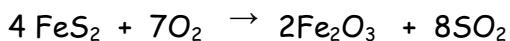
4. Calcule:

- La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0'91 g/mL.

- El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1'5 L de disolución 0'1 M.

Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1.

5. La tostación de la pirita se produce según la reacción:



Calcule:

- La cantidad de Fe_2O_3 que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en FeS_2 , con exceso de oxígeno.
- El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de pirita del 92 % de riqueza.

Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

6. Calcule el número de átomos contenidos en:

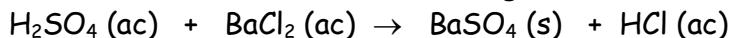
- 10 g de agua.
- 0'2 moles de C_4H_{10} .
- 10 L de oxígeno en condiciones normales.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

7. En 5 moles de CaCl_2 , calcule:
- El número de moles de átomos de cloro.
 - El número de moles de átomos de calcio.
 - El número total de átomos.
8. Una disolución acuosa de CH_3COOH , del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule:
- La molaridad.
 - Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH_3COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.
- Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.
9. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:
- El mismo número de moles.
 - Igual número de átomos.
 - Idéntica cantidad de gramos.
- Masas atómicas: O = 16; H = 1.
10. Para 2 moles de SO_2 , calcule:
- El número de moléculas.
 - El volumen que ocupan, en condiciones normales.
 - El número total de átomos.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 9

1.- El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:



Calcule:

- El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1'84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.
- La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137'4; Cl = 35'5.

2.- En tres recipientes de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:

- El número de moléculas.
- El número total de átomos.

3.- Para 10 g de dióxido de carbono, calcule:

- El número de moles de ese gas.
- El volumen que ocupará en condiciones normales.
- El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

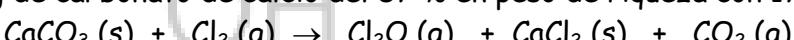
4.- Una disolución acuosa de H_3PO_4 , a 20°C , contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1'15 g/mL.

Calcule:

- La concentración en tanto por ciento en peso.
- La molaridad.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; P = 31.

5.- Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro según:



Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10°C . En estas condiciones, la presión parcial del Cl_2O es 1'16 atmósferas. Calcule:

- El rendimiento de la reacción.
- La molaridad de la disolución de CaCl_2 que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

6.- En 20 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$:

- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
- ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ni = 58'7.

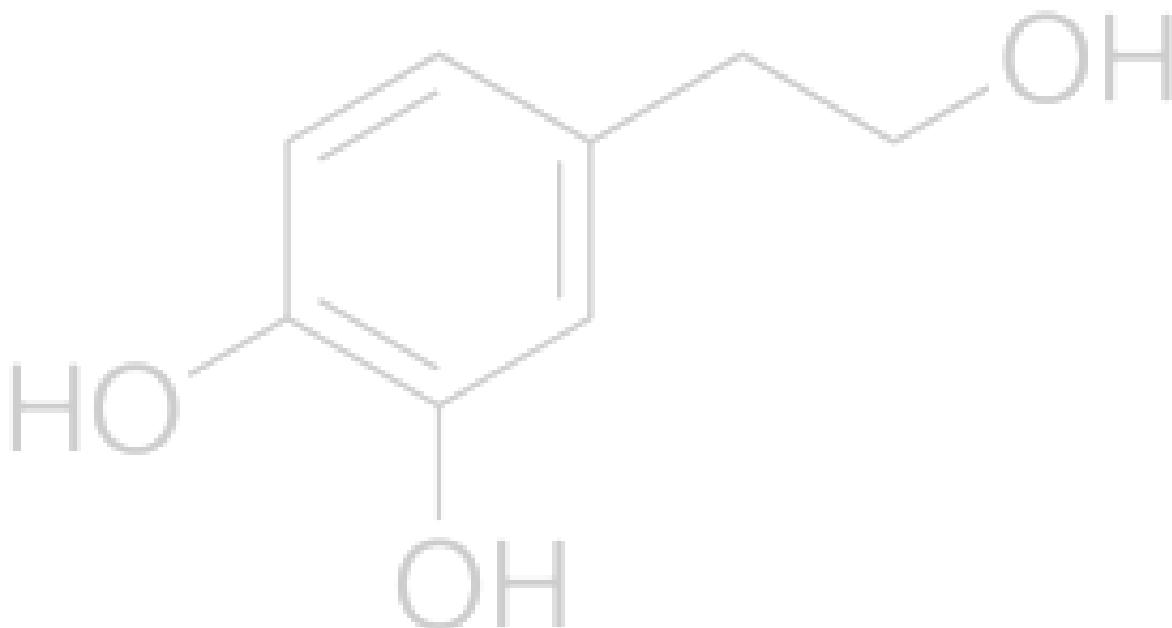
7.- En una bombona de gas propano que contiene 10 kg de este gas:

- ¿Cuántos moles de ese compuesto hay?

- b) ¿Cuántos átomos de carbono hay?
c) ¿Cuál es la masa de una molécula de propano?
Masas atómicas: C = 12; H = 1.

- 8.- Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule:
a) La molaridad de la disolución.
b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.
Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

- 9.- Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22'4 litros.
b) Contiene $6'02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.
c) El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 10

1.- Razone:

- a) ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 - b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
 - c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?
- Masas atómicas: N = 14; O = 16.

2.- En tres recipientes de la misma capacidad, indeformables y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifique en cuál de los tres:

- a) Hay mayor número de moléculas.
- b) Es menor la presión.
- c) Hay mayor número de átomos.

Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16.

3.- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?

b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

4.- Si consideramos los compuestos C_6H_6 y C_2H_2 , razone de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas:

- a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- c) Los dos tienen la misma composición centesimal.

5.- Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoniaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoniaco.
- b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

6.- Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

- a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido?

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

7.- Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

- a) Calcule su molaridad.

b) Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.

Masas atómicas: K = 39; H = 1; O = 16.

6.- Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:

a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg se habrá desprendido?

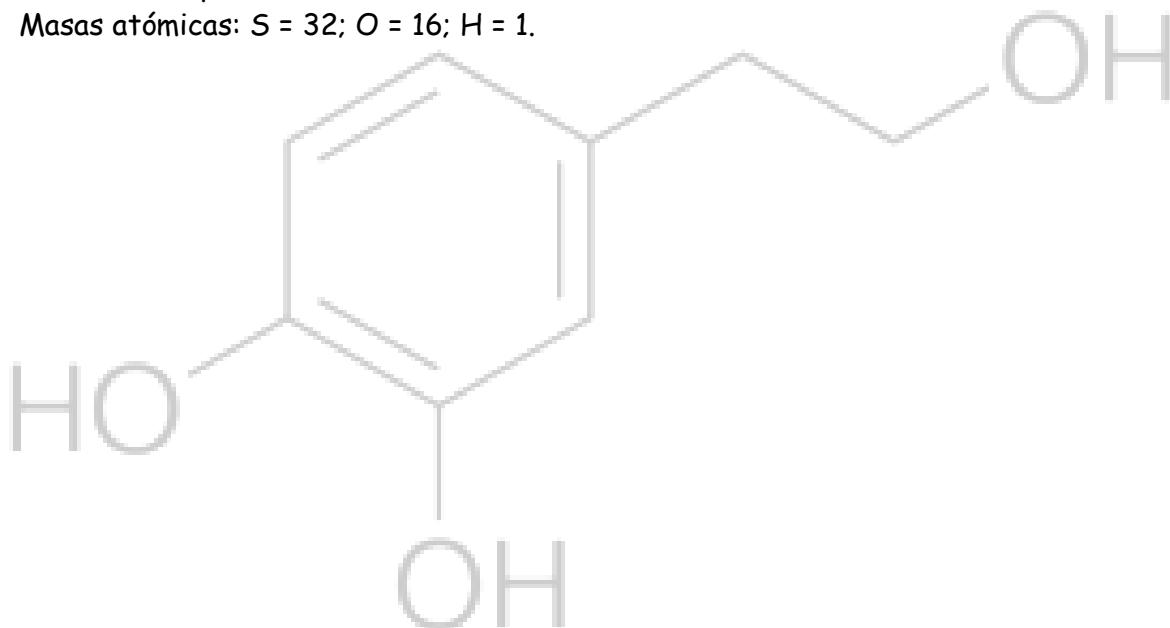
Masas atómicas: Zn = 65,4; Cl = 35,5; H = 1.

9.- A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1,17 g/mL. Calcule:

a) Su molaridad.

b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2,5 M de hidróxido de potasio.

Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD: Relación 11

1. El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:



- a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$ y 96% de riqueza en peso será necesario para disolver una muestra de 10 g de CaCO_3 ?
- b) ¿Qué cantidad de CaCO_3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones normales?

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; S = 32; Ca = 40

2. Una disolución de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,19 g/ mL contiene 37% de HCl. Calcule:

- a) La fracción molar de HCl.
- b) El volumen de dicha disolución para neutralizar 600 ml de una disolución 0,12 M en hidróxido de sodio.

Datos: masas atómicas : Cl = 35,5 ; H = 1 ; O = 16

3. Se tienen 8,5 g de amoniaco y eliminamos $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

a) ¿Cuántas moléculas de amoniaco quedan? **Sol: $1,5 \times 10^{23}$ moléculas.**

b) ¿Cuántos g de amoniaco quedan? **Sol: 4,25 g.**

c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan? **Sol: 0,75 moles de át. de H.**

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

4. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoniaco a 27 °C y 0'1 atmósferas. Calcule:

a) La masa de amoniaco presente. **Sol: 0,069 g.**

b) El número de moléculas de amoniaco en el recipiente. **Sol: $2,45 \times 10^{21}$ moléculas.**

c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene. **Sol: $2,45 \times 10^{21}$ átomos de N; $7,34 \times 10^{21}$ átomos de H.**

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

5. Una disolución acuosa de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0'90 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de esa disolución. **Sol: 18,6 M.**

b) Las fracciones molares de cada componente. **Sol: $X_{\text{sólido}}=0,88$; $X_{\text{disolvente}}=0,12$.**

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

6. El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.

a) Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20 °C y 2 atmósferas?

Sol: 34 g.

b) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza? **Sol: 30,29 g.**

Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39; O = 16.

ANEXO 2. FORMULACIÓN EN QUÍMICA ORGÁNICA

Las sustancias orgánicas se clasifican en bloques que se caracterizan por tener un átomo o grupo atómico definido (**grupo funcional**) que le confiere a la molécula sus propiedades características. Una serie homóloga es el conjunto de compuestos orgánicos que tienen el mismo grupo funcional.

Los compuestos orgánicos se pueden clasificar en función de los grupos funcionales de la siguiente manera:

- Compuestos hidrogenados. Sólo existen en la molécula átomos de carbono e hidrógeno. Son los **hidrocarburos**, que pueden ser de cadena cerrada o abierta, y a su vez pueden ser saturados (enlaces simples), o insaturados (enlaces dobles o triples).
- Compuestos halogenados. En la molécula hay átomos de carbono, hidrógeno y uno o más halógenos.
- Compuestos oxigenados. En la molécula existen átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno. Son **alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos, éteres y ésteres**.
- Compuestos nitrogenados. Las moléculas están constituidas por átomos de carbono, nitrógeno e hidrógeno y a veces de oxígeno. Son **amidas, aminas y nitroderivados y nitrilos**.

Es habitual que en un mismo compuesto existan a la vez varias funciones denominándose **compuestos polifuncionales**. En estos casos hay que tener en cuenta el siguiente orden de preferencia de los grupos funcionales:

ácidos > ésteres > amidas = sales > nitrilos > aldehídos > cetonas > alcoholes > aminas > éteres > insaturaciones (dobles > triples) > hidrocarburos saturados

La IUPAC ha establecido la siguiente regla de carácter general para la nomenclatura y formulación de compuestos orgánicos que tendremos en cuenta siempre: la **cadena principal** es la **más larga** que contiene al **grupo funcional más importante**.

1. Nomenclatura de los alkanos

Los alkanos lineales no ramificados se nombran con un prefijo latino o griego que indica el número de átomos de carbono, seguido del sufijo **ano**.

| nº carbonos | nombre | fórmula | nº carbonos | nombre |
|-------------|----------------|---|-------------|--------------------|
| 1 | metano | CH ₄ | 14 | tetradecano |
| 2 | etano | CH ₃ -CH ₃ | 15 | pentadecano |
| 3 | propano | CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ | 16 | hexadecano |
| 4 | butano | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 17 | heptadecano |
| 5 | pentano | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 18 | octadecano |
| 6 | hexano | CH ₃ -(CH ₂) ₄ -CH ₃ | 19 | nonadecano |
| 7 | heptano | CH ₃ -(CH ₂) ₅ -CH ₃ | 20 | eicosano |

| | | | | |
|----|-----------|--|----|--------------|
| 8 | octano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$ | 21 | heneicosano |
| 9 | nonano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$ | 22 | docosano |
| 10 | decano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$ | 23 | tricosano |
| 11 | undecano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_9-\text{CH}_3$ | 24 | tetracosano |
| 12 | dodecano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{10}-\text{CH}_3$ | 30 | triacontano |
| 13 | tridecano | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{11}-\text{CH}_3$ | 40 | tetracontano |

1.1. Alcanos ramificados

Para nombrar los alkanos ramificados es preciso definir antes lo que se entiende en nomenclatura por grupos alquilo.

Los **grupos alquilo** se forman a partir de un alcano por pérdida de un átomo de H y se nombran reemplazando la terminación **ano** por **il(o)**. Por ejemplo:

-CH₃ metilo, -CH₂CH₃ etilo, -CH₂CH₂CH₃ propilo

Algunos grupos alquilo ramificados poseen nombres comunes (admitidos por la IUPAC), como por ejemplo el isopropilo -CH(CH₃)₂.

Reglas para nombrar los alkanos ramificados

Regla I. Encontrar y nombrar la cadena más larga de la molécula. El resto de grupos unidos a la **cadena principal** y que no sean H se denominan **sustituyentes**.

Si la molécula tiene dos o más cadenas de igual longitud, la cadena principal será la cadena con mayor número de sustituyentes.

Regla II. Nombrar todos los grupos unidos a la cadena principal como sustituyentes alquilo.

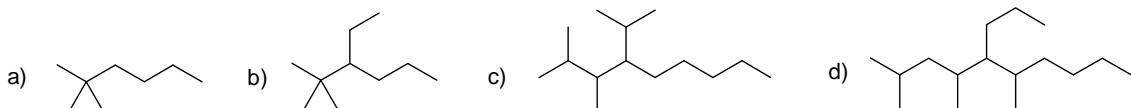
Regla III. Se numera de un extremo a otro, asignando los números más bajos posibles a los carbonos con cadenas laterales. Si coinciden por ambos lados, se usa el orden alfabético para decidir cómo numerar la cadena principal.

Regla IV. El nombre del alcano se escribe comenzando por el de los sustituyentes en orden alfabético, cada uno precedido por el número de C al que está unido (localizador) y un guión y a continuación se añade el nombre de la cadena principal. Si una molécula contiene más de un sustituyente alquilo del mismo tipo, su nombre irá precedido del prefijo **di, tri, tetra, penta**, etc. Estos prefijos no se tienen en cuenta a la hora de ordenar alfabéticamente los sustituyentes, excepto cuando estos forman parte de un sustituyente complejo (no tratados en este texto).

Regla V. En el nombre final del compuesto, recordar que entre letra y número se escribe un guión, y entre dos números se escribe una coma.

Ejemplos:

- a) 2,2-dimetilhexano $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 b) 3-**etil**-2,2-dimetilhexano $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 c) 4-**isopropil**-2,3-dimetilnonano $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}(\text{CH}_3)_2)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 d) 2,4,6-trimetil-5-propildecano $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$

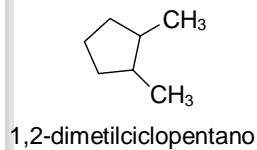
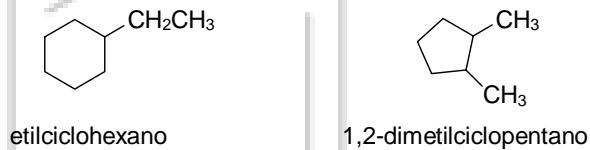


1.2. Alcanos cíclicos

Se nombran anteponiendo el prefijo **ciclo** al nombre del alcano de cadena abierta del mismo número de carbonos.

Para alkanos cíclicos sustituidos hay que numerar los carbonos del anillo si hay más de un sustituyente. Se busca una secuencia numérica que asigne los valores más bajos a los sustituyentes. Si son posibles dos de estas secuencias, el orden alfabético de los sustituyentes adquiere prioridad.

Ejemplos:



2. Nomenclatura de alquenos

Se nombran igual que los alkanos pero con la terminación **eno**. Los sistemas más complicados requieren adaptaciones y extensiones de las reglas de nomenclatura de los alkanos.

El alqueno más pequeño conserva su nombre común etileno (eteno).

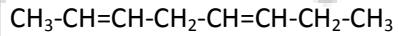
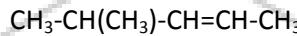
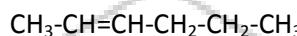
Regla I. Para nombrar la raíz, se busca la cadena más larga que incluya los dos carbonos del doble enlace. La molécula puede presentar cadenas más largas pero se ignoran.

Regla II. Cuando sea necesario, se indica la posición del doble enlace en la cadena mediante un número, empezando por el extremo más cercano al doble enlace, es decir, el doble enlace debe de tener el número más bajo.

Regla III. Los sustituyentes y sus posiciones se añaden delante del nombre del alqueno. Si hay más de un doble enlace, se indica con la terminación **dieno**, **trieno**, etc.

Ejemplos:

- a) hex-2-eno
- b) 4-metilpent-2-eno
- c) octa-2,5-dieno



3. Nomenclatura de alquinos

Se nombran igual que los alkanos pero con la terminación **ino**, y cuando sea necesario, se indica la posición del triple enlace con el localizador más bajo posible. Si hay ramificaciones y/o más de un triple enlace, se cumplen las mismas normas que con los alquenos.

El alquino más pequeño conserva su nombre común acetileno (etino).

Cuando hay dobles y triples enlaces en la cadena, la cadena se nombra de forma que los localizadores de las insaturaciones (dobles y triples enlaces) sean lo más bajos posible, sin distinguir entre dobles o triples enlaces. Si la numeración coincidiera, tiene preferencia el doble frente al triple.

Ejemplos:

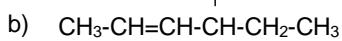
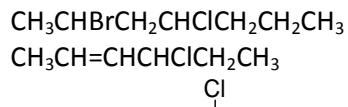
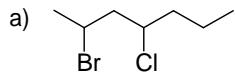
- | | |
|--------------------|---|
| a) pent-2-ino | $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| b) hepta-1,4-diino | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ |
| c) pent-1-en-4-ino | $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ |
| d) hex-4-en-1-ino | $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ |

4. Nomenclatura de derivados halogenados

Se trata de compuestos hidrocarbonados en los que se sustituye uno o varios átomos de hidrógeno por uno o varios átomos de halógenos. Se **nombran y representan** igual que el hidrocarburo del que procede indicando previamente el lugar y nombre del halógeno como si fuera un sustituyente alquílico. Se conservan algunos nombres comunes como el cloroformo CHCl_3 (triclorometano). Otro nombre común es el cloruro de metilo (clorometano).

Ejemplos:

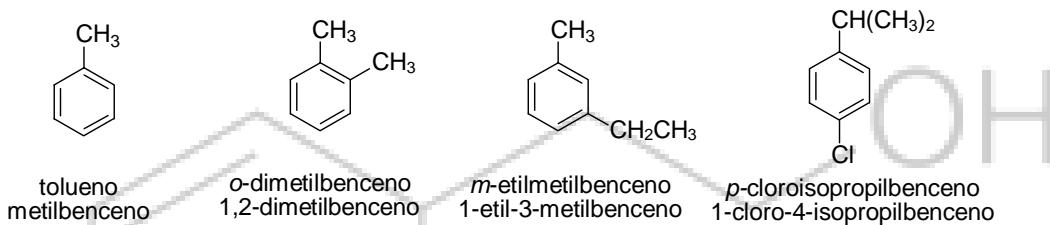
- a) 2-bromo-4-cloroheptano
b) 4-clorohex-2-eno



5. Nomenclatura de compuestos aromáticos.

Si hay un solo sustituyente se añade como prefijo al nombre de benceno. Para bencenos disustituidos, tenemos tres posibilidades: **1,2 (orto)**, **1,3 (meta)** y **1,4 (para)**. Los sustituyentes se citan en orden alfabético.

Se conservan algunos nombres comunes como tolueno (metilbenceno).



6. Nomenclatura de alcoholes (R-OH)

Se nombran como derivados de los alkanos con la terminación **ol**. En sistemas ramificados más complejos, el nombre del alcohol deriva de la cadena más larga que contiene el OH, que no tiene por qué ser la más larga de la molécula. La cadena se numera empezando por el extremo más cercano al OH (independientemente de que haya enlaces múltiples).

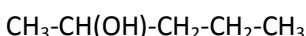
Si hay más de un grupo -OH se utilizan los términos **diol**, **triol**, etc, según el número de grupos hidroxilo presente, eligiéndose como cadena principal, la cadena más larga que contenga el mayor número de grupos -OH, de forma que se le asignen los localizadores más bajos.

Cuando el grupo -OH se encuentra unido a un anillo aromático (benceno) el compuesto recibe el nombre de fenol. Cuando el grupo -OH no es el grupo principal, se nombra como sustituyente utilizando el prefijo **hidroxi**.

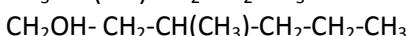
En algunos nombres comunes se escribe la palabra alcohol seguida del grupo alquilo. Por ejemplo el alcohol etílico es la forma clásica de nombrar al etanol.

Ejemplos:

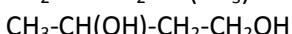
pentan-2-ol



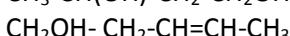
3-metilhexan-1-ol



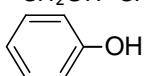
butano-1,3-diol



pent-3-en-1-ol



fenol (hidroxibenceno)



7. Nomenclatura de éteres (R-O-R')

La nomenclatura IUPAC trata los éteres como alkanos con un sustituyente **alcoxi**. Se considera como estructura fundamental al grupo más complejo (**R**), mientras que el otro (**R'**) se considera como sustituyente (**R'O-**) y se nombra como alcoxialcano.

Esta nomenclatura es nueva, y es muy frecuente encontrar otra nomenclatura (también aceptada) en la que se nombran los dos sustituyentes alquílicos seguidos de la palabra **éter**.

Ejemplos:

| | | |
|--------------|-----------------|---|
| metoxietano | etil metil éter | $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| etoxietano | dietil éter | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| etoxibenceno | etil fenil éter |  |

8. Nomenclatura de aldehídos (R-CHO)

Los más pequeños conservan nombres comunes: formaldehído (HCHO) y acetaldehído (CH_3CHO).

La IUPAC trata a los aldehídos como derivados de alkanos con la terminación **al**. Los sustituyentes de la cadena se numeran empezando por el grupo carbonilo. Para evitar confusiones nunca se representa los aldehídos como RCOH , sino como RCHO .

Si existen dos grupos $-\text{CHO}$ se elegirá como cadena principal la que contiene a dichos grupos y se nombran de igual manera que en el caso anterior finalizando con el sufijo **dial** y si además hay presentes insaturaciones se les debe asignar los localizadores más bajos. Cuando el grupo $-\text{CHO}$, siendo el grupo principal, se encuentra unido a un sistema cíclico el nombre se formará indicando el sistema cíclico seguido de la terminación **carbaldehído**.

Cuando el grupo $-\text{CHO}$ no es grupo principal entonces se nombra con el prefijo **formil**.

Ejemplos:

| | |
|------------------|--|
| 3-hidroxibutanal | $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CHO}$ |
| hexanodial | $\text{CHO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ |
| pent-2-enal | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CHO}$ |

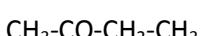
9. Nomenclatura de cetonas (R-CO-R')

La más pequeña conserva su nombre común: acetona (CH_3COCH_3). Las cetonas se nombran cambiando la terminación **ano** por **ona**. Se asigna el número más bajo al carbonilo de la cadena sin tener en cuenta la presencia de otros sustituyentes o grupos funcionales como OH o enlace múltiple (o cualquier otro con menor prioridad).

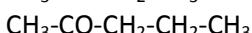
Cuando el grupo carbonilo se encuentra como grupo sustituyente en una cadena y no es el grupo principal, entonces se nombra con el prefijo **oxo**.

Ejemplos:

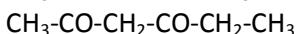
butanona ⁽¹⁾



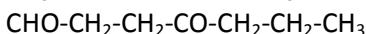
pentan-2-ona



hexano-2,4-diona



4-oxoheptanal



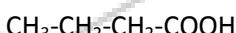
⁽¹⁾ No es necesario indicar un número localizador, porque sólo existe una butanona.

10. Nomenclatura de ácidos carboxílicos (RCOOH)

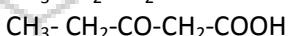
Se nombran con la terminación **oico** y anteponiendo la palabra **ácido**. Se mantienen los nombres comunes ácido acético (CH_3COOH) y ácido fórmico (HCOOH). Se asigna al carbono carboxílico el número 1 de la cadena. Tiene preferencia sobre todas las funciones vistas hasta ahora. La cadena principal se elige de forma que incluya tantos grupos funcionales como sea posible. Los ácidos cíclicos saturados se nombran como ácidos cicloalcanocarboxílicos. Los ácidos dicarboxílicos se nombran con la terminación **dioico**.

Ejemplos:

ácido butanoico



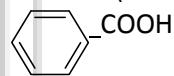
ácido 3-oxopentanoico



ácido 2-formilbutanodioico



ácido bencenocarboxílico



(ácido benzoico)

11. Nomenclatura de derivados de los ácidos carboxílicos: sales (RCOOM)

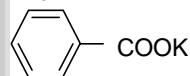
Las sales orgánicas se nombran como el ácido del cual derivan, eliminando la palabra ácido, cambiando la terminación **oico** por **oato** y seguida del nombre del metal que sustituye al H del grupo $-\text{OH}$ del ácido.

Ejemplos:

butanoato de sodio



bencenocarboxilato de potasio



(benzoato de potasio)

12. Nomenclatura de derivados de los ácidos carboxílicos: ésteres (RCOOR')

Se nombran como alcanoatos de alquilo, es decir, se nombran a partir del ácido del cual derivan, eliminando la palabra ácido, cambiando la terminación **oico** por **oato** y seguida del nombre del radical que sustituye al H del grupo $-\text{OH}$ del ácido.

Ejemplos:

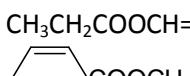
etanoato de propilo



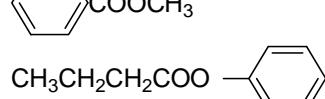
(acetato de propilo)



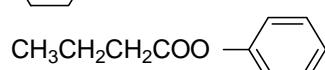
propanoato de etenilo



benzoato de metilo



butanoato de fenilo



13. Nomenclatura de derivados de los ácidos carboxílicos: amidas

Si la amida es primaria, es decir $R\text{-CONH}_2$, se nombra a partir del ácido del cual deriva, eliminando la palabra ácido, cambiando la terminación **oico** por **amida**. Se trata de un grupo terminal. Si el grupo **-CONH₂** se encuentra unido a un anillo, siendo grupo principal, entonces se nombra como **carboxamida**.

Si las amidas son secundarias ($R\text{-CONHR}'$) o terciarias ($R\text{-CONR}'R''$) los sustituyentes que reemplazan a los hidrógenos se localizan empleando la letra *N* delante del nombre del sustituyente por orden alfabético.

Cuando existen otros grupos funcionales de mayor prioridad se nombra con el prefijo **carbamoil**.

Ejemplos:

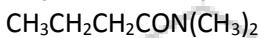
etanamida (acetamida)



N-metilpropanamida



N,N-dimetilbutanamida



ciclohex-2-enocarboxamida



ácido 3-carbamoilbutanoico



14. Nomenclatura de aminas (RNH_2)

Se reemplaza la terminación **o** del alcano por la terminación **amina**. La posición del grupo funcional se indica mediante un localizador que designa el átomo de C al cual está unido, como en los alcoholes.

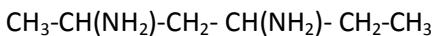
En el caso de aminas secundarias y terciarias, el sustituyente alquílico más complejo del nitrógeno se escoge como raíz. Los demás se nombran usando la letra *N*- seguida de los sustituyentes adicionales. Si la amina no es el grupo principal, entonces se utiliza el prefijo **amino**, como sustituyente de la cadena de alcano. Por ejemplo el ácido 2-aminopropanoico.

Ejemplos:

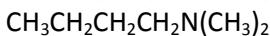
etanamina



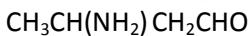
hexano-2,4-diamina



N,N-dimetilbutanamina



3-aminobutanal



Muchos nombres comunes se basan en la denominación de **alquilamina**, como por ejemplo la trietilamina ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{}_3\text{N}$), etilamina $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{NH}_2$, dimetilamina $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, etc..

15. Nomenclatura de nitrilos (RCN)

Se nombran como **alcanonitrilos**. El menor se llama acetonitrilo (CH_3CN). La cadena se numera como en los ácidos carboxílicos, ya que este grupo debe ir en el extremo de la cadena. Cuando no es el grupo principal, el sustituyente CN se denomina **ciano**. En sistemas cíclicos se nombran como **cicloalcanocarbonitrilos**.

Ejemplos:

| | |
|----------------------------|---|
| propanonitrilo | CH ₃ -CH ₂ CN |
| hex-3-enonitrilo | CH ₃ -CH ₂ -CH=CH-CH ₂ -CN |
| 3-cianobutanoato de metilo | CH ₃ CH(CN)CH ₂ COOCH ₃ |

16. Nomenclatura de nitroderivados (RNO₂)

Los compuestos que contienen grupo NO₂ se designan mediante el prefijo **nitro**. Nunca se considera a dicha función como grupo principal, es decir, siempre se nombra como sustituyente.

Ejemplos:

| | |
|----------------------------|--|
| nitroetano | CH ₃ -CH ₂ NO ₂ |
| 1-nitropent-2-eno | CH ₃ -CH ₂ -CH=CH-CH ₂ -NO ₂ |
| 3-nitropropanoato de etilo | CH ₂ (NO ₂)CH ₂ COOCH ₂ CH ₃ |
| 2-cloro-3-nitropropanal | CH ₂ (NO ₂)CHClCHO |

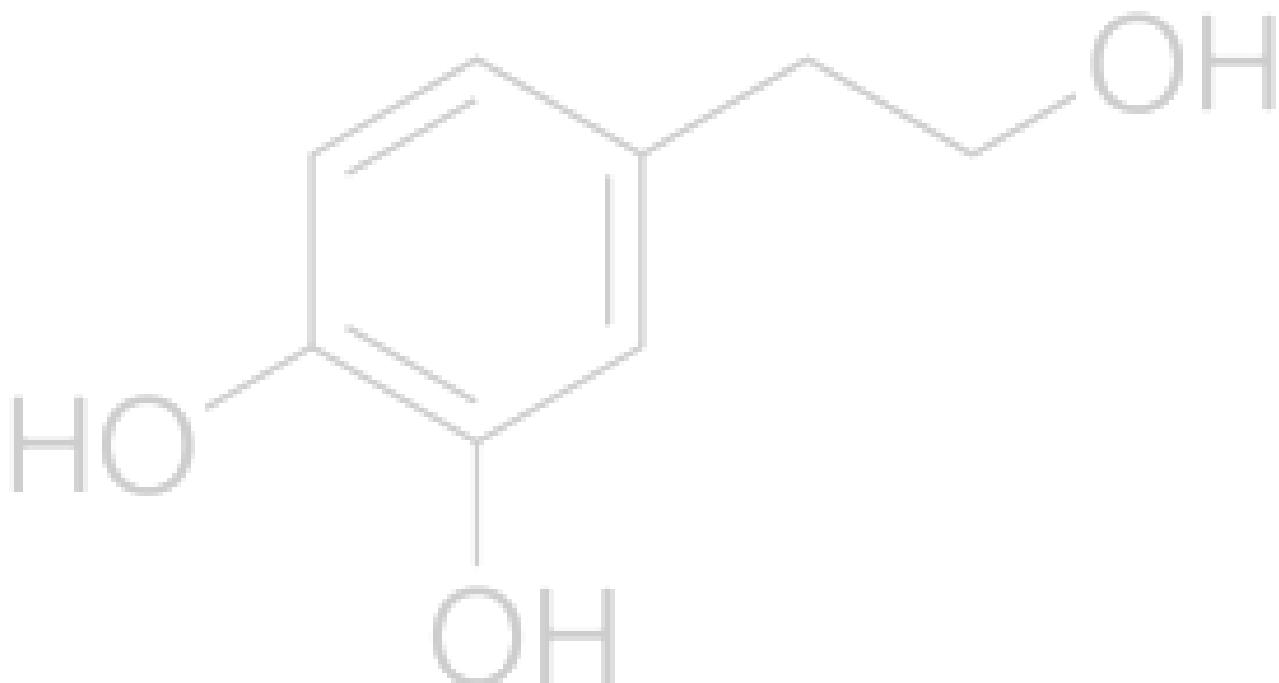


Tabla resumen para nombrar compuestos heterofuncionales

| Grupo Funcional ¹ | Fórmula | Sufijo ² | Prefijo ³ |
|------------------------------|--------------------|--|----------------------|
| ácido carboxílico | -COOH | ácido-oico ácido.....-carboxílico | carboxi- |
| éster | -COOR | -oato (de R) -carboxilato (de R) | alcoxicarbonil- |
| amida | -CONH ₂ | -amida -carboxamida | carbamoil- |
| nitrilo | -CN | -nitrilo | ciano- |
| aldehído | -CHO | -al | formil- |
| cetona | -CO- | -ona | oxo- |
| alcohol, fenol | -OH | -ol | hidroxi- |
| amina | -NH ₂ | -amina | amino- |
| éter | -OR | | alcoxi- ((R)-oxi) |
| alqueno | C=C | -eno | alquenil- |
| alquino | -C≡C— | -ino | alquinil- |

¹ El orden de prioridad disminuye en la columna de arriba abajo
² Usamos el sufijo cuando el grupo funcional tiene mayor prioridad
³ Usamos el prefijo cuando el grupo funcional no es el de mayor prioridad, es decir, lo tratamos como si fuese un sustituyente

Nota aclaratoria: Los halógenos y el grupo funcional nitro no están incluidos en la tabla puesto que siempre se nombran como sustituyentes, tal y como se indica en el documento en sus respectivos apartados. Al ser sustituyentes, en el caso de que hubiese más de uno en una molécula, se ordenan a la hora de nombrarlos por orden alfabético.

Formular o Nombrar las siguientes especies químicas:

| | Nombrar | | Formular |
|-----|---|-----|-------------------------------|
| 1. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ | 1. | 2-Hidroxipentanal |
| 2. | CH_3COCH_3 | 2. | Ácido butanoico |
| 3. | CH_3OH | 3. | Propano |
| 4. | CH_3COONa | 4. | Butanona |
| 5. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ | 5. | Propino |
| 6. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$ | 6. | Ácido propanoico |
| 7. | CH_3CN | 7. | Etilmetiléter (metoxietano) |
| 8. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa}$ | 8. | Ácido hexanoico |
| 9. | $\text{CH}_3\text{CHOHCHOHCH}_3$ | 9. | Pentan-2-ona |
| 10. | CH_3OCH_3 | 10. | 3-Aminoheptanal |
| 11. | $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{COOH}$ | 11. | Penta-1,3-dieno |
| 12. | $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_3$ | 12. | Propanonitrilo |
| 13. | $\text{CH}_2=\text{CHCOCH}_2\text{CH}_3$ | 13. | Octa-3,5-dieno |
| 14. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$ | 14. | 3-Aminohexanal |
| 15. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ | 15. | 2,3-Dimetilhexanal |
| 16. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ | 16. | Pent-2-eno |
| 17. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ | 17. | Pentano-1,3-diol |
| 18. | HCHO | 18. | Etanoato de metilo |
| 19. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_2$ | 19. | 1,3-Dicloropentano |
| 20. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | 20. | Propan-1-ol |
| 21. | CH_3NH_2 | 21. | Propanoato de etilo |
| 22. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ | 22. | Ácido 3-hidroxihex-4-enoico |
| 23. | $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ | 23. | Ácido etanodioico |
| 24. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$ | 24. | 2-Bromopropano |
| 25. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$ | 25. | Butano-1,3-diol |
| 26. | $\text{CHOCH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ | 26. | Etanoato de etilo |
| 27. | $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ | 27. | Pantanotril |
| 28. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | 28. | Ácido hexanoico |
| 29. | HCOOCH_3 | 29. | Penta-1,2-dieno |
| 30. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$ | 30. | Pentan-2-ona |
| 31. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ | 31. | Etilpropiléter (etoxipropano) |
| 32. | $\text{CHCl}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ | 32. | Pentano-2-amina |
| 33. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 33. | Propanodial |
| 34. | $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ | 34. | Pentan-3-ona |
| 35. | $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_3$ | 35. | Pentano-3-amina |
| 36. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ | 36. | Butanodial |
| 37. | $\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ | 37. | Ácido 2-hidroxipentanoico |
| 38. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCHO}$ | 38. | 2,4-Dimetilhexanal |
| 39. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$ | 39. | Fenol (Hidroxibenceno) |
| 40. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CHOHCH}_3$ | 40. | Ciclopentino |
| 41. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ | 41. | Etanonotril |

| | | | |
|-----|--|-----|--------------------------------------|
| 42. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_3$ | 42. | 5-Cloropent-2-ino |
| 43. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ | 43. | Pantanamida. |
| 44. | $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ | 44. | Butanonitrilo |
| 45. | $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCOOH}$ | 45. | Etilmetiléter (Metoxietano) |
| 46. | $\text{CICH}=\text{CHCl}$ | 46. | Metilamina (Aminometano) |
| 47. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ | 47. | Butanoato de metilo |
| 48. | $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ | 48. | 1, 3-Dicloropentano |
| 49. | $\text{CHOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ | 49. | 3- Metilhexano |
| 50. | $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$ | 50. | Propeno |
| 51. | $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ | 51. | Cianuro de hidrógeno (Metanonitrilo) |
| 52. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 52. | 3-Metil-2-penteno |
| 53. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COONa}$ | 53. | Ácido 2-hidroxipentanoico |
| 54. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCOCH}_3$ | 54. | 4-Cloropent-2-ino |
| 55. | CH_3CHO | 55. | 2-3-Dimetilpentanal |
| 56. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$ | 56. | Ácido benzoico |
| 57. | $\text{CH}_3\text{CHClCH}=\text{CH}_2$ | 57. | 1-2-Dicloroeteno |
| 58. | $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_3$ | 58. | Pent-1-en-3-ino |
| 59. | $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$ | 59. | Aminometano (Metilamina) |
| 60. | $\text{CH}_2=\text{CHCHO}$ | 60. | Propanona |
| 61. | CH_3CONH_2 | 61. | 3-Metilbut-1-eno |
| 62. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NHCH}_3$ | 62. | Ácido 2-hidroxihexanoico |
| 63. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$ | 63. | Etilamina (Aminoetano) |
| 64. | NaOOCCOONa | 64. | 3-Etil-2-metilpentano |
| 65. | $\text{CH}_3\text{COCH}=\text{CH}_2$ | 65. | 2-Hidroxipropanal |
| 66. | $\text{CH}_2=\text{CHCH}(\text{CH}_3)_2$ | 66. | Butano-1,3-diol |
| 67. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ | 67. | 2-Cloro-2-metilpentano |
| 68. | $\text{CH}_3\text{CHOHCHO}$ | 68. | Ácido 2-hidroxipropanoico |
| 69. | $\text{CH}_2=\text{CHOH}$ | 69. | 2,5-Dimetilhexano |
| 70. | $\text{CH}_3\text{CHNH}_2\text{COOH}$ | 70. | Metano |
| 71. | $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{COOH}$ | 71. | Ciclopropano |
| 72. | $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CHOH}$ | 72. | 4-Metilheptan-2-ona |
| 73. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}(\text{Br})\text{CH}_3$ | 73. | 1-Cloropent-2-ino |
| 74. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{NH}_2$ | 74. | 2-Hidroxihexanal |
| 75. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ | 75. | But-3-en-1,2,3-triol |
| 76. | $\text{HOOCCH}_2\text{COOH}$ | 76. | Ciclopenteno |
| 77. | $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$ | 77. | 4,5-Dimetil-1,4-hexa-1,4-dieno |
| 78. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$ | 78. | Etanal |
| 79. | $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ | 79. | Butanoato de metilo |
| 80. | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$ | 80. | 3-Metil-2-clorobutano |
| 81. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$ | 81. | Pantanodial |
| 82. | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_2\text{C}\equiv\text{CCH}_3$ | 82. | 4-Etilhexanal |
| 83. | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CHO}$ | 83. | Ácido 4-cloropentanoico |
| 84. | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$ | 84. | 3-Metilpentanamida |
| 85. | $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ | 85. | Benceno |
| 86. | $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ | 86. | Propanoato de metilo |

Anexo 3. FORMULACIÓN INORGÁNICA

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUUESTOS INORGÁNICOS

Clasificación



| Nombres de iones | | | | | | |
|-------------------------------|------------|----------------|-----------|----------------------------------|-----------------|--|
| CATIONES | | ANIONES | | | | |
| H ⁺ | Protón | MONOATÓMICOS | | ALGUNOS EJEMPLOS DE POLIATÓMICOS | | |
| Li ⁺ | Ión litio | H | Ión | ClO ⁻ | Ión hipoclorito | |
| Na ⁺ | Ión sodio | F ⁻ | Ión | ClO ₂ ⁻ | Ión clorito | |
| Mg | Ión | Cl | Ión | ClO ₃ ⁻ | Ión clorato | |
| Ca ²⁺ | Ión calcio | Br | Ión | ClO ₄ ⁻ | Ión perclorato | |
| Fe ²⁺ | Ión | I ⁻ | Ión | Igual para Br y I | | |
| Fe ³⁺ | Ión | O | Ión óxido | SO ₃ ²⁻ | Ión sulfito | |
| Cu ⁺ | Ión | S | Ión | SO ₄ ²⁻ | Ión sulfato | |
| Cu ²⁺ | Ión | Se | Ión | CO ₃ ²⁻ | Ión carbonato | |
| Zn ²⁺ | Ión cinc | Te | Ión | NO ₂ ⁻ | Ión nitrito | |
| Al ³⁺ | Ión | N | Ión | NO ₃ ⁻ | Ión nitrato | |
| Au ⁺ | Ión oro(I) | P | Ión | PO ₄ ³⁻ | Ión fosfato | |
| Au | Ión | | | CrO ₄ | Ión cromato | |
| Pb ²⁺ | Ión | | | Cr ₂ O ₇ | Ión dicromato | |
| Pb ⁴⁺ | Ión | | | MnO ₄ | Ión manganato | |
| NH ₄ | Ión | | | MnO ₄ | Ión | |
| H ₃ O ⁺ | Ión | | | OH ⁻ | Ión hidróxido | |
| | Ión | | | O ₂ ²⁻ | Ión peroxo | |

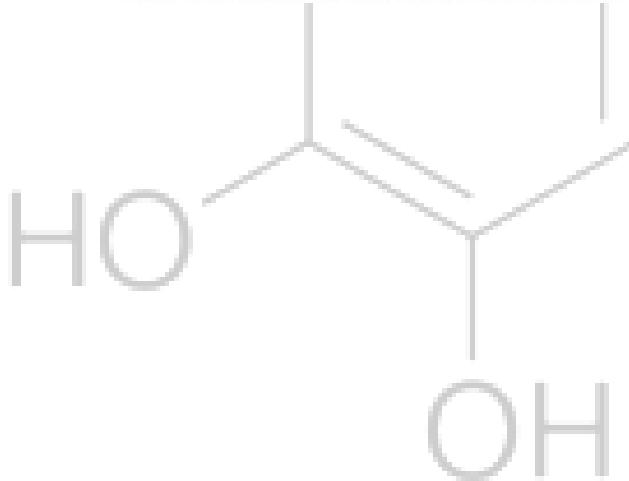
NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------|-----------------|-----------------|----------|----------|----------|---|---|---------------------|---------------------|---------------------|-----------------|-----------------|---------------------|---------------------|----------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------|------------------------------|-----------|
| 1 | H +1 | 2 | | | | | | | | | | | 18 | He | | | | | |
| | Li +1 | Be +2 | | | | | | | | | | | B +3 | C +2, +4 | N +1, +2, +3 +4, +5 | O⁺⁺ -1, -2 | F -1 | Ne | |
| | Na +1 | Mg +2 | 3 | 4 | 5 | 6 +2, +3 (+6) | 7 +2, +3 (+4, +6, +7) | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 +3 | Al +3 | Si +2, +4 | P +3, +5 | S +2, +4, +6 +3, +5, +7 | Cl +1 | Ar | |
| | K +1 | Ca +2 | | | | Cr⁺ +2, +3 (+6) | Mn⁺ +2, +3 (+4, +6, +7) | Fe +2, +3 | Co +2, +3 | Ni +1, +2 | Cu +2 | | | | As +3, +5 | Se -2, +4, +6 | Br +1 +3, +5, +7 | Kr | |
| | Rb +1 | Sr +2 | | | | | | | | | | | Ag +1 | Cd +2 | Sn +2, +4 | Sb +3, +5 | Te +2, +4, +6 | I +1 +3, +5, +7 | Xe |
| | Cs +1 | Ba +2 | | | | | | | | | | | Pt +2, +4 | Au +1, +3 | Hg +1, +2 | Pb +2, +4 | | | Rn |
| | Fr +1 | Ra +2 | | | | | | | | | | | | | | | | | |

* Los números de oxidación que aparecen entre paréntesis son con los que actúan cuando forman compuestos ternarios, actuando como no metales.

** El oxígeno solo funciona con el número de oxidación -1 en los peróxidos.

*** Los no metales, cuando se combinan con el hidrógeno, actúan con el número de oxidación negativo, igual que cuando forman sales binarias.

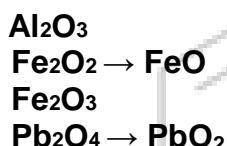


COMPUESTOS BINARIOS

1 Combinaciones binarias del oxígeno.

*El n.o. del oxígeno es siempre -2.

Para formular el compuesto se escribe primero el símbolo del elemento (**M**), después el del oxígeno (**O**) y se intercambian las “valencias” (en realidad son los n. o. en valor absoluto) poniéndolas como subíndices. A continuación se simplifican los subíndices si tienen divisores comunes.



Nomenclatura Sistemática o de La IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

El nombre genérico es óxido precedido de los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, penta- etc... según el número de átomos de oxígeno que tenga y a continuación la proporción en la que se encuentra el segundo elemento.

- Na₂O:** Monóxido de **disodio**
- BaO:** Monóxido de **bario**
- Al₂O₃:** Trióxido de **dialuminio**
- CoO:** Monóxido de **cobalto**
- CuO:** Monóxido de **cobre**
- Cu₂O:** Monóxido de **dicobre**

Nomenclatura de Stock.

El nombre comienza por la palabra óxido, seguida del metal con el n. o. de este metal, entre paréntesis y en números romanos (si el metal forma un solo tipo de óxido no es necesario ponerlo).

- FeO:** Óxido de hierro **(II)**
- BaO:** Óxido de bario (solo tiene una valencia)
- Al₂O₃:** Óxido de aluminio
- CoO:** Óxido de cobalto **(II)**

| Fórmula | N. Sistemática (IUPAC) | N. Stock |
|--------------------------------|------------------------|----------------------|
| BeO | Monóxido de Berilio | Óxido de Berilio |
| Au ₂ O ₃ | Trióxido de Dioro | Óxido de Oro (III) |
| CaO | Monóxido de Calcio | Óxido de Calcio |
| CO | Monóxido de Carbono | Óxido de Carbono(II) |
| CO ₂ | Dióxido de Carbono | Óxido de Carbono(IV) |
| Cl ₂ O | Monóxido de dicloro | Oxido de cloro(I) |
| Cl ₂ O ₃ | Trióxido de dicloro | Oxido de cloro(III) |
| Cl ₂ O ₅ | Pentaóxido de dicloro | Oxido de cloro(V) |
| Cl ₂ O ₇ | Heptaóxido de dicloro | Oxido de cloro(VII) |

2 Combinaciones binarias del hidrógeno.

El n. o. del hidrógeno es -1 ó $+1$, dependiendo de la electronegatividad del elemento con el que se combine.

A Combinaciones del hidrógeno con metales: hidruros metálicos.

Formulación

*n. o. del hidrógeno es -1 .

Para formular el compuesto se escribe primero el símbolo del metal (**M**), después el del hidrógeno (**H**) y se intercambian las “valencias” (en realidad son los n. o. en valor absoluto) poniéndolas como subíndices (observa que el metal siempre llevará como subíndice un 1 debido a la valencia del hidrógeno y por tanto nunca se podrán simplificar los subíndices).

M H_m (m valencia del metal)

Nomenclatura Sistemática (IUPAC).

El nombre genérico es hidruro precedido de los prefijos mono-, di-, tri-.... según el número de átomos de hidrógeno que existan y a continuación el nombre del metal.

Ejemplos:

NaH: Hidruro de Sodio.

AlH₃: Trihidruro de Aluminio.

CaH₂ Dihidruro de Calcio.

Nomenclatura de Stock

El nombre comienza con la palabra hidruro seguida del metal, con su n. o. entre paréntesis. Si el metal forma un solo hidruro no hace falta indicarlo.

Ejemplos:

BeH₂: Hidruro de Berilio.

CuH: Hidruro de Cobre(I).

B Combinaciones binarias del hidrógeno con semimetálicos. (Hidruros Volátiles)

*El n. o. del hidrógeno es +1.

Formulación y nomenclatura.

Se formulan igual que los hidruros metálicos.

En la tabla siguiente están todos los que debes de conocer (**observa que sólo intervienen elementos de los grupos 13, 14 y 15**).

En estos compuestos sí se admiten los nombres tradicionales.

No se utiliza la nomenclatura de Stock.

| Fórmula | N. Sistemática | N. Tradicional aceptada |
|------------------|-------------------------|-------------------------|
| NH ₃ | Trihidruro de nitrógeno | Amoniaco |
| PH ₃ | Trihidruro de Fósforo | Fosfano |
| AsH ₃ | Trihidruro de Arsénico | Arsano |
| SbH ₃ | Trihidruro de Antimonio | Estibano |
| CH ₄ | Tetrahidruro de Carbono | Metano |
| SiH ₄ | Tetrahidruro de Silicio | Silano |
| BH ₃ | Trihidruro de Boro | Borano |

C Combinaciones binarias del hidrógeno con no metales. (Haluros de hidrógeno)

* el n. o. del hidrógeno en estos compuestos es +1 y por tanto el de los no metales sería negativo.

Formulación.

Igual que los anteriores pero se escribe primero el símbolo del hidrógeno y después el del no metal.

Nomenclatura Sistemática

Se nombran añadiendo el sufijo **-uro** al elemento no metálico y por último se añade la palabra hidrógeno.

Si se encuentran **disueltos en agua**, se nombran como **ácidos**: la palabra ácido seguida del nombre del no metal acabado en **“hídrico”**.

En la tabla siguiente se encuentran todos los que necesitas conocer (**observa que sólo intervienen no metales de los grupos 16 y 17**)

| Fórmula | N. Sistemática | En disolución acuosa |
|------------------------|------------------------|----------------------|
| HF | Fluoruro de hidrógeno | ácido fluorhídrico |
| HCl | Cloruro de hidrógeno | ácido clorhídrico |
| HBr | Bromuro de hidrógeno | ácido bromhídrico |
| HI | Yoduro de hidrógeno | ácido yodhídrico |
| H₂S | Sulfuro de hidrógeno | ácido sulfhídrico |
| H₂Se | Seleniuro de hidrógeno | ácido selenhídrico |
| H₂Te | Telururo de hidrógeno | ácido telurhídrico |

3 Sales Binarias

Resultan de la combinación de un metal con un no metal.

* El n. o. del metal siempre es positivo mientras que el del no metal siempre es negativo. Por esta razón en la fórmula el símbolo del metal siempre va delante y el del no metal va detrás.

Para formular el compuesto se escribe primero el símbolo del metal (**M**), después el del no metal (**NM**) y se intercambian las “valencias” (en realidad son los n. o. en valor absoluto) poniéndolas como subíndices, y si tienen divisores comunes se simplifican.

$$\mathbf{M}_{\mathbf{nm}} \mathbf{NM}_\mathbf{m} \quad (\mathbf{nm} \text{ “valencia” del no metal y } \mathbf{m} \text{ del metal})$$

Nomenclatura sistemática (IUPAC).

El nombre del no metal acabado en “uro” seguido de la preposición de y el nombre del metal.

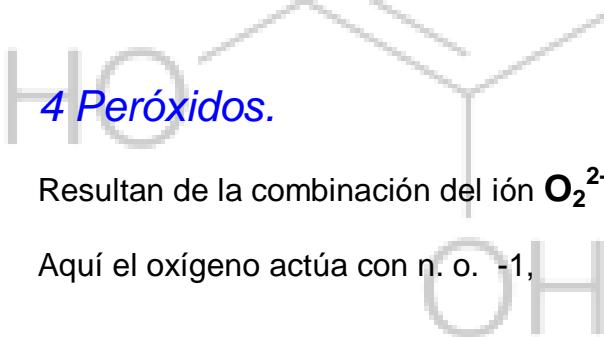
Si el subíndice del metal es mayor que 1, al no metal se le pone el prefijo correspondiente al subíndice que lleva (di, tri, tetra,...).

Nomenclatura de Stock

El nombre del no metal acabado en “uro” seguido de la preposición de y el nombre del metal con su n. o. entre paréntesis y números romanos (si el metal solo forma una sal, no es necesario ponerla)

Ejemplos:

| <u>Fórmula</u> | <u>N. Sistemática</u> | <u>N. Stock</u> |
|-------------------|------------------------|-----------------------|
| LiF | Fluoruro de Litio | Fluoruro de Litio |
| CaF ₂ | Difluoruro de Calcio | Fluoruro de Calcio |
| AlCl ₃ | Tricloruro de Aluminio | Cloruro de Aluminio |
| CuBr ₂ | Dibromuro de Cobre | Bromuro de Cobre(II) |
| CuBr | Bromuro de Cobre | Bromuro de Cobre(I) |
| KI | Yoduro de Potasio | Yoduro de Potasio |
| FeCl ₂ | Dicloruro de Hierro | Cloruro de Hierro(II) |


4 Peróxidos.

Resultan de la combinación del ión O_2^{2-} (ión peroxy) con un **cation**.

Aquí el oxígeno actúa con n. o. -1,

Formulación.

La fórmula de estos compuestos es: **$M_2(O_2)_m$**

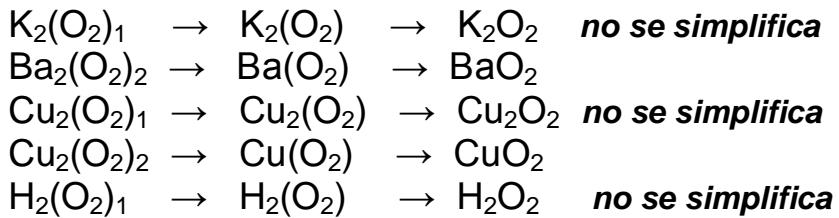
M en general es un metal, aunque también puede ser el H.

m es el n. o. del elemento.

El subíndice del metal y su n. o. se pueden simplificar si tienen divisores comunes.

Nunca se puede simplificar el subíndice 2 del ión peroxy.

Ejemplos:



Nomenclatura sistemática (IUPAC):

Se nombran igual que los óxidos.

Nomenclatura de Stock:

Se nombran igual que los óxidos pero a la palabra óxido se antepone el prefijo “per”.

Debes de tener cuidado con la valencia del elemento porque los peróxidos, aparentemente, contienen mas átomos de oxígeno de los que los que corresponden según la valencia del metal.

| Compuesto | N.Sistemática | N.Stock |
|-------------------------------|------------------------|-------------------------|
| CaO ₂ | Dióxido de Calcio | Peróxido de Calcio |
| H ₂ O ₂ | Dióxido de Dihidrógeno | Peróxido de Hidrógeno |
| BaO ₂ | Dióxido de Bario | Peróxido de Bario |
| NiO ₂ | Dióxido de Níquel | Peróxido de Níquel (II) |

COMPUESTOS TERNARIOS

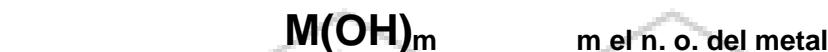
1 Hidróxidos.

Estos compuestos se caracterizan por tener el grupo OH^- llamado “**ión hidroxilo**” o “**ión hidróxido**” unido a un metal.

Resultan de la combinación del ión OH^- (ión hidróxido) con un **catión metálico**.

Formulación.

La fórmula de estos compuestos es:



m el n. o. del metal

Nomenclatura sistemática (IUPAC).

Se nombran igual que los óxidos metálicos pero sustituyendo la palabra óxido por la palabra hidróxido, es decir: la palabra hidróxido, precedida por el prefijo* correspondiente al subíndice del grupo hidroxilo, y la preposición “de” seguida del nombre del metal (el metal nunca llevará prefijo porque su subíndice siempre será uno).

* Cuando el subíndice del grupo hidroxilo es un 1 no se utiliza el prefijo “mono”.

Nomenclatura de Stock.

Se nombran igual que los óxidos metálicos pero sustituyendo la palabra óxido por la palabra hidróxido, es decir: la palabra hidróxido y la preposición “de” seguida del nombre del metal y entre paréntesis su n. o. si el metal puede formar mas de un hidróxido.

Ejemplos:

| Fórmula | Nomenclatura sistemática (IUPAC) | Nomenclatura de Stock |
|-------------------|----------------------------------|--------------------------|
| NaOH | Hidróxido de sodio | Hidróxido de Sodio |
| KOH | Hidróxido de potasio | Hidróxido de Potasio |
| Fe(OH)_2 | Dihidróxido de hierro | Hidróxido de Hierro(II) |
| Fe(OH)_3 | Trihidróxido de hierro | Hidróxido de Hierro(III) |

2 Oxoácidos.

Se formulan como derivados de su anión

En los ácidos oxoácidos la nomenclatura tradicional es aceptada y es la que habitualmente utilizaremos.

Si el anión termina en **ito** el ácido termina en **oso**.

Si el anión termina en **ato** el ácido termina en **ico**.

De esta manera sólo debemos neutralizar el anión con protones para convertirlo en el ácido (Los más usuales están marcados en negrita).

| ÁCIDOS OXOÁCIDOS | | | | |
|--|----------------------|--------------------------------|-------------------------|--------------------------|
| ANIONES | NOMBRE | | ÁCIDO OXOÁCIDO | N. TRADICIONAL ACEPTADA |
| ClO^- | Ión <u>lón</u> | + H^+ (pro tón) | HClO | Ácido <u>hipocloroso</u> |
| ClO_2^- | Ión <u>clorito</u> | | HClO_2 | Ácido <u>cloroso</u> |
| ClO_3^- | Ión <u>clorato</u> | | HClO_3 | Ácido <u>clórico</u> |
| ClO_4^- | Ión <u>lón</u> | | HClO_4 | ácido <u>perclórico</u> |
| Igual para el bromo (Br) y para el yodo (I) | | | | |
| SO_3^{2-} | Ión <u>sulfito</u> | | H_2SO_3 | Ácido <u>sulfuroso</u> |
| SO_4^{2-} | Ión <u>sulfato</u> | | | |
| CO_3^{2-} | Ión <u>lón</u> | | | |
| NO_2^- | Ión <u>nitrito</u> | | | |
| NO_3^- | Ión <u>nitrato</u> | | | |
| PO_3^{3-} | Ión <u>fosfito</u> | | | |
| PO_4^{3-} | Ión <u>fosfato</u> | | | |
| CrO_4^{2-} | Ión <u>cromato</u> | | | |
| BO_3^{3-} | Ión <u>borato</u> | | | |
| $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ | Ión <u>lón</u> | | | |
| Cr_2O_7 | Ión <u>lón</u> | | | |
| MnO_3 | Ión <u>lón</u> | | | |
| MnO_4 | Ión <u>lón</u> | | | |
| MnO_4 | Ión <u>lón</u> | | | |
| $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ | Ión <u>disulfato</u> | | | |

3 Tioácidos

Se obtienen, a partir del oxoácido correspondiente, sustituyendo átomos de oxígeno por átomos de azufre.



4 Oxisales (oxosales o sales neutras)

Se formulan como derivadas de su ión.

En la siguiente tabla tienes algunos ejemplos de cómo se hace y el nombre que reciben en la nomenclatura de Stock (**la que utilizaremos**) y en la sistemática. **Tú puedes completarla.**

| SALES NEUTRAS (OXISALES) | | | |
|--|--------------------------|----------------------|-----------------------------------|
| IONES | CATIONES METÁLICOS | SAL | N. TRADICIONAL ACEPTADA. |
| ClO ⁻ Ión <u>hipoclorito</u> | Na ⁺ ión | NaClO | <u>hipoclorito</u> de sodio |
| | Ca ²⁺ ión | Ca(ClO) ₂ | <u>hipoclorito</u> de calcio |
| | Fe ²⁺ ión | Fe(ClO) ₂ | <u>hipoclorito</u> de hierro (II) |
| | Au ³⁺ ión oro | Au(ClO) ₃ | <u>hipoclorito</u> de oro (III) |
| ClO ₂ ⁻ Ión <u>clorito</u> | K ⁺ ión | | |
| | Cu ²⁺ | | |
| | Cd ²⁺ | | |
| | Pb ⁴⁺ | | |
| ClO ₃ ⁻ Ión <u>clorato</u> | Cs ⁺ | | |
| | Hg ²⁺ | | |
| | Ni ³⁺ | | |
| | Al ³⁺ | | |
| ClO ₄ ⁻ Ión <u>perclorato</u> | Ca ²⁺ | | |
| | Hg ⁺ | | |
| | Pb ⁴⁺ | | |
| | Au ³⁺ | | |
| Igual para Br y I | | | |
| SO ₃ ²⁻ Ión <u>sulfito</u> | Sn ²⁺ | | |
| | Zn ²⁺ | | |
| | Na ⁺ | | |
| | Au ³⁺ | | |
| SO ₄ ²⁻ Ión sulfato | Ag ⁺ | | |
| | Ca ²⁺ | | |
| | Fe ³⁺ | | |
| | Cu ²⁺ | | |
| CO ₃ ²⁻ | Au ³⁺ | | |

| | | | |
|---------------|------------------|--|--|
| Ión carbonato | Sn^{2+} | | |
| | Zn^{2+} | | |
| | Na^+ | | |
| Ión nitrito | Au^{3+} | | |
| | Na^+ | | |
| | Pb^{4+} | | |
| Ión nitrato | Ca^{2+} | | |
| | Al^{3+} | | |
| | Hg^{2+} | | |
| Ión fosfato | Pb^{4+} | | |
| | Cs^+ | | |
| | Au^+ | | |
| | Ba^{2+} | | |
| | Sn^{4+} | | |
| | Al^{3+} | | |

COMPUESTOS CUATERNARIOS

1 Sales ácidas.

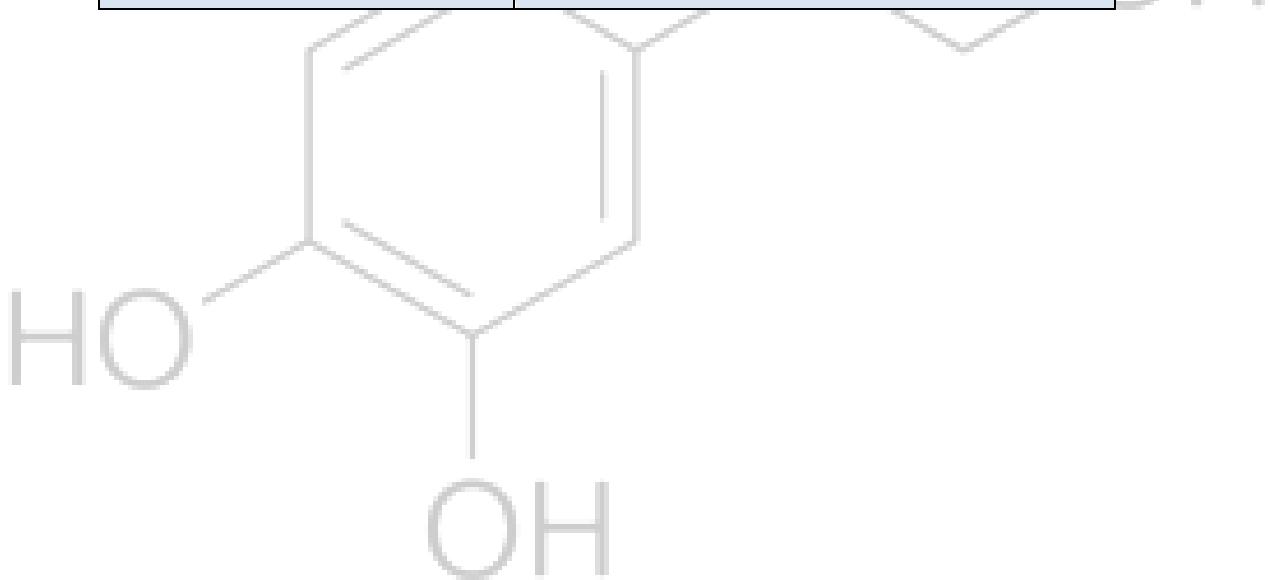
Provienen de la sustitución parcial de los iones hidrógeno de un oxoácido por cationes.

| Fórmula | N. tradicional aceptada |
|-----------------------------|--------------------------------|
| NaHSO_4 | Hidrogenosulfato de sodio |
| K_2HPO_4 | Hidrogenofosfato de potasio |
| KH_2PO_4 | Dihidrogenofosfato de potasio |
| NaHCO_3 | Hidrogenocarbonato de sodio |
| $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$ | Hidrogenosulfato de cromo(III) |
| $\text{Cr}(\text{HSO}_3)_3$ | Hidrogenosulfito de cromo(III) |

Formule o nombre los siguientes compuestos extraídos de las pruebas de acceso a las Universidades Andaluzas:

| | |
|------------------------------------|--|
| Fluoruro de amonio | |
| Hidróxido de cadmio | |
| PbO | |
| Hg(ClO ₃) ₂ | |
| Ácido selénico | |
| Fosfato de cobalto(II) | |
| Mg(OH) ₂ | |
| Na ₂ O ₂ | |
| Nitrito de hierro(II) | |
| Ácido hipocloroso | |
| Ag ₂ S | |
| Ba(MnO ₄) ₂ | |
| Nitruro de plomo(IV) | |
| Sulfato de rubidio | |
| Bi(OH) ₃ | |
| H ₂ CO ₃ | |
| Hidróxido de estroncio | |
| Dicromato de bario | |
| Al ₂ O ₃ | |
| H ₂ MnO ₄ | |
| Cromato de plata | |
| Hidrogenocarbonato de potasio | |
| BaO ₂ | |
| Ni(OH) ₂ | |
| K ₃ PO ₃ | |

| | |
|---------------------|--|
| LiOH | |
| Ácido bórico | |
| Hidruro de berilio | |
| ZnSO ₃ | |
| SF ₆ | |
| Peróxido de sodio | |
| Hidróxido de plata | |
| BaSO ₃ | |
| HIO ₄ | |
| HClO | |
| Pd(OH) ₂ | |



ANEXO 4. CONCEPTOS DE TERMOQUÍMICA.

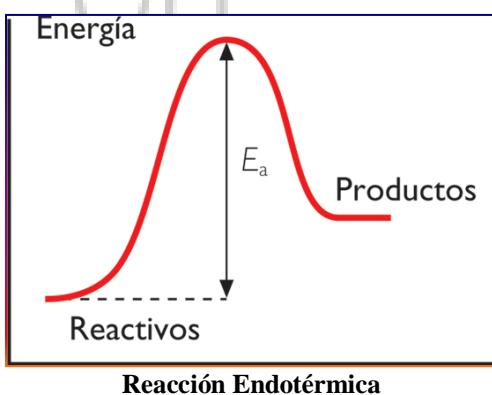
1. *Conceptos básicos de termodinámica.*
 - 1.1. *Reacciones exotérmicas y endotérmicas.*
 - 1.2. *Sistema y entorno.*
 - 1.3. *Variables termodinámicas y funciones de estado.*
2. *Primer principio de la termodinámica.*
 - 2.1. *Intercambios de calor y trabajo.*
 - 2.2. *Aplicaciones del primer principio de la termodinámica.*
 - 2.3. *Relación entre Q_v y Q_p .*
3. *Entalpía estándar de reacción.*
 - 3.1. *Entalpía estándar de formación.*
4. *Ley de Hess.*
5. *Entalpía de enlace.*
6. *Entropía.*
7. *Entalpía libre.*

1. CONCEPTOS BÁSICOS DE TERMODINÁMICA.

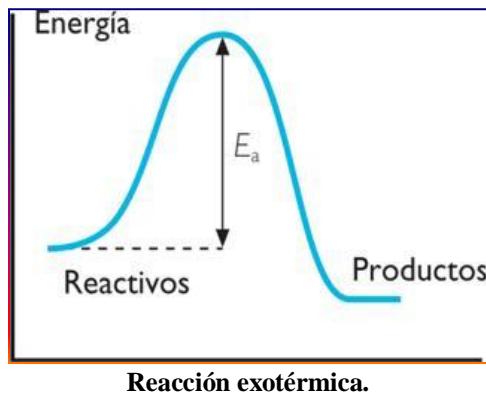
1.1. REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS.

En las reacciones químicas no sólo interesan las transformaciones de materia que tienen lugar en ellas, sino también el intercambio de energía, especialmente en forma de calor, que sucede al mismo tiempo. Como sabes, existen dos clases de reacciones: las endotérmicas y las exotérmicas.

1 Las reacciones endotérmicas sólo tienen lugar si se suministra a los reactivos suficiente cantidad de calor.



2 Las reacciones exotérmicas desprenden calor a la vez que forman nuevas sustancias.

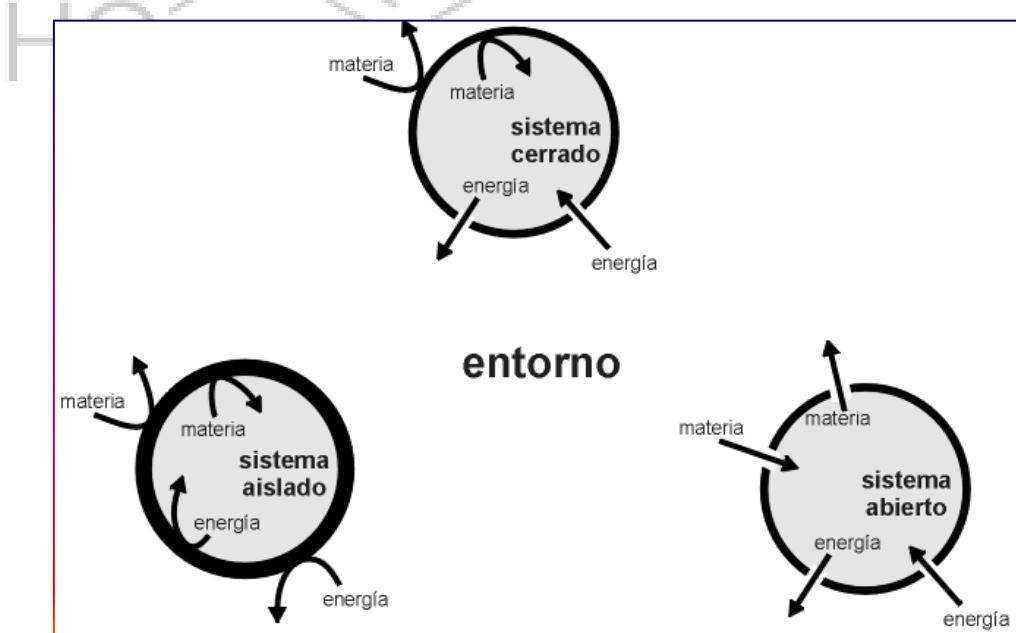


1.2. SISTEMA Y ENTORNO

Para poder estudiar un proceso físico o químico es necesario acotarlo en el espacio. De este modo definimos un sistema:

Un sistema termodinámico es una parte del universo que separamos del resto mediante límites definidos, reales o ficticios, para hacerla objeto de alguna investigación.

Dependiendo de su capacidad de intercambio con el entorno, un sistema puede ser abierto, cerrado o aislado.



1.3. VARIABLES TERMODINÁMICAS Y FUNCIONES DE ESTADO

Una vez determinado el sistema, es preciso conocer ciertas magnitudes que reciben el nombre de variables o propiedades termodinámicas.

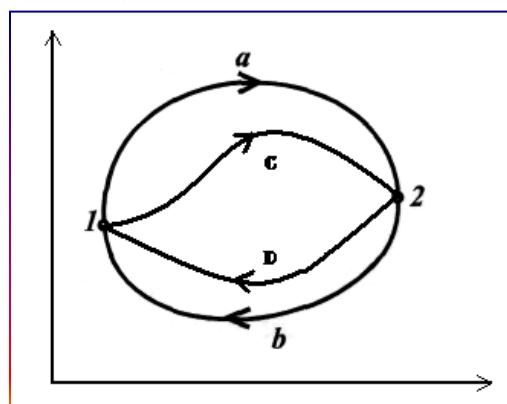
Las variables o propiedades termodinámicas de un sistema son las magnitudes utilizadas para describirlo sin ambigüedad, como la temperatura, el volumen, el trabajo, etc.

Las variables termodinámicas pueden ser **extensivas o intensivas**

| Variables extensivas | Variables intensivas |
|--|---|
| Son aquellas cuyo valor depende del tamaño del sistema. Por ejemplo, la masa ó el volumen . | Son aquellas cuyo valor no depende del tamaño del sistema. Por ejemplo, la temperatura ó la densidad . |

Algunas variables termodinámicas reciben el nombre específico de **funciones de estado**.

Las funciones de estado son las variables termodinámicas cuyo valor sólo depende del estado actual del sistema y no del procedimiento por el que el sistema llegó a dicho estado.



La presión, el volumen y la temperatura son funciones de estado porque las variaciones que experimentan sólo dependen del estado inicial y del estado final del sistema, sin importar el camino de la transformación.

En cambio, otras magnitudes, como el **calor y el trabajo**, no lo son porque su valor depende del mecanismo o del camino por el que el sistema pasó de un estado inicial a otro final.

2. PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA.

El principio general de conservación de la energía, aplicado a los procesos termodinámicos, puede enunciarse del modo siguiente:

La energía no se crea ni se destruye, por lo que, en cualquier proceso termodinámico, la cantidad total de energía del universo se mantiene constante.

Resulta de especial interés la aplicación de este principio a los procesos que relacionan el trabajo y el calor que intercambia el sistema con su entorno y la energía total que almacena el sistema, a la que denominamos energía interna, **U**. **Esta es la suma de la energía cinética y potencial de todas las partículas que constituyen un sistema.**

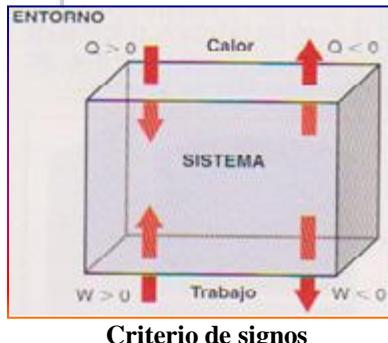
Para este tipo de procesos, el primer principio se enuncia así:

La variación de energía interna, ΔU , de un sistema es igual a la suma del calor, Q , intercambiado entre el sistema y su entorno, y el trabajo, W , realizado por el sistema o sobre éste.

$$\Delta U = Q + W$$

2.1. INTERCAMBIOS DE CALOR Y TRABAJO.

Para determinar cuantitativamente la variación de energía interna de un sistema, hemos de tener en cuenta el signo que, por convenio, se asigna a cada variable. Así:



1 El flujo de calor y el de trabajo desde el entorno hacia el sistema se consideran **positivos: $Q > 0$ y $W > 0$** .

2 El flujo de calor y el de trabajo desde el sistema hacia el entorno se consideran **negativos: $Q < 0$ y $W < 0$** .

2.2 APLICACIONES DEL PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA.

La aplicación del primer principio a los procesos que suceden a volumen constante y a presión constante, conducen a los siguientes resultados.

Procesos realizados a volumen constante (isocóricos)

| | |
|---|--|
| <p>Procesos isocóricos</p> <p>Sucedan a volumen constante. En consecuencia, el trabajo de presión-volumen desarrollado es nulo.</p> $\Delta V = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0$ <p>El calor intercambiado en estos procesos se denomina calor a volumen constante y se representa por Q_v. Por tanto, según el primer principio, tenemos:</p> $\Delta U = Q + W \Rightarrow \Delta U = Q_v + 0 \Rightarrow \Delta U = Q_v$ <p><i>El calor a volumen constante, Q_v, intercambiado por un sistema es igual a la variación de su energía interna, ΔU.</i></p> | |
|---|--|

Procesos realizados a presión constante (isobáricos)

| |
|--|
| <p>Procesos isobáricos</p> <p>Son los que tienen lugar a presión constante. Como ya sabemos, el trabajo de presión-volumen del sistema vale:</p> $W = -P\Delta V$ <p>El calor intercambiado en estos procesos se denomina calor a presión constante y se representa por Q_p. Partiendo de la expresión del primer principio, podemos llegar a conclusiones interesantes:</p> $\Delta U = Q + W \Rightarrow \Delta U = Q_p - P\Delta V \Rightarrow Q_p = \Delta U + P\Delta V$ <p>Si tenemos en cuenta que $\Delta U = U - U_0$ y $\Delta V = V - V_0$, la expresión anterior puede expresarse así:</p> $Q_p = (U - U_0) + P(V - V_0) = U - U_0 + PV - PV_0 = (U + PV) - (U_0 + PV_0)$ <p>El término $U + PV$ recibe el nombre de entalpía. Se trata de una función de estado, cuyo valor se expresa en unidades de energía y se designa mediante la letra H.</p> $H = U + PV$ <p>En consecuencia: $Q_p = (U + PV) - (U_0 + PV_0) = H - H_0 = \Delta H$</p> <p><i>El calor a presión constante, Q_p, intercambiado por un sistema es igual a la variación de su entalpía, ΔH.</i></p> |
|--|

2.3. RELACIÓN ENTRE Q_v Y Q_p .

En la vida real son habituales los procesos que se dan a volumen constante, como la preparación de comidas en la olla a presión, la esterilización de utensilios en el autoclave, la fermentación que da lugar al cava y otros muchos procesos transcurren a presión constante: la fotosíntesis, la oxidación de los metales, la combustión de una vela, etc.

Ya hemos visto que el calor transferido entre el sistema y el entorno toma valores diferentes según el proceso se lleve a cabo a volumen constante, o a presión constante.

Para determinar la relación que existe entre estas dos magnitudes, partiremos de las respectivas aplicaciones del primer principio a ambos tipos de procesos.

En los procesos a volumen constante se establece la igualdad:

$$\Delta U = Q_v$$

En los procesos a presión constante se introduce la magnitud denominada entalpía del modo siguiente:

$$\Delta H = Q_p = \Delta U + P \Delta V$$

Si en esta igualdad sustituimos ΔU por su valor, se tiene:

$$Q_p = Q_v + P \Delta V$$

En el laboratorio, las reacciones se realizan a volumen o a presión constante, esta última es la forma más habitual de trabajar,

La relación entre Q_v y Q_p tiene especial importancia cuando se aplica a procesos donde intervienen gases ideales, en este caso si la temperatura se mantiene constante.

$$P \Delta V = \Delta n R T$$

Entonces la relación entre Q_p y Q_v en el caso de un gas ideal, viene dado por la expresión:

$$Q_p = Q_v + P \Delta V = Q_v + \Delta n R T$$

Atención: En esta expresión la constante de los gases R toma el valor en unidades del sistema internacional **8,31 J/K mol**

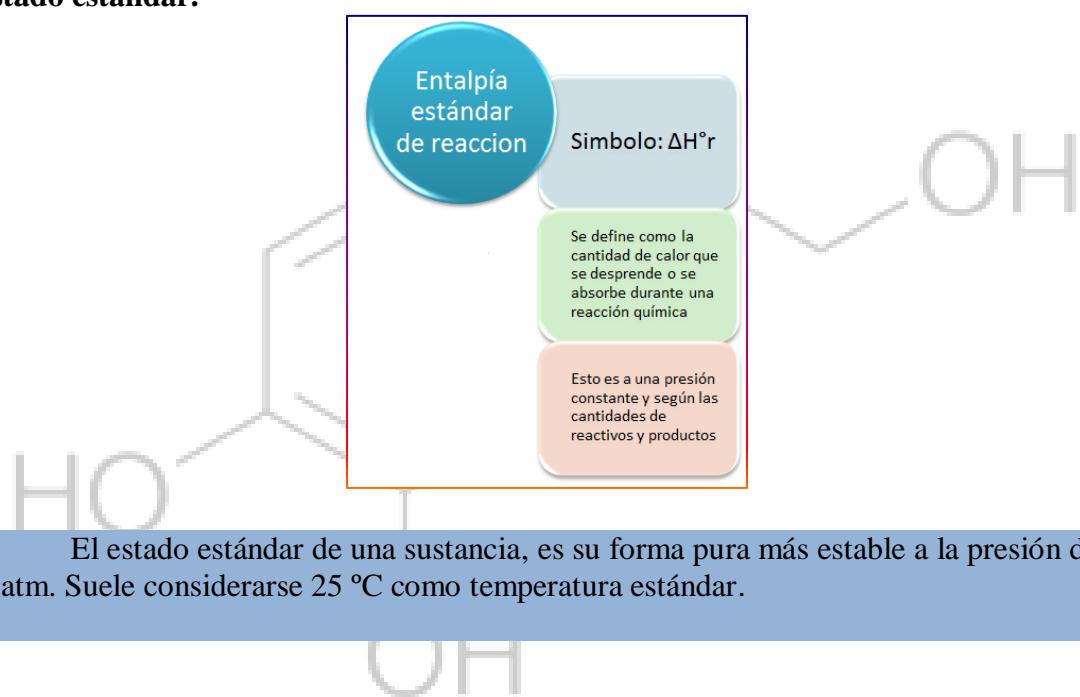
Si no hay variación en el número de moles: $\Delta n = 0$, y $Q_p = Q_v$

3. ENTALPÍA ESTANDAR DE REACCIÓN.

El cambio de entalpía que se produce en una reacción química a presión constante puede determinarse experimentalmente midiendo el calor transferido durante ésta, ya que $\Delta H = Q_p$.

Se ha comprobado que esta cantidad de calor depende del estado físico de los reactivos y de los productos. Por eso, se ve necesario establecer por convenio un estado físico estándar para las sustancias, de modo que para cada reacción resulte un valor constante de ΔH , al que denominaremos **entalpía estándar de reacción, ΔH°** .

La entalpía estándar de reacción, ΔH° , es la variación de entalpía en una reacción en que los reactivos, en estado estándar, se transforman en productos en estado estándar.



El estado estándar de una sustancia, es su forma pura más estable a la presión de 1 atm. Suele considerarse 25 °C como temperatura estándar.

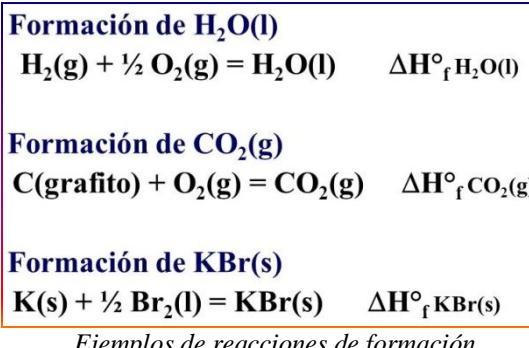
3.1 ENTALPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN DE FORMACIÓN.

Como ya hemos visto la variación de entalpía que se produce durante las reacciones a presión constante expresa la diferencia entre las entalpías de los productos y las entalpías de los reactivos. Es decir:

$$\Delta H \text{ reacción} = H \text{ productos} - H \text{ reactivos}$$

Ahora bien, como no es posible conocer realmente la entalpía de una sustancia determinada, se ha acordado por convenio asignar a cada sustancia un valor constante que recibe el nombre de **entalpía estándar de formación, ΔH°_f** .

La entalpía estándar de formación de una sustancia, ΔH°_f es la variación de entalpía correspondiente a la formación de un mol de sustancia, en su estado estándar a partir de sus elementos en dicho estado, a los que se les asigna la entalpía cero. La entalpía estándar de formación se mide en kJ/mol.



Ejemplos de reacciones de formación

4. LEY DE HESS.

Ley de Hess:

Si una reacción puede producirse en varias etapas, reales o teóricas, su variación de entalpía es igual a la suma de las entalpías de reacción de estas reacciones intermedias.

Así, si una reacción **a** puede considerarse como suma de otras reacciones **b, c, d**, etc., se cumplirá:

$$\Delta H_a^\circ = \Delta H_b^\circ + \Delta H_c^\circ + \Delta H_d^\circ + \dots$$

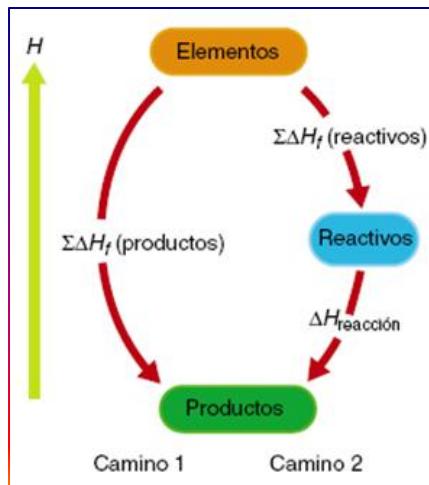
Aplicación de la Ley de Hess: Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación.

El conocimiento del valor de las entalpías estándar de formación, ΔH_f° , de las sustancias que intervienen en una reacción química permite calcular la entalpía estándar de la citada reacción, ΔH° .

Podemos decir para cualquier reacción química:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ_{\text{productos}} - \sum m \cdot \Delta H_f^\circ_{\text{reactivos}}$$

donde m y n representan los coeficientes de reactivos y productos.



La variación de la entalpía estándar de una reacción, ΔH° , es igual a la suma de las entalpías molares estándar de formación de los productos menos la suma de las entalpías molares estándar de formación de los reactivos, multiplicadas, respectivamente por los coeficientes estequiométricos que figuren en la ecuación ajustada.

5. ENTALPÍA DE ENLACE.

Los cálculos que se llevan a cabo con entalpías estándar de reacción nos revelan, que los valores de estas entalpías son sumamente variados. Así, las reacciones exotérmicas tienen una ΔH° negativa, mientras que las endotérmicas la tienen positiva.

Tanto en un caso como en otro, el valor absoluto de ΔH en unas reacciones es muy grande y en otras, muy pequeño.

La causa radica en la mayor o menor estabilidad de las moléculas de los reactivos y de los productos y, por tanto, en la energía de los enlaces que se rompen y se forman durante la reacción.

Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace.

Teniendo en cuenta que la ruptura de enlaces supone un consumo de energía y la formación de enlaces comporta un desprendimiento de energía, podemos deducir que la variación de entalpía en una reacción depende de la energía consumida por un lado y la desprendida por otro.

Estas energías consumidas y desprendidas se expresan mediante entalpías de enlaces, por lo que:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum m \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

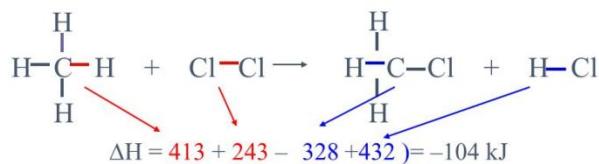
La variación de entalpía estándar en una reacción química es igual a la diferencia entre la suma de las entalpías de los enlaces que se rompen en los reactivos y la suma de las entalpías de los enlaces que se forman en los productos.

EJEMPLO

A partir de entalpías de enlace se puede estimar la entalpía de reacción

$$\Delta H \approx \sum \text{EE(rotos)} - \sum \text{EE(formados)}$$

Puesto que la entalpía de enlace depende de la molécula se tabulan valores promedio

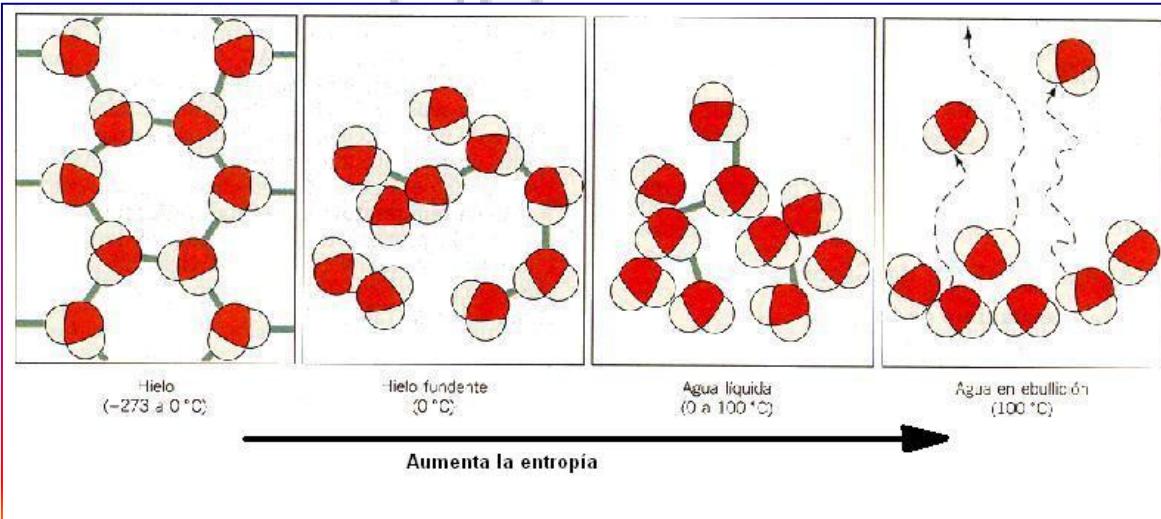


6. ENTROPÍA.

En muchos procesos físicos y químicos se producen transiciones desde estados más ordenados a otros más desordenados, y viceversa. Para medir el orden o el desorden interior de una sustancia se introduce una nueva función de estado: **la entropía**.

La entropía, S, es una función de estado que mide el grado de desorden molecular de los sistemas.

En términos generales, la entropía aumenta cuando el sistema se desordena y disminuye cuando aumenta el orden molecular.



a) Entropía molar estándar

La entropía de una sustancia química se determina en relación a un valor de referencia. Max Planck propuso que la entropía de una sustancia cristalina pura, es cero en el cero absoluto ($T=0\text{K}$). En consecuencia, las entropías de todas las sustancias químicas son siempre positivas, así pues a diferencia de la energía interna o de la entalpía, es posible conocer el valor de la entropía de una sustancia a una temperatura y presión determinadas.

Entropía molar estándar, S^0 , de una sustancia es la entropía de un mol de ésta a la presión de 1 atm y a la temperatura de 25 °C

El uso de las entropías molares estándar nos permite calcular la variación de entropía en un proceso físico.

b) Entropía estándar de reacción

Como ocurre con la entalpía estándar de reacción, la variación de la entropía en una reacción química en condiciones estándar puede determinarse a partir de las entropías molares estándar de reactivos y productos.

Para ello, se emplea un algoritmo similar al utilizado para calcular la entalpía de reacción.

$$\Delta S_{\text{reacción}}^0 = \sum n \cdot S_{\text{productos}}^0 - \sum m \cdot S_{\text{reactivos}}^0$$

La variación de la entropía estándar en una reacción, ΔS^0 , es igual a la suma de las entropías molares estándar de los productos menos la suma de las entropías molares estándar de los reactivos, multiplicadas, respectivamente, por los coeficientes estequiométricos que figuren en la ecuación ajustada.

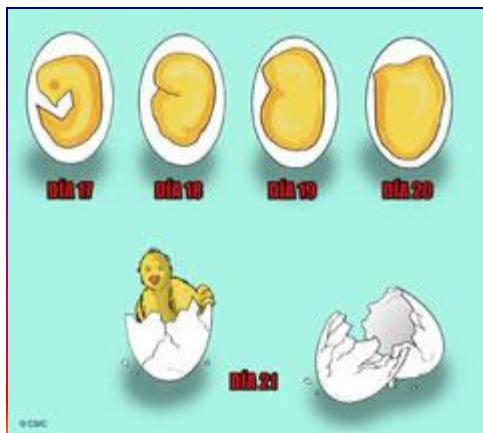
c) Entropía y segundo principio de la termodinámica

2º principio de la termodinámica: En todo proceso espontáneo (ocurre de manera irreversible), se produce un aumento total de la entropía del Universo.

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} > 0$$

No puede producirse un proceso en el que la entropía total disminuya.

La experiencia demuestra que, de forma natural, los sistemas físicos tienden a desordenarse. Sin embargo siempre hay que tener en cuenta el entorno ya que es la entropía total la que aumenta en los procesos espontáneos.



Los seres vivos se forman, aumentando el orden de sus sistemas (como en el caso del pollo a partir de huevo) y disminuye su entropía, pero esto sucede, porque aumenta la entropía en el exterior del huevo, debido a los procesos que permiten mantener la temperatura adecuada en el interior. $\Delta S_{\text{entorno}} > \Delta S_{\text{sistema}}$

7. ENTALPIA LIBRE.

La relación entre la variación de entalpía de un proceso, ΔH , y la variación de entropía que tiene lugar en él, ΔS , se establece mediante una nueva función de estado denominada **entalpía o energía libre de Gibbs**, o simplemente, **entalpía libre**, G . Se trata de una variable extensiva que se mide en unidades de energía y cuyo valor viene dado por:

$$G = H - TS$$

La entalpía libre G no puede medirse experimentalmente pero es posible conocer la variación de entalpía libre en un proceso, ΔG . La expresión de esta variación a presión y temperatura constantes recibe el nombre de **ecuación de Gibbs-Helmholtz**:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

a) Entalpía libre estándar de formación

La entalpía libre estándar de formación de un compuesto, ΔG_f° , es la variación de entalpía libre que tiene lugar cuando se sintetiza un mol de compuesto a partir de sus elementos en estado estándar.

Por convenio, la entalpía libre de los elementos en condiciones estándar, es decir, en su forma pura más estable a la presión de 1 atm y la temperatura de 25 °C, es cero.

b) Entalpía libre estándar de reacción

La **entalpía libre estándar de reacción**, ΔG° , es la variación de entalpía libre en una reacción en que los reactivos en estado estándar se transforman en productos en estado estándar.

La entalpía libre de una reacción puede ser determinada si conocemos los datos de la entalpía libre de formación de las sustancias que intervienen en ella. La expresión es enteramente similar a la ya conocida:

$$\Delta G_{\text{reacción}}^0 = \sum n \cdot \Delta G_{f \text{ productos}}^0 - \sum m \cdot \Delta G_{f \text{ reactivo}}^0$$

La variación de la entalpía libre estándar de una reacción, ΔG^0 , es igual a la suma de las entalpías libres de formación de los productos menos la suma de las entalpías libres de formación de los reactivos, multiplicadas, respectivamente, por los coeficientes estequiométricos que figuren en la ecuación ajustada.

c) Variación de entalpía libre y espontaneidad

Una interesante cuestión termodinámica es averiguar si existe algún criterio general que permita conocer si un proceso físico o químico puede ocurrir espontáneamente o no.

Para determinarlo, vamos a analizar la variación de entalpía, la variación de entropía y la variación de entalpía libre que tienen lugar en un proceso químico determinado.

Si consideramos la variación de entalpía como criterio de espontaneidad, los procesos **exotérmicos ($\Delta H < 0$)** serían espontáneos, mientras que los **endotérmicos ($\Delta H > 0$)** no lo serían.

Pero este criterio no tiene validez general, ya que hay abundantes procesos endotérmicos que suceden espontáneamente. Es el caso de la evaporación del agua a temperatura ambiente.

Si tomamos la variación de la entropía como criterio, serían **espontáneos los procesos en que aumenta la entropía ($\Delta S > 0$)** y no lo serían aquéllos en que disminuye la entropía ($\Delta S < 0$).

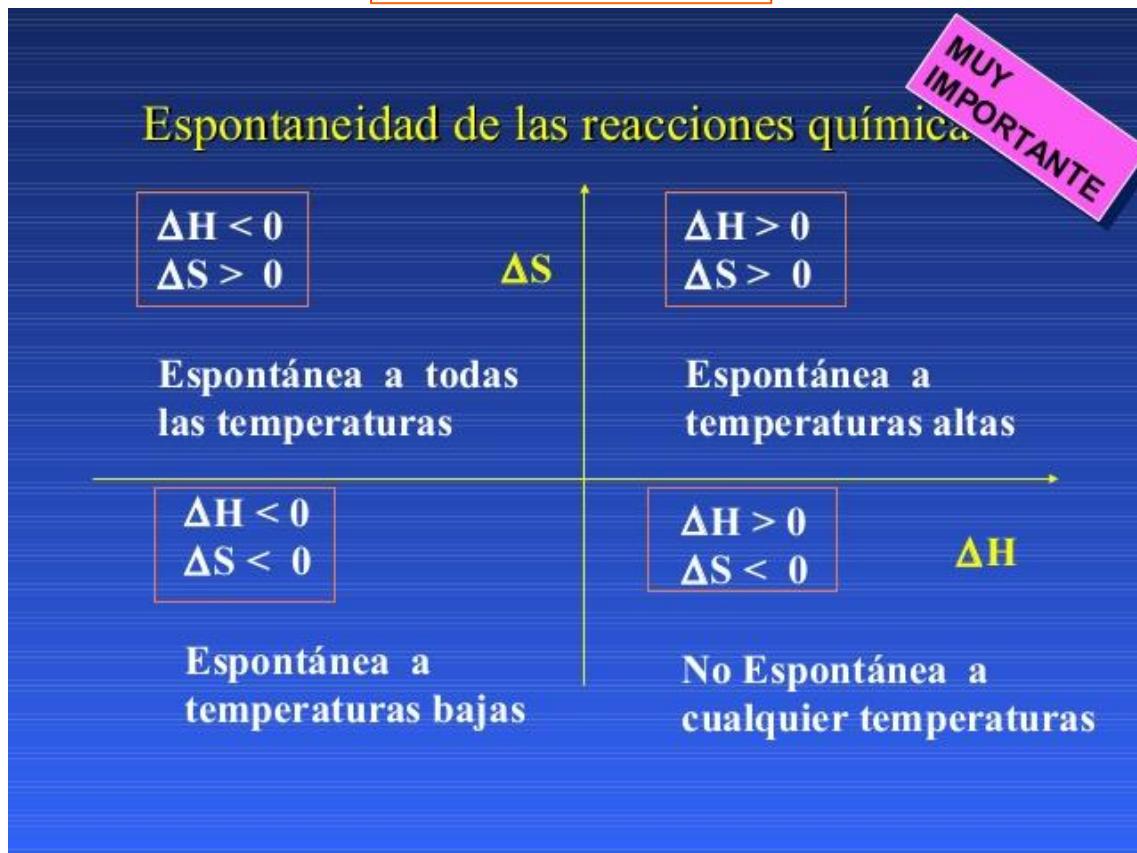
Este criterio tampoco tiene validez general, ya que hay procesos espontáneos en los que disminuye la entropía, es decir, aumenta el orden molecular. Por ejemplo, la cristalización de un compuesto iónico disuelto y disociado en el agua.

La variación de la entalpía libre, ΔG , proporciona un criterio de validez general que permite conocer fácilmente la espontaneidad o no espontaneidad de un proceso cuando éste se produce a presión y temperatura constantes.

Los procesos espontáneos son aquéllos en los que hay disminución de la entalpía libre ($\Delta G < 0$).

- Si $\Delta G < 0$, el proceso es espontáneo.
- Si $\Delta G > 0$, el proceso no es espontáneo. En consecuencia, el proceso inverso será espontáneo.
- Si $\Delta G = 0$, se trata de un sistema en equilibrio.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$



ANEXO 5

ALGUNAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente, la opción elegida.**
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.**
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que deseé.**
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.**
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.**
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.**

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Ácido clórico **b)** Seleniuro de hidrógeno **c)** Propanal **d)** SiCl_4 **e)** NaHCO_3 **f)** CH_3OCH_3

2.- Para las moléculas de tricloruro de boro, dihidruro de berilio y amoníaco, indique:

- a)** El número de pares de electrones sin compartir en cada átomo.
- b)** La geometría de cada molécula utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
- c)** La hibridación del átomo central.

3.- Ajuste las siguientes ecuaciones iónicas, en medio ácido, por el método del ion-electrón:

- a)** $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2$.
- b)** $\text{VO}_4^{3-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{VO}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$.
- c)** $\text{Cl}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2$.

4.- Las constantes de acidez del CH_3COOH y del HCN en disolución acuosa son $1'8 \cdot 10^{-5}$ y $4'93 \cdot 10^{-10}$ respectivamente.

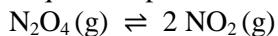
- a)** Escribe la reacción de disociación de ambos ácidos en disolución acuosa y las expresiones de la constante de acidez.
- b)** Justifique cuál de ellos es el ácido más débil.
- c)** Escribe la reacción química de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry y justifica el carácter básico del cianuro de sodio.

5.- Dada la reacción química (sin ajustar): $\text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$. Calcule:

- a)** Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 , con exceso de Cl_2 .
- b)** El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm de Hg.

Datos: $R=0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N=14; O=16; Ag=108.

6.- A la temperatura de 60°C la constante de equilibrio para la reacción de disociación:



- $K_p = 2'49$. Determine:
- a)** El valor de K_c .
 - b)** El grado de disociación del citado compuesto a la misma temperatura cuando la presión del recipiente es de 1 atm.

Datos: $R=0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Instrucciones:
- a) Duración: **1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Fosfato de hierro (III) **b)** Hidruro de berilio
c) Nitrobenceno **d)** CO **e)** CuBr₂ **f)** CH₃NH₂
- 2.- Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:
- a) El gas noble del tercer periodo.
 - b) El elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico.
 - c) El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.
- 3.- Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) Toda reacción exotérmica es espontánea.
 - b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.
 - c) En el cambio de estado H₂O (l) → H₂O (g) se produce un aumento de entropía.
- 4.- Dados los siguientes compuestos: CH₃CH₂CH=CH₂; CH₃CH₂CHO; CH₃OCH₃; CH₃CH=CHCH₃; CH₃CH₂OH; CH₃COCH₃. Indique:
- a) Los que son isómeros de posición.
 - b) Los que presentan isomería geométrica.
 - c) Los que son isómeros de función.
- 5.- Se preparan 25 mL de una disolución 2'5M de FeSO₄.
- a) Calcule cuántos gramos de sulfato de hierro (II) se utilizarán para preparar la disolución.
 - b) Si la disolución anterior se diluye hasta un volumen de 450 mL ¿Cuál será la molaridad de la disolución?
Masas atómicas: O= 16; S = 32; Fe= 56.
- 6.- Una corriente de 8A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y un sulfato de cobre la segunda.
- a) Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.
 - b) Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18'95 g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre.
- Datos: F = 96500 C. Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63'5.

| | |
|-----------------------|--|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente, la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN A

1.-Formule o nombre los siguientes compuestos: **a) Dicromato de plata b) Hidróxido de vanadio (V)
c) Butan-2-ol d) MnO₂ e) HIO₂ f) CH₃COOH**

2.- Indique razonadamente:

- a) Cómo evoluciona la primera energía de ionización en los elementos de un mismo periodo al aumentar el número atómico.**
- b) Si el radio del ion cloruro será mayor o menor que el radio atómico del cloro.**
- c) Que tienen en común el Na⁺ y el O²⁻.**

3.- El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:



Razona como afecta al rendimiento de la reacción:

- a) Aumentar la temperatura.**
- b) Retirar del reactor el CH₃OH (g).**
- c) Aumentar la presión.**

4.-**a)** Escriba la reacción de adición de cloruro de hidrógeno a CH₃CH₂CH=CH₂.

- b)** Escriba y ajuste la reacción de combustión del propano.
- c)** Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular se adiciona al metilpropeno.

5.- Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución y el valor del pH.**
- b) La molaridad de una disolución de H₂SO₄, de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base**

Datos: Masas atómicas: H=1; O=16; Na=23.

6.-Se mezclan 2 litros de cloro gas medidos a 97 °C y 3 atm de presión con 3'45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcule:

- a) Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.**
- b) Los gramos del reactivo no consumido.**

Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: Na=23; Cl=35'5.

- Instrucciones:
- a) Duración: **1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que deseé.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.-** Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Peróxido de calcio b) Sulfuro de hidrógeno
c) 1,2-Dicloroetano d) KMnO_4 e) LiH f) HCHO
- 2.-** Razone si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:
- a) En 22'4 L de oxígeno, a 0 °C y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
 - b) Al reaccionar el mismo número de moles de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
 - c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que a 25 °C.
- 3.-** La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M})/\text{Ag}$.
- a) Calcule el potencial estándar de la pila.
 - b) Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
 - c) Indique la polaridad de los electrodos.
- Datos: $\epsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80\text{V}$; $\epsilon^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2'36\text{V}$.
- 4.-** Dadas las siguientes especies químicas, en disolución acuosa: HCl , HCO_3^- , NH_3 , HNO_3 y CN^- justifique según la teoría de Brønsted –Lowry, cuál o cuales pueden actuar :
- a) Sólo como ácidos.
 - b) Sólo como bases.
 - c) Como ácidos y como bases.
- 5.-** Las entalpías estándar de combustión a 25 °C del C (grafito), y del CO gaseoso son respectivamente –393 kJ/mol y –283 kJ/mol.
- a) Calcule la entalpía estándar, a 25 °C, de formación del CO gaseoso.
 - b) Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de O_2 para formar CO_2 gaseoso ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?
- Masas atómicas: C=12; O=16.
- 6.-** El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio: $\text{NH}_4\text{CN}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCN}(\text{g})$
- Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11 °C la presión es de 0'3 atm. Calcule:
- a) Los valores de K_c y K_p para dicho equilibrio.
 - b) La cantidad máxima de cianuro de amonio que puede descomponerse a 11 °C en un recipiente de 2L.
- Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Nitrato de hierro(II) **b)** Cromato de potasio
c) Ácido but-3-enoico **d)** Sc_2S_3 **e)** CaO_2 **f)** $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_3$

2.- Para las moléculas BCl_3 y NH_3 :

- a)** Justifique el número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
b) Justifique la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
c) Indique la hibridación del átomo central.

3.- Escriba la ecuación que relaciona la solubilidad (s) del Ag_2S con el producto de solubilidad (K_s) en los siguientes casos:

- a)** En agua pura.
b) En una disolución acuosa 0,2 M de AgNO_3 totalmente disociado.
c) En una disolución acuosa 0,03 M de BaS totalmente disociado.

4.- **a)** La entalpía de formación del $\text{NH}_3(\text{g})$ a 298 K es $\Delta H_f^\circ = -46,11 \text{ kJ/mol}$. Escriba la ecuación química a la que se refiere este valor.

b) ¿Cuál es la variación de energía interna (ΔU) de un sistema si absorbe un calor de 67 J y realiza un trabajo de 67 J? Razone la respuesta.

c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

5.- Al burbujejar sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de dicromato de potasio, en medio ácido sulfúrico, el sulfuro de hidrógeno se oxida a azufre elemental según la siguiente reacción:



- a)** Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.
b) Qué volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 25°C y 740 mm Hg de presión, debe pasar para que reaccionen exactamente con 30 mL de disolución de dicromato de potasio 0,1 M.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

6.- Tenemos una disolución 0,05 M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$):

- a)** Calcule su pH y el grado de disociación del ácido sabiendo que la constante K_a es $6,5\cdot 10^{-5}$.
b) ¿Qué molaridad debe tener una disolución de ácido sulfúrico que tuviera el mismo pH que la disolución anterior?

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Amoniaco **b)** Hidrogenosulfito de cobre(II)
c) Butan-2-ol **d)** WO_3 **e)** KMnO_4 **f)** $\text{CH}_3\text{CHClCOOH}$

2.- Calcule los moles de átomos de carbono que habrá en:

- a)** 36 g de carbono.
- b)** 12 unidades de masa atómica de carbono.
- c)** $1,2 \cdot 10^{21}$ átomos de carbono.

Dato: Masa atómica C = 12.

3.- Dados los elementos Ca, S y Br:

- a)** Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b)** Justifique a partir de la configuración electrónica de su última capa cuáles de estos iones se formarán y cuáles no: Ca^{2+} , S^{2-} , Br^{2-} .
- c)** Explique qué especie tendrá mayor radio S o S^{2-} . ¿Y en el caso de Ca y Ca^{2+} ?

4.- **a)** Explique por qué una disolución acuosa de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ genera un pH débilmente ácido.

b) Indique cuál es la base conjugada de las siguientes especies, cuando actúan como ácido en medio acuoso, escribiendo las reacciones correspondientes:



5.- Una mezcla gaseosa de 1 L, constituida inicialmente por 7,94 mol de gas dihidrógeno (H_2) y 5,30 mol de gas diyodo (I_2), se calienta a 445 °C, formándose en el equilibrio 9,52 mol de yoduro de hidrógeno gaseoso.

- a)** Calcule el valor de la constante de equilibrio K_c , a dicha temperatura.
- b)** Si hubiésemos partido de 4 mol de gas dihidrógeno y 2 mol de gas diyodo, ¿cuántos moles de yoduro de hidrógeno gaseoso habría en el equilibrio?

6.- **a)** Establezca el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de $\text{CaCl}_2(\text{s})$.

b) Calcule la afinidad electrónica del cloro.

Datos: Entalpía de formación del $\text{CaCl}_2(\text{s})$ = -748 kJ/mol; Energía de sublimación del calcio = 178,2 kJ/mol; Primer potencial de ionización del calcio = 590 kJ/mol; Segundo potencial de ionización del calcio = 1145 kJ/mol; Energía de disociación del enlace Cl-Cl = 243 kJ/mol; Energía reticular del $\text{CaCl}_2(\text{s})$ = -2258 kJ/mol.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Sulfuro de cadmio **b)** Hidróxido de hierro(III) **c)** Ácido 2-bromobutanoico **d)** CrO_3 **e)** $\text{Hg}(\text{ClO}_2)_2$ **f)** CH_3COCH_3

2.- Un átomo A tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones y otro átomo B posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.

- Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.
- Justifique cuál de los dos átomos es más electronegativo.
- Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba la configuración electrónica de ambos iones.

3.- Para la siguiente reacción en equilibrio: $2 \text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$

- Escriba la expresión de las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- Justifique en qué sentido se desplazará el equilibrio si se eleva la temperatura.
- Justifique cómo evoluciona el equilibrio si se eleva la presión a temperatura constante.

4.- Escriba un compuesto que se ajuste a las siguientes condiciones:

- Una amina secundaria de cuatro carbonos con un átomo de nitrógeno unido a un carbono con hibridación sp^3 y que contenga átomos con hibridación sp^2 .
- Un éter de tres carbonos conteniendo átomos con hibridación sp .
- El isómero *cis* de un alcohol primario de cuatro carbonos.

5.- Tanto el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) como la gasolina (supuestamente octano puro, C_8H_{18}) se usan como combustibles para automóviles.

- Escriba las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule las entalpías de combustión estándar del etanol y de la gasolina.
- ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?

Datos: Densidades (g/mL) etanol = 0,7894; octano = 0,7025. ΔH_f° (kJ/mol): etanol = -277,0; octano = -249,9; CO_2 = -393,5; H_2O = -285,8. Masas atómicas H = 1; C = 12; O = 16.

6.- Se prepara una disolución de ácido benzoico $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ cuyo pH es 3,1 disolviendo 0,61 g del ácido en agua hasta obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- La concentración inicial del ácido y el grado de disociación.
- El volumen de hidróxido de sodio 0,1 M necesario para que reaccione completamente con 50 mL de disolución de ácido benzoico.

Datos: Masas atómicas C = 12; H = 1; O = 16.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Dióxido de titanio **b)** Fosfato de níquel(II)
c) Ciclohexano **d)** CaCO_3 **e)** H_2O_2 **f)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$

2.- Calcule el número de átomos de oxígeno que contiene:

- a)** Un litro de agua.
- b)** 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene un 20% en volumen de O_2 .
- c)** 20 g de hidróxido de sodio.

Datos: Masas atómicas O = 16; H = 1; Na = 23. Densidad del agua = 1 g/mL.

3.- En los siguientes compuestos: SiF_4 y BeCl_2 .

- a)** Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- b)** ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central de cada uno de los compuestos?
- c)** Razone si son moléculas polares.

4.- Indique la diferencia entre:

- a)** Un ácido fuerte y un ácido débil.
- b)** Un ácido fuerte y un ácido concentrado.
- c)** Un anfótero y un ácido.

5.- A 25°C el producto de solubilidad del MgF_2 es $8 \cdot 10^{-8}$.

- a)** ¿Cuántos gramos de MgF_2 pueden disolverse en 250 mL de agua?
- b)** ¿Cuántos gramos de MgF_2 se disuelven en 250 mL de disolución 0,1 M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

Datos: Masas atómicas Mg = 24; F = 19.

6.- Al pasar una corriente durante el tiempo de una hora y cincuenta minutos a través de una disolución de $\text{Cu}(\text{II})$, se depositan 1,82 g de cobre.

- a)** Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado.
- b)** Calcule la carga del electrón.

Datos: F = 96500 C. Masa atómica Cu = 63,5.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Nitrito de hierro(II) b) Ácido hipocloroso
c) 2,3,4-trimetilpentano d) Ag_2S e) $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ f) $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$.
- 2.- Dados dos elementos del tercer periodo, A y B, con 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente, razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) A tiene menor energía de ionización.
 - b) B tiene mayor radio atómico.
 - c) El par de electrones del enlace A—B se encuentra desplazado hacia A.
- 3.- Dada la reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H^\circ = -80,4 \text{ kJ}$. Razone:
- a) Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla.
 - b) Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla.
 - c) Cómo tendría que modificarse la presión para aumentar la cantidad de NH_3 en la mezcla.
- 4.- Para el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$ escriba:
- a) Un isómero de posición.
 - b) Un isómero de función.
 - c) Un isómero de cadena.
- 5.- a) Si el valor de la constante K_b del amoniaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$, ¿cuál debería ser la molaridad de una disolución de amoniaco para que su $\text{pH}=11$?
b) El valor de la constante K_a del HNO_2 es $4,5 \cdot 10^{-4}$. Calcule los gramos de este ácido que se necesitan para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo $\text{pH}=2,5$.
Datos: Masas atómicas O= 16; N= 14; H = 1.
- 6.- La descomposición térmica de 5 g de KClO_3 del 95% de pureza da lugar a la formación de KCl y $\text{O}_2(\text{g})$. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:
- a) Los gramos de KCl que se formarán.
 - b) El volumen de $\text{O}_2(\text{g})$, medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de 20°C, que se desprenderá durante la reacción.
Datos: Masas atómicas K=39; Cl=35,5; O=16; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Nitruro de plomo(IV) b) Sulfato de rubidio
c) Ciclohexa-1,3-dieno d) Bi(OH)_3 e) H_2CO_3 f) $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$.
- 2.- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
b) Un corredor pierde 0,6 litros de agua en forma de sudor durante una sesión deportiva. ¿A cuántas moléculas de agua corresponde esa cantidad?
c) Una persona bebe al día 1 litro de agua. ¿Cuántos átomos incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Datos: Masas atómicas O = 16; H = 1. Densidad del agua: 1 g/mL.

- 3.- Responda razonadamente:

- a) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con hierro metálico?
- b) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con cobre metálico?
- c) ¿Qué ocurrirá si se añaden limaduras de hierro a una disolución de Cu^{2+} ?

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$.

- 4.- Justifique razonadamente cuáles de las siguientes disoluciones acuosas constituirían una disolución amortiguadora.

- a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
- b) $\text{HCN} + \text{NaCl}$ $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.
- c) $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- 5.- Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a 25°C se desprenden 98,53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:

- a) El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.
- b) El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas C = 12; H = 1.

- 6.- En una cámara de vacío y a 448°C se hacen reaccionar 0,5 moles de I_2 (g) y 0,5 moles de H_2 (g). Si la capacidad de la cámara es de 10 litros y el valor de K_c a dicha temperatura es de 50, determine para la reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$.

- a) El valor de K_p .
- b) Presión total y presiones parciales de cada gas en el interior de la cámara, una vez alcanzado el equilibrio.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Hidróxido de estroncio **b)** Dicromato de bario **c)** Ácido 2,3-dihidroxibutanoico **d)** Al_2O_3 **e)** H_2MnO_4 **f)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$.

2.- Rzone si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- a)** Los compuestos covalentes conducen la corriente eléctrica.
- b)** Todos los compuestos covalentes tienen puntos de fusión elevados.
- c)** Todos los compuestos iónicos, disueltos en agua, son buenos conductores de la electricidad.

3.- **a)** Escriba la ecuación de equilibrio de solubilidad en agua del $\text{Al}(\text{OH})_3$.

b) Escriba la relación entre solubilidad y K_s para el $\text{Al}(\text{OH})_3$.

c) Rzone cómo afecta a la solubilidad del $\text{Al}(\text{OH})_3$ un aumento del pH.

4.- **a)** Rzone si las reacciones con valores positivos de ΔS° siempre son espontáneas a alta temperatura.

b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} \text{ (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (g)}$. Justifique si a presión constante se desprende más, igual o menos calor que a volumen constante.

c) Rzone si en un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.

5.- El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno dando azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la reacción molecular correspondiente.

b) Determine el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 60°C y 1 atm, necesario para que reaccione con 500 mL de ácido nítrico 0,2 M.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

6.- Una disolución acuosa 10^{-2} M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) presenta un grado de disociación de $8,15\cdot 10^{-2}$. Determine:

a) La constante de ionización del ácido.

b) El pH de la disolución y la concentración de ácido benzoico sin ionizar que está presente en el equilibrio.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Cromato de plata b) Hidrogenocarbonato de potasio c) Penta-1,4-diino d) BaO_2 e) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ f) CH_2OHCOOH .

2.- Un recipiente de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mmHg. Determine:

- a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el recipiente?
- b) ¿Cuántas moléculas hay en el recipiente?
- c) El número total de átomos contenidos en el recipiente.

Datos: Masas atómicas C = 12; O=16. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

3.- Escriba la configuración electrónica de:

- a) Un átomo neutro de número atómico 35.
- b) El ion F^- .
- c) Un átomo neutro con 4 electrones de valencia, siendo los números cuánticos principal (n) y secundario (l) de su electrón diferenciador $n=2$ y $l=1$.

4.- Responda razonadamente:

- a) En una disolución acuosa 0,1 M de ácido sulfúrico. ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ y de iones OH^- ?
- b) Sea una disolución acuosa 0,1 M de hidróxido de sodio. ¿Cuál es el pH de la disolución?
- c) Sea una disolución de ácido clorhídrico y otra de la misma concentración de ácido acético. ¿Cuál de las dos tendrá mayor pH?

Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

5.- El fosgeno es un gas venenoso que se descompone según la reacción:



A la temperatura de 900°C el valor de la constante K_c para el proceso anterior de 0,083. Si en un recipiente de 2 L se introducen, a la temperatura indicada, 0,4 mol de COCl_2 , calcule:

- a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio.
- b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

6.- A 291 K, las entalpías de formación del amoniaco en los estados gaseoso y líquido son $-46,05$ y $-67,27 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. Calcule:

- a) La entalpía de vaporización del amoniaco.
- b) La energía que se desprende cuando se forman $1,5 \cdot 10^{22}$ moléculas de amoniaco líquido a 291 K.

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de vanadio(V) **b)** Nitrato de calcio
c) Ácido pentanoico **d)** AlCl_3 **e)** H_2TeO_4 **f)** $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$.

2.- Para las siguientes moléculas: NF_3 y SiF_4

- a)** Escriba las estructuras de Lewis.
b) Prediga la geometría molecular mediante la aplicación del método de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
c) Justifique la polaridad de las moléculas.

3.- Dados los siguientes electrodos: Fe^{2+}/Fe ; Ag^+/Ag y Pb^{2+}/Pb :

- a)** Razoné qué electrodos combinaría para construir una pila galvánica que aportara el máximo potencial. Calcule el potencial que se generaría en esta combinación.
b) Escriba la reacción redox global para la pila formada con los electrodos de plata y plomo.
c) Justifique qué especie es la más oxidante.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$.

4.- **a)** Escriba la reacción de neutralización entre el hidróxido de calcio y el ácido clorhídrico.

b) ¿Qué volumen de una disolución 0,2 M de hidróxido de calcio se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico?

c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para efectuar la valoración anterior.

5.- En la reacción del carbonato de calcio con el ácido clorhídrico se producen cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

a) La cantidad de caliza con un contenido del 92% en carbonato de calcio que se necesita para obtener 2,5 kg de cloruro de calcio.

b) El volumen que ocupará el dióxido de carbono desprendido a 25°C y 1,2 atm.

Datos: Masas atómicas Ca=40; C=12; O=16; Cl=35,5. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

6.- Dado el siguiente equilibrio: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$. Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830°C, ha reaccionado el 80% del SO_2 inicial. Calcule:

a) La composición (en moles) de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c .

b) La presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

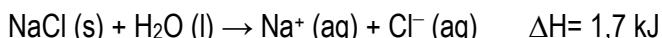
OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a) Carbonato de cobre(II) b) Hidróxido de aluminio c) 2-Yodopropano d) HClO_4 e) MgS f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$.**

2.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de capa de valencia: 1) ns^1 2) ns^2np^1

- a)** Indique, razonadamente, el grupo al que corresponde cada una de ellas.
- b)** Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
- c)** Razoné cuáles serían los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

3.- Dado el siguiente proceso de disolución:



Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a)** El proceso es exotérmico.
- b)** Se produce un aumento de la entropía.
- c)** El proceso es siempre espontáneo.

4.- Dada la molécula $\text{HC}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$:

- a)** Indique la hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono de la molécula.
- b)** Escriba la estructura de un isómero de esta molécula e indique de qué tipo es.
- c)** Escriba el compuesto que se obtiene cuando un mol de esta sustancia reacciona con dos moles de H_2 en presencia del catalizador adecuado.

5.- **a)** Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,5 g/mL y 33,6% de riqueza en peso. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial se necesitará?

b) Si 40 mL de esta disolución de ácido nítrico 0,2 M se emplean para neutralizar 20 mL de una disolución de hidróxido de calcio, escriba y ajuste la reacción y determine la molaridad de esta disolución.

Datos: Masas atómicas H=1; N=14; O=16.

6.- Durante la electrolisis del NaCl fundido se depositan 322 g de Na. Calcule:

- a)** La cantidad de electricidad necesaria para ello.
- b)** El volumen de Cl_2 medido a 35°C y 780 mmHg.

Datos: F= 96500 C; Masas atómicas Cl=35,5; Na=23. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Dióxido de titanio b) Sulfato de amonio
c) Ácido 2-bromobutanoico d) NaClO_2 e) KMnO_4 f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$.

2.- Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del Al es mayor que la del Cl.
- b) El radio atómico del Fe es mayor que el del K.
- c) Es más difícil arrancar un electrón del ión sodio (Na^+) que del átomo de neón.

3.- Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones referidas al equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio:

- a) Por cada mol de iones Ca^{2+} hay 2 moles de iones OH^- .
- b) La relación entre la solubilidad de esta sustancia y el producto de solubilidad es $K_s = 2 \text{ s}^3$.
- c) La solubilidad del hidróxido de calcio disminuye al añadir HCl.

4.- Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

- a) ¿Cuántos moles de agua hay en el vaso?
- b) ¿Cuántas moléculas de agua hay en el vaso?
- c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en el vaso?

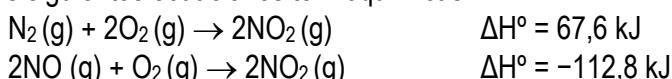
Datos: Masas atómicas H=1; O=16. Densidad del agua: 1 g/mL.

5.- Dada la reacción: $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.
- b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad de 1,4 g/mL que se necesitan para que reaccionen 20 g de sulfuro de cobre(II).

Datos: Masas atómicas S=32; Cu=63,5; N=14; H=1; O=16.

6.- A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



- a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, del monóxido de nitrógeno.
- b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

Datos: Composición volumétrica del aire: 21% O_2 y 79% N_2 .

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Hidrogenocarbonato de níquel(II) **b)** Ácido nitroso **c)** 1,3,5-Trimetilbenceno **d)** Cd(OH)₂ **e)** Al₂S₃ **f)** CH₂CICOOH.

2.- Dadas las sustancias: N₂, KF, H₂S, PH₃, C₂H₄ y Na₂O, indique razonadamente cuáles presentan:

- a)** Enlaces covalentes con momento dipolar resultante distinto de cero.
- b)** Enlaces iónicos.
- c)** Enlaces múltiples.

3.- Para la reacción: 2A + B → C, se ha comprobado experimentalmente que es de primer orden respecto al reactivo A y de segundo orden respecto al reactivo B.

- a)** Escriba la ecuación de velocidad.
- b)** ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- c)** ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta.

4.- Dado el compuesto CH₃CH=CH₂ :

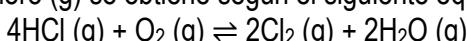
- a)** Escriba la reacción de adición de Cl₂.
- b)** Escriba la reacción de hidratación con disolución acuosa de H₂SO₄, indicando el producto mayoritario.
- c)** Escriba la reacción ajustada de combustión.

5.- Se disuelven 2,3 g de KOH en agua hasta alcanzar un volumen de 400 mL. Calcule:

- a)** La molaridad y el pH de la disolución resultante.
- b)** ¿Qué volumen de HNO₃ 0,15 M será necesario para neutralizar completamente 20 mL de la disolución inicial de KOH?

Datos: Masas atómicas K=39; O=16; H=1.

6.- En el proceso Deacon, el cloro (g) se obtiene según el siguiente equilibrio:



Se introducen 32,85 g de HCl (g) y 38,40 g de O₂ (g) en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390°C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 28,40 g de Cl₂ (g).

- a)** Calcule el valor de K_C.
- b)** Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_P.

Datos: Masas atómicas H=1; Cl=35,5; O=16. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a) Carbonato de rubidio b) Sulfuro de cobre(II)**
c) Penta-1,3-dieno d) Sb₂O₃ e) NaH₂PO₄ f) CH₂=CBrCH₂CH₃.

2.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Por qué, a 1 atm de presión y a 25°C, el H₂O es un líquido y el H₂S es un gas?**
- b) ¿Qué compuesto será más soluble en agua, CaO o CsI?**
- c) ¿Son polares las moléculas de H₂O y de I₂?**

3.- Sabiendo que el valor de K_S del Ca(OH)₂ a una determinada temperatura es $5,5 \cdot 10^{-6}$:

- a) Exprese el valor de K_S en función de la solubilidad molar (s).**
- b) Razoné cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de CaCl₂ a la disolución.**
- c) Razoné cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de HCl a la disolución.**

4.- **a)** La reacción CuO (s) + H₂ (g) → Cu (s) + H₂O (l), en condiciones estándar y a 25°C, ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

Datos: ΔH_f° [CuO (s)] = -161,1 kJ/mol y ΔH_f° [H₂O (l)] = -285,8 kJ/mol

- b) Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.**
- c) Razoné cuál será el signo de la ΔS° para dicha reacción.**

5.- Dada la reacción KBr + H₂SO₄ → K₂SO₄ + Br₂ + SO₂ + H₂O

- a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.**

b) ¿Cuántos mL de bromo (Br₂, líquido) se producirán al hacer reaccionar 20 gramos de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?

Datos: Densidad Br₂=2,8 g/mL. Masas atómicas Br=80; K=39.

6.- El HF en disolución acuosa 0,1 M se disocia en un 10%. Calcule:

- a) El pH de esta disolución.**
- b) El valor de la constante de disociación, K_b, de la base conjugada de ese ácido.**

| | |
|-----------------------|---|
| Instrucciones: | a) Duración: 1 hora y 30 minutos. |
| | b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente , la opción elegida. |
| | c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número. |
| | d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee. |
| | e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno. |
| | f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis. |
| | g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. |

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de plomo(IV) **b)** Ácido sulfuroso
c) Etanoato de propilo **d)** $MnBr_3$ **e)** $Bi(OH)_3$ **f)** $CH\equiv C-C\equiv CH$.

2.- Razone si en 5 litros de hidrógeno (H_2) y en 5 litros de oxígeno (O_2), ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a)** El mismo número de moles.
- b)** Igual número de átomos.
- c)** Idéntica cantidad de gramos.

Datos: Masa atómica O=16; H=1.

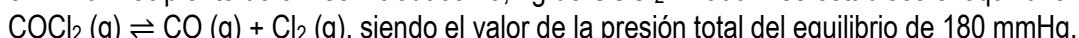
3.- **a)** Indique, justificadamente, los valores posibles para cada uno de los números cuánticos que faltan en las siguientes combinaciones: (3, ?, 2); (?, 1, 1); (4, 1, ?).

- b)** Escriba una combinación posible de números cuánticos n , l y m para un orbital del subnivel 5d.
- c)** Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan en estado fundamental los átomos de Mn y As.

4.- El ácido metanoico, $HCOOH$, es un ácido débil.

- a)** Escriba su equilibrio de disociación acuosa.
- b)** Escriba la expresión de su constante de acidez K_a .
- c)** ¿Podría una disolución acuosa de ácido metanoico tener un pH de 8? Justifique la respuesta.

5.- En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de $COCl_2$. A 300 K se establece el equilibrio:



siendo el valor de la presión total del equilibrio de 180 mmHg.

Calcule, en las condiciones del equilibrio:

- a)** Las presiones parciales de los componentes del equilibrio.

- b)** Las constantes de equilibrio K_C y K_P .

Datos: Masas atómicas C=12; O=16; Cl=35,5. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

6.- **a)** Determine el calor de formación del $C_4H_{10}(g)$ utilizando los datos de entalpías que se dan.

- b)** Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan $1,98 \cdot 10^5$ kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir el sodio?

Datos: $\Delta H_f^\circ [CO_2(g)] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_{\text{combustión}}^\circ [C_4H_{10}(g)] = -2878,6 \text{ kJ/mol}$; Masas atómicas H=1; C=12.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Fluoruro de cadmio b) Ácido selenioso
c) Etanamida d) AlH_3 e) SnCrO_4 f) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OH}$.

2.- Razona para la siguiente pareja de átomos Mg y S:

- a) El elemento de mayor radio.
- b) El elemento de mayor energía de ionización.
- c) El elemento de mayor electronegatividad.

3.- Dado el siguiente equilibrio para la obtención de hidrógeno: $\text{CH}_4(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H}>0$

- a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_P .
- b) Justifique cómo afecta una disminución del volumen de reacción a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.
- c) Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.

4.- Para el compuesto A de fórmula $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ escriba:

- a) La reacción de combustión de A ajustada.
- b) Una reacción que por hidrogenación catalítica de lugar a A.
- c) La reacción fotoquímica de 1 mol de A en presencia de 1 mol de cloro (Cl_2).

5.- Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcule:

- a) La concentración y el pH de la disolución resultante de mezclar 20 mL de esta disolución con 80 mL de otra disolución 0,5 M de la misma sustancia, suponiendo que los volúmenes son aditivos.
- b) El volumen de la disolución de NaOH 0,8 M necesario para neutralizar 100 mL de HNO_3 0,25 M.

6.- Reaccionan 230 g de carbonato de calcio con una riqueza del 87% en masa con 178 g de dicloro segúin:



Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10°C. En estas condiciones, la presión parcial del OCl_2 es 1,16 atm. Calcule:

- a) El reactivo limitante y el rendimiento de la reacción.
- b) La molaridad de la disolución de CaCl_2 que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

Datos: Masas atómicas C=12; O=16; Cl=35,5; Ca=40. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Disulfuro de carbono b) Hidróxido de oro(III)
c) 3-Clorofenol d) $\text{Sr}(\text{ClO})_2$ e) BeH_2 f) CH_2Br_2 .

2.- En un matraz cerrado de 5 L hay 42 g de N_2 a 27°C .

a) Determine la presión en el interior del matraz.

b) Se deja salir nitrógeno hasta que la presión interior sea de 1 atm. Calcule cuántos gramos de N_2 han salido del matraz.

c) ¿A qué temperatura deberíamos poner el recipiente para recuperar la presión inicial?

Dato: Masa atómica N=14. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

3.- La notación de una pila es: $\text{Cd}(\text{s}) \mid \text{Cd}^{2+}(\text{ac}, 1\text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1\text{ M}) \mid \text{Cu}(\text{s})$

a) Escriba e identifique las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Escriba la ecuación neta que tiene lugar e identifique las especies oxidante y reductora.

c) Si el voltaje de la pila es $E^\circ=0,74$ V, ¿cuál es el potencial de reducción estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd ?

Dato: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=0,337$ V.

4.- Explique, mediante las reacciones correspondientes, el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas:

a) NH_3 .

b) Na_2CO_3 .

c) NH_4Cl .

5.- Para la reacción $2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{S}(\text{s})$, a 25°C :

a) Determine ΔH° y ΔS° .

b) Prediga si es espontánea o no, a esa temperatura.

Datos a 25°C : $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$ $\text{H}_2\text{S}(\text{g})=-20,6$; $\text{SO}_2(\text{g})=-296,8$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})=-285,8$.

$S^\circ(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$ $\text{H}_2\text{S}(\text{g})= 205,8$; $\text{SO}_2(\text{g})= 248,2$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})= 69,9$; $\text{S}(\text{s})= 31,8$.

6.- Para la reacción en equilibrio $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, a 750°C , la presión total del sistema es 32,0 mmHg y la presión parcial del agua 23,7 mmHg. Calcule:

a) El valor de la constante K_P para dicha reacción, a 750°C .

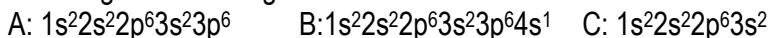
b) Los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y de $\text{H}_2(\text{g})$ presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Peróxido de sodio; **b)** Cromato de plata; **c)** Etanamida; **d)** ZnI_2 ; **e)** H_2SO_3 ; **f)** $CHCl_3$.

2.- Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es: $419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

- a) Indique de qué elementos se tratan A y C.
- b) Relacione, de forma justificada, cada valor de energía con cada elemento.
- c) Asigne, de forma justificada, a cada elemento el valor del radio correspondiente.

3.- Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si:

- a) El Mg(s) desplazará al Pb^{2+} en disolución acuosa.
- b) El Sn(s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose.
- c) El SO_4^{2-} oxidará al Sn^{2+} en disolución ácida a Sn^{4+} .

Datos: $E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = -2,356 \text{ V}$; $E^\circ(Pb^{2+}/Pb) = -0,125 \text{ V}$; $E^\circ(Sn^{4+}/Sn^{2+}) = +0,154 \text{ V}$; $E^\circ(Sn^{2+}/Sn) = -0,137 \text{ V}$; $E^\circ[SO_4^{2-}/SO_2(g)] = +0,170 \text{ V}$; $E^\circ(H^+/H_2) = 0,0 \text{ V}$.

4.- Dado el siguiente compuesto $CH_3CH_2CHOHCH_3$:

- a) Justifique si presenta o no isomería óptica.
- b) Escriba la estructura de un isómero de posición y otro de función.
- c) Escriba el alqueno a partir del cual se obtendría el alcohol inicial mediante una reacción de adición.

5.- Para el equilibrio: $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$, la constante $K_C = 4,40$ a 200 K. Calcule:

- a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.
 - b) La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de K_P .
- Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

6.- a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

- b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de $NaOH$ 0,03 M para que el pH sea 11,5.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Óxido de zinc; b) Ácido hipobromoso; c) Etil metil éter; d) K₂S; e) Mg(NO₃)₂; f) CH₃CH(CH₃)COOH.

2.- Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones:

- a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.
- b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.
- c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

3.- a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de H₂O y de NF₃.

b) Justifique la geometría de estas moléculas según la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Explique cuál de ellas presenta mayor punto de ebullición.

4.- Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa:

- a) Razona si las especies NH₄⁺ y S²⁻ son ácidos o bases.
- b) Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y C₆H₅COOH.
- c) Sabiendo que a 25°C, las K_a del C₆H₅COOH y del HCN tienen un valor de 6,4·10⁻⁵ y 4,9·10⁻¹⁰ respectivamente, ¿qué base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta.

5.- El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO₃, a 25°C, es 4,8·10⁻⁹. Calcule:

- a) La solubilidad molar de la sal a 25°C.
- b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal.
Datos: Masas atómicas C=12; O=16; Ca=40.

6.- Dada la reacción: K₂Cr₂O₇ + FeSO₄ + H₂SO₄ → Fe₂(SO₄)₃ + Cr₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + H₂O

- a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.
- b) Calcule los gramos de Fe₂(SO₄)₃ que se obtendrán a partir de 4 g de K₂Cr₂O₇, si el rendimiento es del 75%.
Datos: Masas atómicas K=39; Cr=52; S=32; Fe=56; O=16; H=1.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos **a)** Cloruro de aluminio; **b)** Hidróxido de cobalto(II); **c)** Propanoato de metilo; **d)** PbO_2 ; **e)** K_3AsO_3 ; **f)** HCHO .

2.- Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

I) (1, 0, 2, $-\frac{1}{2}$); II) (5, 0, 0, $\frac{1}{2}$); III) (3, 2, -2 , $-\frac{1}{2}$); IV) (0, 0, 0, $\frac{1}{2}$)

- a)** Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.
- b)** Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas.
- c)** Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente.

3.- En el equilibrio: $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)}$

- a)** Escriba las expresiones de K_C y K_P .
- b)** Obtenga, para este equilibrio, la relación entre ambas.
- c)** ¿Qué ocurre con el equilibrio al reducir el volumen del reactor a la mitad?

4.- **a)** Formule dos isómeros del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$, indicando el tipo de isomería.

b) Justifique si el $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$ presenta isomería óptica.

c) Justifique si existe isomería geométrica en el compuesto $\text{CH}_3\text{CHClC(Cl)=CH}_2$.

5.- El ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$) tiene un valor de $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$, a 25°C. Calcule:

- a)** Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 500 mL de disolución de pH=3.
- b)** El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución anterior.

Datos: Masas atómicas O=16; C=12; H=1.

6.- El HNO_3 reacciona con el H_2S gaseoso originando azufre (S) y NO.

- a)** Establezca la ecuación química molecular, ajustada por el método del ión-electrón.
- b)** ¿Qué volumen de H_2S , medido a 70°C y 800 mmHg, será necesario para reaccionar con 300 mL de disolución 0,30 M de HNO_3 ? ¿Cuál será el volumen de NO producido en las condiciones dadas?

Datos: Masas atómicas S=32; O=16; N=14; H=1. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Trióxido de selenio; b) Fosfato de cobre(II); c) Etilbenceno; d) Au₂S; e) Mg(OH)₂; f) CH₃CH(NH₂)COOH.

2.- Dadas las siguientes especies químicas NCl₃ y BCl₃:

- a) Explique por qué el tricloruro de nitrógeno presenta carácter polar y, sin embargo, el tricloruro de boro es apolar.
- b) ¿Cuál de las dos sustancias será soluble en agua? Justifique su respuesta.
- c) Indique la hibridación del átomo central en cada una de las especies.

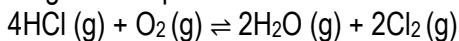
3.- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) A igual molaridad, cuanto menor es la K_a de un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
- b) Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte su pH disminuye.
- c) En las disoluciones básicas el pOH es menor que el pH.

4.- Para el compuesto A de fórmula CH₃CH₂CH₂CH₂CH₃ escriba:

- a) La reacción de combustión completa de A.
- b) Un compuesto que por hidrogenación catalítica de lugar a A.
- c) La reacción fotoquímica de 1 mol de A en presencia de 1 mol de Cl₂.

5.- En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen 0,16 moles de HCl, 0,08 moles de O₂ y 0,02 moles de Cl₂, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio hay 0,06 moles de HCl. Calcule:

- a) Los moles de O₂, H₂O y Cl₂ en el equilibrio.
- b) El valor de K_c a esa temperatura.

6.- Calcule la magnitud indicada para cada una de las siguientes electrolisis.

- a) La masa de Zn depositada en el cátodo al pasar una corriente de 1,87 A durante 42,5 min por una disolución acuosa concentrada de Zn²⁺.
- b) El tiempo necesario para producir 2,79 g de I₂ en el ánodo al pasar una corriente de 1,75 A por una disolución acuosa concentrada de KI.

Datos: Masas atómicas Zn=65,4; I=127; F=96500 C/mol e⁻.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Dihidruro de plomo; **b)** Ácido cloroso; **c)** Pentano-2,4-diona; **d)** Ag_2O ; **e)** $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; **f)** $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$.

2.- Dados los elementos A (Z=9) y B (Z=25):

- a)** Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos neutros en estado fundamental y justifique el grupo y el periodo de cada uno de los elementos.
- b)** Justifique el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos en base a una propiedad periódica.
- c)** Justifique el ión más estable de los elementos A y B.

3.- Sea el sistema en equilibrio: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a)** La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO_2 .
- b)** Si se añade más $\text{CaCO}_3(\text{s})$ se produce más CO_2 .
- c)** K_P y K_C son iguales.

4.- Escriba las siguientes reacciones completas para el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$):

- a)** Deshidratación del etanol con ácido sulfúrico.
- b)** Sustitución del OH del etanol por un halogenuro.
- c)** Combustión del etanol.

5.- El amoniaco comercial es un producto de limpieza que contiene un 28% en masa de amoniaco y una densidad de $0,90 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcule:

- a)** El pH de la disolución de amoniaco comercial y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.
- b)** El volumen de amoniaco comercial necesario para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 11,5.

Datos: $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$, a 25°C. Masas atómicas N=14; H=1.

6.- La solubilidad del hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en agua a 25°C es $9,6 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$.

- a)** Escriba la ecuación de disociación y calcule el producto de solubilidad de este hidróxido a esa temperatura.
- b)** Calcule la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$, a 25°C, en una disolución 0,1 M de nitrato de magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Datos: Masas atómicas H=1; O=16; Mg=24,3.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Dióxido de paladio; b) Hidrogenosulfato de sodio; c) 1,2-Dicloropropano; d) Na_3P ; e) $\text{Ni}(\text{OH})_2$; f) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

2.- Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El CsCl es un sólido cristalino conductor de la electricidad.
- b) El H_2S tiene un punto de ebullición más bajo que el H_2O .
- c) El cloruro de sodio es soluble en agua.

3.- Explique mediante las reacciones correspondientes el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas.

- a) NaNO_3
- b) CH_3COONa
- c) NH_4Cl

4.- Indique:

- a) Un alcohol secundario quiral de cuatro átomos de carbono.
- b) Dos isómeros geométricos de fórmula molecular C_5H_{10} .
- c) Una amina secundaria de cuatro átomos de carbono.

5.- La deshidrogenación del alcohol bencílico para fabricar benzaldehído (un agente aromatizante) es un proceso de equilibrio descrito por la ecuación:



A 523 K el valor de la constante de equilibrio $K_P = 0,558$.

a) Si colocamos 1,2 g de alcohol bencílico en un matraz cerrado de 2 L a 523 K, ¿cuál será la presión parcial de benzaldehído cuando se alcance el equilibrio?

b) ¿Cuál es el valor de la constante K_c a esa temperatura?

Datos: Masas atómicas C=12; O=16; H=1. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

6.- Cuando el MnO_2 sólido reacciona con HCl se obtiene $\text{Cl}_2(\text{g})$, MnCl_2 y agua.

a) Ajuste las reacciones iónicas y molecular por el método del ión-electrón.

b) Calcule el volumen de cloro obtenido, medido a 20°C y 700 mmHg, cuando se añaden 150 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 M a 2 g de un mineral que contiene un 75% de riqueza de MnO_2 .

Datos: Masas atómicas: O=16; Mn=55. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de litio; **b)** Yodato de hierro(III); **c)** Dimetilamina; **d)** PH₃; **e)** HBrO₄; **f)** CH₃CHOHCH₃.

2.- **a)** Explique, en función de las interacciones moleculares, por qué el NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄.

b) Explique, en función de las interacciones moleculares, por qué el CH₄ tiene un punto de ebullición más bajo que el C₂H₆.

c) Indique cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las moléculas de nitrógeno y oxígeno.

3.- Indique verdadero o falso para las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:

a) En una reacción del tipo A + B → C, el orden total es siempre 2.

b) Al aumentar la temperatura a la que se realiza una reacción aumenta siempre la velocidad.

c) En un equilibrio la presencia de un catalizador aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.

4.- A partir de los siguientes datos: E^o(Cl₂/Cl⁻)=1,36 V; E^o(Zn²⁺/Zn)=-0,76 V; E^o(Fe³⁺/Fe²⁺)=0,77 V; E^o(Cu²⁺/Cu)=0,34 V. E^o(H⁺/H₂)=0,0 V.

a) Indique, razonando la respuesta, si el Cl₂ puede o no oxidar el catión Fe(II) a Fe(III).

b) Calcule la fuerza electromotriz (ΔE^o) de la siguiente pila: Zn(s) | Zn²⁺ (ac) || H⁺ (ac) | H₂ (g) | Pt.

c) Si el voltaje de la siguiente pila: Cd(s) | Cd²⁺ (ac) || Cu²⁺ (ac) | Cu(s), es $\Delta E^o=0,743$ V, ¿Cuál es el valor del potencial de reducción estándar del electrodo Cd²⁺/Cd?

5.- El ácido benzoico (C₆H₅COOH) se utiliza como conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano cuando el pH de la disolución empleada tenga un pH inferior a 5.

a) Determine si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6,1 g·L⁻¹ se podría usar como conservante líquido.

b) Calcule los gramos de ácido benzoico necesarios para preparar 5 L de disolución acuosa de pH=5.

Datos: K_a = 6,4·10⁻⁵, a 25°C. Masas atómicas: O=16; C=12; H=1.

6.- A 25°C, el producto de solubilidad del fluoruro de plomo(II) (PbF₂) es K_S = 4·10⁻¹⁸. Calcule:

a) La masa de PbF₂ que se podrá disolver el 100 mL de agua a dicha temperatura.

b) La solubilidad del PbF₂ en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II) [Pb(NO₃)₂].

Datos: Masas atómicas F=19; Pb=207,2.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Fluoruro de rubidio; b) Sulfato de níquel(II); c) Metilciclopentano; d) Sb_2O_5 ; e) KNO_2 ; f) $\text{CH}_2=\text{CHBr}$.
- 2.- Dados los elementos A (Z=19) y B (Z=36):
- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental indicando justificadamente el grupo y periodo al que pertenecen en el sistema periódico.
 - b) Justifique si los siguientes números cuánticos podrían corresponder al electrón diferenciador de alguno de ellos, indicando a cuál: (5, 1, -1, $+\frac{1}{2}$), (4, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) y (4, 1, 3, $+\frac{1}{2}$).
 - c) Justifique cuál de los dos elementos presenta menos reactividad química.
- 3.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas aplicadas a una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-5}$, a 25°C):
- a) Su pOH será menor que 7.
 - b) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución.
 - c) El pH disminuye si se diluye la disolución.
- 4.- Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) Cuando un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) está unido a un carbono saturado, el compuesto resultante es un éster.
 - b) El dimetiléter ($\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$) y el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) son isómeros de función.
 - c) La siguiente reacción orgánica: $\text{R}-\text{CH}_2\text{Br} + \text{NaOH} \rightarrow \text{R}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaBr}$, es una reacción de eliminación.
- 5.- A 200°C y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2 , en un 48,5%. Calcule:
- a) Las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio.
 - b) K_c y K_p .
- Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- 6.- El bromuro de sodio reacciona con el ácido nítrico, en caliente, según la siguiente ecuación:
- $$\text{NaBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) Ajuste esta reacción por el método del ión electrónico.
 - b) Calcule la masa de bromo que se obtiene cuando 100 g de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico en exceso.
- Datos: Masas atómicas Br=80; Na=23.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Óxido de mercurio(I); b) Permanganato de bario; c) Propanal; d) HBr; e) $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$; f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$.
- 2.- A y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) A tiene mayor primera energía de ionización que Q.
 - b) Q tiene menor afinidad electrónica que A.
 - c) A tiene mayor radio atómico que Q.
- 3.- De entre las sustancias siguientes: Cu, NaF y HF, elija, justificadamente, la más representativa en los aspectos que se indican a continuación:
- a) Sustancia no metálica de punto de fusión muy elevado.
 - b) Sustancia con conductividad térmica y eléctrica en estado natural.
 - c) Sustancia que presenta puentes de hidrógeno.
- 4.- Dadas las moléculas C_2H_6 , C_2H_2 , C_2H_4 , razoné si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) En la molécula C_2H_4 los dos átomos de carbono presentan hibridación sp^3 .
 - b) La molécula C_2H_6 puede dar reacciones de sustitución.
 - c) La molécula de C_2H_2 es lineal.
- 5.- Para el equilibrio: $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$, la constante K_C a 425°C vale $1,82 \cdot 10^{-2}$. Calcule:
- a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio si se calientan a la citada temperatura 0,60 mol de HI y 0,10 mol de H_2 en un recipiente de 1 L de capacidad.
 - b) El grado de disociación del HI y K_P .
- 6.- Se construye una celda electrolítica colocando NaCl fundido en un vaso de precipitado con dos electrodos inertes de platino. Dicha celda se une a una fuente externa de energía eléctrica que produce una intensidad de 6 A durante 1 hora.
- a) Indique los procesos que tienen lugar en la celda y calcule su potencial estándar.
 - b) Calcule la cantidad de producto obtenido en cada electrodo de la celda. Determine la cantidad en gramos si el producto es sólido y el volumen en litros a 0°C y 1 atm si es un gas.
- Datos: Masas atómicas Na=23; Cl=35,5; $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na})=-2,71\text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)=1,36\text{ V}$; $F=96500\text{ C/mol e}^-$.
 $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Sulfuro de bario; b) Nitrato de potasio; c) Butanona; d) Mn_2O_7 ; e) $CuIO_3$; f) $CH_3CH(CH_3)CH=CH_2$.

2.- Explique la veracidad o falsedad de los siguientes enunciados:

- a) Para $n=2$ hay 5 orbitales d.
- b) En el orbital 3p el número cuántico n vale 1.
- c) El número máximo de electrones con la combinación de números cuánticos $n=4$ y $m=-2$ es 4.

3.- Se dispone de una disolución acuosa saturada de $Fe(OH)_3$, compuesto poco soluble.

- a) Escriba la expresión del producto de solubilidad para este compuesto.
- b) Deduzca la expresión para conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.
- c) Razoné cómo varía la solubilidad del hidróxido al aumentar el pH de la disolución.

4.- Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:

- a) $CH_3-CH=CH_2 + H_2O$ (catalizado por H_2SO_4) \longrightarrow
- b) $CH_3-CH_2-CH_3 + Cl_2$ (en presencia de luz ultravioleta) \longrightarrow + HCl
- c) $CH_3-CH=CH_2 + H_2$ (catalizador) \longrightarrow

5.- 250 mL de una disolución acuosa contiene 3 g de ácido acético (CH_3COOH). Calcule:

- a) La concentración molar y el pH de la disolución a 25°C.
- b) El grado de disociación del ácido acético y el pH si se diluye la disolución anterior con agua hasta un volumen de 1 L.

Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C. Masas atómicas O=16; C=12; H=1.

6.- Una muestra de 2,6 g de un mineral rico en Ag_2S , se trata en exceso con una disolución de HNO_3 concentrado, obteniéndose $AgNO_3$, NO , 0,27 g de azufre elemental (S) y H_2O , siendo el rendimiento de la reacción del 97%.

- a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.
- b) Calcule la pureza del mineral en Ag_2S .

Datos: Masas atómicas S=32; Ag=108; N=14.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Dihidruro de cobalto; b) Hipoyodito de mercurio(II); c) Ácido butanodioico; d) SrO_2 ; e) H_3AsO_4 ; f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$.
- 2.- a) Justifique cuál de las siguientes especies, Li^+ y He , tiene mayor radio.
b) Razone cuál de los siguientes elementos, O y N, tiene mayor afinidad electrónica.
c) Justifique cuál de los siguientes elementos, Na y Cl, tiene mayor energía de ionización.
- 3.- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forman, disminuye la solubilidad.
b) Dos iones de cargas iguales y de signos opuestos forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual a su producto de solubilidad.
c) Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado.
- 4.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, formulando la reacción a que hace referencia.
a) El triple enlace de un alquino puede adicionar hidrógeno y obtenerse un alcano.
b) La deshidratación del etanol, por el ácido sulfúrico, produce etino.
c) La nitración del benceno (C_6H_6) produce un aminoderivado.
- 5.- El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de 1,09 $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.
a) Calcule el pH de la disolución diluida.
b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene 37 $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl?
Datos: Masas atómicas Ca=40; Cl=35,5; O=16; H=1.
- 6.- El monóxido de nitrógeno (NO) se prepara según la reacción: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.
b) Calcule la masa de Cu que se necesita para obtener 0,5 L de NO medidos a 750 mmHg y 25°C.
Datos: Masa atómica Cu=63,5. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1, 2, 3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Cloruro de amonio; b) Ácido fosfórico; c) But-2-ino; d) CaO_2 ; e) $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$; f) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$.

2.- Para un átomo en su estado fundamental, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El número máximo de electrones con un número cuántico $n=3$ es 14.
- b) Si en el subnivel 3p se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado.
- c) En el subnivel 4s puede haber dos electrones como máximo.

3.- En función del tipo de enlace conteste, razonando la respuesta:

- a) ¿Tiene el CH_3OH un punto de ebullición más alto que el CH_4 ?
- b) ¿Tiene el KCl un punto de fusión mayor que el Cl_2 ?
- c) ¿Cuál de estas sustancias es soluble en agua: CCl_4 o KCl ?

4.- La reacción: $\text{A} + 2\text{B} + \text{C} \rightarrow \text{D} + \text{E}$ tiene como ecuación de velocidad $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$

- a) ¿Cuáles son los órdenes parciales de la reacción y el orden total?
- b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.
- c) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.

5.- El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio: $\text{NH}_4\text{CN} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCN} (\text{g})$

Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11°C la presión es de 0,3 atm. Calcule:

- a) Los valores de K_C y K_P para dicho equilibrio.
 - b) La cantidad máxima de NH_4CN (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2 L.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas H=1; C=12; N=14.

6.- Cuando se electroliza cloruro de litio fundido se obtiene Cl_2 gaseoso y Li sólido. Si inicialmente se dispone de 15 g de LiCl :

- a) ¿Qué intensidad de corriente será necesaria para descomponerlo totalmente en 2 horas?
 - b) ¿Qué volumen de gas cloro, medido a 23°C y 755 mmHg, se obtendrá en la primera media hora del proceso?
- Datos: Masas atómicas Li=7; Cl=35,5. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. $F = 96500 \text{ C/mol e}^-$.