

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

ÁREA QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

Bioquímica

Farmacia

GUÍA DE COLOQUIOS Y PROBLEMAS

1^{ra} PARTE

FBioyF - UNR

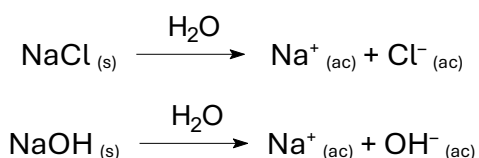
2026

ÍNDICE	
ELECTROLITOS. GRADO DE DISOCIACIÓN IÓNICA	3
ESCRITURA Y BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS	4
CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS	16
ESTEQUIOMETRÍA. COMPOSICIÓN CENTESIMAL. PUREZA, REACTIVO LIMITANTE. RENDIMIENTO	24
ESTEQUIOMETRÍA CON SOLUCIONES	48
ESTRUCTURA ATÓMICA.	71
TABLA PERIÓDICA	77
ESTADO GASEOSO	81
TERMOQUÍMICA	86
PRINCIPIOS DE REACTIVIDAD. ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE	92
ENLACE IÓNICO	94
ENLACE COVALENTE	98
FUERZAS INTERPARTICULARES	101
GASES REALES	104
ESTADO LIQUIDO	105
PROPIEDADES COLIGATIVAS	107
DIAGRAMAS DE FASES	112
ESTADO SÓLIDO. ESTRUCTURAS CRISTALINAS	115

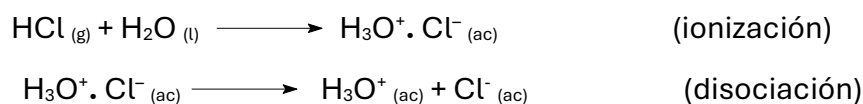
ELECTROLITOS. GRADO DE DISOCIACIÓN IÓNICA

Llamamos **electrolitos** a todas aquellas sustancias que al estado fundido o en solución (generalmente acuosa) conducen la corriente eléctrica. Esto implica que en el medio existen iones que se encargan de conducir la corriente; los aniones hacia el polo positivo y los cationes hacia el polo negativo.

En los **compuestos iónicos**, el solvente agua, debido a su elevada constante dieléctrica, contribuye a separar los iones de la red cristalina por disminución de las fuerzas de atracción entre los iones de distinta carga, proceso favorecido además por la solvatación de esos iones con las moléculas polares del solvente.



En los **compuestos covalentes** cuyas soluciones son conductoras de la electricidad, el proceso es más complejo, pues primero se produce una ionización y luego una disociación iónica.



El símbolo (ac) significa que esos iones se hallan en solución acuosa, generalmente hidratados con una o más moléculas de agua.

Se define el grado de disociación, se simboliza α , como:

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ moles disociados}}{n^\circ \text{ moles totales (disociados y no disociados)}} = \frac{n_d}{n}$$

α puede tomar valores entre 0 y 1, $\alpha = 1$ significa totalmente disociado. Para soluciones diluidas de electrolitos fuertes $\alpha = 1$.

Los electrolitos pueden ser fuertes, con un alto grado de disociación y por lo tanto buenos conductores de la corriente eléctrica. Como ejemplos podemos mencionar los ácidos HClO_4 , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , y las bases NaOH y KOH . Las sales en solución acuosa se consideran en general electrolitos fuertes. En cambio, el ácido acético (HAc), el ácido sulfhídrico (H_2S) y el ácido cianhídrico (HCN) son ácidos débiles y las bases NH_4OH y $\text{Cu}(\text{OH})_2$ se consideran débiles. El agua es un electrolito muy débil, esto es, en ella existen los iones H_3O^+ y OH^- en muy bajas concentraciones.

ESCRITURA Y BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Conceptos de reacciones y balance de ecuaciones:

Una ecuación química muestra los elementos o compuestos que han reaccionado (reactantes o reactivos) y los elementos o compuestos que se han formado (productos). Para obedecer la ley de la conservación de la masa, debe existir exactamente el mismo número y tipo de átomos a cada lado de la ecuación. Cuando esto sucede, decimos que la ecuación química está balanceada. Una ecuación química no es correcta hasta que no esté balanceada.

Por lo tanto, llamaremos balance, balanceo o ajuste de la ecuación al proceso de encontrar los coeficientes estequiométricos que igualen el número de átomos de cada elemento que se encuentran a ambos lados de la ecuación química.

Para escribir reacciones químicas se utilizan varios símbolos y términos. Los reactivos se escriben siempre en la izquierda y los productos en la derecha, separados por una flecha sencilla ($\longrightarrow$) o una doble flecha ($\rightleftharpoons$) (en el caso de reacciones reversibles). Generalmente el estado físico de los reactivos y productos se indica como subíndice según la notación siguiente:

- ✓ (g) para un gas
- ✓ (l) para un líquido
- ✓ (s) para un sólido
- ✓ (ac) para una sustancia en solución acuosa
- ✓ (v) para indicar que se trata de un vapor

Cuando se utilizan solventes distintos al agua, es importante indicar la temperatura o condiciones de trabajo. Se suele escribir estas especificaciones sobre la flecha y no junto a reactivos o productos.

Escritura de ecuaciones químicas

Cuando se escriben ecuaciones químicas deben seguirse los siguientes pasos:

A) Conocidos los reactivos y productos:

- 1- Escribir las fórmulas correctas para los reactivos y productos.
- 2- Ajustar o balancear la ecuación usando algunos de los métodos disponibles.

B) Conocidos únicamente los reactivos:

- 1- Escribir las fórmulas correctas para los reactivos.
- 2- Predecir los productos de reacción, en función de la clasificación de reacciones químicas.
- 3- Escribir las fórmulas correctas para los productos.
- 4- Ajustar o balancear la ecuación usando algunos de los métodos disponibles.

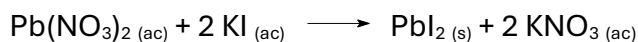
Cuanto mayor sea su conocimiento en química, mayor será su habilidad para predecir los productos de reacciones químicas.

Ecuación molecular, iónica e iónica neta

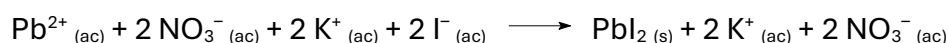
Al presentar ecuaciones químicas para reacciones en disolución acuosa, las mismas pueden escribirse como:

- ❖ ecuaciones moleculares,
- ❖ ecuaciones iónicas y
- ❖ ecuaciones iónicas netas.

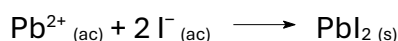
Considerar la reacción de precipitación entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y KI :



Una ecuación escrita de este modo, mostrando las fórmulas químicas completas de los reactivos y productos, se denomina **ecuación molecular** porque muestra las fórmulas químicas de los reactivos y productos sin indicar su carácter iónico. Dado que tanto el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ como el KI y KNO_3 son compuestos iónicos solubles y por tanto electrolitos fuertes, podríamos escribir la ecuación química de modo de indicar explícitamente los iones que están en disolución:



Una ecuación escrita en esta forma con todos los electrolitos fuertes solubles como iones se denomina **ecuación iónica**. Adviértase que $\text{NO}_3^- (\text{ac})$ y $\text{K}^+ (\text{ac})$ aparecen en ambos miembros de la ecuación. Los iones que aparecen en formas idénticas tanto entre los reactivos como entre los productos de una ecuación iónica se llaman iones espectadores; están presentes, pero no desempeñan un papel directo en la reacción. Si se omiten los iones espectadores de la ecuación (se cancelan como cantidades algebraicas), nos queda la **ecuación iónica neta**:



Las ecuaciones iónicas netas incluyen únicamente las especies que intervienen directamente en la reacción química, es decir, aquellas en las cuales se opera algún cambio. Es importante señalar que la carga se conserva en las reacciones, es decir, la suma de la carga de las especies iónicas debe ser la misma en ambos miembros de una ecuación iónica neta balanceada. *Si todos los iones de una ecuación iónica son espectadores, no hay reacción.*

Métodos de balance de ecuaciones químicas

Para balancear la ecuación química, pueden aplicarse distintos métodos que dependen del tipo de reacción química que tenga lugar. Todos estos métodos siempre comienzan escribiendo las fórmulas correctas para los reactivos y los productos. Cada reactivo o producto está separado de los demás por un signo +. *Una vez escrita la fórmula correcta no debe cambiarse durante las siguientes etapas del ajuste o balanceo.*

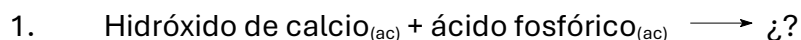
A. Método de prueba y error

El primer método que puede aplicarse a cualquier tipo de reacción química es el denominado *método de prueba y error* que consiste simplemente en colocar cualquier número que sea necesario para balancear el mismo número de átomos a ambos lados de la ecuación sin considerar ninguna regla específica. Este método es adecuado para reacciones sencillas ya que, una vez adquirida cierta experiencia, resulta rápido ajustar ecuaciones químicas siguiendo este método.

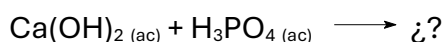
Las siguientes recomendaciones son muy útiles cuando se está aprendiendo a balancear ecuaciones químicas por prueba y error:

- 1- Empiece con los compuestos más complejos, es decir, los que tienen varios elementos. En algunos casos esto consiste en ajustar los elementos distintos al hidrógeno o al oxígeno.
- 2- Ajuste el hidrógeno y el oxígeno agregando agua si es necesario, después de que todos los otros elementos están balanceados (esto siempre y cuando la reacción tenga lugar en solución acuosa).
- 3- Para reacciones con iones poliatómicos, ajuste el ion como un grupo. Por ejemplo, el SO_4^{2-} se ajusta como ion sulfato y no como átomos de azufre y átomos de oxígeno por separado.
- 4- Si aparecen fracciones en la ecuación, se multiplica todo por el número más pequeño que elimine esa fracción.
- 5- Asegúrese al final que todos los coeficientes estén en la relación o proporción más baja posible; si no es el caso, simplifique.

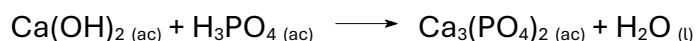
Considere los siguientes ejemplos:



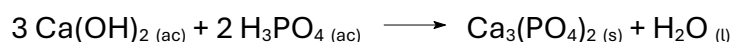
Comenzamos escribiendo las fórmulas de los reactivos:



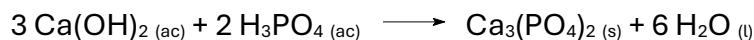
Para determinar la naturaleza de los productos, tenemos que analizar la naturaleza de las sustancias que están reaccionando. En este caso se trata de una base (Ca(OH)_2) que reacciona con un ácido (H_3PO_4). Este tipo de reacción se llama reacción de neutralización porque se forma siempre una sal y agua. Los productos serán entonces fosfato de calcio y agua. Agregamos ahora los productos a la ecuación antes escrita:



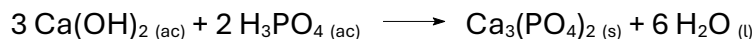
Para balancear comenzamos por el anión fosfato (la parte más compleja) y considerándolo como un grupo, escribimos un 2 delante del H_3PO_4 , para ajustar el grupo PO_4^{3-} , y un 3 delante del Ca(OH)_2 para ajustar el Ca dando como resultado:



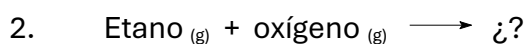
Únicamente nos queda balancear el hidrógeno y el oxígeno. Observando al hidrógeno, hay 12 átomos en el lado de los reactivos y por lo tanto escribimos un 6 delante del H₂O en los productos:



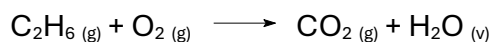
De igual manera, al hacer esto quedan ajustados los átomos de oxígeno ya que del lado de los reactivos tenemos 14 átomos de O totales y al agregar el 6 delante del H₂O también nos quedan 14 átomos de O en los productos. Por lo tanto, la ecuación química final balanceada nos queda:



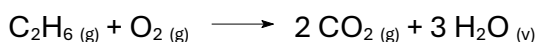
Vemos que todos los coeficientes son números enteros y no es necesario simplificar la ecuación final.



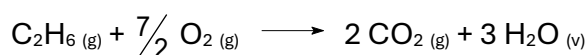
El etano es un hidrocarburo cuya fórmula es C₂H₆. Como en toda reacción de combustión, los productos finales son siempre dióxido de carbono y agua vapor:



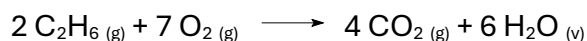
Para balancear la ecuación, empezamos con el C, escribiendo un 2 delante del CO₂. Luego ajustamos el H escribiendo un 3 delante del agua. Esto da:



Para ajustar el oxígeno necesitamos 7 átomos del lado de los reactivos, de manera tal que escribimos $\frac{7}{2}$ O₂ para dar:



La ecuación esta ajustada, pero posee un coeficiente fraccionario. Para eliminar esta fracción podemos multiplicar por 2 toda la ecuación para dar finalmente:



Vemos que la ecuación se encuentra balanceada con la mínima relación de números enteros posibles.

Número de Oxidación

Antes de continuar, con el siguiente método de balance de ecuaciones, veremos el concepto de número de oxidación. El **número de oxidación** de un átomo en una molécula o ión se define como *la carga que tiene un átomo, o parece tener*, determinada por algunas reglas para asignar números de oxidación. Las reglas para la asignación de los números de oxidación son:

1) **Cada átomo de un elemento puro tiene número de oxidación igual a cero.** El número de oxidación del Cu en el cobre metálico, y también de cada átomo de I_2 o S_8 vale cero.

2) **Para los iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ión.** Los elementos de los Grupos Periódicos 1 a 3 forman iones monoatómicos con carga positiva y número de oxidación igual al número del grupo. El Magnesio forma un ión Mg^{2+} y su número de oxidación es, por lo tanto, +2.

Escritura de las cargas de los iones: por convención, al escribir la carga de un ion va primero el número y luego el signo, ej: Cu^{2+} , y en la indicación escrita de los números de oxidación se escribe primero el signo y luego el número. Por ejemplo, el número de oxidación del ión Cu^{2+} es +2.

3) **El flúor siempre tiene número de oxidación –1 en sus compuestos.**

4) **El número de oxidación del H es +1 y del O es –2 en la mayoría de los compuestos.**

Aunque esta afirmación es aplicable a un número amplio de compuestos, hay algunas excepciones importantes:

- Cuando el H forma un compuesto binario con un metal, el metal forma un ión positivo y el H se transforma en ión hidruro, H^- . De este modo, en el CaH_2 el número de oxidación del Ca es +2 (igual al número de grupo) y el de H es –1.

- El oxígeno puede tener un número de oxidación de –1 en los compuestos llamados peróxidos. Por ejemplo, en el peróxido de hidrógeno H_2O_2 , el H tiene su número de oxidación usual +1, por lo tanto, el O tiene –1.

5) **El Cl, el Br y el I tienen números de oxidación –1 en compuestos, excepto cuando se combinan con oxígeno y flúor.** Esto significa que el Cl tiene número de oxidación –1 en el NaCl (donde Na es +1 como lo predice el hecho de que sea un elemento del Grupo 1). Sin embargo, en el ión hipoclorito: ClO^- , el átomo de Cl tiene número de oxidación +1 dado que el átomo de oxígeno tiene número de oxidación –2.

6) **La suma algebraica de los números de oxidación de un compuesto neutro debe ser igual a cero; en un ión poliatómico, la suma debe ser igual a la carga del ión.**

Los números de oxidación no son “reales”, constituyen simplemente un método para asignar los electrones en una molécula o ión poliatómico.

Elementos	Los estados de oxidación (números de oxidación) más estables de los elementos en sus compuestos.*	Comentarios
Grupo 1 - Metales alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs	+1	Alcanzan la configuración del gas noble más cercano.
Grupo 2 - Metales alcalinos térreos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	+2	Alcanzan la configuración del gas noble más cercano.
Grupo 3: Sc, Y, La, Ac	+3	
Elementos de Transición	Presentan diferentes estados de oxidación, se indican los más estables: Ti, Zr y Hf (+4), V (+4), Cr (+3), Mn (+2), Fe (+3), Co (+2), Ni (+2), Cu (+2), Zn (+2),	Se indican los elementos de transición más frecuentados en este curso. Algunos de ellos exhiben números de oxidación positivos al combinarse con oxígeno ya que se estabilizan. Un ejemplo es el Cr que cuando actúa con número de oxidación +6 está unido a oxígeno, formando los iones dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) y cromato (CrO_4^{2-}). Algo similar ocurre con el Mn en los iones permanganato (MnO_4^-) y manganato (MnO_4^{2-}).
Grupo 13: B, Al, Ga, In, Tl	+3	El número de oxidación estable del Tl es el +1.
Grupo 14: C, Si, Ge, Sn, Pb	+4	El estado de oxidación más estable para el Pb es el +2.
Grupo 15: N, P, As, Sb, Bi	+3	El N unido a H, actúa con número de oxidación -3 al igual que: P, As y Sb. Cuando se encuentran unidos a oxígeno, actúan con número de oxidación +5. Ej. el N en el ión NO_3^- .
Grupo 16: O, S, Se, Te, Po	-2 (logran configuración de gas noble)	S, Se y Te, unidos a O, tienen como número de oxidación más frecuente el +6. Ej. el S en el ión SO_4^{2-} .
Grupo 17: F, Cl, Br, I, At	-1 (logran configuración de gas noble)	Ver más arriba en la aclaración dada en el texto, ítem nro. 5.

* En la tabla periódica de los elementos Sargent Welch se encuentran destacados para cada elemento en **negrita**.

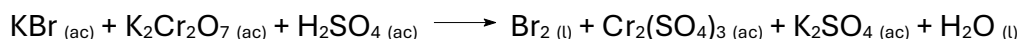
B. Método del ion electrón

Este método consiste en escribir dos hemireacciones o hemiecuaciones: una de ellas representa la oxidación (uno de los elementos presentes aumenta su número de oxidación) y la otra la reducción (uno de los elementos disminuye su número de oxidación). *Ambas reacciones no pueden darse por separado*, pero esta manera de separar los procesos a la hora de balancear la ecuación redox total resulta muy útil para trabajar posteriormente con la aplicación práctica de las reacciones redox, lo cual constituye toda una rama de la química llamada electroquímica.

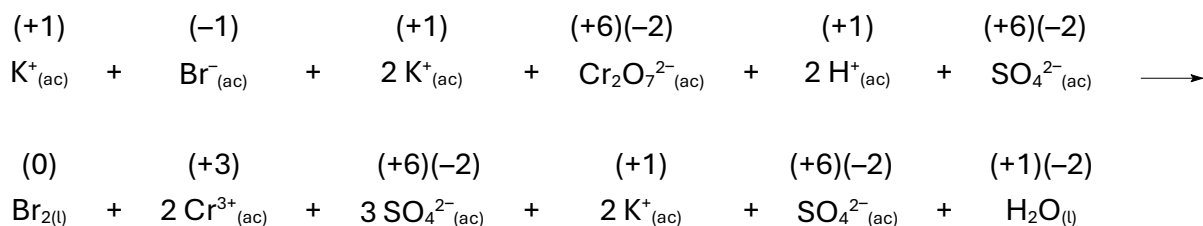
El método comienza con la identificación de las especies que sufren cambio en su número de oxidación, escribiéndose dos hemiecuaciones: una para la oxidación y otra para la reducción. Para balancear cada hemiecuación, emplearemos H_2O y H^+ (cuando la reacción tiene lugar en solución ácida) o bien H_2O y OH^- (cuando la reacción tiene lugar en solución básica). Como vemos, este método de balance de ecuaciones redox *sólo puede aplicarse cuando al menos uno de los reactivos se encuentra en solución acuosa* (recordemos que el estado de agregación de los reactivos se indica con un subíndice debajo de su fórmula correspondiente).

Balance de ecuaciones redox en medio ácido:

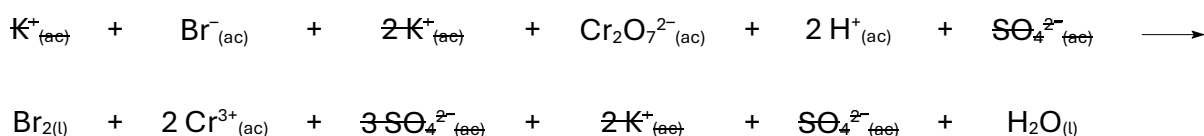
Considere el siguiente ejemplo:



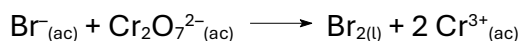
Primeramente, escribimos la ecuación iónica, disociando a aquellas especies que son **electrolitos fuertes** y son solubles en agua -lo cual podemos reconocer por su subíndice (ac)- y determinamos el número de oxidación para cada elemento:



El bromo es el elemento que se oxida y el cromo el elemento que se reduce. Cabe aclarar, que los coeficientes estequiométricos aquí observados corresponden únicamente a lo que se obtiene por la disociación de los electrolitos y no a los que pudieran surgir del balance de la reacción. Ahora, podemos escribir la ecuación iónica neta, para buscar solo las especies que participan de la reacción. Simplificando las especies repetidas a ambos lados y eliminando el agua y los protones (porque en este caso se usarán para balancear, sus elementos no cambian el número de oxidación):

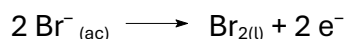


Obtenemos solo el par redox:



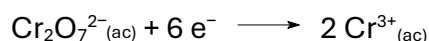
El siguiente paso consiste en escribir cada una de las hemireacciones por separado y balancearlas. En cada una primero realizamos el balance de masa del elemento que sufre el cambio en el número de oxidación. Luego añadir del lado que corresponda los electrones cedidos y los electrones ganados.

Hemireacción de oxidación:



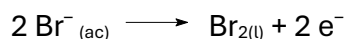
Hay que multiplicar por 2 el anión bromuro ya que se produce Br_2 . El n° de oxidación del Br pasa de -1 a +0, por lo tanto, pierde 1 electrón (perder electrones indica que los libera, aparecen entre los productos de la reacción) y como tenemos 2 átomos de Br en total hay 2 electrones.

Hemireacción de reducción:

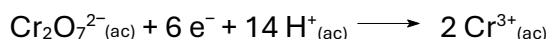


Hay que multiplicar por 2 el catión Cr^{3+} ya que en el anión dicromato hay 2 átomos de cromo. El n° de oxidación del Cr pasa de +6 a +3, por lo tanto, gana 3 electrones (ganar electrones quiere decir que los acepta, aparecen entre los reactivos de la reacción) y como tenemos 2 átomos de Cr en total hay 6 electrones).

El siguiente paso consiste en *balancear la carga de cada hemiecuación*. Es importante tener en cuenta que en este paso *no llevamos las carga a cero, sino que igualamos su valor a ambos lados de la reacción*. Dado que en este caso la reacción tiene lugar en solución ácida, utilizamos para ello H^+ . Para la hemireacción de oxidación tenemos dos cargas negativas en el lado de los reactivos y dos cargas negativas en los productos, por lo tanto, ya está balanceada en cargas.

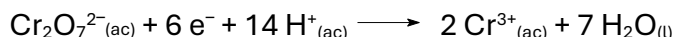


Para la hemireacción de reducción tenemos ocho cargas negativas en el lado de los reactivos y seis cargas positivas en los productos: por lo que debemos agregar catorce H^+ en los reactivos de manera de tener carga seis positiva a ambos lados.

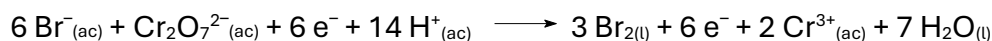
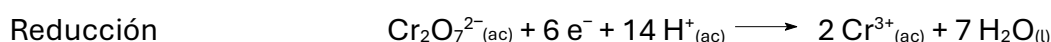


Una vez balanceada la carga en cada hemiecuación, tenemos que balancear la masa, si es necesario, para lo cual empleamos H_2O . Vemos que la hemireacción de oxidación ya se encuentra balanceada en masa puesto que tenemos dos átomos de bromo a ambos lados de la flecha.

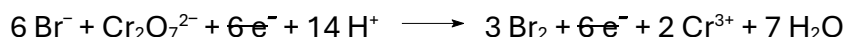
La hemireacción de reducción posee dos cromos, siete oxígenos y catorce hidrógenos en los reactivos y dos cromos en los productos. Por lo tanto, si agregamos siete moléculas de H₂O en los productos nos queda balanceada la masa de esta hemireacción:



Así, tenemos ya las dos hemiecuaciones balanceadas en masa y en carga. Para terminar de balancear la ecuación total tenemos que tener en cuenta que la cantidad de electrones perdidos debe ser igual a la cantidad de electrones ganados. Si el número de electrones en las dos hemiecuaciones es diferente, multiplicar ambas hemiecuaciones (o solo una si con ello fuese suficiente) por un número entero de manera tal que el número de electrones en la hemireacción de oxidación sea igual al número de electrones en la hemireacción de reducción. En este ejemplo, si multiplicamos la hemireacción de oxidación por 3, tendremos seis electrones en cada una de ellas. Luego, sumamos miembro a miembro:



Finalmente debemos simplificar aquellas especies que aparecen en ambos miembros

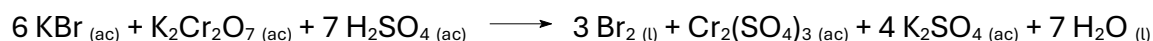


y obtendremos así la *ecuación iónica neta*:



Siempre conviene verificar que la relación de coeficientes sea la menor posible, si no es el caso, se simplifica.

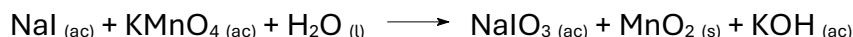
Para transformar esta ecuación iónica neta y llevarla a su forma molecular, debemos analizar la naturaleza de las especies reaccionantes. En nuestro caso teníamos K₂Cr₂O₇, KBr y H₂SO₄: por lo tanto, podemos considerar que los H⁺ provienen del H₂SO₄ y como son 14 H⁺ escribiremos un 7 como coeficiente estequiométrico del ácido sulfúrico. Entre los productos tenemos K₂SO₄, compuesto formado por elementos que no sufren un cambio en su número de oxidación y por lo tanto no aparecen en la ecuación iónica neta, debemos controlar al escribir la ecuación molecular que los átomos de K y los aniones SO₄²⁻ queden balanceados. Esta última operación se realiza por el método de prueba y error.



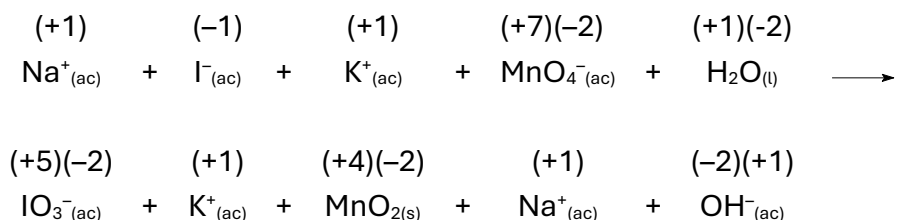
Si bien parece complicado al comienzo, a medida que aumente su entrenamiento en el balance de ecuaciones redox podrá aplicar sistemáticamente este método y le será sencillo luego balancear cualquier tipo de reacción redox empleando este método. Recordar que existen ciertas condiciones bajo las cuales este método es válido.

Balance de ecuaciones redox en medio básico:

El método es similar al caso anterior solo que ahora disponemos de OH^- para realizar el balance de carga. Consideremos el siguiente ejemplo:



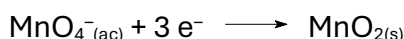
Al igual que en el caso de medio ácido empezamos por obtener la ecuación iónica, disociando a aquellas especies que son solubles en agua y calculamos el número de oxidación para cada elemento:



Vemos que el yodo es el elemento que se oxida y el manganeso el elemento que se reduce. El siguiente paso consiste en escribir cada una de las hemireacciones.

Hemireacción de oxidación:

En este caso ya está balanceado el yodo. El n° de oxidación del I pasa de -1 a $+5$, por lo que pierde 6 electrones.

Hemireacción de reducción:

El balance de masa ya está realizado, el n° de oxidación del Mn pasa de $+7$ a $+4$, por lo tanto, gana 3 electrones. El siguiente paso consiste en balancear la carga de cada hemiecuación utilizando para ello OH^- , dado que la reacción tiene lugar en solución básica. Y a continuación balanceamos la masa de cada hemiecuación, si es necesario, para lo cual empleamos H_2O . Para la hemireacción de oxidación tenemos una carga negativa en el lado de los reactivos y 7 cargas negativas en los productos: por lo tanto, escribimos 6 OH^- en los reactivos de manera de tener carga -7 a ambos lados:

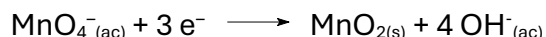


Luego pasamos a balancear la masa empleando moléculas de agua. Vemos que en los reactivos tenemos 6 átomos de H, por lo que debemos agregar 3 moléculas de H_2O en los productos.

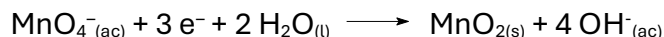


Vemos que al hacer esto nos quedaron balanceados también los oxígenos ya que tenemos 6 a cada lado de la flecha. En este momento la hemireacción de oxidación se encuentra balanceada en masa y en carga.

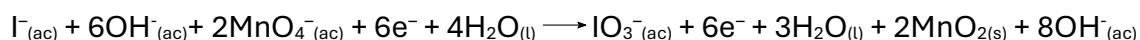
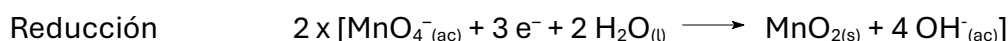
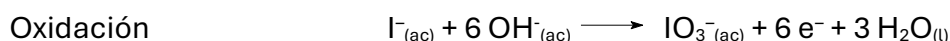
Para la hemireacción de reducción tenemos carga -4 en el lado de los reactivos y carga cero en los productos: por lo tanto, agregamos cuatro OH^- en los productos:



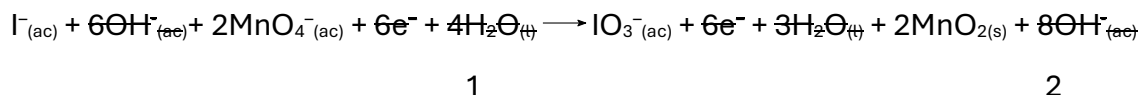
Balanceamos luego la masa añadiendo dos moléculas de agua en el lado de los reactivos, de manera de tener 6 oxígenos y 4 hidrógenos a ambos lados:



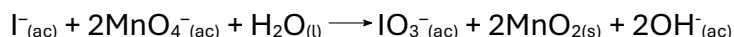
Tenemos ya las dos hemiecuaciones balanceadas. Para terminar de balancear la ecuación multiplicamos por 2 la hemiecuación de reducción y sumamos miembro a miembro:



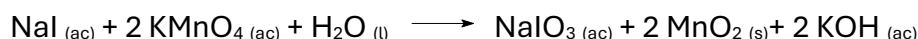
Finalmente debemos simplificar aquellas especies que aparecen en ambos miembros y obtendremos así la *ecuación iónica neta*:



La ecuación iónica neta es:



Como la relación de coeficientes es la menor posible, no es necesario simplificar. Escribimos la ecuación molecular con los coeficientes estequiométricos hallados.



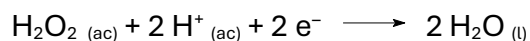
A medida que aumente la práctica en el balance de ecuaciones redox, será usted capaz de determinar por sí mismo la naturaleza de los productos y saber si la reacción ocurre en medio básico o ácido sin necesidad de aclaración alguna.

Propiedades redox del Agua Oxigenada

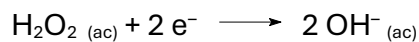
Se conoce con el nombre de agua oxigenada a una solución acuosa de peróxido de hidrógeno de cualquier concentración. El peróxido de hidrógeno puede comportarse como agente oxidante o como agente reductor, tanto en medio básico como en medio ácido. En cualquier caso, siempre es el átomo de oxígeno el que cambia de número de oxidación. Veamos cuales son las hemiecuaciones que corresponden a cada caso:

1) *El peróxido de hidrógeno como oxidante:*

a- En medio ácido: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se reduce a H_2O

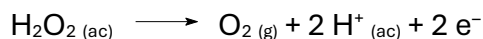


b- En medio básico: el O del peróxido de hidrógeno se reduce a ion hidróxido:

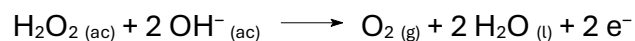


II) *El peróxido de hidrógeno como reductor:*

c- En medio ácido: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se oxida a $\text{O}_2 \text{ (g)}$



d- En medio básico: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se oxida a $\text{O}_2 \text{ (g)}$



No es necesario que memorice estas ecuaciones: todas ellas pueden resolverse fácilmente aplicando el método de ión electrón y recordando cuáles son las especies a las cuales se oxida o reduce el peróxido de hidrógeno en medio ácido y básico.

CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS

Existen muchas maneras de clasificar reacciones químicas. Dependiendo de la característica que se analice, se las puede agrupar en:

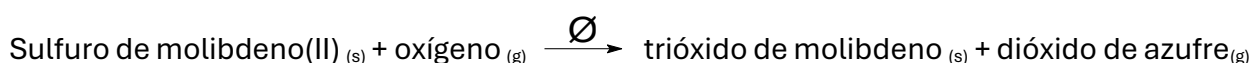
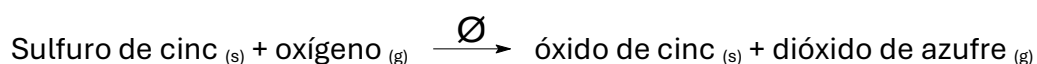
CARACTERÍSTICA	CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES
ENERGÍA	ENDOTÉRMICAS: absorben energía en forma permanente durante el tiempo que se llevan a cabo. Ejemplos: a) tostación de minerales: $2 \text{PbS}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\emptyset} 2 \text{PbO}_{(s)} + 2 \text{SO}_{2(g)}$
	b) equilibrio termocrómico: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}_{(ac)} + 4\text{Cl}^{-}_{(ac)} + \emptyset \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-}_{(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
	EXOTÉRMICAS: liberan energía al medio durante el tiempo que se llevan a cabo. Dicha energía se desprende en forma de calor o luz. Ejemplo: combustión $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
NÚMERO DE FASES	HOMOGÉNEAS: cuando ocurren dentro de una única fase. Ejemplo: $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$
	HETEROGÉNEAS: involucran especies o partículas en al menos dos fases . Ejemplo: $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
EQUILIBRIO	REVERSIBLES: llegan al equilibrio antes de que se alcance el 100% de conversión. Ejemplos: $\text{I}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{I}_{2(v)}$ $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}_{(ac)} + 4\text{Cl}^{-}_{(ac)} + \emptyset \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-}_{(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
	IRREVERSIBLES: presentan conversión total de reactivos en productos. Ejemplo: $2 \text{Na}_3\text{PO}_{4(ac)} + 3 \text{MgCl}_{2(ac)} \longrightarrow (\text{Mg})_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6 \text{NaCl}_{(ac)}$
CAMBIO EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN	REDOX: cambian los números de oxidación. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(ac)} + 6 \text{KBr}_{(ac)} + 7 \text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + 3 \text{Br}_{2(l)} + 4 \text{K}_2\text{SO}_{4(ac)} + 7 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
	NO REDOX: no cambian los números de oxidación. $3 \text{NaOH}_{(ac)} + \text{FeCl}_{3(ac)} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(s) + 3 \text{NaCl}_{(ac)}$

MODO DE REACCIONAR	DE COMBINACIÓN: dos o más especies químicas sencillas se unen para formar un único producto o especie más compleja. Los reactivos pueden ser elementos o compuestos: a) REACCIONES DE COMBINACIÓN DE ELEMENTOS: $2 \text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{FeO}_{(s)}$ b) REACCIONES DE COMBINACIÓN DE COMPUESTOS: $\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{NaOH}_{(ac)} \longrightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]_{(ac)}$
	DE DESCOMPOSICIÓN: una especie química da origen a dos o más productos mediante la aplicación de una fuente externa de energía. Ejemplo: descomposición térmica: $\text{CaCO}_3(s) \xrightarrow{\emptyset} \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$
	DE DESPLAZAMIENTO O SIMPLE SUSTITUCIÓN: los átomos de un elemento desplazan a los átomos de otros elementos de un compuesto dado. Ejemplo: $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
	DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCIÓN O METÁTESIS: generalmente se realizan en medio acuoso donde hay iones presentes que son intercambiados. a) CON FORMACIÓN DE PRECIPITADO: $\text{AgNO}_3(ac) + \text{NaCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NaNO}_3(ac)$ b) CON FORMACIÓN DE GASES: $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac) + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow 2 \text{NaCl}_{(ac)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ c) CON FORMACIÓN DE COMPUESTOS POCO IONIZADOS: $\text{Ca}(\text{OH})_{2(ac)} + 2 \text{HNO}_3(ac) \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Cabe destacar que en algunos casos a una reacción química se le puede asignar distintas clasificaciones en función de sus características.

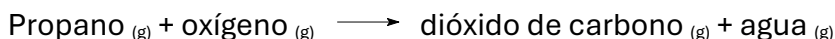
Tostación de minerales

Es uno de los numerosos procesos metalúrgicos (ciencia y tecnología de la extracción de metales de fuentes naturales y su preparación) que se realiza a altas temperaturas (pirometalurgia). Consiste en un tratamiento térmico que favorece las reacciones químicas. Puede dar lugar a oxidación o reducción e ir acompañado de calcinación (descomposición y eliminación de los productos volátiles de un mineral por calentamiento) Ejemplos:



Combustión

Reacciones rápidas que producen flama. En la mayoría interviene el oxígeno del aire como reactivo. Ejemplo: quema o combustión de hidrocarburos (compuestos que contienen sólo C e H, como metano: CH₄, etano: C₂H₆ y propano: C₃H₈) que reaccionan formando dióxido de carbono y agua:



El estado físico del agua (gaseoso o líquido) depende de las condiciones de reacción. A altas temperaturas y con recipiente abierto se forma agua en estado gaseoso.

Derivados hidrocarbonados que contienen oxígeno también producen combustión.

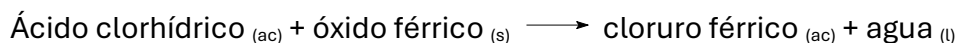
Neutralización

Es el caso más común de reacciones de doble sustitución. Pueden subdividirse según los reactivos que intervienen:

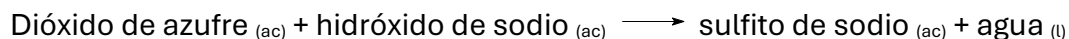
a) Ácidos con hidróxidos:



b) Ácidos con óxidos básicos:



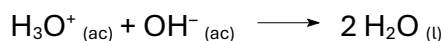
c) Óxidos ácidos con hidróxidos:



Nota: como concepto general una reacción de neutralización es aquella en la que se genera el solvente en el cual se hallan disueltos los compuestos. En el caso que los reactivos sean electrolitos fuertes y emplear agua como solvente, encontraremos que la ecuación iónica neta es la siguiente:



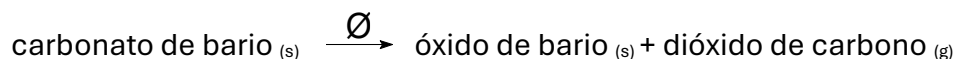
Al momento de escribir la ecuación iónica neta empleando los símbolos químicos, considerando que el ion hidronio es el protón solvatado y se representa como (H₃O⁺) y el ion hidroxilo como OH⁻, obtenemos:



Descomposición térmica

Muchas sustancias se descomponen por acción del calor. Ejemplos:

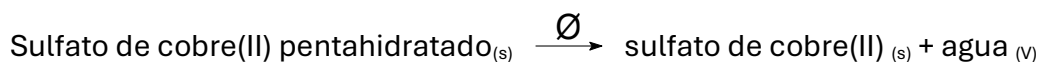
a) Descomposición de carbonatos:



b) Descomposición de nitratos:



c) Descomposición de sales hidratadas:



Ejercitación de balance y clasificación de reacciones químicas

Ejercicio n° 1

Escriba las fórmulas químicas para cada uno de los siguientes compuestos químicos.

- a) Clorato de litio.
- b) Periodato de estroncio.
- c) Pirofosfito ácido ferroso.
- d) Cromato de sodio.
- e) Permanganato de potasio.
- f) Sulfato ácido de magnesio.
- g) Bromuro básico de bario.
- h) Sulfuro de hierro(II).
- i) Ioduro de plomo(II).
- j) Antimonito diácido níquelico.
- k) Sulfito básico ferroso.
- l) Cromito de sodio.
- m) Fluoruro de calcio.
- n) Piroarsenito triácido cobaltoso.
- o) Hipoclorito de sodio.
- p) Sulfato básico níqueloso.
- q) Ioduro dibásico de estaño(IV).
- r) Carbonato básico de zinc.
- s) Nitrito de bario.
- t) Fosfato de calcio.
- u) Bicarbonato de magnesio.

Ejercicio nº 2

Escriba y balancee aplicando el método de prueba y error, las siguientes ecuaciones químicas:

- a) Sodio(s) + hidrógeno(g) $\rightarrow$ hidruro de sodio(s)
- b) Dióxido de carbono(g) + hidróxido de sodio(ac) $\rightarrow$ carbonato de sodio(ac) + agua(l)
- c) Óxido de zinc(s) + ácido clorhídrico(ac) $\rightarrow$ cloruro de zinc(ac) + agua(l)
- d) Aluminio(s) + óxido férrico(s) $\xrightarrow{\emptyset}$ hierro(s) + óxido de aluminio(s)
- e) Carbonato de calcio(s) + ácido clorhídrico(ac) $\rightarrow$ agua(l) + dióxido de carbono(g) + cloruro de calcio(ac)
- f) Sulfato de cobre(II) pentahidratado(s) $\xrightarrow{\emptyset}$ sulfato de cobre(II)(s) + agua(v)
- g) Óxido fosfórico(s) + agua(l) $\rightarrow$ ácido pirofosfórico(ac)
- h) Ioduro de sodio(ac) + nitrato de plata(ac) $\rightarrow$ ioduro de plata(s) + nitrato de sodio(ac)
- i) Monóxido de nitrógeno(g) + amoníaco(g) $\rightarrow$ nitrógeno(g) + agua(l)
- j) Cloruro de amonio(ac) + hidróxido de potasio(ac) $\rightarrow$ amoníaco(g) + cloruro de potasio(ac) + agua(l)
- k) cloro(g) + hidrógeno(g) $\rightarrow$ cloruro de hidrógeno(g)

Ejercicio nº 3

Balancee, aplicando el método de prueba y error, las siguientes reacciones químicas. Escriba el nombre de los reactivos y de los productos en cada una de las reacciones químicas. Clasifíquelas, aplicando al menos un criterio de clasificación.

- a) $\text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{l})} \rightarrow \text{HCl}_{(\text{g})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$
- b) $\text{Fe}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{s})}$
- c) $\text{KNO}_{3(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{KNO}_{2(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- d) $\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}$
- e) $\text{SiO}_{2(\text{s})} + \text{Na}_2\text{O}_{(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{l})}$
- f) $\text{KOH}_{(\text{ac})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{K}_2\text{CO}_{3(\text{ac})}$
- g) $\text{SO}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$
- h) $\text{NaOH}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{NaHSO}_{4(\text{ac})}$
- i) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{MgO}_{(\text{s})} + \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- j) $\text{Na}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_{2(\text{s})}$
- k) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{s})} + \text{N}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
- l) $\text{K}_{(\text{s})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{KH}_{(\text{s})}$
- m) $\text{KClO}_{4(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{KCl}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- n) $\text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{AgNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{NaNO}_{3(\text{ac})}$
- o) $\text{FeCl}_{3(\text{ac})} + \text{KOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})} + \text{KCl}_{(\text{ac})}$
- p) $\text{FeO}_{(\text{s})} + \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{FeCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

- q) $\text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})} + \text{N}_{2(\text{g})}$
- r) $\text{H}_3\text{PO}_{3(\text{ac})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- s) $\text{HgCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} \rightarrow \text{HgS}_{(\text{s})} + \text{HCl}_{(\text{ac})}$
- t) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(\text{ac})} + \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{S}_{(\text{s})} + \text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{SO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- u) $\text{La}_2\text{O}_{3(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{La}(\text{OH})_{3(\text{ac})}$
- v) $\text{Mg}_3\text{N}_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{s})} + \text{NH}_{3(\text{ac})}$
- w) $\text{NCl}_{3(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{ac})} + \text{HClO}_{(\text{ac})}$
- x) $\text{N}_2\text{O}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{2(\text{ac})}$
- y) $\text{PCl}_{5(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{ac})} + \text{HCl}_{(\text{ac})}$
- z) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{NaOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_{2(\text{s})} + \text{NaNO}_{3(\text{ac})}$

Ejercicio nº 4

Balancee las ecuaciones químicas siguientes e indique si son reacciones de combustión, combinación o descomposición.

- a) $\text{C}_5\text{H}_6\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}$
- b) $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- c) $\text{CaO}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ac})}$
- d) $\text{Li}_{(\text{s})} + \text{N}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Li}_3\text{N}_{(\text{s})}$
- e) $\text{KClO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{KCl}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- f) $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}_{2(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- g) $\text{Cr}_{(\text{s})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CrCl}_{3(\text{s})}$
- h) $\text{SO}_{3(\text{g})} \rightarrow \text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$
- i) $\text{CaCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$

Ejercicio nº 5

Escriba las ecuaciones químicas balanceadas que corresponden a cada una de las descripciones siguientes. Indique las ecuaciones redox, si las hubiere.

- a) El hipoclorito de potasio sólido, por calentamiento, se transforma en cloruro de potasio sólido y clorato de potasio sólido.
- b) El sulfuro ferroso sólido por calentamiento en presencia de oxígeno gaseoso (proceso de tostación), genera óxido férrico sólido, con desprendimiento simultáneo de dióxido de azufre gaseoso.
- c) Cuando se calienta nitrato de potasio sólido, se descompone para generar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso.
- d) La reacción del tricloruro de fósforo líquido con agua líquida, genera ácido fosforoso acuoso y ácido clorhídrico acuoso. La reacción química es extremadamente exotérmica.
- e) El elemento oxígeno gaseoso (dioxígeno) se convierte por reacción fotoquímica en ozono gaseoso.

- f) El dióxido de azufre gaseoso reacciona con agua líquida, generando ácido sulfuroso acuoso.
- g) El sulfuro de boro gaseoso reacciona violentamente con agua líquida para generar ácido bórico acuoso, y sulfuro de hidrógeno gaseoso.
- h) El fosfano (fosfina) gaseoso reacciona en presencia de oxígeno gaseoso (proceso de combustión) para generar agua gaseosa y decaóxido de tetrafósforo sólido.
- i) El nitrato mercúrico sólido se descompone, en caliente, para generar óxido mercúrico sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso.
- j) Una corriente de sulfuro de hidrógeno gaseoso se pone en contacto con hidróxido férrico sólido caliente, la reacción produce sulfuro férrico sólido y agua gaseosa.

Ejercicio nº 6

Balancee las ecuaciones químicas aplicando el método del ion electrón, en el medio correspondiente:

Medio ácido:

- a) $\text{Cinc(s)} + \text{ácido sulfúrico(ac)} \rightarrow \text{sulfato de cinc(ac)} + \text{hidrógeno(g)}$
- b) $\text{Aluminio(s)} + \text{ácido clorhídrico(ac)} \rightarrow \text{cloruro de aluminio(ac)} + \text{hidrógeno(g)}$
- c) $\text{Calcio(s)} + \text{ácido sulfúrico(ac)} \rightarrow \text{sulfato de calcio(ac)} + \text{hidrógeno(g)}$
- d) $\text{Hierro(s)} + \text{ácido sulfúrico(98 \% P/P)(l)} \rightarrow \text{sulfato férrico(ac)} + \text{dióxido de azufre(g)} + \text{agua(l)}$
- e) $\text{Cobre(s)} + \text{ácido sulfúrico(98 \% P/P)(l)} \rightarrow \text{sulfato cúprico(ac)} + \text{dióxido de azufre(g)} + \text{agua(l)}$
- f) $\text{Plata(s)} + \text{ácido nítrico(ac)} \rightarrow \text{nitrato de plata(ac)} + \text{óxido nítrico(g)} + \text{agua(l)}$
- g) $\text{Permanganato de potasio(ac)} + \text{peróxido de hidrógeno(ac)} + \text{ácido sulfúrico(ac)} \rightarrow \text{sulfato de manganeso(II)(ac)} + \text{oxígeno(g)} + \text{agua(l)} + \text{sulfato de potasio(ac)}$
- h) $\text{Azufre(s)} + \text{ácido sulfúrico(l)} \rightarrow \text{dióxido de azufre(g)} + \text{agua(l)}$
- i) $\text{Cloruro ferroso(ac)} + \text{ácido clorhídrico(ac)} + \text{peróxido de hidrógeno(ac)} \rightarrow \text{cloruro férrico(ac)} + \text{agua(l)}$
- j) $\text{Dióxido de manganeso(s)} + \text{ácido clorhídrico(ac)} \rightarrow \text{cloro(g)} + \text{cloruro de manganeso(II)(ac)} + \text{agua(l)}$
- k) $\text{Dicromato de potasio(ac)} + \text{sulfato ferroso(ac)} + \text{ácido sulfúrico(ac)} \rightarrow \text{sulfato férrico(ac)} + \text{sulfato de cromo(III)(ac)} + \text{sulfato de potasio(ac)} + \text{agua(l)}$

Medio alcalino:

- a) $\text{Sodio(s)} + \text{agua(l)} \rightarrow \text{hidróxido de sodio(ac)} + \text{hidrógeno(g)}$
- b) $\text{Permanganato de potasio(ac)} + \text{hidróxido ferroso(s)} + \text{agua(l)} \rightarrow \text{hidróxido férrico(s)} + \text{dióxido de manganeso(s)} + \text{hidróxido de potasio(ac)}$
- c) $\text{Permanganato de potasio(ac)} + \text{peróxido de hidrógeno(ac)} \rightarrow \text{oxígeno(g)} + \text{dióxido de manganeso(s)} + \text{hidróxido de potasio(ac)} + \text{agua(l)}$

- d) Clorato de potasio(ac) + hidróxido de potasio(ac) + cloruro cobaltoso(ac) $\rightarrow$ óxido cobáltico(s) + cloruro de potasio(ac) + agua(l)
- e) Hidróxido de cromo(III)(s) + hidróxido de sodio(ac) + peróxido de hidrógeno(ac) $\rightarrow$ cromato de sodio(ac) + agua(l)
- f) Cloro(g) + hidróxido de sodio(ac) $\xrightarrow{\emptyset}$ cloruro de sodio(ac) + clorato de sodio(ac) + agua(l)
- g) Cinc(s) + hipoclorito de sodio(ac) + agua(l) $\rightarrow$ hidróxido de cinc(s) + cloruro de sodio(ac)
- h) Cromato de sodio(ac) + sulfito de sodio(ac) + agua(l) $\rightarrow$ hidróxido de cromo(III)(s) + sulfato de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)
- i) Permanganato de potasio(ac) + cromito de potasio(ac) $\rightarrow$ cromato de potasio(ac) + dióxido de manganeso(s)
- j) Bromuro de potasio(ac) + cloro(g) $\rightarrow$ cloruro de potasio(ac) + bromo(l)

Ejercicio nº 7

Balancee las ecuaciones químicas por el método que corresponda:

- a) Aluminio(s) + ácido nítrico (65 % P/P)(ac) $\rightarrow$ nitrato de aluminio(ac) + dióxido de nitrógeno(g) + agua(l)
- b) Óxido de hierro(III)(s) + hidrógeno(g) $\rightarrow$ hierro(s) + agua(l)
- c) Litio(s) + oxígeno(g) $\xrightarrow{\emptyset}$ superóxido de litio(s)
- d) Sodio metálico(s) + oxígeno(g) $\xrightarrow{\emptyset}$ peróxido de sodio(s)
- e) Dicromato de amonio(s) $\xrightarrow{\emptyset}$ nitrógeno(g) + óxido de cromo(III)(s) + agua(v)
- f) Cinc(s) + ácido nítrico (65 % P/P)(ac) $\rightarrow$ nitrato de cinc(ac) + nitrato de amonio(ac) + agua(l)
- g) Permanganato de potasio(ac) + ácido clorhídrico(ac) $\rightarrow$ cloruro de manganeso(II)(ac) + cloro(g) + cloruro de potasio(ac) + agua(l)
- h) Aluminio(s) + ácido sulfúrico(ac) $\rightarrow$ sulfato de aluminio(ac) + hidrógeno(g)
- i) Ácido nítrico(ac) + yodo(s) $\rightarrow$ ácido yódico(ac) + dióxido de nitrógeno(g) + agua(l)
- j) Hierro(s) + cloruro de hidrógeno(g) $\rightarrow$ cloruro ferroso(s) + hidrógeno(g)
- k) Sulfuro ácido de sodio(ac) + clorato de sodio(ac) $\rightarrow$ azufre(s) + cloruro de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)
- l) Cesio(s) + oxígeno(g) $\xrightarrow{\emptyset}$ óxido de cesio(s)
- m) Peróxido de níquel(II)(s) + cinc(s) + agua(l) $\rightarrow$ hidróxido níqueloso(s) + hidróxido de cinc(s)
- n) Hidróxido férrico(s) + cromo(s) $\rightarrow$ hidróxido de cromo(III)(s) + hidróxido ferroso(s)
- o) Hidróxido ferroso(s) + cromato de sodio(ac) + agua(l) $\rightarrow$ hidróxido férrico(s) + cromito de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)

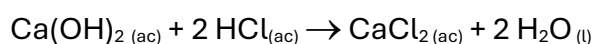
ESTEQUIOMETRÍA

La ecuación química balanceada permite calcular las cantidades de reactivos que se deberán hacer reaccionar para obtener determinadas cantidades de productos. O bien calcular las cantidades de productos que se formarán a partir de cantidades preestablecidas de reactivos, y en este último caso, determinar si alguno de los reactivos quedará sin reaccionar cuándo los demás se hayan agotado. Todos estos cálculos, que pueden efectuarse a partir de una ecuación química balanceada constituyen los **cálculos estequiométricos**.

Antes de realizar los cálculos estequiométricos es indispensable escribir la ecuación química correctamente balanceada, puesto que es en base a ella que procederemos a realizar los cálculos.

Ejemplo:

Calcular la cantidad, en gramos, de Ca(OH)_2 y de HCl que deberán reaccionar para obtener 500 g de CaCl_2 .



$$\begin{array}{l} 111 \text{ g CaCl}_2 \text{ ----- } 74 \text{ g Ca(OH)}_2 \\ 500 \text{ g CaCl}_2 \text{ ----- } x = 333,3 \text{ g Ca(OH)}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 111 \text{ g CaCl}_2 \text{ ----- } 73 \text{ g HCl} \\ 500 \text{ g CaCl}_2 \text{ ----- } x = 328,8 \text{ g HCl} \end{array}$$

También puede presentarse el caso en que se quiera calcular la cantidad de producto formado de acuerdo a la cantidad de uno de los reactivos, donde el otro reactivo se encuentra en cantidad suficiente.

Ejemplo:

Calcular la cantidad de moléculas de agua que se forman cuando reaccionan 0,28 moles de Ca(OH)_2 con cantidad suficiente de HCl , según la reacción anterior.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \text{ ----- } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O} \\ 0,28 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \text{ ----- } x = 1,686 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O} \end{array}$$

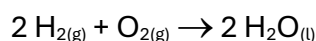
Luego de estos ejemplos simples es necesario precisar algunos conceptos.

Reactivo limitante

Algunas veces los reactivos de una reacción química se encuentran en cantidades estequiométricas, o sea, en cantidades tales que si la reacción se completa no queda nada de ninguno de ellos ya que se consumen completamente para generar los productos.

Otras veces habrá un reactivo que se consuma por completo (reactivo limitante o en defecto) y un reactivo del cual quede algo sin reaccionar (reactivo en exceso). **Como es sabido, la cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de reactivo consumido; por lo tanto, será el reactivo limitante el que determine, la cantidad de producto obtenido.** Esto implica que debemos determinar, en primer lugar, cuál es el reactivo limitante y luego calcular la cantidad de producto que obtendremos.

Ejemplo: una mezcla de 35,0 g de H_2 y 270,0 g de O_2 se dejan reaccionar hasta obtenerse agua. a) ¿Cuántos g de agua se forman? b) ¿Cuántos g quedan sin reaccionar del reactivo en exceso?



a) Determinamos cuál reactivo está en exceso calculando la cantidad de un reactivo requerida para reaccionar con cierta cantidad del otro. Este cálculo, independientemente de la selección de reactivo que hagamos, decide cuál está en exceso.

I) Tomamos uno al azar, por ejemplo el oxígeno:

$$\begin{array}{rcl} 32 \text{ g } O_2 & \text{-----} & 4 \text{ g } H_2 \\ 270 \text{ g } O_2 & \text{-----} & x = 33,7 \text{ g } H_2 \end{array}$$

Dado que este valor está por debajo de la masa disponible de hidrógeno, en 1,0 g, esto significa que el **H_2 está en exceso y el O_2 en defecto.**

II) Si hubiéramos decidido calcular cuántos g de O_2 reaccionarían con los 35 g de H_2 :

$$\begin{array}{rcl} 4 \text{ g } H_2 & \text{-----} & 32 \text{ g } O_2 \\ 35 \text{ g } H_2 & \text{-----} & x = 280 \text{ g } O_2 \end{array}$$

Habríamos deducido que la masa de O_2 disponible es insuficiente: 10 g menos que lo necesario, para reaccionar con todo el H_2 , o sea que llegamos a la misma conclusión.

El O_2 es el reactivo limitante y, por lo tanto, será consumido en su totalidad y **limitará** la cantidad de agua formada.

Para calcular la cantidad de agua formada, trabajamos con el reactivo limitante:

$$\begin{array}{rcl} 32 \text{ g } O_2 & \text{-----} & 36 \text{ g } H_2O \\ 270 \text{ g } O_2 & \text{-----} & x = 300 \text{ g } H_2O \end{array}$$

b) Para averiguar cuánto queda sin reaccionar del reactivo en exceso hacemos la diferencia entre cuánto tenía inicialmente y cuánto se consumió durante la reacción.

Masa en exceso: $35 \text{ g} - 33,7 \text{ g} = 1,3 \text{ g}$

Pureza

En los ejemplos anteriores planteamos reacciones químicas suponiendo que los reactivos eran 100% puros. Sin embargo, en muchas ocasiones los materiales que se emplean como reactivos en una reacción química no son sustancias puras, sino que son materiales o drogas que contienen una cierta cantidad de sustancia pura, y el resto, son impurezas inertes que no participan de la reacción.

La pureza puede expresarse de dos maneras:

a) **Título:** indica el número de partes en peso de una sustancia pura que existe en una parte en peso de material (o sustancia impura).

Ejemplo: si el título de un material es 0,8 en sulfato de calcio, indica que hay 0,8 g puros de sulfato de calcio por gramo de material.

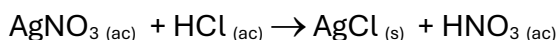
b) **Porcentaje:** indica el número de partes en peso de sustancia pura que existe en 100 partes en peso de material (o sustancia impura).

Ejemplo 1: si un material de óxido de aluminio tiene una pureza del 94%, significa que hay 94 g de óxido de aluminio puro por cada 100 g de material. Para este mismo ejemplo, hablar de un óxido de aluminio con un 6% de impureza es totalmente equivalente.

Estequiometría con reactivos impuros

Si en una reacción química se hacen intervenir materiales impuros como reactivos, al efectuar los cálculos estequiométricos deberán relacionarse siempre sus cantidades puras con las cantidades que surgen de la ecuación química balanceada.

Ejemplo 1: se hacen reaccionar 21,25 g de un material de nitrato de plata al 80 % de pureza con cantidad **suficiente** de ácido clorhídrico. ¿Qué masa de cloruro de plata se forma?



De acuerdo al enunciado del problema, está implícito que el AgNO_3 es el reactivo limitante ya que se expresa que el HCl está en cantidad suficiente.

Averiguamos entonces qué cantidad de AgNO_3 puro hay en la cantidad de material propuesta:

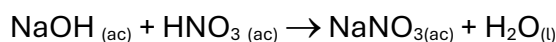
$$\begin{array}{lcl} 100 \text{ g material} & \text{-----} & 80 \text{ g AgNO}_3 \text{ puros} \\ 21,25 \text{ g material} & \text{-----} & x = 17 \text{ g AgNO}_3 \text{ puros} \end{array}$$

Relacionamos la cantidad de **reactivo limitante** puro con la cantidad de producto:

$$\begin{array}{lcl} 170 \text{ g AgNO}_3 & \text{-----} & 143 \text{ g AgCl} \\ 17 \text{ g AgNO}_3 & \text{-----} & x = 14,3 \text{ g AgCl} \end{array}$$

Ejemplo 2: se hacen reaccionar 10 g de un material de NaOH con cantidad suficiente de HNO₃, obteniéndose 0,1 mol de NaNO₃. Calcular el porcentaje de pureza del material de NaOH.

El problema nos dice tres cosas: a) el NaOH es impuro ya que lo nombra como material, b) el HNO₃ no debe ser tenido en cuenta en los cálculos estequiométricos ya que está en cantidad suficiente y c) el o los productos de una reacción química serán siempre puros a pesar de que partamos de reactivos impuros (las impurezas inertes no generan producto).



Relacionamos las cantidades de **producto** y de reactivo:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol NaNO}_3 \text{ ----- } 40 \text{ g NaOH} \\ 0,1 \text{ mol NaNO}_3 \text{ ----- } x = 4 \text{ g NaOH} \end{array}$$

Calculamos el porcentaje de pureza del material de NaOH teniendo en cuenta que en los 10 g de material impuro existen 4 g de NaOH puros que fueron los que produjeron 0,1 mol de NaNO₃:

$$\begin{array}{l} 10 \text{ g material ----- } 4 \text{ g NaOH puros} \\ 100 \text{ g material ----- } x = 40 \text{ g NaOH puros} \end{array}$$

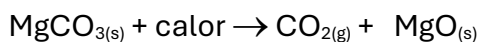
El porcentaje de pureza del NaOH es 40 %

Rendimiento de una reacción

Cuando hacemos el cálculo de cuánto producto obtenemos a partir de una determinada cantidad de reactivo, estamos suponiendo que la reacción es aislada y completa, o sea que los reactivos se consumen por completo, o al menos, el reactivo limitante. Frecuentemente se obtiene una cantidad menor de producto (producto real o rendimiento real) que la cantidad prevista teóricamente.

Para calcular el rendimiento porcentual de una reacción, le adjudicamos a la cantidad de producto teórico el 100 % y averiguamos qué porcentaje representa la cantidad real de producto formado.

Ejemplo: al calcinar 100,0 g de carbonato de magnesio se obtiene dióxido de carbono y 30,0 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el rendimiento de la reacción?



$$\begin{array}{l} 84 \text{ g MgCO}_3 \rightarrow 40 \text{ g MgO} \\ 100 \text{ g MgCO}_3 \rightarrow 47,6 \text{ g MgO} \end{array}$$

$$\begin{aligned} 47,6 \text{ g MgO} &\rightarrow 100 \% \\ 30,0 \text{ g MgO} &\rightarrow x = 63 \% \end{aligned}$$

Rendimiento: 63 %

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Es la proporción relativa en masa (o porcentaje) de cada uno de los elementos que forman el compuesto.

Ejemplo:

A partir de la fórmula química del compuesto, ¿cuál es la composición porcentual de Fe y O en el óxido de Hierro (III) (Fe_2O_3 , átomos unidos por enlace iónico)?

Primero hay que calcular la masa de la fórmula unidad.

$$\begin{array}{l} \text{Fe} = 2 \text{ átomos} \times 56 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} = 112 \text{ uma} \\ \text{O} = 3 \text{ átomos} \times 16 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} = 48 \text{ uma} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Fe} \\ \text{O} \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{Masa de la fórmula unidad} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ uma} \end{array}$$

Si calculamos la masa de cada elemento presente en 100 uma del compuesto, obtendremos la relación porcentual:

$$\begin{array}{l} 160 \text{ uma Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } 112 \text{ uma Fe} \\ 100 \text{ uma Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } x = 70 \text{ uma Fe} \Rightarrow 70\% \text{ de la masa del Fe}_2\text{O}_3 \text{ corresponde al Fe, es} \\ \text{decir, el Fe}_2\text{O}_3 \text{ está compuesto por 70\% de Fe} \end{array}$$

En forma análoga:

$$\begin{array}{l} 160 \text{ uma Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } 48 \text{ uma O} \\ 100 \text{ uma Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } x = 30 \text{ uma O} \Rightarrow \text{el Fe}_2\text{O}_3 \text{ está compuesto por 30\% de O} \end{array}$$

Asimismo, teniendo en cuenta que la suma de los porcentajes de todos los elementos que forman el compuesto es igual a 100 %, y dado que los únicos elementos que se combinan para formar el óxido de hierro(III) son el O y el Fe, podríamos haber calculado el porcentaje de O por diferencia:

$$\% \text{ O} = 100\% - \% \text{ Fe}$$

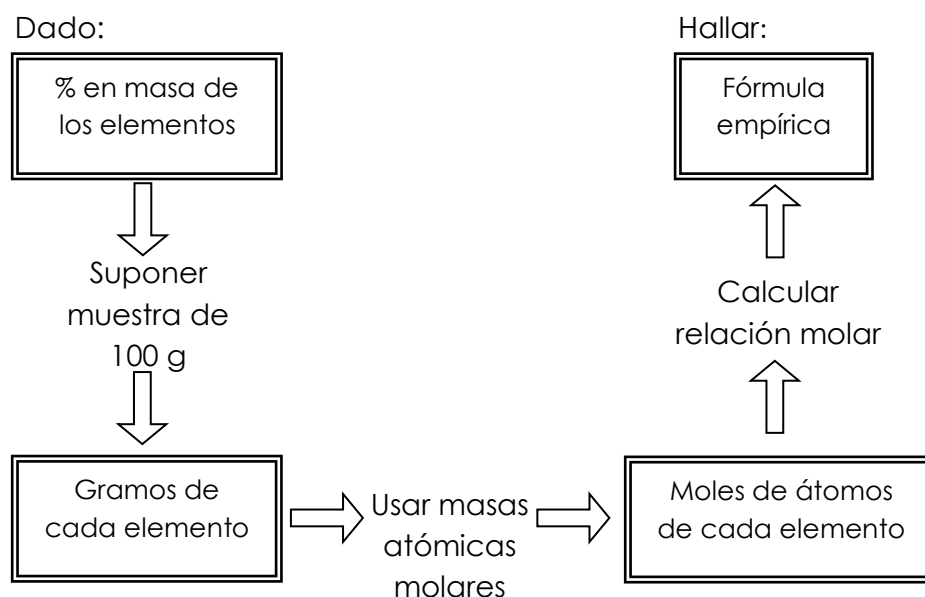
Nota: El mismo resultado se obtiene si se emplean las masas molares (g/mol) de los elementos constituyentes y del compuesto resultante.

FÓRMULA EMPÍRICA (F.E.) Y FÓRMULA MOLECULAR (F.M.)

La **fórmula empírica** representa la mínima relación de átomos, en número enteros, que forman un compuesto químico y la **fórmula molecular** representa el número real de átomos que se encuentran combinados en el compuesto.

Por ejemplo, el benceno tiene una fórmula molecular C_6H_6 , pero su fórmula empírica es CH. La F.E. es la expresión de la proporción más simple entre los átomos de un compuesto químico, es decir que por cada átomo de C hay un átomo de H en el benceno. Y como hablamos de cantidad de partículas, también podemos decir que por cada mol de átomos de C hay un mol de átomos de H. No obstante, la F.M. representa cómo está constituida la molécula de benceno en la naturaleza. Es decir que la fórmula empírica está contenida 6 veces en la fórmula molecular.

- 1) Determinación de las fórmulas empírica y molecular a partir de la composición centesimal (obtenida en forma experimental)



Ejemplo:

El succinato de dibutilo es un repelente de insectos de uso doméstico para hormigas y cucarachas. Es una sustancia orgánica compuesta por 62,61% de C; 27,83% de O y 9,57% de H. Su masa molecular determinada experimentalmente es 230 uma. Deduzca las fórmulas empírica y molecular del succinato de dibutilo.

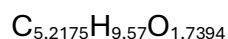
En 100 gramos de succinato de dibutilo hay 62,61 g de C; 27,83 g de O y 9,57 g de H. Podríamos elegir cualquier tamaño de muestra, pero si elegimos 100 g los porcentajes de cada elemento son numéricamente iguales a las masas de esos elementos presentes en la muestra. Ahora debemos convertir esas masas en número de moles:

$$n_C \text{ (moles de C)} = \frac{62,61 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 5,2175 \text{ mol}$$

$$n_H \text{ (moles de H)} = \frac{9,57 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 9,57 \text{ mol}$$

$$n_O \text{ (moles de O)} = \frac{27,83 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,7394 \text{ mol}$$

Podríamos escribir la fórmula obtenida como:



Pero debemos convertir estas atomicidades (o subíndices) en números enteros ya que carecen de significado físico, para ello debemos dividir todos los números de moles calculados por el número de moles más pequeño, en este caso 1,7394.

$$n_C = \frac{5,2175 \text{ mol}}{1,7394 \text{ mol}} = 2,999$$

$$n_H = \frac{9,57 \text{ mol}}{1,7394 \text{ mol}} = 5,502$$

$$n_O = \frac{1,7394 \text{ mol}}{1,7394 \text{ mol}} = 1$$

En este punto, podemos redondear en el caso que los valores obtenidos difieran poco de números enteros. Si uno o más cocientes no son números enteros, debemos multiplicar todos los valores por el número entero más pequeño que convierta a enteros los números de moles átomos de todos los elementos en la fórmula. En este caso, por 2:

$$n_C \times 2 = 2,999 \times 2 \approx 6$$

$$n_H \times 2 = 5,502 \times 2 = 11$$

$$n_O \times 2 = 1 \times 2 = 2$$

Entonces la fórmula empírica del succinato de dibutilo es **F.E. = C₆H₁₁O₂**

Esta fórmula indica que cada molécula de succinato de dibutilo (átomos unidos por enlace covalente) está compuesta por 6 átomos de C, 11 átomos de H y 2 átomos de O. Como el mol también representa cantidad de partículas (número de Avogadro N_A), en forma análoga podemos decir que cada mol de moléculas de succinato de dibutilo está compuesto por 6 moles de átomos de C, 11 moles de átomos de H y 2 moles de átomos de O.

Nota: se debe buscar la mínima relación de números enteros entre los distintos átomos.

Para conocer la fórmula molecular es necesario conocer la masa molecular del succinato de dibutilo y comparar esta última con la masa molar de la fórmula empírica.

La masa molecular determinada experimentalmente para el succinato de dibutilo es 230 uma.

Debemos calcular la masa de la fórmula empírica en las mismas unidades (uma).

Masa F.E.:

$$6 \text{ átomos de C} \times 12 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} + 11 \text{ átomos de H} \times 1 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} + 2 \text{ átomos de O} \times 16 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} = 115 \text{ uma}$$

$$\text{Masa F.E.} = 115 \text{ uma}$$

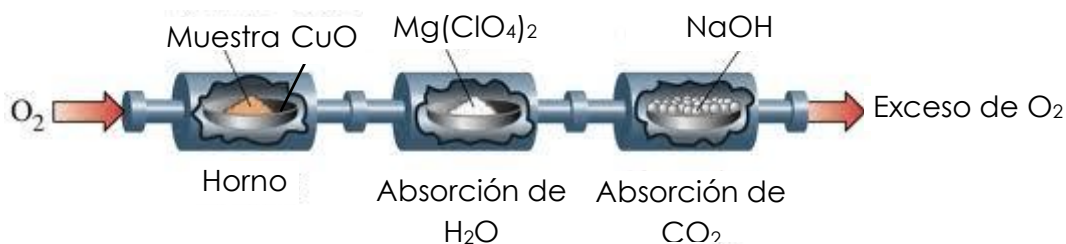
Para saber cuántas veces la fórmula empírica está contenida en la fórmula molecular, sólo tenemos que hacer el cociente:

$$\frac{\text{Masa F.M.}}{\text{Masa F.E.}} = \frac{230 \text{ uma}}{115 \text{ uma}} = 2$$

Entonces, si multiplicamos por dos las atomicidades de la fórmula empírica, obtendremos la fórmula molecular:

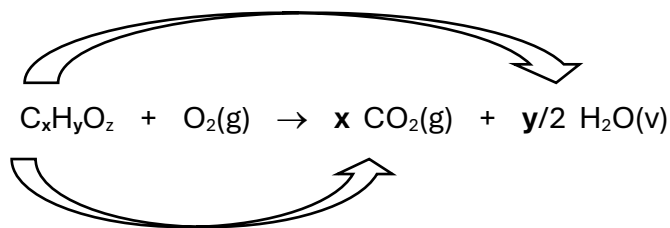


- 2) Determinación de las fórmulas empírica y molecular a partir del análisis elemental del compuesto



Cuando un químico aísla un nuevo compuesto, lo envía a un laboratorio analítico para conocer su composición elemental. Uno de los tipos de análisis que se pueden realizar es el de los productos de combustión. Este método experimental permite la determinación de la composición centesimal de compuestos orgánicos formados por C, H, O y algunos otros elementos tales como N o S. En la figura superior se ve que el oxígeno gaseoso atraviesa el tubo de combustión que contiene la muestra a ser analizada. Dicho tubo se encuentra dentro de un horno a alta temperatura. En presencia de pellets de CuO se produce la combustión de la muestra. Los productos de la combustión son absorbidos a la salida del horno: el vapor de agua por perclorato de magnesio y el dióxido de carbono se neutraliza con hidróxido de sodio, formándose carbonato de sodio. La diferencia de masa de los absorbentes, antes y después de la combustión, proporciona las masas de H_2O y CO_2 producidas por la reacción de combustión.

Podemos esquematizarlo de la siguiente manera, donde los subíndices x, y, z son los números enteros que queremos determinar:



La única fuente de C e H es la muestra analizada. Después de la combustión, todos los átomos de C se encuentran en el CO_2 y todos los átomos de H en el H_2O . El O puede provenir parcialmente de la muestra y del gas comburente empleado. Por ende, la cantidad de O la determinamos de manera indirecta, por diferencia.

Nota: en compuestos con S el producto de la combustión será $\text{SO}_2(\text{g})$ y en compuestos con N será $\text{NH}_3(\text{g})$.

Ejemplo:

El ácido caproico, al que se debe el mal olor de las medias, se compone de átomos de C, H y O. La combustión de una muestra de 0,225 g de este compuesto produce 0,512 g de CO_2 y 0,209 g de H_2O .

- Determine la fórmula empírica del ácido caproico.
- Si su masa molar es igual a 116 g/mol determine su fórmula molecular.

a) Si conociéramos la masa de O podríamos calcular el número de moles de cada elemento en 100 g de muestra y determinar los mínimos números enteros que indican la proporción en que se encuentra cada elemento que forma el compuesto (F.E.). Pero en este caso, debemos calcular la masa de O por diferencia entre la masa total de la muestra y las masas de C e H.

$$\begin{array}{l} 44 \text{ g CO}_2 \text{ — } 1 \text{ mol de átomos de C} \text{ — } 12 \text{ g C} \\ 0,512 \text{ g CO}_2 \text{ — } x = 0,0116 \text{ mol de átomos de C} \text{ — } x = 0,1396 \text{ g C} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } 2 \text{ moles de átomos de H} \text{ — } 2 \text{ g H} \\ 0,209 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } x = 0,0232 \text{ mol de átomos de H} \text{ — } x = 0,0232 \text{ g H} \end{array}$$

$$\begin{aligned} \text{Luego: masa O} &= \text{masa total muestra} - (\text{masa C} + \text{masa H}) = 0,225 \text{ g} - (0,1396 \text{ g} + 0,0232 \text{ g}) \\ &= 0,0622 \text{ g O} \end{aligned}$$

$$\begin{array}{l} 16 \text{ g O} \text{ — } 1 \text{ mol de átomos de O} \\ 0,0622 \text{ g} \text{ — } x = 0,00389 \text{ mol de átomos de O} \end{array}$$

Dividimos por el menor número de moles de átomos (n_o) y llegamos a la fórmula:



b) La masa molar correspondiente a un mol de moléculas de la F.E. es:

$$3 \text{ mol de C} \times 12 \frac{g}{mol} + 6 \text{ mol de H} \times 1 \frac{g}{mol} + 1 \text{ mol de O} \times 16 \frac{g}{mol} = 58 \text{ g}$$

$$Masa F.M.: 58 \text{ g/mol}$$

$$\frac{Masa F.M.}{Masa F.E.} = \frac{116 \text{ g/mol}}{58 \text{ g/mol}} = 2$$

Es decir que la F.E. está contenida dos veces en la F.M. por lo que debemos multiplicar todas las atomicidades por 2 para obtener la fórmula química molecular del ácido caproico:



SISTEMAS MATERIALES

La química es la ciencia que estudia las propiedades de la materia y los cambios que ésta sufre. La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio, posee masa e impresiona nuestros sentidos, es decir, todo lo que nos rodea, incluso nosotros mismos; los materiales con los que interactuamos son, en su mayoría, mezclas de sustancias; los gases de la atmósfera, aunque invisibles, son ejemplos de la materia, ocupan espacio y tienen masa.

La masa de la materia se manifiesta a través de la propiedad llamada inercia, que es, simplemente, su capacidad de resistirse a los cambios de movimiento.

Las propiedades de la materia pueden clasificarse como intensivas: y extensivas. Una propiedad es intensiva si es independiente de la cantidad de materia que se está examinando: la densidad (a 25 °C) y el punto de ebullición del agua pura (definida a una atm. de presión) son los mismos para una gota de agua que para 100 litros. Las propiedades extensivas dependen de la cantidad de materia estudiada, así resulta claro que la masa y el volumen son ejemplos de este tipo de propiedades.

Definimos como sistema (material), a toda porción aislada (real o imaginariamente) del universo que sometemos a estudio. Los sistemas pueden ser homogéneos o heterogéneos: un sistema es homogéneo cuando en cualquier punto del mismo podemos encontrar iguales propiedades intensivas y extensivas.

Cada parte homogénea y macroscópicamente distinta de un sistema, separada de otras partes del sistema por una superficie se denomina fase.

Por lo tanto, todo sistema constituido por una única fase será homogéneo y los sistemas heterogéneos presentarán más de una fase

Ejemplos:

- El agua de colonia constituye un sistema homogéneo: se trata de una mezcla en agua y alcohol de tres esencias diferentes, sin embargo, no es posible diferenciar dónde está el alcohol, dónde el agua y dónde las esencias.
- Un trozo de hielo en un vaso con agua líquida constituye un sistema heterogéneo, ya que está constituido por dos fases que coexisten en equilibrio.

El **número de componentes** de un sistema es el menor número de constituyentes químicos independientes, por medio de los cuales se puede expresar la composición de cualquier sistema.

En los ejemplos anteriores, el sistema hielo-agua líquida está constituido por un único componente, agua, mientras que, el sistema agua de colonia está formado por cinco componentes (agua, alcohol y las tres esencias). Uno de los métodos de clasificación de la materia se basa en su composición, como **elemento, compuesto o mezcla**. En sentido químico, los elementos y los compuestos se denominan **sustancias**.

Un elemento químico es una sustancia formada por un solo tipo de átomos, por esto no puede descomponerse en sustancias más simples.

Un compuesto es una sustancia formada por dos o más elementos cuyos átomos se unen entre sí mediante distinto tipo de enlaces. Sus entidades elementales, ya sean moléculas o pares iónicos, son iguales entre sí, y sólo es posible separar sus componentes mediante procedimientos químicos que rompan tales uniones. Los cambios de estado, cuando se producen, sólo afectan su ordenación o agregación.

Sin embargo, en la naturaleza, la materia se presenta, frecuentemente, en forma de mezcla de sustancias puras. Al igual que los sistemas materiales, las mezclas se pueden clasificar en homogéneas y heterogéneas.

La separación de un sistema material en los componentes que lo forman puede llevarse a cabo por métodos físicos o químicos. Los primeros incluyen una serie de operaciones tales como filtración, destilación o centrifugación, en las cuales no se produce ninguna alteración en la naturaleza de las sustancias, de modo que un simple reagrupamiento de los componentes obtenidos tras la separación dará lugar, nuevamente, al sistema primitivo.

Los segundos, por el contrario, implican cambios químicos; la materia base sufre transformaciones que afectan a su naturaleza, por lo que una vez que se establece la separación, la simple reunión de los componentes no reproduce la sustancia original.

Así, las mezclas son sistemas materiales que pueden fraccionarse o separarse en sus distintos componentes por métodos físicos. Cuando los buscadores de oro lavan sobre el cedazo las arenas auríferas, procuran, mediante un procedimiento físico, separar el barro y los granos de arena de las pepitas del precioso metal. En las salinas, por efecto de la

intensa evaporación, el agua del mar se separa en dos componentes: agua propiamente dicha, que en forma de vapor se incorpora al aire, y un conjunto de sales minerales que se acumulan en el fondo hasta que se completa la evaporación.

ESTEQUIOMETRÍA. CONCEPTO DE MOL. COMPOSICIÓN CENTESIMAL (PORCENTUAL). FÓRMULAS EMPÍRICAS

Ejercicio nº 1

Una muestra de nitrógeno gaseoso contiene $4,63 \times 10^{22}$ átomos de nitrógeno.

a) ¿A cuántos moles de átomos de nitrógeno equivale dicho número de átomos?

Rta.: 0,0769 mol de átomos de nitrógeno.

b) ¿A cuántos moles de moléculas de nitrógeno equivale dicho número de átomos?

Rta.: 0,03845 moles de moléculas de nitrógeno.

c) ¿Cuál es el volumen ocupado por dicho número de átomos en CNPT? **Rta.:** 0,861 dm³.

Ejercicio nº 2

¿Cuántos moles de átomos de oxígeno se encuentran presentes en cada una de las siguientes sustancias?

a) 11,5 g de oxígeno gaseoso (dioxígeno). **Rta.:** 0,719 mol de átomos

b) $4,62 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno. **Rta.:** 7,61 moles de átomos

c) $9,20 \times 10^{22}$ moléculas de SO₃ **Rta.:** 0,46 moles de átomos

d) $4,20 \times 10^{-2}$ mol de fórmulas unidad de Na₂O. **Rta.:** $4,20 \times 10^{-2}$ mol de átomos

e) $3,93 \times 10^{-3}$ mol de moléculas de P₄O₁₀. **Rta.:** $3,93 \times 10^{-2}$ mol de átomos

Ejercicio nº 3

¿Cuántos moles de átomos de cada elemento contienen

a) 32,7 g de cinc? **Rta.:** 0,500 mol de átomos.

b) 7,09 g de cloro? **Rta.:** 0,200 mol de átomos.

c) 4,31 g de hierro? **Rta.:** 0,0772 mol de átomos.

d) 9,378 g de azufre? **Rta.:** 0,2924 mol de átomos.

Ejercicio nº 4

¿Cuántas moléculas de nitrógeno se encuentran presentes en 1 dm³, medido a 0°C y 1 atmósfera de presión? **Rta.:** $2,69 \times 10^{22}$ moléculas.

Ejercicio nº 5

En una muestra de boro se encuentran presentes $8,02 \times 10^{-2}$ mol de átomos.

a) ¿A cuántos gramos de boro equivale dicho número de átomos? **Rta.:** 0,86 g

b) ¿Cuántos átomos de boro contiene la muestra?

Rta.: $4,83 \times 10^{22}$ átomos, $8,02 \times 10^{-2}$ moles de átomos.

Ejercicio nº 6

¿Cuántas moléculas de agua se encontrarán presentes en un vaso que contiene 150 cm³ de agua pura? $\delta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$. **Rta.:** $5,02 \times 10^{24}$ moléculas

Ejercicio nº 7

Se dispone de 0,400 mol de moléculas de sulfuro de hidrógeno(g)

- a) ¿Cuántos gramos de sulfuro de hidrógeno contiene la muestra? **Rta.:** 13,63g
b) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno y azufre se encuentran presentes en la muestra? **Rta.:** 0,800 moles de átomos de hidrógeno; 0,400 moles de átomos de azufre.
c) ¿Cuántos gramos de hidrógeno y de azufre se encuentran presentes en la muestra?
Rta.: 0,806 g de hidrógeno; 12,83 g de azufre.

Ejercicio nº 8

¿Cuál es el valor de la masa expresada en gramos de un átomo de:

- a) hidrógeno? **Rta.:** $1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$
b) osmio? **Rta.:** $3,16 \times 10^{-22} \text{ g}$
c) plomo? **Rta.:** $3,44 \times 10^{-22} \text{ g}$

Ejercicio nº 9

Completar el siguiente cuadro

ESPECIE QUÍMICA		Masa Molecular, uma	Masa Molar, g/mol
Fórmula	Nombre		
H ₂ O			
O ₂			
	Dióxido de carbono		
	Ozono		
HCl			
H ₂ SO ₄			
	Ácido metafosforoso		
SO ₃			

Ejercicio nº 10

- a) ¿Cuántos moles de fórmulas unidad de óxido de aluminio están contenidos en 31,43 g de óxido de aluminio? **Rta.:** 0,3082 mol
b) ¿Cuántos moles de átomos de hierro están contenidos en 15,25 g de hierro?

Rta.: 0,2731 moles de átomos.

c) ¿Cuántas moléculas de cloro están contenidas en 30 dm³ (CNPT) de cloro?

Rta.: $8,065 \times 10^{23}$ moléculas.

Ejercicio nº 11

Calcular el peso atómico del litio natural si contiene ⁶Li y ⁷Li, cuyos porcentajes de abundancia valen 7,40 y 92,60 respectivamente. Valores de masas de cada isótopo expresados en uma: 6,0167 y 7,0179 respectivamente. **Rta.:** 6,9438 uma

Ejercicio nº 12

Indicar en cuál de los siguientes ítems, hay contenida mayor masa de amoníaco (g):

a) 6×10^{23} moléculas. **Rta.:** 16,93 g

b) 18,7 g **Rta.:** 18,7 g

c) 0,9 mol de moléculas **Rta.:** 15,3 g

d) 33,6 dm³ (CNPT) **Rta.:** 25,5 g

Ejercicio nº 13

En 164 g de ácido ortofosforoso

a) ¿Cuántos moles de moléculas se encuentran presentes? **Rta.:** 2,00 moles

b) ¿Cuántos átomos de fósforo se encuentran presentes? **Rta.:** $1,20 \times 10^{24}$ átomos.

c) ¿Cuántos moles de átomos de fósforo y cuántos de oxígeno se encuentran presentes?

Rta.: 2,00 moles de átomos de fósforo y 6,00 moles de átomos de oxígeno.

Ejercicio nº 14

¿Cuántos moles de iones sulfato se encuentran presentes en 16,32 g de sulfato de calcio?

Rta.: 0,1199 mol de iones sulfato.

Ejercicio nº 15

El sulfato de cobre(II) cristaliza con 5 moléculas de agua. Indicar:

a) ¿Cuántos moles de sal hidratada hay en 10 g de sal cristalizada? **Rta.:** 0,040 mol.

b) ¿Cuántos moles de átomos de azufre y de oxígeno contienen 100,0g de sal cristalizada?

Rta.: 0,40 moles de átomos de azufre y 3,61 moles de átomos de oxígeno.

c) ¿Qué número de átomos de cada elemento se encuentran presentes en 1,0 g de la sal cristalizada? **Rta.:** $2,41 \times 10^{21}$ átomos de cobre, $2,17 \times 10^{22}$ átomos de oxígeno, $2,41 \times 10^{21}$ átomos de azufre y $2,41 \times 10^{22}$ átomos de hidrógeno.

d) ¿Cuántos gramos de sal anhidra se encuentran presentes en 50,0 g de sal hidratada?

Rta.: 31,94 g.

Ejercicio nº 16

Se disponen de muestras de 100 g de c/u de los siguientes compuestos:

a) óxido de hierro(III)

b) cloruro de hierro(III)

c) nitrato de hierro(III)

d) sulfato de hierro(III)

¿Cuál de las muestras contiene mayor masa de hierro? **Rta.:** óxido de hierro(III).

Ejercicio nº 17

El nivel permisible de cloruro de vinilo, C_2H_3Cl , en la atmósfera en una planta química es de $2,05 \cdot 10^{-6} \text{ g/dm}^3$.

a) ¿Cuántos moles de moléculas de cloruro de vinilo en cada litro representa dicha cantidad? **Rta.:** $3,28 \cdot 10^{-8} \text{ mol moléculas/dm}^3$.

b) ¿Cuántas moléculas del compuesto orgánico se encuentran presentes por dm^3 ?

Rta.: $1,98 \cdot 10^{16} \text{ moléculas/dm}^3$.

Ejercicio nº 18

a) Calcular la masa molar del nitrato de cobre(II). **Rta.:** 187,5 g/mol.

b) Calcular la masa en gramos de 0,155 mol de nitrato de cobre(II). **Rta.:** 29,07 g.

c) ¿Cuántos moles de fórmulas unidad de nitrato cúprico se encuentran presentes en 5,47 g de nitrato de cobre(II)? **Rta.:** 0,0292 mol de fórmulas unidad.

d) ¿Cuántos átomos y moles de átomos de nitrógeno se encuentran presentes en 1,25 mg de nitrato cúprico?

Rta.: $8,03 \cdot 10^{18}$ átomos de nitrógeno y $1,33 \cdot 10^{-5}$ moles de átomos de nitrógeno.

Ejercicio nº 19

Calcular la masa molar expresada en gramos para una sustancia cuya masa molecular vale 13,2 uma. **Rta.:** 13,2 g/mol.

Ejercicio nº 20

¿Cuántas uma se encuentran contenidas en una masa de 8,4 g? **Rta.:** $5,1 \cdot 10^{24}$ uma.

Ejercicio nº 21

Disponer las siguientes entidades en orden creciente de masa:

a) 16 moléculas de agua, b) 2 átomos de plomo, c) $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol de moléculas de helio.

Rta.: $c < a < b$.

En el ítem c, ¿se obtendrá el mismo resultado, si se pide el mismo por mol de átomos de helio? **Rta.:** Sí.

Ejercicio nº 22

Calcular el porcentaje de cobre en cada uno de los siguientes minerales:

cuprita (Cu_2O), pirita cuprífera ($CuFeS_2$), malaquita ($CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$).

Rta.: cuprita: 88,8% de Cu; pirita cuprífera: 34,6% de Cu; malaquita: 57,5% de Cu.

Ejercicio nº 23

Calcular la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es la siguiente: % N = 10,7% ; % O = 36,8%, % Ba = 52,5%. **Rta.:** BaN₂O₆

Ejercicio nº 24

El ácido acetilsalicílico es el componente del producto farmacéutico conocido como aspirina. El análisis elemental del ácido acetilsalicílico, arrojó los siguientes resultados: 60,0% de carbono, 4,48% de hidrógeno y 35,5% de oxígeno. Masa molecular: 180,2 uma. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto orgánico? **Rta.:** C₉H₈O₄.

Ejercicio nº 25

¿Cuál será la fórmula empírica de un compuesto, si los análisis cuantitativos sobre 4,28 g del mismo indican la presencia de 1,44 g de cobre, 0,64 g de nitrógeno y 2,2 g de oxígeno? **Rta.:** CuN₂O₆.

Ejercicio nº 26

Calcular la composición centesimal del carbonato de bario.
Rta.: % Ba: 69,59%; % C: 6,09%; % O: 24,32%.

Ejercicio nº 27

Calcular el tanto por ciento de agua de cristalización existente en los compuestos:

- a) CaCl₂.6H₂O. **Rta.:** 49,39%
- b) Na₂SO₄.10H₂O. **Rta.:** 55,91%
- c) KAl(SO₄)₂.12H₂O **Rta.:** 45,57%

Ejercicio nº 28

El análisis elemental de una muestra de bromuro de mercurio, en la que se desconoce el número de oxidación del metal, presenta una composición centesimal de: 71,5% de Hg y 28,5% de Br. Deducir la fórmula empírica y el número de oxidación del metal.
Rta.: HgBr, número de oxidación del Hg: +1.

Ejercicio nº 29

Un compuesto de masa molar: 28 g/mol, contiene 85,6% de C y 14,4% de H. Determinar las fórmulas empírica y molecular del compuesto.
Rta.: Fórmula Empírica: CH₂. Fórmula Molecular: C₂H₄.

Ejercicio nº 30

La progesterona es una hormona de origen natural, cuya fórmula molecular corresponde a C₂₁H₃₀O₂. ¿Cuál es su composición porcentual? **Rta.:** 80,21% de C, 9,62% de H, 10,18% de O.

Ejercicio nº 31

Un compuesto contiene 74,87% de carbono y 25,13% de hidrógeno. La sustancia es un compuesto gaseoso cuya masa molecular aproximada vale 16 uma. Deducir la fórmula molecular del compuesto. **Rta.:** CH₄.

Ejercicio nº 32

a) Calcular el porcentaje de bromo presente en el compuesto bromuro de potasio.

Rta.: 67,15%.

b) ¿Qué masa de bromo se encuentra presente en 250 g de sal? **Rta.:** 167,87g.

Ejercicio nº 33

Una sustancia orgánica está constituida por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al calentarla con óxido cúprico(s) el carbono se oxida a dióxido de carbono(g) y el hidrógeno a agua(g). A partir de 1,00 g de sustancia se obtienen 0,9776 g de CO₂ y 0,2001 g de H₂O. Valor de la masa molecular del compuesto: 90 uma Deducir la fórmula molecular de la sustancia orgánica. **Rta.:** C₂H₂O₄.

Ejercicio nº 34

El análisis de un cloruro metálico XCl₃ revela que contiene 67,2 %P/P de cloro. Calcular el valor de la masa atómica de X expresada en uma e identificar al elemento metálico.

Rta.: masa atómica = 52,06 uma, X = Cr.

Ejercicio nº 35

El sulfato de aluminio hidratado: [Al₂(SO₄)₃·xH₂O] contiene 8,20 %P/P de aluminio. Calcular el valor de x = número de moléculas de agua de hidratación.

Rta.: x = 18 moléculas de agua de hidratación.

Ejercicio nº 36

El aminoácido esencial lisina está constituido por C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2,175 g de lisina dio lugar a la formación de 3,94 g de dióxido de carbono(g) y 1,89 g de agua(g). En otro experimento, 1,873 g de lisina produjeron 0,436 g de amoníaco(g).

a) Calcular la fórmula empírica de la lisina. **Rta.:** C₃H₇NO.

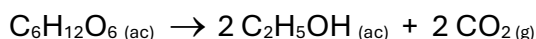
b) La masa molar de la lisina vale 150 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Rta.: C₆H₁₄N₂O₂.

ESTEQUIOMETRÍA. PUREZA, REACTIVO LIMITANTE

Ejercicio nº 1

La fermentación de la glucosa produce alcohol etílico y dióxido de carbono:



- a) ¿Cuántos moles de moléculas de $\text{CO}_2(\text{g})$ se producen cuando 0,330 mol de moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$ reacciona de esta manera? **Rta.:** 0,66 mol de moléculas.
- b) ¿Cuántos gramos de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$ se requieren para formar 2,00 moles de moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac})$? **Rta.:** 180 g.
- c) ¿Cuántos gramos de $\text{CO}_2(\text{g})$ se forman cuando se producen 2,00 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac})$? **Rta.:** 1,91 g.

Ejercicio nº 2

El $\text{HF}(\text{ac})$ no se puede guardar en frascos de vidrio porque ciertos compuestos del vidrio, llamados silicatos, son atacados por él. Por ejemplo, el metasilicato de sodio reacciona de la siguiente forma:



- a) ¿Cuántos moles de moléculas de $\text{HF}(\text{ac})$ se requieren para disolver 0,5 mol de fórmulas unidad de $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{s})$? **Rta.:** 4 moles de moléculas de HF .
- b) ¿Cuántos gramos de $\text{NaF}(\text{ac})$ se forman cuando 0,3 mol de moléculas de HF reacciona de esta manera? **Rta.:** 3,15 g.
- c) ¿Cuántos gramos de $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{s})$ se pueden disolver con 0,3 g de $\text{HF}(\text{ac})$? **Rta.:** 0,23 g.

Ejercicio nº 3

¿Cuántos gramos de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ deberán reaccionar con 500 g de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ para formar:

- a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$? **Rta.:** 687 g
- b) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$? **Rta.:** 1374 g
- c) $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$? **Rta.:** 229 g
- d) $[\text{Fe}(\text{OH})]\text{SO}_4$? **Rta.:** 458 g

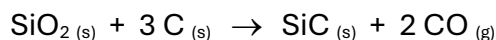
Ejercicio nº 4

Un fabricante de bicicletas tiene 5350 ruedas, 3023 cuadros y 2655 manubrios.

- a) ¿Qué componente limita la producción? **Rta.:** los manubrios
- b) ¿Cuántas bicicletas pueden fabricarse usando estos componentes? **Rta.:** 2655 bicicletas.
- c) ¿Cuántos componentes de cada tipo sobran? **Rta.:** 40 ruedas, 368 cuadros.

Ejercicio nº 5

El carburo de silicio es una sustancia dura que se usa comúnmente como abrasivo, y se fabrica calentando SiO_2 y C a altas temperaturas:



Si se permite que reaccionen 3,00 g de $\text{SiO}_2(\text{s})$ y 4,50 g de $\text{C}(\text{s})$

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso? **Rta.:** el reactivo limitante es $\text{SiO}_2(\text{s})$.
- b) ¿Cuántos gramos de $\text{SiC}(\text{s})$ pueden formarse? **Rta.:** 2 g.

c) ¿Cuánto queda del reactivo en exceso después que se consume totalmente el reactivo limitante? **Rta.:** 2,7 g C_(s).

Ejercicio nº 6

Las soluciones de carbonato de sodio y nitrato de plata reaccionan para formar carbonato de plata sólido y una solución de nitrato de sodio. Una solución que contiene 5,00 g de carbonato de sodio se mezcla con otra que tiene 5,00 g de nitrato de plata. Una vez que la reacción llega a su término, la solución se evapora a sequedad, dejando una mezcla de sales. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio, nitrato de plata, carbonato de plata y nitrato de sodio están presentes al final de la reacción?

Rta.: nada de AgNO₃; 3,5 g Na₂CO₃; 4 g Ag₂CO₃; 2,5 g NaNO₃.

Ejercicio nº 7

Se ponen en contacto 156 litros de O₂(g), medidos a 0°C y 1 atmósfera, con 176 g de un material de sulfuro ferroso de 95% de pureza, a alta temperatura, produciéndose dióxido de azufre y óxido férrico.

a) ¿Cuántos gramos de dióxido de azufre y de óxido férrico se forman?

Rta.: 121,6 g SO₂ y 152 g Fe₂O₃.

b) ¿Cuántos moles de fórmulas unidad de óxido de sodio podrían formarse con el exceso de oxígeno y cantidad suficiente de sodio? **Rta.:** 7,27 moles.

Ejercicio nº 8

Un sistema está constituido inicialmente por ácido metafosforoso e hidróxido de calcio al 30% de impurezas. Al reaccionar se forman 834 g de sal neutra y queda 0,6 mol de moléculas de ácido sin neutralizar. Complete la siguiente tabla:

Sustancia	Masa antes de la reacción,g	Masa después de la reacción, g
Hidróxido de calcio		
Ácido metafosforoso		
Sal neutra		
Agua		
Impurezas del hidróxido		

Ejercicio nº 9

¿Cuántos moles de cobre podrán producirse si reaccionan 0,75 mol de moléculas de amoníaco con 150 g de óxido de cobre(II) con 10% de impurezas de acuerdo a la siguiente reacción:



Rta.: 1,125 moles.

Ejercicio nº 10

En la combustión del metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, (el oxígeno gaseoso es el otro reactivo), se producen $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. ¿Cuántos gramos de aire, en el cual el 23% en peso es oxígeno, son necesarios para quemar 66 g de metano? **Rta.:** 1148 g.

Ejercicio nº 11

Se hicieron reaccionar 35 g de un material de hierro con cantidad suficiente de oxígeno. Si se obtuvieron 0,26 mol de fórmulas unidad de óxido de hierro(III), responder:

- a) ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionaron? **Rta.:** $2,349 \times 10^{23}$ moléculas.
- b) ¿Cuál es el % de pureza del material de hierro utilizado? **Rta.:** 83%.
- c) ¿Cuántos átomos de hierro reaccionaron? **Rta.:** $3,132 \times 10^{23}$ átomos de hierro.

Ejercicio nº 12

El carbonato de sodio reacciona con hidróxido de calcio para producir hidróxido de sodio y carbonato de calcio.

a) ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se requieren para formar 300 g de hidróxido de sodio? **Rta.:** 397,5 g.

b) ¿Cuántos moles de fórmulas unidad de carbonato de calcio se forman?

Rta.: 3,75 moles de f.u.

b) En el laboratorio se dispone de 25 g de un material rico en carbonato de sodio, cuyo título es 0,98. Si se lo hace reaccionar con cantidad suficiente de hidróxido de calcio, calcular cuántas fórmulas unidad de hidróxido de sodio pueden obtenerse.

Rta.: $2,78 \times 10^{23}$ fórmulas unidad

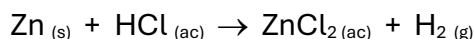
c) ¿Cuántos gramos de un material rico en carbonato de sodio, con una pureza del 85%, deben pesarse para reaccionar completamente con 7,4 g de hidróxido de calcio?

Rta.: 12,47 g

RENDIMIENTO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Ejercicio nº 1

Dada la siguiente ecuación:



a) Balancear la ecuación.

b) ¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno pueden obtenerse si reaccionan 0,333 mol de fórmulas unidad de ácido clorhídrico con exceso de zinc y el rendimiento es del 75%?

Rta.: 0.12 mol de moléculas.

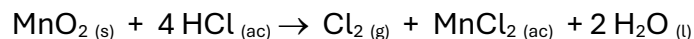
c) Si se mezclan 30 g de zinc de 90% de pureza con 25 g de ácido clorhídrico:

1. ¿Qué volumen de hidrógeno se forma en CNPT? **Rta.=** 7,7L.

2. ¿Cuántas fórmulas unidad de sal se forman? **Rta.=** $2,06 \times 10^{23}$ fu.

Ejercicio nº 2

Considerando la reacción:



a) ¿Cuántos gramos de cloro se obtienen si reaccionan 0,35 mol de fórmulas unidad de dióxido de manganeso con exceso de ácido clorhídrico? **Rta.:** 24,85 g.

b) Si en la reacción se obtienen 25 g de cloro y el rendimiento fue del 50%, ¿qué masa de cada reactivo fue colocada en el recipiente de reacción? **Rta.:** 61,3 g MnO_2 , 103 g HCl .

Ejercicio nº 3

Se puede obtener hidrógeno haciendo reaccionar zinc, hierro o aluminio con ácido clorhídrico. Justifique con cuál de estos metales se obtiene mayor rendimiento de hidrógeno por gramo de metal.

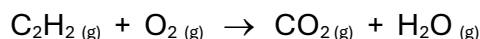


Escribir una reacción para cada metal.

Sales: cloruro de zinc, cloruro ferroso, cloruro de aluminio.

Ejercicio nº 4

En las soldaduras se emplean sopletes de oxiacetileno que pueden alcanzar temperaturas de unos 2000 °C. Estas temperaturas son debidas a la combustión del acetileno con el oxígeno:



a) Balancear la reacción.

b) Si se parte de 125 g de acetileno y 125 g de oxígeno, ¿cuál es el reactivo límite?

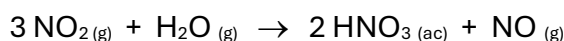
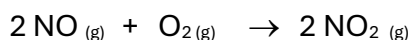
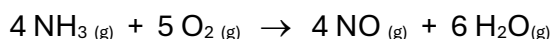
c) ¿Cuál es el rendimiento teórico del agua, expresado en gramos?

d) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento cuando se forman 22,5 g de agua?

Rta.: b) reactivo límite: O_2 (g) c) 28,2 g d) 79,8%.

Ejercicio nº 5

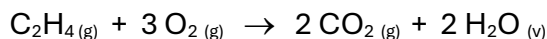
En el proceso de Ostwald, el ácido nítrico se produce en tres etapas a partir del amoníaco:



Suponiendo que el rendimiento sea del 82% en cada una de las etapas, ¿cuántos gramos de ácido nítrico se pueden obtener a partir de $1,00 \times 10^4$ g de amoníaco? **Rta.:** $1,36 \times 10^4$ g.

Ejercicio nº 6

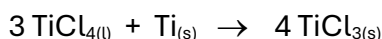
El etileno se quema en el aire de acuerdo a la reacción:



- a) ¿Cuántos gramos y cuántos moles de moléculas de $\text{CO}_2(\text{g})$ se forman al quemarse 2,93 g de etileno con 14,29 g de oxígeno? **Rta.:** 9,2 g - 0,20 moles de moléculas.
- b) Si la reacción produce 8,1 g de $\text{CO}_2(\text{g})$, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? **Rta.:** 88%.

Ejercicio nº 7

- a) ¿Cuántos gramos de Ti metálico se requieren para reaccionar con 3,513 g de TiCl_4 ?
La ecuación para la reacción es:



Rta.: 0,30 g.

- b) ¿Cuántos gramos de $\text{TiCl}_3(\text{s})$ pueden producirse? **Rta.:** 3,80 g.
- c) Si 3,00 g de $\text{TiCl}_3(\text{s})$ se separan como producto de la reacción, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento? **Rta.:** 79%.

Ejercitación extra

1. El butano (C_4H_{10}) se utiliza como combustible, tanto para cocinar y en tener calefacción y agua caliente. El C_4H_{10} se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

- a) Balancear la ecuación química.
- b) Indicar reactivo limitante.
- c) Si haces reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá? **Rtas:** a) $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$. b) el RL es el butano. c) 69,8g CO_2

2. Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita).

Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 g de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes? **Rta:** 171 g Cr

3. Haces reaccionar 21,3 g de nitrato de plata con 33,5 g de cloruro de aluminio para preparar cloruro de plata y nitrato de aluminio.

- a) Balancear la reacción química.
- b) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- c) ¿Qué masa de reactivo excedente queda sin reaccionar?
- d) ¿Qué masa de cloruro de plata obtendrás?

Rtas: b) el reactivo limitante es el AgNO_3 , que se consume totalmente, mientras que está en exceso el cloruro de aluminio. c) 28g AlCl_3 . d) 18g AgCl .

4. La glucosa de la uva ($C_6H_{12}O_6$) fermenta por la acción de una levadura y se transforma en alcohol (etanol, C_2H_6O) y en dióxido de carbono, transformando el mosto en vino. Si la reacción que se produce tiene un rendimiento del 95%, ¿cuál es la masa de alcohol que se obtiene a partir de 1,5 kg de glucosa? Rta: 728g de etanol

5. El hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, se calcina para obtener de nuevo Al_2O_3 y agua. Si la pureza del $Al(OH)_3$ es del 95%, ¿qué masa de óxido de aluminio obtendrás a partir de 100 g de $Al(OH)_3$ impuro? Rta: 62 g de Al

6. Una piedra caliza del 72 % de contenido en carbonato de calcio, reacciona con un exceso de ácido clorhídrico y se produce cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Si necesitas obtener 350 g de cloruro de calcio, ¿qué masa de caliza debes emplear? Rta: 438g de piedra caliza.

7. La producción del ácido ortofosfórico se hace según la siguiente reacción:

Óxido fosfórico(s) + agua(l) $\rightarrow$ ácido ortofosfórico (ac)

a) ¿Qué masa de ácido ortofosfórico se producirá a partir de 50 g de P_2O_5 reaccionando con exceso de agua?

b) si se producen 65 g de H_3PO_4 . ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Rta: a) 69g de ácido fosfórico. b) 94%

8. Dada la siguiente reacción:

Amoniaco(g) + oxígeno(g) $\rightarrow$ dióxido de nitrógeno(g) + agua(g)

a) Formule y balancee la reacción

b) ¿Cuál es el rendimiento de la siguiente reacción, si se producen 25 g de agua a partir de 18 g de NH_3 reaccionado con exceso de oxígeno?

c) En la reacción anterior 14,8 g de NH_3 reaccionan con 36,1 g de O_2 gas. ¿Cuál es el rendimiento si se producen 15,3 g de H_2O ?

Rtas: b) 87,4% c) 87,9%

9. Se mezclan 13,0 g de cinc sólido con 18,25 g de ácido clorhídrico acuoso.

a) Clasifique la reacción química utilizando al menos dos criterios.

b) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos de $ZnCl_2$ se forman?

c) ¿Cuántos gramos de HCl quedan sin reaccionar?

Rta.: a) Heterogénea, de simple sustitución. b) Zn es el reactivo limitante. c) 27,26 g de $ZnCl_2$. d) 3,65 g de HCl

10. Se hacen reaccionar 25,0g de una muestra impura de carbonato de calcio con un exceso de ácido clorhídrico obteniendo cloruro de calcio e hidrógeno gaseoso. Si al finalizar la reacción se recolectaron 5,04L de dióxido de carbono medidos en condiciones

normales de presión y temperatura, calcula el porcentaje de pureza de la muestra original de carbonato de calcio.

Rta: 90,1%

11. Un docente de química necesita obtener 15,0g de cloruro de magnesio mediante la reacción de magnesio metálico con ácido clorhídrico. En el laboratorio se dispone de una cinta de magnesio que tiene una pureza del 88%. Suponiendo que la reacción tiene un rendimiento del 100%, ¿qué masa de esta cinta de magnesio se debe pesar para asegurar la obtención de los 15,0g de la sal deseada? **Rta:** 4,35g

ESTEQUIOMETRÍA CON SOLUCIONES

LAS DISOLUCIONES

Una **disolución** es una mezcla homogénea; una *mezcla porque contiene dos o más sustancias en proporciones que pueden variarse dentro de límites amplios y es homogénea porque su composición y sus propiedades son uniformes*. En una disolución, el disolvente es el componente que está presente en mayor proporción, mientras que los otros componentes, denominados solutos, se encuentran en menor proporción disueltos en el disolvente.

Cuando una sustancia sólida se mezcla con un líquido de tal forma que no puede distinguirse de él, se dice que la sustancia ha sido *disuelta* por el líquido. A la mezcla homogénea así formada se la denomina *disolución*. La noción de disolución puede generalizarse e incluir la de gases en gases, gases en líquidos, líquidos en líquidos o sólidos en sólidos. Cuando dos sustancias líquidas pueden dar lugar a mezclas homogéneas o disoluciones, se dice que son *miscibles*.

CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes y también de su proporción, por ejemplo: la curva de calentamiento de una disolución de sal común en agua, cambiará, aunque sólo se modifique en el experimento la cantidad de soluto añadido por litro de disolución; y la velocidad de una reacción química que tenga lugar entre sustancias en disolución, depende de las cantidades relativas de sus componentes, es decir, de sus concentraciones. *La concentración de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cantidad unidad de disolvente o de disolución*. La relación soluto-disolvente nos permite clasificar la disolución como diluida o concentrada: si la cantidad de soluto por unidad de disolvente o disolución es pequeña la disolución se conoce como diluida y en caso contrario como concentrada. Las expresiones muy diluida, diluida, algo concentrada, concentrada o muy concentrada, empleadas corrientemente al referirse a una disolución dada, si bien expresan una gradación creciente en la cantidad de soluto disuelto, son imprecisas y nada nos dicen respecto cuanto soluto hay realmente. Una disolución queda caracterizada si se indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de disolución, o de disolvente, ósea, se indica su *concentración*. Podemos ejemplificar con el siguiente cuadro:

Soluto	Concentración cualitativa	Porcentaje peso en peso	Densidad (g/L)
HCl	Concentrado*	36	1,18
HCl	Diluido	20	1,10
HNO ₃	Concentrado*	70	1,42
HNO ₃	Diluido	32	1,19
H ₂ SO ₄	Concentrado*	98	1,84
H ₂ SO ₄	Diluido	25	1,18
* Soluciones comerciales			

Unidades de concentración

Existen diferentes formas de expresar la concentración de una disolución. Las que se emplean con mayor frecuencia son relaciones cuantitativas entre cantidad de soluto y cantidad de disolución, ya sea en términos de masas, de masa a volumen o incluso de volumen a volumen, si todos los componentes son líquidos. Para el estudio de ciertos fenómenos físico-químicos resulta de interés expresar la concentración en términos de la proporción de la cantidad de soluto respecto de la cantidad de disolvente. Estas unidades son más o menos de uso frecuente de acuerdo al valor de concentración (si es elevado o pequeño), a los usos y costumbres, etc. En todo caso, se requiere interpretar adecuadamente cada definición y de ese modo se simplifica el tratamiento numérico cuando se trabaja con disoluciones. En el siguiente cuadro resumimos las principales unidades de concentración:

Unidad	Símbolo	Definición
Molaridad	M	Moles de moléculas de soluto presentes por litro de disolución
Molalidad	m	Moles de soluto presentes en 1 kg de solvente
Fracción molar	χ	Relación entre el número de moles de moléculas de un componente y el número total de moles de moléculas de la mezcla
Porcentaje peso en peso	% P/P	Gramos de soluto presentes en 100 gramos de disolución
Porcentaje peso en volumen	% P/V	Gramos de soluto presentes en 100 mL de disolución
Gramos por litro	g/L	Gramos de soluto presentes en 1 L de disolución

Porcentaje volumen en volumen	% V/V	Mililitros de soluto presentes en 100 mL de disolución
Partes por millón	ppm	Gramos de soluto por cada 10^6 gramos de solución. Esto es equivalente a miligramos de soluto por kg de disolución o por litro de disolución
Partes por billón	ppb	Gramos de soluto por cada 10^9 gramos de solución, equivalente a microgramos de soluto por kg de disolución o por litro de disolución

Interrelaciones de unidades

En muchas ocasiones se hace necesario conocer la concentración de una disolución en una unidad diferente a la suministrada. Cuando las relaciones de cantidades de soluto son gramo-mol, el problema no ofrece mayores dificultades. La situación que puede resultar un poco más compleja, la constituye el caso de tener que relacionar la cantidad de solvente en unidades diferentes por ejemplo gramo-litro. Este es el caso de relacionar molaridad con porcentaje peso en peso. En estas situaciones se hace indispensable conocer la densidad de la solución, para poder vincular masa de disolución con volumen de disolución. Y en el caso de tener que vincular molaridad con alguna de otras unidades de concentración, se hace necesario conocer la densidad del disolvente (δ). Este parámetro se define como la relación de la **masa de la solución** por **unidad de volumen de la solución**.



La densidad de una solución tiene las mismas unidades que la concentración expresada en % P/V (g/mL), sin embargo, no es una unidad de concentración. ¿Cuál es la explicación de este hecho?

DISOLUCIÓN Y SOLUBILIDAD

El fenómeno de la disolución

El proceso físico de la disolución de un soluto en un disolvente determinado supone una interacción interparticular soluto-solvente más efectiva que entre las de soluto o solvente. Por ejemplo: cuando un terrón de azúcar se introduce en un vaso lleno de agua, al cabo de un tiempo parece, a primera vista, que se ha desvanecido sin dejar rastro de su presencia en el líquido. Esta aparente desaparición indica que el fenómeno de la disolución se produce a nivel molecular. Veamos esto más detalladamente: La disolución de un sólido supone la ruptura de los enlaces de la red cristalina y la dispersión de sus componentes (átomos, moléculas o iones) en el seno del líquido. Para que esto sea posible es necesario que se produzca una interacción entre las moléculas del disolvente y las partículas del

soluta, que recibe el nombre genérico de **solvatación**. Cuando una sustancia sólida se sumerge en un disolvente apropiado, las moléculas (átomos o iones) situadas en la superficie del sólido son rodeadas por las del disolvente; este proceso libera cierta cantidad de energía que se cede en parte a la red cristalina y permite a algunas de sus partículas desprenderse de ella e incorporarse a la disolución. La repetición de este proceso conduce, luego de cierto tiempo, a la disolución completa del sólido. Para que la energía de solvatación tome un valor considerable es necesario que las interacciones entre las moléculas (átomos o iones) del soluto y entre las del disolvente sean de la misma naturaleza. Sólo así el fenómeno de la solvatación es lo suficientemente importante como para dar lugar por sí solo a la disolución del sólido. Se puede decir entonces que “lo semejante disuelve a lo semejante”. Un viejo proverbio con el mismo significado general es “el agua y el aceite no se mezclan”. Esto es, las sustancias con estructuras moleculares parecidas tienen probabilidades de presentar fuerzas de atracción interparticulares semejantes y de ser solubles entre sí. Así, los disolventes polares como el agua son apropiados para solutos polares como los sólidos iónicos o los sólidos formados por moléculas con una cierta polaridad eléctrica. Por su parte, los disolventes apolares, como el benceno (C_6H_6), disuelven las sustancias apolares como las grasas.

En algunos casos, la energía liberada en el proceso de solvatación no es suficiente como para romper los enlaces en el cristal y, permitir la separación de las partículas del sólido. Sin embargo, junto con los factores de tipo energético, como los considerados hasta ahora, existen otros factores que determinan que la disolución se produzca o no de forma espontánea. Los procesos físico-químicos están influidos, además, por el factor desorden o factor entrópico, de modo que tienden a evolucionar en el sentido en el que éste aumenta. La disolución, sea de sólido en líquido o de líquido en líquido, aumenta el desorden molecular y por ello está favorecida. Contrariamente, la de gases en líquidos, está dificultada por el aumento del orden que conllevan. Del balance final entre los efectos de ambos factores, el de energía y el de desorden, depende el que la disolución sea o no posible.

La solubilidad

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo cantidades crecientes de soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente transformado al sistema en heterogéneo). Se dice entonces que la disolución está *saturada*.

La solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la máxima cantidad de dicha sustancia que puede disolverse en una cierta cantidad de ese solvente a una temperatura dada. Por lo tanto, la solubilidad expresa la máxima concentración que puede tener una disolución particular a una dada temperatura; es decir la concentración de la disolución saturada a esa temperatura.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Por ejemplo, a 20 °C la concentración de la disolución saturada de cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M y en alcohol etílico (C₂H₅OH) a esa misma temperatura, es 0,009 M.

Cuando la solubilidad de un soluto es **superior a 0,1 moles** de fórmulas unidad por litro de disolución, se suele considerar la sustancia como **soluble** en el disolvente considerado; por debajo de ese valor se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia. Entonces, si tenemos en cuenta ahora la solubilidad del soluto en el disolvente particular, se puede establecer otra clasificación de disoluciones:

✓ Disolución saturada: aquella que posee disuelta la máxima cantidad de soluto en una cierta cantidad de ese disolvente, a una temperatura.

✓ Disolución no saturada: aquella que posee disuelto menos soluto del necesario para formar una disolución saturada en una cierta cantidad de ese disolvente, a una temperatura.

Nota: Para el caso de una sustancia muy poco soluble, una solución saturada será una solución muy diluída.

Solubilidad y temperatura

La solubilidad de un soluto en un disolvente dado depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado por el valor de la temperatura de trabajo. En la mayor parte de los casos, la solubilidad de los solutos sólidos aumenta al aumentar la temperatura. Las excepciones a esta generalización tienden a encontrarse entre compuestos que contienen los aniones SO₃²⁻, SO₄²⁻ y PO₄³⁻. Por ejemplo, una disminución de la solubilidad al incrementar la temperatura se observa con el Ce₂(SO₄)₃.

En contraste con los solutos sólidos, la solubilidad de la mayoría de los gases en agua disminuye al aumentar la temperatura. Este hecho ayuda a explicar por qué muchas especies de peces sólo pueden sobrevivir en agua fría, debido a que en agua templada no hay suficiente oxígeno disuelto para mantenerlos vivos. La menor solubilidad del oxígeno en el agua al aumentar la temperatura es uno de los efectos de la contaminación térmica de lagos y ríos. En cambio, para las disoluciones de gases en disolventes orgánicos la situación es a menudo la inversa.

Solubilidad y presión

Las solubilidades de los sólidos y los líquidos no son afectadas apreciablemente por la presión, mientras que la solubilidad de los gases en cualquier disolvente aumenta al incrementarse la presión del gas sobre el disolvente.

Solubilidad y tamaño

La solubilidad **no** depende del tamaño de partícula (trozo, fragmento, polvo) en que hemos dividido el sólido. ¿Un sólido si está finamente dividido se disuelve más rápidamente? Sí. Pero la solubilidad, la máxima cantidad de dicha sustancia que puede disolverse en una cierta cantidad de ese solvente a una dada temperatura, *no cambia*. Por ejemplo, si en una

cierta cantidad de agua se disuelve únicamente una tableta de aspirina, se disolverá más rápido si antes la pulverizamos que si la colocamos entera. Esto es debido a que al dividir el comprimido *aumentamos la superficie de contacto* entre el sólido y el agua, *aumentando las interacciones entre las moléculas de soluto y las del disolvente*. En consecuencia, lleva menos tiempo el proceso de disolución del sólido, pero la máxima cantidad que podemos solubilizar en la cantidad de agua no se modifica.

Veamos algunos ejemplos de cómo calcular concentraciones:

Ejemplo 1

El análisis de una muestra de aire da como resultado la siguiente composición: 13,44 g de oxígeno, 43,68 g de nitrógeno y 0,8 g de argón. Calcular la fracción molar de cada componente en la mezcla gaseosa.

Solución:

La fracción molar de un componente en una mezcla, se calcula como el cociente entre el número de moles de moléculas de ese componente y el número de moles de moléculas totales. Calculamos primero el número de moles de moléculas (n) de cada componente:

$$n_{O_2} = \frac{13 \text{ g } O_2}{32 \text{ g } O_2 / \text{mol } O_2} = 0,42 \text{ mol } O_2$$

$$n_{N_2} = \frac{43 \text{ g } N_2}{28 \text{ g } N_2 / \text{mol } N_2} = 1,46 \text{ mol } N_2$$

$$n_{Ar} = \frac{0,8 \text{ g } Ar}{40 \text{ g } Ar / \text{mol } Ar} = 0,02 \text{ mol } Ar$$

Luego, el número de moles de moléculas totales (n_t), como la suma de todos los moles presentes en la mezcla:

$$n_t = n_{O_2} + n_{N_2} + n_{Ar}$$

$$n_t = 0,42 \text{ mol } O_2 + 1,56 \text{ mol } N_2 + 0,02 \text{ mol } Ar = 2 \text{ mol totales}$$

y como lo que interesa es solo el número de moles total, se expresa como $n_t = 2 \text{ mol}$. Entonces, la fracción molar de cada componente es entonces:

$$\chi_{O_2} = \frac{0,42 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,21 \text{ mol}$$

$$\chi_{N_2} = \frac{1,56 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,78 \text{ mol}$$

$$\chi_{Ar} = \frac{0,02 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,01 \text{ mol}$$

Nota: la fracción molar es adimensional y la suma de todas las fracciones molares de una mezcla es siempre igual a 1.

Ejemplo 2

Se desea conocer qué molaridad tiene una solución de H_2SO_4 de concentración 10 % P/P cuya densidad es $1,066 \text{ g/cm}^3$.

Solución:

Recordando el concepto de molaridad (ver el cuadro anterior) decimos que esta unidad de concentración expresa el número de moles de moléculas de soluto disueltos en un litro de solución. La resolución del problema tiene dos partes:

Primero debemos establecer la masa de soluto que existe en un litro de disolución. Para ello relacionamos:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g solución } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(contienen)----- } 10 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (por definición \% P/P)} \\ 1,066 \text{ g solución } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(contienen)----- } x = 0,1066 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Sabiendo que la *densidad expresa la masa de la unidad de volumen* (en este caso el volumen de solución), podemos deducir que en la unidad de volumen existen 0,1066 g de H_2SO_4 (soluto).

Ahora averiguamos cuál es la masa de soluto que existirá en un litro de disolución:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mL solución } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(contienen)----- } 0,1066 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 1000 \text{ mL solución } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(contienen)----- } x = 106,6 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Nota: recordemos $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$

Calculamos el número de moléculas contenido en esa masa de H_2SO_4 . Para ello recordemos que un mol de moléculas representa una masa de 98 g de H_2SO_4 . Resulta entonces:

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(corresponden)----- } 1 \text{ mol de moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 106,6 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ -----(corresponden)----- } x = 1,09 \text{ moles de moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Por lo tanto, la disolución tiene una concentración 1,09 M.

Ejemplo 3

Se preparó una disolución de etanol-agua disolviendo 25 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\delta = 0,789 \text{ g/mL}$) en un volumen suficiente de agua para obtener 250 mL de una disolución con una densidad de $0,982 \text{ g/mL}$. ¿Cuál es la concentración de la disolución expresada como (a) porcentaje volumen en volumen; (b) porcentaje masa en masa; (c) porcentaje masa en

volumen; (d) fracción molar; (e) molaridad; (g) molalidad?

Solución:

(a) porcentaje volumen en volumen:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ mL solución etanol} \text{ -----(hay)-----} 25 \text{ mL etanol} \\ 100 \text{ mL solución etanol} \text{ -----(habrá)-----} x = 10 \text{ mL etanol} \end{array}$$

Por lo tanto, la concentración de la disolución es 10 % V/V.

(b) porcentaje masa en masa:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mL etanol} \text{ -----(hay)-----} 0,789 \text{ g etanol} \\ 25 \text{ mL etanol} \text{ -----(habrá)-----} x = 19,725 \text{ g etanol} \\ \\ 1 \text{ mL solución etanol} \text{ -----(hay) -----} 0,982 \text{ g solución etanol} \\ 250 \text{ mL solución etanol} \text{ -----(habrá)-----} x = 245,5 \text{ g solución etanol} \\ \\ 245,5 \text{ g solución etanol} \text{ -----(hay)-----} 19,725 \text{ g etanol} \\ 100 \text{ g solución etanol} \text{ -----(habrá)-----} x = 8,034 \text{ g etanol} \end{array}$$

La disolución tiene una concentración de 8,03 % P/P.

(c) porcentaje masa en volumen:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ mL disolución etanol} \text{ -----(hay)-----} 19,725 \text{ g etanol} \\ 100 \text{ mL disolución} \text{ -----(habrá)-----} x = 7,89 \text{ g etanol} \end{array}$$

La disolución posee una concentración de 7,89 % P/V

(d) fracción molar:

Calculamos el número de moles de moléculas de etanol

$$\begin{array}{l} 46 \text{ g etanol} \text{ -----(hay)-----} 1 \text{ mol de moléculas etanol} \\ 19,725 \text{ g etanol} \text{ -----(hay)-----} x = 0,429 \text{ mol de moléculas etanol} \end{array}$$

Calculamos la masa de agua presente en los 250 mL de solución:

$$245,5 \text{ g solución etanol} - 19,725 \text{ g etanol} = 225,775 \text{ g agua}$$

y ahora expresamos esa masa de agua en moles de moléculas

$$18 \text{ g agua} \text{ -----(equivale)-----} 1 \text{ mol de moléculas agua}$$

225,8 g agua -----(equivale)----- $x = 12,54$ moles de moléculas agua

Los moles de moléculas totales son n_t :

$$n_t = 0,429 \text{ mol etanol} + 12,54 \text{ mol agua} = 12,969 \text{ mol totales}$$

Por lo tanto, la fracción de etanol en la disolución es:

$$\chi_{\text{etanol}} = \frac{0,429 \text{ mol}}{12,969 \text{ mol}} = 0,033 \text{ mol}$$

(e) molaridad:

250 mL solución etanol----- (hay)----- 0,429 mol de moléculas de etanol
1000 mL solución ----- (hay)----- $x = 1,716$ mol de moléculas de etanol

La solución es 1,72 M.

(g) molalidad:

225,8 g agua ----- (contienen)----- 0,429 mol de moléculas de etanol
1000 g agua ----- (contienen)----- $x = 1,899$ mol de moléculas

Por lo tanto, la solución es 1,90 m.

DILUCIÓN

Antes de dar el concepto de dilución, es conveniente resaltar que no deben confundirse los procesos de disolución con el de dilución. El primero se refiere al proceso físico o químico que ocurre cuando se mezclan en proporciones adecuadas dos o más sustancias para que se forme una disolución. Se dice entonces que el soluto se disuelve en el disolvente. Mientras que la *dilución consiste en disminuir la concentración de una disolución dada por agregado de disolvente puro*. Para comprender acabadamente este concepto bastará con mencionar un hecho cotidiano tal como agregar agua a una taza de café. Aún sin saber nada de disoluciones ni de diluciones, percibimos por la intensidad del color que la solución original era más concentrada que la que resultó de diluir por agregado del disolvente agua. Es importante destacar que en el proceso de dilución la cantidad de soluto disuelto **no varía**, pero sí cambia la concentración porque varía la relación soluto-solvente.

Número de diluciones

El *número de diluciones (n) es siempre un número adimensional que resulta del cociente entre la concentración inicial de la disolución y la concentración final que resulta después de la dilución*. Evidentemente es **siempre** un número mayor que 1.

$$n = \frac{C_i}{C_f}$$

donde C_i y C_f son las concentraciones inicial y final respectivamente. Como al diluir una solución, la masa del soluto no cambia, siempre que ambas concentraciones se expresen en la misma unidad se cumple que:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

donde V_i y V_f son los volúmenes inicial y final respectivamente. Por lo tanto, también es posible calcular el número de diluciones con la siguiente expresión:

$$n = \frac{V_f}{V_i}$$

Ejemplo 4

A un litro de disolución 1 M de NaOH se le agrega agua hasta duplicar su volumen. ¿Cuál es la concentración de la nueva solución? ¿Cuál es el n?

Solución:

Debemos manejar con la cantidad de soluto inicial que es también la cantidad de soluto final. En este caso en un litro de solución hay un mol de fórmulas unidad de NaOH, y también habrá un mol de fórmulas unidad de NaOH en dos litros de solución diluida.

Planteamos entonces:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ L solución} \text{ ----- } 1 \text{ mol de fu de NaOH} \\ 1 \text{ L solución} \text{ ----- } x = 0,5 \text{ mol de fu de NaOH} \end{array}$$

Por lo tanto, la concentración de la disolución es 0,5 M.

Para determinar el n, usamos la relación entre el volumen inicial de solución y el volumen preparado o volumen final.

$$n = \frac{V_f}{V_i} = \frac{2 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 2$$

El número de diluciones (n) es 2.

Ejemplo 5

Se preparan las siguientes soluciones:

- Solución 1: se mezclan 50,0 mL de ácido clorhídrico al 36 % P/P, $\delta = 1,36 \text{ g/cm}^3$, con 50 mL de agua destilada. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- Solución 2: se toman 25 mL de la solución 1 y se los lleva a un volumen final de 100 mL con agua destilada.

Calcule la concentración de las soluciones 1 y 2 en % P/V. ¿Cuántas veces se diluyó la solución 2 respecto de la solución 1?

Recordando la definición de densidad para este caso concreto, diremos que $1,0 \text{ cm}^3$ de la solución de HCl (36 % P/P) tiene una masa de 1,36 g de solución de HCl. Para la resolución del problema tiene que quedar claro que **los 1,36 g son de solución, no de soluto**. Ahora, recordando la definición de % P/P (masa de soluto disuelta en 100 g de solución), podemos plantear las siguientes relaciones:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de solución de HCl} \text{ ----(contiene)----- } 36,0 \text{ g de HCl (soluto)} \\ 1,36 \text{ g de solución de HCl} \text{ ----(contiene)----- } x = 0,49 \text{ g HCl} \end{array}$$

Es importante ver que:

- 1) 1,36 g de solución (soluto + solvente) contienen 0,49 g de soluto.
- 2) El soluto es el HCl y el solvente es el agua.
- 3) Debido a que los 1,36 g de solución ocupan un volumen de $1,0 \text{ cm}^3$ de solución (por definición de densidad), los 0,49 g de HCl también van a estar en ese mismo volumen de solución.

Entonces:

$$\begin{array}{l} 1,0 \text{ mL de solución HCl} \text{ ---- (contiene)----- } 0,49 \text{ g de HCl} \\ 50 \text{ mL de solución HCl} \text{ ---- (contiene)----- } x = 24,5 \text{ g HCl} \end{array}$$

Esos son los 50 mL que se llevaron a un V_f de 100 mL en la solución 1. Entonces, los gr HCl calculados ahora están en es V_f . Por definición, la concentración de la solución de HCl 36 % P/P, $\delta = 1,36 \text{ g/cm}^3$ es 24,5 % P/V.

A continuación, la solución 1 sufre una dilución y los cálculos son como sigue:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ mL de solución} \text{ -----(contienen) ----- } 24,5 \text{ g de} \\ 25 \text{ mL de solución} \text{ -----(contienen) ----- } x = 6,125 \text{ g de HCl} \end{array}$$

Por lo tanto, los 25 mL de la solución 1 aportan 6,125 g de HCl a la solución 2. Para terminar de preparar la solución 2 se agregan agua destilada hasta completar 100 mL de solución. Este agregado de agua destilada no aporta nada del soluto (HCl). De esta manera, los 6,125 g de HCl que **antes** estaban en un volumen de solución de 25 mL **ahora estarán** en un volumen de 100 mL de solución. Entonces:

$$\begin{array}{l} 6,125 \text{ g de HCl} \text{ ----- están contenidos en } 100 \text{ mL de solución} \\ \rightarrow \text{ Por lo tanto, la concentración de la solución 2 es } 6,125 \% \text{ P/V} \end{array}$$

Es evidente que la solución 2 es más diluida que la solución 1. ¿Cuántas veces? Para contestar esto nos valemos de alguna de las expresiones de n indicadas antes:

$$\frac{V_f}{V_i} = n = \frac{C_i}{C_f}$$

En este caso podemos calcular n con cualquier par de datos, C o V, resultando:

$$\frac{100 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} = \frac{24,5 \% \text{ p/V}}{6,125 \% \text{ p/V}} = 4$$

Así, la solución 2 está 4 veces más diluida que la solución 1.

Pero...¿qué pasa si trabajamos con sustancias que no son puras?

Ejemplo 6

Se prepara una solución disolviendo 3,5 g de hidróxido de sodio al 70 % de pureza en un volumen final de 150 mL. Calcular la concentración de la solución en % P/V y en M.

Solución:

Se nos pide calcular la concentración de una solución de hidróxido de sodio que ha sido preparada a partir de una droga impura. Por lo tanto, el primer paso es calcular la cantidad de hidróxido de sodio puro contenido en los 3,5 g impuros. Para ello hay que aplicar la definición de pureza.

100 g de material (sólido impuro) -----(contienen) ----- 70 g puros de Na(OH)
 3,5 g de material (sólido impuro) -----(contienen) ----- x = 2,45 g puros de Na(OH)

Note que la masa pura calculada es menor a 3,5 g. Este resultado es razonable ya que la pureza del Na(OH) es menor al 100 %.

Para calcular la concentración de la solución en % P/V y M hay que recordar como están definidas estas dos formas de expresar la concentración de un soluto. por un lado, el % P/V son los gramos de soluto disueltos en 100 mL de solución. Aunque no lo aclara, es evidente que los gramos de soluto a los que hace referencia la definición tienen que ser gramos puros de soluto. Por lo tanto:

150 mL de solución ----- (contienen disueltos)----- 2,45 g de Na(OH)
 100 mL de solución ----- (contienen disueltos)----- x = 1,63 g de Na(OH)

Como estos 1,63 g de Na(OH) están disueltos en 100 mL de solución, la concentración será 1,63 % P/V.

Por otro lado, la molaridad (M) se definió como el número de moles de fórmulas unidad disueltos en 1.000 mL de solución. Debemos entonces transformar la masa de Na(OH) en moles de fórmulas unidad (fu) y luego expresar el resultado en 1.000 mL de solución. Así tenemos:

$$40 \text{ g NaOH} \text{ ----- (equivalen) ----- } 1,0 \text{ mol fu Na(OH)}$$

$$1,63 \text{ g NaOH} \text{ ----- (equivalen) ----- } X = 0,041 \text{ mol fu Na(OH)}$$

Los 0,041 moles de fu están disueltos en el mismo volumen que los 1,63 g, es decir 100 mL de solución. Por lo tanto:

$$100 \text{ mL de solución} \text{ ----- (contienen disueltos) ----- } 0,041 \text{ mol fu Na(OH)}$$

$$1.000 \text{ mL de solución} \text{ ----- (contienen disueltos) ----- } x = 0,41 \text{ mol fu Na(OH)}$$

Los 0,41 moles fu de Na(OH) están disueltos en 1.000 mL de solución y la concentración será 0,41 M.

En este punto resulta muy instructivo poder plantearnos el problema inverso, es decir: Se prepara una solución disolviendo 3,5 g de hidróxido de sodio de pureza desconocida en un volumen final de 150 mL. La concentración de la solución en % P/V y en M resultó ser de 1,63 y 0,41 respectivamente. Calcule la pureza como pureza porcentual y título de la droga impura de hidróxido de sodio.

Para resolver el problema podemos tomar cualquiera de los datos de concentración. La concentración de la solución de Na(OH) resultó ser 1,63 % P/V, esto significa que por cada 100 mL de solución hay 1,63 g de Na(OH) disueltos. Pero en realidad el enunciado indica que se preparó 150 mL de solución, así que:

$$100 \text{ mL de solución} \text{ ----- (contienen disueltos) ----- } x = 1,63 \text{ g de Na(OH)}$$

$$150 \text{ mL de solución} \text{ ----- (contienen disueltos) ----- } x = 2,44 \text{ g de Na(OH)}$$

Estos 2,44 g de Na(OH) cumplen con:

- a) son puros ya que han sido calculados a partir de datos de concentración.
- b) provienen de los 3,5 g de Na(OH) impuros de partida.

Es conveniente notar que, si en el problema está indicando que se parte de una droga impura, la masa de droga pura siempre debe ser inferior a la masa total impura de partida. Aplicando la definición de pureza ya vista resulta:

$$3,5 \text{ g de material (impuro)} \text{ ----- (contienen) ----- } 2,44 \text{ g puros de Na(OH)}$$

$$100 \text{ g de material (impuro)} \text{ ----- (contienen) ----- } x = 70,0 \text{ g puros de Na(OH)}$$

Como estos 70 g puros de Na(OH) están contenidos en 100 g totales de material, el resultado es que el material de partida (hidróxido de sodio impuro) tiene una pureza del 70 %.

Para calcular el título:

3,5 g de material (impuro) -----(contienen) -----2,44 g puros de Na(OH)
 1 g de material (impuro) -----(contienen) ----- x = 0,7 g puros de Na(OH)

Como estos 0,7 g puros de Na(OH) están contenidos en 1 g total de material, el resultado es que el material de partida (hidróxido de sodio impuro) tiene un título de 0,7.

Observación importante: no puede existir un compuesto cuya pureza porcentual sea mayor a 100 %, ni uno cuyo título sea mayor a 1.

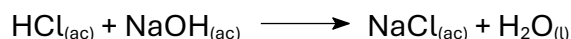
¿Qué pasa cuando las sustancias no están en las cantidades necesarias para que ambas reaccionen completamente? ¿o cuando las reacciones no se completan?

En estos casos puede ocurrir que: haya un reactivo en exceso y uno limitante (ver definición y tratamiento en la sección anterior), que la reacción curse con un rendimiento menor al esperado (ver definición y tratamiento en la sección anterior), o ambas cosas. Veamos un ejemplo de este último caso.

Ejemplo 7

Se mezclan 100 mL de la solución de HCl 12,25 % P/V con 100 mL de la solución de Na(OH) 1,64 % P/V. Escriba, balancee y clasifique la reacción. Calcule el número de moles y de moléculas de agua que se forman. Calcule el número de fórmulas unidad de NaCl que se forman si el rendimiento de la reacción es del 83 %.

Solución. La reacción propuesta resulta:



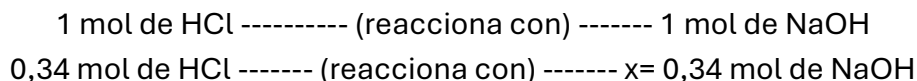
Se trata de una reacción de neutralización, irreversible con formación de un compuesto poco ionizado (agua) y no redox (no hay cambio en el número de oxidación de las especies que participan). También está, en este caso, balanceada.

Como conocemos el volumen y la concentración de ambos reactivos por lo que es posible calcular la cantidad de cada uno de ellos. La cantidad de producto formada está directamente relacionada con el reactivo que se encuentra en defecto (reactivo limitante). Debemos determinar cuál de los reactivos (HCl o NaOH) es el limitante. Para ello calculamos los moles (o gr, si prefieren) de HCl y de NaOH aportados por cada una de las soluciones: moles de HCl = 0,34; moles de NaOH = 0,041. Estos son los moles de reactivos de los **que disponemos** para la reacción. Verifique estos resultados. Ahora, según la ecuación química balanceada:

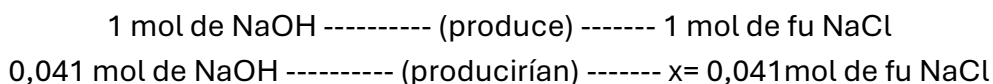
1 mol de NaOH ----- (reacciona con) ----- 1 mol de HCl
 0,041 mol de NaOH ----- (reaccionan con) ----- x = 0,041 mol de HCl

Este resultado indica que **necesitamos** 0,041 moles de HCl y **disponemos** de 0,34 moles de HCl, por lo que el **HCl** se encuentra **en exceso**, lo que es lo mismo que decir que **el reactivo limitante es el NaOH**.

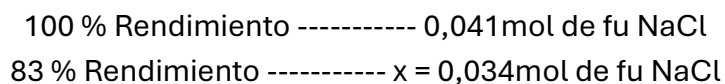
Alternativamente, podemos hacer la relación inversa:



También, **necesitamos** 0,34 moles de NaOH y **disponemos** de 0,041 por lo que el **NaOH** se encuentra **en defecto**, lo que es lo mismo que decir que **el reactivo limitante es el NaOH**. Conociendo el reactivo limitante podemos calcular lo que nos pide el problema. De acuerdo a la reacción:



Estos 0,041 mol de fu NaCl, representan lo que se hubiera formado si hubiera un rendimiento de 100 %. Pero solo hay un 83 %, quiere decir que:



Solo se obtienen 0,034 mol fu de NaCl.

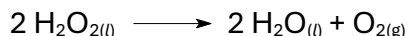
AGUA OXIGENADA

Se llama agua oxigenada, a una solución acuosa de peróxido de hidrógeno de cualquier concentración.

Formas de expresar la concentración del agua oxigenada

La concentración del agua oxigenada puede expresarse en cualquiera de las unidades que hemos estudiado, y además en una unidad especial, los Volúmenes.

Volúmenes: Son los volúmenes de oxígeno desprendidos en CNPT por un volumen de agua oxigenada, como consecuencia de la descomposición del peróxido de hidrógeno según la ecuación:



En general, se utilizan litros (L), pero pueden usarse otros volúmenes, pero es importante recordar que se debe *usar la misma unidad para expresar ambos volúmenes*.

El agua oxigenada de uso medicinal tiene una concentración de 10 Volúmenes, lo que significa que 1 L de dicha solución desprende por descomposición 10 L de $\text{O}_{2(g)}$ medidos a CNPT. O bien que 1 cm^3 de dicha solución desprende 10 cm^3 de $\text{O}_{2(g)}$ en iguales condiciones.

Nota: Demuestre el estudiante, que el agua oxigenada de 10 volúmenes tiene una concentración expresada en Molaridad de 0,893M.

Ejercicios con soluciones

Ejercicio nº 1

Se ha preparado una disolución disolviendo 1,25 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 11,6 g de agua. Calcular:

- a) el tanto por ciento en peso de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. **Rta.:** 9,73 % P/P.
- b) el tanto por ciento en peso de H_2O . **Rta.:** 90,3 % P/P.
- c) la molalidad del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. **Rta.:** 2,34 m.

Ejercicio nº 2

100,0 g de disolución contiene 20,0 g de alcohol metílico (CH_3OH); el resto es alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Calcular la fracción molar de cada componente.

Rta.: $X_{\text{metanol}} = 0,264$ - $X_{\text{etanol}} = 0,736$

Ejercicio nº 3

Se pesan 150 g de un material que contiene un 80 % de carbonato de sodio y se le agrega agua hasta completar 1 dm^3 de solución.

- a) Averiguar la concentración de la solución de carbonato de sodio expresándola en % P/V y en g/dm^3 . **Rta.:** 12 % P/V, 120 g/dm^3 .
- b) Si se desea preparar 100 cm^3 de una solución de carbonato de sodio de concentración 8 % P/V, ¿cuántos gramos de ese material deberán pesarse? **Rta.:** 10 g.

Ejercicio nº 4

100 g de una solución determinada contienen 10 g de NaCl. La densidad de la solución vale 1,071 g/cm^3 . Calcular la molaridad y molalidad de esta. **Rta.:** 1,83 M y 1,9 m.

Ejercicio nº 5

La solubilidad del NaCl en agua, a 20 °C, vale 35 g/100 g de agua. La densidad de la solución saturada vale 1,2 g/cm^3 .

- a) Calcular qué masa de NaCl se necesita para preparar 1,5 dm^3 de una solución saturada a 20 °C. **Rta.:** 466,7 g.
- b) ¿Cuántos gramos deberán pesarse si se dispone de un material de 92 % de pureza? **Rta.:** 507,3 g.
- c) Expresar la concentración de la solución saturada en % P/V, en g/dm^3 y en % P/P. **Rta.:** 31 %P/V, 310 g/dm^3 , 26%P/P.
- d) Dar la concentración de una solución no saturada y de otra saturada a 20 °C.

Ejercicio nº 6

Calcular la cantidad de soda cáustica (hidróxido de sodio) y de agua que se necesitan para preparar 5 litros de una solución al 20 % P/P, cuya densidad vale 1,219 g/cm^3 . ¿Cuál es valor de la molaridad de esta disolución? **Rta.:** 1219 g $\text{NaOH}_{(s)}$, 4876,0 g $\text{agua}_{(l)}$, 6,095 M.

Ejercicio nº 7

Una disolución de carbonato sódico de densidad $1,105 \text{ g/cm}^3$ contiene $10,22 \%$ P/P de carbonato de sodio anhidro. Calcular el volumen de esta que podrá dar lugar por evaporación a 100 g de carbonato de sodio decahidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Rta.: $328,0 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 8

Calcular la cantidad de carbonato sódico decahidratado y de agua que se necesitan para preparar 12 litros de disolución al $13,90 \%$ P/P de carbonato sódico anhidro de densidad $1,145 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es el valor de la molaridad de esta disolución?

Rta.: $5157,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}_{(s)}$, $8583,0 \text{ g agua}_{(l)}$, $1,50 \text{ M}$.

Ejercicio nº 9

Describir cómo se prepara cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

a) a partir de $\text{KBr}_{(s)}$, $2,40 \text{ litro}$ de KBr $0,02 \text{ M}$. Calcular la masa necesaria de KBr . **Rta.:** $5,71 \text{ g}$.

b) a partir de la solución preparada en a), calcular el volumen para preparar 1 L de una solución $\text{M}/1000$. **Rta.:** 50 cm^3 .

c) a partir de $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$, 98% P/P, $\delta = 1,84 \text{ g/cm}^3$, calcular el volumen para preparar $1,3 \text{ dm}^3$ de una solución $3,05 \text{ M}$. **Rta.:** 216 cm^3 .

Ejercicio nº 10

A 20 cm^3 de una solución al 5% P/V se le agrega agua hasta completar 100 cm^3 . Averiguar la concentración de la nueva solución, expresándola en $\%$ P/V y en g/dm^3 .

Rta.: $1,0 \%$ P/V, 10 g/dm^3 .

Ejercicio nº 11

Se dispone de una solución de ácido fosfórico al $70,0 \%$ P/P, cuya densidad es $1,526 \text{ g/cm}^3$ y se desea preparar 5 dm^3 de una solución de ácido fosfórico 1 M . Calcular el volumen del ácido concentrado que debe tomarse. **Rta.:** 459 cm^3 .

Ejercicio nº 12

Se diluye a un volumen 5 veces mayor un ácido sulfúrico concentrado de densidad $1,805 \text{ g/cm}^3$ que contiene $88,43 \%$ P/P de H_2SO_4 . Calcular el volumen del ácido diluido que se necesita para preparar 5 dm^3 de ácido sulfúrico $0,5 \text{ M}$. **Rta.:** $768,2 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 13

Se prepara una disolución diluyendo 235 cm^3 de solución $0,120 \text{ M}$ de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ con agua, hasta un volumen total de $0,500 \text{ dm}^3$. Calcular:

a) las molaridades de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Fe^{3+} y NO_3^- en la disolución diluida.

Rta.: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ $0,056 \text{ M}$; Fe^{3+} $0,056 \text{ M}$; NO_3^- $0,17 \text{ M}$.

b) las molaridades de Fe^{3+} y NO_3^- en la disolución original.

Rta.: Fe^{3+} 0,12 M; NO_3^- 0,36 M.

Ejercicio nº 14

Una muestra de 325 cm^3 de solución de CaCl_2 contiene 25,3 g de este compuesto.

a) Calcular la concentración molar de iones Cl^- en esta solución. **Rta.:** 1,40 M.

b) Cuántos gramos de ion Cl^- hay en 0,100 dm^3 de esta solución. **Rta.:** 4,98 g.

Ejercicio nº 15

46,2 cm^3 de una solución de nitrato de calcio 0,862 M se mezclan con 80,5 cm^3 de solución de nitrato de calcio 1,396 M. Calcular la concentración de la solución final. **Rta.:** 1,2 M.

Ejercicios de estequiometría combinada con soluciones

Ejercicio nº 1

¿Qué volumen de ácido HCl 0,2 M se necesita para lograr reacción total con 20 cm^3 de NaOH 0,35 M? **Rta.:** 35 cm^3 .

Ejercicio nº 2

En la titulación de 25 cm^3 de una solución de hidróxido de magnesio se emplean 35 cm^3 de una solución acuosa de ácido clorhídrico 0,15 M. Calcular la concentración de la base expresada en M. **Rta.:** 0,105 M.

Ejercicio nº 3

Para neutralizar 25 cm^3 de una solución acuosa de H_2SO_4 se requieren 20,8 cm^3 de una solución acuosa de hidróxido de potasio 0,2 M. Calcular el volumen de la solución ácida que contiene 1,0 g de $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$ disuelto. **Rta.:** 122,65 cm^3 .

Ejercicio nº 4

Calcular la concentración en g/dm^3 de una solución acuosa de ácido nítrico, sabiendo que al diluirla a un volumen 5 veces mayor, 10 cm^3 de la solución diluida consumen 11,4 cm^3 de solución acuosa de NaOH 1 M. **Rta.:** 359,1 g/dm^3 .

Ejercicio nº 5

Calcular el volumen de solución acuosa de HCl 3 M que se requieren para disolver 12 g de $\text{CaCO}_{3(s)}$ de 93 % de pureza. Productos: $\text{CaCl}_{2(ac)}$, $\text{CO}_{2(g)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$. **Rta.:** 74,4 cm^3 .

Ejercicio nº 6

Se valoran 20 cm^3 de una solución acuosa de KCl con solución acuosa de AgNO_3 0,1 M. La reacción que representa la disolución es la siguiente:

Cloruro de potasio(ac) + nitrato de plata(ac) $\longrightarrow$ cloruro de plata(s) + nitrato de potasio(ac)

Si se consumen $25,5 \text{ cm}^3$ de la solución acuosa de AgNO_3 ; calcular la concentración de la solución de KCl en g/dm^3 . **Rta.:** $9,5 \text{ g/dm}^3$.

Ejercicio nº 7

Se hacen reaccionar volúmenes iguales de soluciones acuosas de Ba(OH)_2 $0,05 \text{ M}$ y HCl $0,04 \text{ M}$. Calcular la molaridad del reactivo en exceso después de completada la reacción.

Rta.: Reactivo en exceso: Ba(OH)_2 (ac); $[\text{Ba(OH)}_2]_{\text{exceso}} = 0,015 \text{ M}$.

Ejercicio nº 8

El vinagre es una solución acuosa de ácido acético (CH_3COOH), en la cual hay un mínimo de 5 g de dicho ácido por cada 100 cm^3 de vinagre. Se desea saber si el vinagre que se está vendiendo cumple con ese requisito. A 10 cm^3 de una muestra de vinagre se la titula con una solución acuosa 1 M de NaOH ; el punto final se alcanza cuando se han agregado $9,2 \text{ cm}^3$ de base. ¿Cumple esta muestra de vinagre comercial con dicha exigencia?

Rta.: la muestra de vinagre comercial cumple con la exigencia establecida, dado que presenta $5,52 \text{ g}$ de ácido acético.

Ejercicio nº 9

¿Qué volumen de solución acuosa de H_2SO_4 98% P/P, $\delta = 1,86 \text{ g/cm}^3$ se requieren para neutralizar el $\text{NH}_3(\text{g})$ obtenido al tratar $10,7 \text{ g}$ de NH_4Cl al 50% de pureza con 600 cm^3 de una solución acuosa de Ca(OH)_2 $0,1 \text{ M}$? **Rta.:** $2,7 \text{ cm}^3$.

Reacciones a considerar:

- a) cloruro de amonio (ac) + hidróxido de calcio (ac) $\longrightarrow$ amoníaco (g) + cloruro de calcio (ac) + agua (l)
- b) amoníaco (g) + ácido sulfúrico (ac) $\longrightarrow$ sulfato de amonio (ac)

Ejercicio nº 10

Calcular la concentración (% P/V) de una solución acuosa de H_2SO_4 tal que luego de reaccionar 50 cm^3 de la misma con 40 cm^3 de una solución acuosa de NaOH $0,2 \text{ M}$, en el sistema se encuentra presente un exceso de NaOH de concentración $0,01 \text{ M}$.

Rta.: $0,70 \%$ P/V.

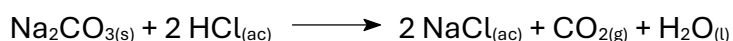
Ejercicio nº 11

Una muestra de $1,6 \text{ g}$ de magnesio se trata con solución acuosa de HCl 36% P/P, $\delta = 1,18 \text{ g/cm}^3$, obteniéndose $1,12 \text{ dm}^3$ de hidrógeno en CNPT y cloruro de magnesio(ac). Calcular:

- a) El título de la muestra de magnesio utilizada. **Rta.:** título $0,76$.
- b) El volumen de solución acuosa de $\text{HCl}_{(\text{ac})}$ que reacciona. **Rta.:** $8,6 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 12

Se titularon $0,3118 \text{ g}$ de una muestra impura de $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{s})}$ con una solución acuosa de HCl $0,0987 \text{ M}$. Para lograr el punto final se consumieron $30,42 \text{ cm}^3$ de ácido según la ecuación:



- a) Calcular el porcentaje de pureza de la muestra. **Rta.:** 51 % de pureza.
b) ¿Cuántos cm^3 de $\text{CO}_{2(g)}$ se obtienen en CNPT? **Rta.:** $33,6 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 13

Calcular la cantidad de mineral pirolusita que contiene 72,6 g de MnO_2 , necesaria para obtener por reacción con un exceso de una solución acuosa de ácido clorhídrico concentrado, 26 g de cloro(g). Productos de la reacción: cloro(g), cloruro de manganeso(II)(ac) y agua(l).

Rta.: 44 g de pirolusita al 72,6 % de pureza.

Ejercicio nº 14

El bromo(l) reacciona con una solución acuosa de hidróxido de potasio en caliente generando soluciones acuosas de bromuro y bromato potásicos. Calcular el volumen de bromo(l) que se requiere para preparar 50 g de bromato de potasio. La densidad del bromo vale $3,19 \text{ g/cm}^3$.

Rta.: 46 cm^3 .

Ejercicio nº 15

Una muestra de 5 g de un mineral de hierro se valora con una solución acuosa de dicromato de potasio, con lo cual se consigue oxidar todo el hierro(II) del mineral a hierro(III), reduciéndose el anión de la sal a Cr(III). Si para la valoración se utilizan 132 cm^3 de solución 0,0583 M de dicromato de potasio.

- a) Escribir y ajustar la reacción que se produce (ec. iónica neta)
b) Determinar el porcentaje de hierro en la muestra original. **Rta.:** 51,74%.

Ejercicio nº 16

Calcular el volumen de disolución acuosa de sulfato cúprico 1 M, que se requieren para preparar 10 g de óxido cúprico previa precipitación del cobre como carbonato y calcinación posterior de éste a óxido. Considere las siguientes reacciones:

- a) $\text{CuSO}_{4(ac)} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(ac)} \longrightarrow \text{CuCO}_{3(s)} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)}$
b) $\text{CuCO}_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow \text{CuO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$

Rta.: $V = 125,78 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 17

Se hacen reaccionar 100 cm^3 de una solución acuosa de ácido sulfúrico de concentración desconocida con exceso de cloruro de bario(ac). Se obtienen 11,75 g de sulfato de bario(s) y ácido clorhídrico(ac). Calcular la molaridad del ácido sulfúrico empleado. **Rta.:** 0,5 M.

Ejercicio nº 18

Calcular el volumen de ácido clorhídrico concentrado de densidad $1,180 \text{ g/cm}^3$ y 36,23 % P/P, que ha de reaccionar sobre un exceso de dióxido de manganeso(s) para producir cloruro de manganeso(II)(ac), agua y la cantidad necesaria de cloro(g) que al actuar sobre disolución de hidróxido de sodio origine 5 dm^3 de disolución 1 M de hipoclorito de sodio, además de cloruro de sodio(ac) y agua.

Rta.: 1,71 dm³. (Balancee las reacciones por el método del ión electrón).

Ejercicio nº 19

Calcular el volumen de ácido nítrico concentrado ($\delta = 1,400 \text{ g/cm}^3$; 66,97 % P/P) que debe agregarse a 1 dm³ de ácido clorhídrico concentrado ($\delta = 1,198 \text{ g/cm}^3$; 40 % P/P) para obtener agua regia (3 HCl : 1 HNO₃). **Rta.:** 294,0 cm³.

Ejercicio nº 20

¿Cuál es la concentración en volúmenes del peróxido de hidrógeno puro de densidad 1,45 g/cm³? **Rta.:** 478 vol.

Ejercicio nº 21

Se dispone de una solución de peróxido de hidrógeno de 10 volúmenes. Calcular su concentración en molaridad y % P/V. **Rta.:** 0,89 M y 3,035 % P/V.

Ejercicio nº 22

Calcular la concentración en % P/V y en volúmenes de la solución resultante de mezclar:

a) 120 cm³ de agua oxigenada a 18 volúmenes con 330 cm³ de agua oxigenada a 8 volúmenes. **Rta.:** 10,67 vol y 3,24 % P/V.

b) 300 cm³ de agua oxigenada al 3 % P/V con 100 cm³ de agua oxigenada al 8 % P/V.

Rta.: 14,0 vol y 4,25 %P/V.

c) 400 cm³ de agua oxigenada al 7 % P/V con 250 cm³ de agua oxigenada a 12 volúmenes.

Rta.: 18,8 vol y 5,70 %P/V.

Ejercicio nº 23

Se quiere preparar 50 cm³ de agua oxigenada de 20 volúmenes. Calcular cuántos gramos de peróxido de bario al 90 % de pureza y qué volumen de ácido sulfúrico al 98 % P/P y $\delta = 1,84 \text{ g/cm}^3$ se necesitan para que reaccionen según la ecuación:



Rta.: 16,77g y 4,87 cm³.

Ejercicio nº 24

Se tratan 10 cm³ de solución acuosa de HCl concentrado (36 %P/P, $\delta = 1,18 \text{ g/cm}^3$) con 2 g de una muestra de As₂O₃ de 90 % de pureza. La sal obtenida se diluye con agua hasta completar un volumen final de 25 cm³. Calcular la concentración de la solución de tricloruro de arsénico en %P/V, g/L y M. **Rta.:** 13,1 % P/V, 131 g/L, 0,727 M.

Ejercicio nº 25

Para reaccionar con 1 kg de carbonato de sodio anhidro se requiere 1 dm³ de una solución acuosa de ácido sulfúrico de concentración desconocida. Calcular la molaridad de este ácido y cómo podría prepararse por dilución de un ácido sulfúrico 93,64 %P/P, $d = 1,830 \text{ g/cm}^3$. **Rta.:** 9,43 M. A 539,5 cm³ de solución de ácido sulfúrico se le añade agua, hasta lograr un volumen de 1,0 dm³.

Ejercicio nº 26

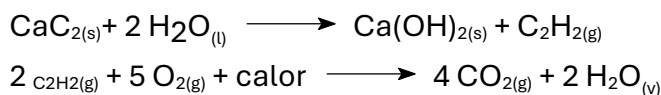
25 cm³ de una solución acuosa de H₂O₂ acidificada con ácido sulfúrico reacciona estequiométricamente con 25 cm³ de solución 0,020 M de KMnO₄. Los productos de la reacción son: sulfato de manganeso(II)(ac), sulfato de potasio(ac), oxígeno(g) y agua(l). Calcular la concentración de la solución acuosa de H₂O₂ expresada en molaridad y volúmenes. **Rta.:** 0,05 M y 0,56 vol.

Ejercicio nº 27

Calcular la masa de I_{2(s)}, en gramos, que se obtiene cuando se hacen reaccionar 10 cm³ de solución de H₂O₂ de 20 volúmenes con 4 g de HI. **Rta.:** 3,97 g de I₂.

Ejercicio nº 28

Se tratan 50 g de carburo de calcio(s) (CaC₂), título: 0,7, con agua obteniéndose acetileno (HCCH) Posteriormente, el acetileno se somete a un proceso de combustión en presencia de oxígeno. Sabiendo que el aire contiene 21 % V/V de oxígeno, calcular el volumen de aire, medido en condiciones normales de presión y temperatura, que se necesita para quemar por completo el acetileno obtenido, según las siguientes ecuaciones:



Rta.: 145,8 dm³ de aire.

Ejercicio nº 29

Se puede obtener Cl_{2(g)} **en el laboratorio** por reacción entre K₂Cr₂O_{7(ac)} y HCl_(ac). Los productos de la reacción son: Cl_{2(g)}, CrCl_{3(ac)}, KCl_(ac) y agua (l). Si se desea producir 10 g de Cl_{2(g)}, calcular:

- (a) ¿Cuántos gramos de K₂Cr₂O_{7(s)} se necesitan? **Rta.:** 13,8 g.
- (b) ¿Cuántos gramos de CrCl_{3(ac)} se forman? **Rta.:** 14,88 g.
- (c) El volumen de solución de HCl (36 % P/P y δ 1,18 g/cm³) necesario para el proceso redox antes mencionado, suponiendo un 50 % de eficiencia en el proceso redox. **Rta.:** 112,9 cm³.
- (d) Cuántos dm³ de Cl_{2(g)} en condiciones normales de presión y temperatura se producen por gramo de K₂Cr₂O_{7(s)} empleado en la reacción redox. **Rta.:** 0,23 dm³.

Ejercicio nº 30

Se disuelven 4,74 g de un material de carbonato de sodio(s) al 98 % de pureza, en cantidad suficiente de agua para obtener 120 cm³ de solución (**solución 1**). A 40 cm³ de la solución 1 se le agregan 60 cm³ de agua (**solución 2**). A los 100 cm³ de la solución 2 se le agregan 3 cm³ de solución de ácido clorhídrico (36 % P/P y densidad 1,18 g/cm³), obteniéndose dióxido de carbono (g), cloruro de sodio (ac) y agua (l). Calcular:

- a) la concentración de la solución 1 expresada en molaridad. **Rta.:** 0,365 M.
- b) la concentración de la solución 2 expresada en % P/V. **Rta.:** 1,55 % P/V.

- c) la concentración del reactivo en exceso, una vez finalizada la reacción, expresada en molaridad. **Rta.:** 0,053 M.
- d) el número de moléculas de dióxido de carbono (g) formadas. **Rta.:** $8,81 \times 10^{21}$ moléculas.
- e) el número de moles de fórmulas unidad de carbonato de sodio(s) que reaccionaron. **Rta.:** 0,015 moles de fórmulas unidad.
- f) el número de moléculas de ácido clorhídrico(ac) que reaccionaron. **Rta.:** $1,80 \times 10^{22}$ moléculas.
- g) el volumen de $\text{CO}_{2(g)}$, expresado en dm^3 , obtenido en condiciones normales de presión y temperatura. **Rta.:** 0,336 dm^3 .

ESTRUCTURA ATÓMICA

Ejercicio nº 1

¿Qué composición tiene un átomo de fósforo con 16 neutrones?

¿Cuál es su número másico?

¿Cuál es el símbolo de este átomo?

Si el átomo tiene masa real de 30,9738 uma ¿cuál es su masa en gramos?

Rta.: Número másico: $A = 31$ Masa de un átomo de $^{31}\text{P} = 5,143 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Ejercicio nº 2

La plata tiene dos isótopos, uno de 60 neutrones (abundancia porcentual = 51,839 %) y el otro de 62 neutrones. $Z = 47$

a. ¿Cuáles son los números de masa y símbolos de estos isótopos?

Rta.: $^{107}_{47}\text{Ag}$ - $^{109}_{47}\text{Ag}$.

b. ¿Cuál es la abundancia porcentual del isótopo con 62 neutrones? **Rta.:** 48,161 %.

Ejercicio nº 3

El bromo (que se emplea para fabricar bromuro de plata, importante componente de las películas fotográficas) tiene dos isótopos naturales, uno con masa de 78,918336 uma y abundancia de 50,69 %; el otro isótopo con masa 80,916289 uma tiene una abundancia de 49,31 %. Calcule el peso atómico del bromo. **Rta.:** 79,90 uma.

Ejercicio nº 4

a) Explicar qué entiende por espectro de línea y por espectro continuo.

b) Determinar si se emite o se absorbe energía cuando ocurren las siguientes transiciones electrónicas en el hidrógeno:

b.1- de $n = 3$ a $n = 6$. **Rta.:** absorción.

b.2- de una órbita de 4,76 Å a una con radio de 2,12 Å. **Rta.:** emisión.

b.3- ionización del electrón desde el estado basal. **Rta.:** absorción.

Ejercicio nº 5

Para cada una de las transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno, calcular el valor de: energía, frecuencia y longitud de onda de la radiación asociada. Determinar si la radiación se emite o se absorbe durante la transición.

a) De $n=5$ a $n=1$. **Rta.:** $\Delta E = -1260,0 \text{ kJ/mol}$ (emisión), $\lambda = 95 \text{ nm}$ $\nu = 3,16 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

b) De $n=6$ a $n=2$. **Rta.:** $\Delta E = -295,40 \text{ kJ/mol}$ (emisión), $\lambda = 410,8 \text{ nm}$, $\nu = 7,30 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

c) De $n=4$ a $n=5$. **Rta.:** $\Delta E = 29,54 \text{ kJ/mol}$ (absorción), $\lambda = 4055 \text{ nm}$, $\nu = 7,4 \times 10^{13} \text{ s}^{-1}$.

d) ¿Alguna de estas transiciones corresponde a la región del espectro visible?

Ejercicio Nº 6

¿Cuánta energía (expresada en J por átomo) se requiere para ionizar un átomo de hidrógeno, cuyo electrón se encuentra ocupando la quinta órbita de Bohr?

Rta.: $8,71 \times 10^{-20}$ J/átomo (absorción).

Ejercicio nº 7

El microscopio electrónico se utiliza para obtener imágenes muy amplificadas de estructuras que escapan a la resolución del microscopio óptico. Cuando un electrón se acelera a través de 100 V, alcanza una velocidad igual a $5,93 \times 10^6$ m/s. Calcular la longitud de onda característica de este electrón. Masa $e^- = 9,109 \times 10^{-28}$ g. **Rta.:** $\lambda = 0,122$ nm.

Ejercicio nº 8

La frecuencia de la radiación que se emplea en todos los hornos de microondas que se venden en la Argentina es 2,45 Ghz. ¿Cuál es la longitud de onda expresada en metros de esta radiación? **Rta.:** $\lambda = 0,122$ m.

Indique cuantitativamente si es más larga o más corta que la longitud de onda de la luz naranja: 625 nm. **Rta.:** las longitudes de onda de las microondas son 195200 veces mayores que la longitud de onda de la luz naranja.

Datos: 1 Ghz (Gigahertz) es mil millones de ciclos por segundo (10^9 s⁻¹).

Ejercicio nº 9

Los aparatos para tocar discos compactos emplean láseres que emiten luz roja con longitud de onda de 685 nm.

¿Qué energía tiene un fotón de esta luz? **Rta.:** $E = 2,90 \times 10^{-19}$ J/fotón.

¿Qué energía tiene 1 mol de fotones de luz roja? **Rta.:** $E = 1,72 \times 10^5$ J/mol.

Ejercicio nº 10

Calcular las energías de los estados $n = 1$ y $n = 2$ del átomo de hidrógeno en joules por átomo y en kilojoules por mol.

Rta.: $E_1 = -2,179 \times 10^{-18}$ J/átomo, -1312 kJ/mol - $E_2 = -5,448 \times 10^{-19}$ J/átomo, $-328,0$ kJ/mol.

Ejercicio nº 11

Calcular la longitud de onda, expresada en nm, de la línea verde del espectro visible de los átomos de H excitados, según la teoría de Bohr. ($n_i = 4$ y $n_f = 2$). **Rta.:** $\lambda = 486,3$ nm.

Ejercicio nº 12

Calcular la longitud de onda, expresada en m y nm, de un electrón con masa $m = 9,109 \times 10^{-28}$ g, que viaja a 40,0 % de la velocidad de la luz. **Rta.:** $\lambda = 6,06 \times 10^{-12}$ m, $6,06 \times 10^{-3}$ nm.

Ejercicio nº 13

Calcular la longitud de onda asociada con un neutrón que tiene una masa de $1,675 \times 10^{-24}$ g y energía cinética de $6,21 \times 10^{-21}$ J. Recuerde que la energía cinética de una partícula que se desplaza tiene la expresión: $E = \frac{1}{2} (mv^2)$. **Rta.:** 0,145 nm.

Ejercicio nº 14

El americio 241 se usa en detectores de humo caseros y en el análisis del mineral de los huesos. Indicar el número de electrones, protones y neutrones de un átomo de americio.

Rta.: 95 e⁻ 95p⁺ 146 n^o.

Ejercicio nº 15

Una radiación electromagnética particular presenta una frecuencia de $8,11 \times 10^{14}$ Hz.

a) ¿Cuál es el valor de la longitud de onda expresada en nanómetros y en metros?

Rta.: 370 nm, $3,7 \times 10^{-7}$ m.

b) ¿A qué región del espectro electromagnético corresponderá dicho valor de longitud de onda? **Rta.:** pertenece a la región del ultravioleta del espectro electromagnético.

c) ¿Cuál es el valor energético, expresado en Joules, de un cuanto de esta radiación?

Rta.: $5,374 \times 10^{-19}$ J/fotón.

Ejercicio nº 16

Se produce una transición electrónica desde el nivel n_i a $n = 2$ en el átomo de hidrógeno; produciéndose la emisión de un fotón cuyo valor de longitud de onda es de 434 nm. Calcular el valor del nivel n_i . **Rta.:** $n_i = 5$.

Ejercicio nº 17

Completar la tabla siguiente

Z	A	Número de neutrones	Elemento
60	144		
		12	Mg
64		94	
	37		Cl

Ejercicio nº 18

El argón tiene tres isótopos naturales: 0,337 % de ^{36}Ar , 0,063 % de ^{38}Ar y 99,60 % de ^{40}Ar . Estimar el valor del peso atómico aproximado del argón. Si las masas de los isótopos valen 35,968, 37,963 y 39,962 uma, respectivamente, calcular el peso atómico del argón natural.

Rta.: 39,947 uma.

Ejercicio nº 19

Utilizar la relación de de Broglie para determinar la longitud de onda:

a) asociada a una pelota de tenis de 58 g que viaja a 130 km/h. **Rta.:** $3,16 \times 10^{-34}$ m.

b) asociada a una persona cuyo peso es de 85 kg esquiando a 60 km/h. **Rta.:** $4,68 \times 10^{-37}$ m.

c) asociado a un átomo de helio que presenta una velocidad de $1,5 \times 10^5$ m/s.

Rta.: $6,65 \times 10^{-13}$ m.

Discutir las diferencias en los valores de estas longitudes de onda.

Ejercicio nº 20

Completar la siguiente tabla:

Número de protones	Número atómico	Número de neutrones	Número másico	Número de electrones	Isótopo
15					^{31}P
10	10				^{20}Ne
			27	13	^{27}Al
	14	13			^{27}Si
		11			^{21}Ne
	17		35		^{35}Cl
17			37		^{37}Cl
	15		30		^{30}P

Ejercicio nº 21

Indicar el número de masa de:

- a) un átomo de hierro con 30 neutrones,
- b) un átomo de americio con 148 neutrones,
- c) un átomo de tungsteno con 110 neutrones.

Escribir los símbolos para los elementos químicos indicados.

Rta.: a) 56 b) 243 c) 184

Ejercicio nº 22

La energía necesaria para extraer por completo un electrón a partir de un átomo o un ion se denomina Energía de Ionización (Potencial de ionización). En términos del modelo de Bohr, la ionización puede considerarse como un proceso en el que el electrón se transfiere a otra órbita de radio infinito.

- a) Calcular la energía de ionización del átomo de hidrógeno, expresada en unidades de kJ/mol. **Rta.:** 1312,8 kJ/mol.
- b) Determinar la longitud de onda máxima de la luz que podría causar la ionización del átomo de hidrógeno. **Rta.:** $\lambda = 91,15 \text{ nm}$.
- c) ¿Se absorbe o se emite luz en el proceso de ionización?

Ejercicio nº 23

Complete los siguientes enunciados:

- a) Cuando $n = 2$, los valores de l puede ser _____ y _____.
- b) Cuando $l = 1$, los valores de m_l pueden ser _____, _____ y _____ y la subcapa se representa por la letra _____.
- c) Cuando $l = 2$, la subcapa se llama _____.
- d) Cuando la subcapa se llama s, el valor de l es _____ y m_l tiene el valor de _____.

e) Cuando la subcapa se llama p , hay _____ orbitales dentro de ella.

Ejercicio n° 24

Algunos elementos emiten luz de un color específico al arder. Históricamente los químicos emplearon "la prueba de la llama", para determinar si había elementos específicos en una muestra. La siguiente tabla nos indica valores de longitud de onda para un determinado número de elementos:

Ag	328,1 nm
Fe	372,0 nm
Au	267,6 nm
K	404,7 nm
Ba	455,4 nm
Mg	285,2 nm
Ca	422,7 nm
Na	589,6 nm
Cu	324,8 nm
Ni	341,5 nm

- a) Para cada uno de estos elementos, determine el color asociado con su llama. Emplee la cartilla de colores del espectro visible de un libro de texto.
- b) ¿Qué elemento emite la luz con mayor contenido energético y cuál con menor contenido energético?
- c) Cuando arde una muestra de una sustancia desconocida se encuentra que emite luz de frecuencia $6,59 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuál de los elementos mencionados arriba se encuentra probablemente presente en esa muestra?

Ejercicio n° 25

- a) ¿Cuáles son los valores de n y l para cada uno de los siguientes orbitales: 6s, 4p, 5d y 6f.
- b) ¿Cuántos planos nodales hay para un orbital 4p? ¿Y para el orbital 6d?

Ejercicio n° 26

- a) ¿En qué se diferencian tres orbitales 3p entre sí?
- b) ¿En qué se diferencian los orbitales 2p y 3p?

Ejercicio N° 27

¿Qué características de un orbital se determinan por:

- a) el número cuántico principal?
- b) el número cuántico azimutal?

c) el número cuántico magnético?

Ejercicio nº 28

Para cada una de las siguientes configuraciones electrónicas, determinar el elemento al que corresponde y establecer si se trata de una configuración electrónica basal o de estado excitado.

- a) [He] $2s^1 2p^5$
- b) [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
- c) [Ne] $3s^2 3p^2 4s^1$
- d) [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$

TABLA PERIÓDICA

Ejercicio nº 1

- a) Definir carácter metálico. Justificar su variación en la tabla periódica.
b) Ordenar de menor a mayor carácter metálico: $_{26}\text{Fe}$, $_{11}\text{Na}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{27}\text{Co}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{35}\text{Br}$.

Ejercicio nº 2

Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos e iones:

$_{26}\text{Fe}$, $_{37}\text{Rb}$, $_{48}\text{Cd}$, $_{37}\text{Rb}^+$, $_{26}\text{Fe}^{2+}$, $_{48}\text{Cd}^+$.

Ejercicio nº 3

a) Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:

- i) $_{11}\text{Na}$
- ii) $_{14}\text{Si}$
- iii) $_{20}\text{Ca}$
- iv) $_{33}\text{As}$
- v) $_{79}\text{Au}$
- vi) $_{83}\text{Bi}$
- vii) $_{16}\text{S}$
- viii) $_{18}\text{Ar}$

b) ¿A qué período de la Tabla Periódica pertenece cada uno de ellos? Justificar a partir de la estructura electrónica.

c) Siempre tomando como referencia la estructura electrónica de los elementos del ítem a), indicar:

- a. ¿Cuántos electrones tiene cada uno de estos elementos?
- b. ¿Cuántos protones tiene cada uno de ellos?
- c. ¿Cuál es el número atómico de cada uno?

Ejercicio nº 4

Dado el isótopo 39 del elemento de número atómico 19 ($_{19}^{39}\text{X}$), indicar:

- a) Grupo, período y símbolo.
- b) Partículas fundamentales que contiene.
- c) Configuración electrónica del estado fundamental (basal).
- d) Combinación de números cuánticos que define a uno de los electrones de la capa de valencia (electrón más externo).
- e) Ión más estable, indicando el número de partículas fundamentales que contiene.

Ejercicio nº 5

Dado los siguientes elementos: S, Na y F.

- a) ¿Cuál de ellos presenta menor energía de ionización? ¿Por qué?
- b) ¿Cuál de ellos es el más electronegativo? ¿Por qué?

- c) Comentar el tipo de enlace que se formará entre el sodio y el flúor, así como entre el azufre y el flúor.
- d) ¿Cuáles serán las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores?

Ejercicio nº 6

¿Qué se entiende por propiedad periódica? Definir cinco propiedades periódicas e indicar cómo varían a lo largo de la Tabla Periódica, proponiendo ejemplos. ¿Es la masa atómica una propiedad periódica? Justificar.

Ejercicio nº 7

Escribir la configuración electrónica de los siguientes iones en su estado fundamental: $_{17}\text{Cl}^-$, $_{20}\text{Ca}^{2+}$, $_{30}\text{Zn}^{2+}$, $_{18}\text{Ar}^+$, $_{16}\text{S}^{2-}$, $_{29}\text{Cu}^+$, $_{47}\text{Ag}^+$. ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos? ¿Cuáles de ellos son paramagnéticos? ¿Cuáles de ellos diamagnéticos?

Ejercicio nº 8

El primer potencial de ionización I_1 de berilio vale 215 kcal/mol y el de boro 191 kcal/mol. ¿Cuál de los dos átomos presenta el mayor tamaño? Los segundos potenciales de ionización I_2 valen 420 y 579 kcal/mol respectivamente. ¿Cuál de los iones presenta el mayor tamaño? Justificar.

Ejercicio nº 9

¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas describe a un átomo en su estado fundamental y cuál describe a un átomo en estado excitado?

- a) $[\text{He}] 2s^1$
b) $[\text{Ar}] 5s^1 4d^3$
c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
d) $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

Ejercicio nº 10

Escribir la configuración electrónica de los siguientes iones:

- a) $_{11}\text{Na}^+$ b) $_{8}\text{O}^{2-}$ c) $_{7}\text{N}^{3-}$ d) $_{13}\text{Al}^{3+}$

Ejercicio nº 11

¿Cuál de los siguientes iones presenta configuración electrónica de gas noble?

- a) $_{19}\text{K}^+$ b) $_{20}\text{Ca}^{2+}$ c) $_{9}\text{F}^-$ d) $_{58}\text{Ce}^{3+}$

Ejercicio nº 12

Calcular la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo en los siguientes átomos/iones:

- a) $_{19}\text{K}$ b) $_{20}\text{Ca}$ c) $_{34}\text{Se}$ d) $_{34}\text{Se}^-$ e) $_{25}\text{Mn}$

Ejercicio nº 13

Entre los siguientes conjuntos de elementos, indicar cuál de ellos presentará el menor tamaño:

- a) $_{17}\text{Cl}$, $_{17}\text{Cl}^-$
- b) $_{11}\text{Na}$, $_{11}\text{Na}^+$
- c) $_{16}\text{S}^{2-}$, $_{17}\text{Cl}^-$, $_{35}\text{Br}^-$
- d) $_{11}\text{Na}$, $_{11}\text{Na}^+$, $_{12}\text{Mg}$, $_{12}\text{Mg}^{2+}$, $_{20}\text{Ca}$, $_{20}\text{Ca}^{2+}$

Ejercicio nº 14

Teniendo en cuenta su posición en la tabla periódica, indicar el estado de oxidación máximo y mínimo para cada uno de los siguientes elementos:

- a) $_{15}\text{P}$
- b) $_{34}\text{Se}$
- c) $_{35}\text{Br}$

Ejercicio nº 15

Indicar en qué grupo de la Tabla Periódica se encuentran los siguientes elementos:

- a) $_{19}\text{K}$
- b) $_{15}\text{P}$
- c) $_{50}\text{Sn}$
- d) $_{12}\text{Mg}$
- e) $_{17}\text{Cl}$

Ejercicio nº 16

Clasificar cada uno de los siguientes elementos como elementos representativos, elementos de transición, gases nobles o elementos de transición interna:

- a) $_{12}\text{Mg}$
- b) $_{29}\text{Cu}$
- c) $_{10}\text{Ne}$
- d) $_{92}\text{U}$
- e) $_{82}\text{Pb}$

Ejercicio nº 17

Escribir la fórmula (símbolo y carga) para cuatro átomos o iones que sean isoelectrónicos con cada uno de las siguientes especies químicas:

- a) $_{35}\text{Br}$
- b) $_{16}\text{S}^{2-}$

Ejercicio nº 18

Determinar el estado de oxidación para el elemento subrayado en cada uno de los siguientes compuestos:

- a) $\text{Cr}\underline{\text{O}}_2$
- b) $\text{H}_2\underline{\text{S}}\text{O}_3$
- c) $\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^-$

Ejercicio nº 19

Basándose en las configuraciones electrónicas de los elementos Mg y Al, ¿Será probable encontrar compuestos de magnesio en los cuáles se encuentre presente el ion Mg^{3+} , o de aluminio en los cuáles se presente el ion Al^{3+} ? Justificar.

Ejercicio nº 20

Comparar y justificar los tamaños relativos de: H^+ , H y H^- .

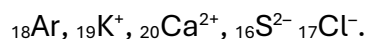
Ejercicio nº 21

Indique el rasgo distintivo de la configuración electrónica en:

- a) Elementos del grupo 2 (IIA): alcalino- térreos
- b) Elementos del grupo 17 (VIIA): halógenos
- c) Elementos del grupo 18: gases nobles
- d) Elementos de transición

Ejercicio nº 22

Ordenar las siguientes especies en orden de radio atómico creciente:



Ejercicio nº 23

Explicar brevemente los siguientes postulados:

- a) El ion Cl^- es de mayor tamaño que el átomo de Cl pero el ion K^+ es menor tamaño que el átomo de K.
- b) El átomo de hidrógeno es capaz de formar tres tipos de especies químicas.
- c) El primer potencial del átomo de Mg es mayor que el del átomo de Na.
- d) El ion Fe^{3+} es más estable que el ion Fe^{2+} .
- e) El átomo de arsénico presenta un valor mayor de potencial de ionización que el átomo de selenio

Ejercicio nº 24

¿Cuál de los electrones en cada una de las siguientes series tiene la carga nuclear efectiva mayor en un átomo polielectrónico?

- a) 2s, 2p b) 3d, 4d c) 3d, 2p

Ejercicio nº 25

Cuando un atleta se desgarran ligamentos y tendones, se pueden unir quirúrgicamente al hueso para mantenerlos en su lugar hasta que se vuelvan a pegar por sí solos. Sin embargo, un problema de las técnicas actuales es que los tornillos y arandelas que se emplean con frecuencia son demasiado grandes para colocarse de forma exacta y correcta. Por ello, se ha intentado un dispositivo nuevo que contiene titanio el cual se está utilizando con gran eficacia.

- a) Dar el símbolo, número atómico y peso atómico del titanio.
- b) En base a la configuración electrónica del estado basal o fundamental, justifique el período y grupo que ocupa en la Tabla Periódica.
- c) ¿Cuáles serán las propiedades químicas que hacen al titanio una opción excelente para ésta y otras aplicaciones quirúrgicas?

ESTADO GASEOSO

Ejercicio nº 1

¿Por qué los gases obedecen a leyes más simples que las que cumplen los líquidos o los sólidos? ¿Qué entiende por gas ideal?

Ejercicio nº 2

En base a las disposiciones espaciales de los átomos en las moléculas, átomos libres u iones y a las fuerzas de interacción entre ellos, indique si cada uno de los siguientes postulados es verdadero o falso, justificando en cada caso:

- a) Los gases presentan densidades muy bajas en CNPT, en comparación con los líquidos y sólidos.
- b) Las propiedades densidad, compresibilidad, forma y expansión térmica son propiedades físicas que diferencian a los tres estados de agregación de la materia.
- c) Una masa constante de un mismo líquido ocupará siempre el mismo volumen a una temperatura definida.
- d) En el sólido, las moléculas se encuentran en el estado más compacto, y por ende su densidad es más alta que en el líquido y en el gas.

Ejercicio nº 3

¿Cuáles son las condiciones normales, fijadas para un gas ideal?

Ejercicio nº 4

Se dispone de un sistema formado por $7,5 \text{ dm}^3$ de $\text{O}_{2(g)}$ a 273 K y $1,5 \text{ atm}$ de presión. Sobre el mismo se producen los siguientes cambios sucesivos:

- a) Se duplica la P inicial manteniendo la T cte.
- b) Se eleva la T hasta 27°C manteniendo la P cte.
- c) Se triplica el valor de V a T cte.
- d) Se vuelve a la T inicial, a P cte.

Representar en un gráfico de P vs. V cada una de las etapas anteriores indicando en cada caso P , V y T .

Ejercicio nº 5

Indicar si los siguientes postulados son verdaderos o falsos, justificando en cada caso

- a) A P y T constantes, la variación del volumen con el número de moles es independiente si se trata de un gas puro o una mezcla.
- b) La presión parcial de un gas es directamente proporcional a la fracción molar del gas en la mezcla.
- c) La presión parcial de un gas es directamente proporcional a la T de la mezcla gaseosa.

Ejercicio nº 6

Describir los factores responsables de la desviación del comportamiento de un gas real con respecto a un gas ideal.

Ejercicio nº 7

Una muestra de gas se coloca en un matraz de 256 mL, donde ejerce una presión de 75,0 mm Hg. ¿Qué presión ejercerá este gas, si se transfiere a un matraz de 125 mL, suponiendo que la temperatura se mantiene constante? **Rta.:** 153,6 mm Hg.

Ejercicio nº 8

Supongamos que se pone una cierta masa de dióxido de carbono(g) en una jeringa hipodérmica sellada en su extremo. El volumen ocupado por el gas a temperatura ambiente (20 °C) vale 25,0 cm³. ¿Cuál es el volumen final del gas, si el hecho de sostener la jeringa en la mano eleva la temperatura de esta a 37,0 °C? **Rta.:** V_f = 26,45 cm³.

Ejercicio nº 9

Un neumático de bicicleta se infla hasta lograr una presión de 3,74 atm a 15 °C. Posteriormente el neumático se calienta a 35 °C, ¿qué presión tendrá en su interior? Suponer que el volumen permanece constante. **Rta.:** 4,00 atm.

Ejercicio nº 10

Una muestra de gas ocupa 754 mL a 22 °C y 165 mm Hg. ¿Qué volumen tendrá la misma muestra si la temperatura se eleva a 42 °C y la presión a 265 mm Hg? **Rta.:** 501,3 mL.

Ejercicio nº 11

La levadura que hace aumentar el volumen de la masa durante el leudado, convierte la sacarosa: C₁₂H₂₂O₁₁ en dióxido de carbono. En este proceso de fermentación, por cada mol de sacarosa se producen 4 moles de CO₂, 4 moles de etanol (CH₃CH₂OH) y otros productos. Una receta para preparar pan francés requiere un paquete de levadura y ¼ de cucharadita (unos 2,4 g) de azúcar. ¿Qué volumen de CO₂ medidos en CNPT se producirá por la conversión total de esta cantidad de sacarosa en CO₂ por la levadura?

Rta.: 0,63 L de CO_{2(g)}.

Ejercicio nº 12

Una muestra de SiH_{4(g)} que pesa 4,25 g se coloca en un recipiente de 580 mL. La presión resultante es de 1,2 atm. Determine la temperatura, expresada en grados Celsius.

Rta.: – 209 °C.

Ejercicio nº 13

La densidad de un gas desconocido presenta un valor de 1,23 g/dm³ en CNPT. Calcular la masa molar del gas. **Rta.:** MM = 27,6 g/mol.

Ejercicio nº 14

Una muestra de un gas de 2,650 g ocupa un volumen de 428 cm³ a la presión de 742,3 mm Hg y 24,3 °C. La composición centesimal del compuesto es la siguiente: 15,5 % C, 23,0 % Cl y 61,5 % F. Determinar la fórmula molecular del compuesto gaseoso. **Rta.:** C₂ClF₅.

Ejercicio nº 15

El amoníaco gaseoso se sintetiza industrialmente empleando el proceso Haber-Bosch a partir de nitrógeno (g) e hidrógeno (g) empleando un catalizador de hierro (s) a una temperatura de 500,0 °C. Plantear la ecuación química balanceada.

a) Suponga que Ud. hace reaccionar 355,0 dm³ de gas hidrógeno a 25,0 °C y a una presión de 542,0 mm Hg, en presencia de un exceso de gas nitrógeno. ¿Cuál es la cantidad de amoníaco obtenida, expresada en moles de moléculas?

Rta.: 6,91 moles de moléculas de amoníaco.

b) Si esa cantidad de amoníaco gaseoso se almacena en un tanque cuyo volumen es de 125,0 dm³ a la temperatura fijada anteriormente, ¿cuál es el valor de la presión del gas?

Rta.: 1,35 atm.

Ejercicio nº 16

El halotano presenta una fórmula molecular: C₂HBrClF₃; no es inflamable, ni irritante, ni explosivo, razón por la cual se lo emplea como anestésico. Suponga que Ud. emplea una mezcla de 15,0 g de halotano vapor con 23,5 g de oxígeno (g). Si la presión total del sistema vale 855,0 mm Hg, ¿cuál es el valor de la presión parcial de cada gas?

Rta.: P_{oxígeno} = 774,6 mmHg; P_{halotano} = 80,4 mm Hg.

Ejercicio nº 17

La mezcla de halotano(g)-oxígeno(g) del ejercicio anterior, se introduce en un tanque de 5,00 dm³ a una T= 25,0 °C.

a) ¿Cuál es el valor de la presión total del sistema, expresada en atmósfera, en el tanque? **Rta.:** 3,96 atm.

b) ¿Cuáles son los valores de las presiones parciales de cada gas en la mezcla?

Rta.: P_{oxígeno} = 3,59 atm. P_{halotano} = 0,37 atm.

Ejercicio nº 18

La atmósfera es una mezcla de gases con una presión total igual a la presión barométrica. Una muestra de la atmósfera a una presión total de 740 mm Hg se analiza y se determinan las siguientes presiones parciales: p(N₂) = 575 mm Hg, p(H₂O) = 4,0 mm Hg, p(Ar) = 6,9 mm Hg y p(CO₂) = 0,2 mm Hg.

a) ¿Cuál es el valor de la presión parcial del O_{2(g)}? **Rta.:** 153,9 mm Hg.

b) Determinar la fracción molar de cada gas.

Rta.: X_(N₂) = 0,777; X_(O₂) = 0,208; X_(Ar) = 9,32 x 10⁻³; X_(CO₂) = 2,70 x 10⁻⁴; X_(H₂O) = 5,41 x 10⁻³.

Ejercicio nº 19

Una muestra de hidrógeno húmedo, saturado con vapor de agua, ejerce una presión total de 748 mm Hg a 22 °C. La presión de vapor de agua a 22 °C vale 20 mm Hg.

a) ¿Cuál es la presión parcial de hidrógeno expresada en mmHg y en atm?

Rta.: $p_{H_2} = 728 \text{ mm Hg} = 0,958 \text{ atm}$.

b) Si el volumen de la muestra presenta el valor de 320 cm³, ¿cuántos gramos de hidrógeno contiene? **Rta.:** 0,0253 g.

c) Si el hidrógeno se obtuvo haciendo reaccionar cinc (s) con ácido clorhídrico (ac):

c.1- Calcular cuántos gramos de una muestra de cinc que contiene 20 % de impurezas se usaron en la generación de hidrógeno. **Rta.:** 1,03 g.

c.2- Calcular el volumen de solución de ácido clorhídrico 5 M empleado en la reacción redox. **Rta.:** 5,07 cm³.

Ejercicio nº 20

El oxígeno reacciona con hidracina acuosa: N₂H₄, para producir agua(l) y nitrógeno(g). Escribir la reacción química balanceada. Si una solución contiene 180,0 g de hidracina, ¿cuál es el máximo volumen de gas oxígeno que reaccionará con la hidracina a una presión de 750 mm Hg y una temperatura de 21,0 °C?

Rta.: $V = 137,7 \text{ dm}^3$.

Ejercicio nº 21

Por acción de un exceso de una solución acuosa de NaOH sobre 10,256 g de una muestra de (NH₄)₂SO_{4(s)}, se desprenden 3,62 dm³ de NH_{3(g)} medidos a 18 °C y 745 mm Hg. Otros productos de la reacción son Na₂SO_{4(ac)} y H₂O(l). Hallar el título del (NH₄)₂SO₄ utilizado.

Rta.: Título = 0,957.

Ejercicio nº 22

El sulfuro ferroso (s) reacciona con ácido sulfúrico diluido para generar sulfuro de hidrógeno (g) y sulfato ferroso (ac). Calcular la cantidad de un material que contiene FeS al 90,6 % de pureza necesaria para obtener 2 dm³ de H₂S, medidos a 23 °C y 765 mm Hg.

Rta.: 8,06 g de material.

Ejercicio nº 23

Por acción del calor el nitrato de potasio sólido se descompone en oxígeno (g) y nitrito de potasio (s).

a) Calcular cuántos dm³ de oxígeno (g) se desprenden, en CNPT, al calentar 10 g de nitrato de potasio (s). **Rta.:** 1,109 dm³ de oxígeno.

b) Si todo ese oxígeno (g) fuera convertido en ozono: O_{3(g)}, a una temperatura de 20 °C bajo cero y una presión de 760 mm Hg, ¿qué volumen, expresado en litros, ocuparía el gas O₃? **Rta.:** 0,685 L.

Ejercicio nº 24

Una solución de H_2O_2 al 20 % P/P presenta una densidad: $1,072 \text{ g/cm}^3$. Hallar cuántos litros de O_2 gaseoso, medidos sobre agua a 20°C y $0,95 \text{ atm}$, podrán obtenerse al exponer un dm^3 de solución a la luz solar (suponga descomposición total).

Presión de vapor de agua a 20°C : $17,5 \text{ mm Hg}$. **Rta.:** $81,72 \text{ L}$.

Ejercicio nº 25

El agua oxigenada que se vende como desinfectante posee 3 % P/P de peróxido de hidrógeno y presenta un valor de densidad de 1 g/cm^3 . Calcular:

- a) la masa en miligramos de peróxido de hidrógeno en cada cm^3 de solución. **Rta.:** 30 mg .
- b) el volumen de oxígeno liberado, expresado en mL de gas a 25°C y 1 atm , cuando se descompone 1 mL de solución. **Rta.:** $10,8 \text{ mL}$.

Ejercicio nº 26

Se dispone de una muestra de giobertita, con un título de 0,9 en carbonato de magnesio. Calcular cuántos gramos de material serán necesarios para obtener, por reacción con un exceso de solución de ácido clorhídrico, 5 dm^3 de dióxido de carbono (g) medidos a 17°C y $0,9 \text{ atm}$. Otros productos: cloruro de magnesio (ac) y agua (l). **Rta.:** $17,6 \text{ g}$ de material.

Ejercicio nº 27

- a) Calcular el valor de u_{rms} (velocidad cuadrática media) para las moléculas de $\text{O}_{2(\text{g})}$ a $25,0^\circ\text{C}$. **Rta.:** 482 m/s .
- b) Calcular el valor de u_{rms} de moléculas de helio (g) y nitrógeno (g) a 25°C .
Rta.: 1363 y 515 m/s , respectivamente.
- c) Discutir las diferencias en los valores de u_{rms} .

Ejercicio nº 28

El tetrafluoroetileno: C_2F_4 , efunde a través de una barrera a una velocidad de $4,6 \times 10^{-6} \text{ mol/h}$. Un gas desconocido A, compuesto solamente por los elementos boro e hidrógeno, efunde a una velocidad de $5,8 \times 10^{-6} \text{ mol/h}$, en las mismas condiciones experimentales que el gas mencionado anteriormente. ¿Cuál es el valor de la masa molar del gas desconocido?

Rta.: MM gas A = $62,9 \text{ g/mol}$.

Ejercicio nº 29

Una muestra pura de gas metano (CH_4) efunde a través de una barrera porosa en un tiempo de $1,50 \text{ min}$. En las mismas condiciones experimentales el mismo número de moléculas de un gas desconocido X efunde a través de la barrera en $4,73 \text{ min}$.

¿Cuál es el valor de la masa molecular del gas desconocido?

Rta.: MM gas X = $159,1 \text{ g/mol}$.

TERMOQUÍMICA

Ejercicio nº 1

- a) La energía media solar recibida por una superficie horizontal en la ciudad de Bariloche durante el verano es de $2,3 \times 10^7 \text{ J/m}^2$ por día. Si una casa en Bariloche mide 10,0 m por 25,0 m. ¿Cuál es la cantidad de energía medida en kJ por día, que incide sobre el techo de la misma? **Rta.:** $5,8 \times 10^6 \text{ kJ/día}$.
- b) Un desayuno a base de cereal y leche provee 250 cal. ¿Cuál es el valor de energía en Joules? **Rta.:** 1046 J.
- c) Un edulcorante provee 16 kJ de energía nutricional cada vez que se lo emplea. ¿Cuál es el contenido energético en kilocalorías? **Rta.:** 3,82 kcal.

Ejercicio nº 2

Calcular el valor correspondiente a ΔE , q o w , según sea el caso:

- | | | |
|---------------------------------|-----------------------|---|
| a) $q = 570 \text{ J}$ | $w = -300 \text{ J}$ | Rta.: $\Delta E = 270,0 \text{ J}$. |
| b) $\Delta E = -7500 \text{ J}$ | $w = +4500 \text{ J}$ | Rta.: $q = -12.000 \text{ J}$. |
| c) $\Delta E = 250 \text{ J}$ | $q = 300 \text{ J}$ | Rta.: $w = -50,0 \text{ J}$. |

Ejercicio nº 3

Una muestra de 25 g del compuesto etilenglicol, empleado en los líquidos refrigerantes de automóviles, consume 59,8 J para cambiar la temperatura en 1,00 K. ¿Cuál es el valor del calor específico del etilenglicol? **Rta.:** 2,39 J/gK.

Ejercicio nº 4

¿Cuál es la energía térmica necesaria para calentar 10,0 g de un trozo de $\text{Cu}_{(s)}$ desde 25 °C hasta 325 °C? $C_{e(\text{Cu})} = 0,387 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 1161 J.

Discutir si es lo mismo realizar el cálculo de ΔT empleando las escalas de temperatura: Kelvin y Celsius.

Ejercicio nº 5

Suponer que se calientan 55,0 g de una pieza metálica en agua hirviente a 99,8 °C y luego se la sumerge en agua en un recipiente térmico. El recipiente contiene 225,0 cm³ de agua ($\delta = 1,00 \text{ g/cm}^3$) a la temperatura de 21,0 °C. La temperatura final del sistema constituido por el metal más el agua vale 23,1 °C. ¿Cuál es el valor del calor específico del metal?

Rta.: 0,47 J/gK.

Ejercicio nº 6

- a) ¿Cuántos gramos de hielo se funden a 0 °C por entrega de 500,0 kJ de energía calorífica? $\Delta H^\circ_{\text{fusión}} = +6,01 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** $1,5 \times 10^3 \text{ g}$.
- b) ¿Cuántos gramos de agua pueden vaporizarse a 100,0 °C si se entregan 500 kJ de calor a una determinada masa de agua a 100 °C? $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = +40,67 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 221,3 g.

Ejercicio nº 7

¿Qué cantidad de calor se debe entregar a 25,0 g de metanol líquido: $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ para elevar su temperatura desde 25,0 °C hasta su punto de ebullición normal: 64,6 °C, logrando la evaporación total a esa temperatura?

$$C_{e(\text{metanol})} = 0,6 \text{ cal/g K}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 38,0 \text{ kJ/mol.}$$

$$\text{Rta.: } 32,2 \text{ kJ.}$$

Ejercicio nº 8

En un calorímetro de capacidad térmica despreciable, se agregó una muestra de 5,35 g de yoduro de potasio a 115 cm³ de agua ($\delta = 1,00 \text{ g/cm}^3$) a presión constante. Como resultado, la temperatura del agua disminuyó de 24,6 °C a 23,3 °C. Calcule el calor de disolución, ΔH_{disol} , del yoduro de potasio, expresado en kJ/mol. $C_{e(\text{H}_2\text{O})} = 4,184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$. **Rta.:** 20,31 kJ/mol.

Ejercicio nº 9

El cambio entálpico para la vaporización del metanol: $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$, a 25 °C, es 37,43 kJ/mol. ¿Qué cantidad de energía calórica debe emplearse para vaporizar 25,0 g de metanol a 25 °C? **Rta.:** 29,2 kJ.

Ejercicio nº 10

El cambio entálpico para la sublimación del yodo(s) vale 62,4 kJ/mol. $\text{I}_{2(s)} \rightarrow \text{I}_{2(g)}$

a) ¿Qué cantidad de energía calórica se debe emplear para sublimar 10,0 g de yodo?

$$\text{Rta.: } 2,46 \text{ kJ.}$$

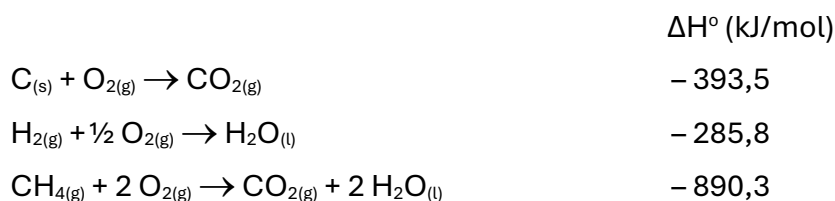
b) ¿Qué cantidad de energía involucra la condensación de 3,45 g de yodo en estado gaseoso? **Rta.:** – 0,848 kJ.

c) ¿Será exotérmico o endotérmico el proceso citado en el ítem anterior? Justifique.

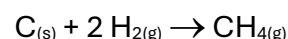
$$\text{Rta.: Exotérmico.}$$

Ejercicio nº 11

Dadas las siguientes reacciones:



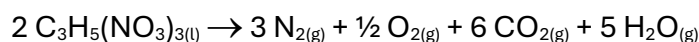
Calcular el valor de variación entálpica para la reacción:



$$\text{Rta.: } -74,8 \text{ kJ (Proceso exotérmico).}$$

Ejercicio nº 12

La nitroglicerina: $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ es un explosivo poderoso y cuando detona da lugar a cuatro tipos de gases:



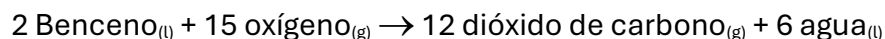
a) Considerando el valor de la entalpía de formación de la nitroglicerina en condición estándar: $-364,0 \text{ kJ/mol}$, calcular el cambio entálpico para esta reacción.

Rta.: $-2.842,2 \text{ kJ}$.

b) ¿Cuál es el valor de ΔH°_r al detonar $10,0 \text{ g}$ de nitroglicerina? **Rta.:** $-62,6 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 13

El benceno $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ es muy empleado en química orgánica. Calcular el valor entálpico de combustión que corresponde a la siguiente reacción:



Rta.: $-6.535,0 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 14

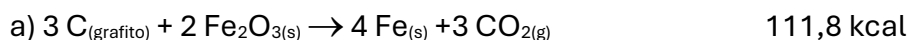
Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para la formación de metanol líquido (CH_3OH) y sulfato de cobre(II) sólido, a partir de sus respectivos elementos.

a) ¿Cuál es el valor de entalpía de reacción estándar si $1,5$ moles de metanol(l) se forman a partir de sus elementos constituyentes? **Rta.:** $-358,8 \text{ kJ}$.

b) ¿Cuál es el valor de entalpía de reacción estándar si $1,5$ moles de sulfato de cobre(s) se forman a partir de sus elementos constituyentes? **Rta.:** $-1.157,1 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 15

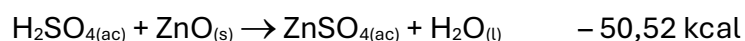
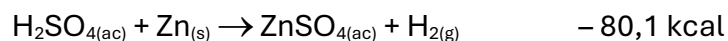
Calcular el calor de formación del óxido férrico(s) a partir de los siguientes cambios de entalpías de reacción:



Expresar el resultado en kJ/mol . **Rta.:** $\Delta H^\circ_f = -824,14 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 16

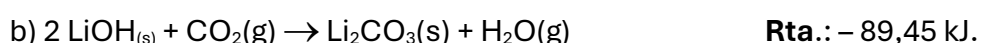
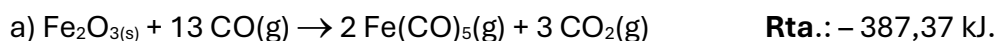
Hallar el calor de formación de $\text{ZnO}_{(\text{s})}$ utilizando los siguientes datos:

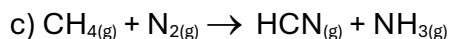


Rta.: $\Delta H^\circ_f = -97,88 \text{ kcal/mol} = -409,5 \text{ kJ/mol}$.

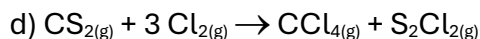
Ejercicio nº 17

Empleando los datos de tabla, calcular el cambio de entalpía estándar ΔH° para cada una de las siguientes reacciones químicas:

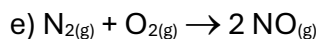




Rta.: 163,7 kJ.



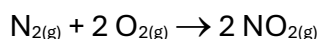
Rta.: - 238,3 kJ.



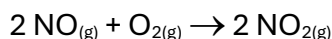
Rta.: 180,5 kJ.

Ejercicio nº 18

Calcular la entalpía molar estándar (ΔH°) de formación de $\text{NO}_{(g)}$ a partir de los siguientes datos:



$\Delta H^\circ = 66,4 \text{ kJ}$

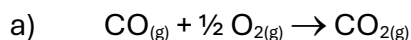


$\Delta H^\circ = -114,1 \text{ kJ}$

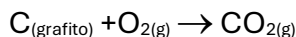
Rta.: 90,25 kJ/mol.

Ejercicio nº 19

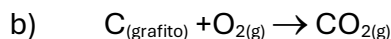
Empleando la Ley de Hess, calcular el calor de formación estándar del monóxido de carbono(g) (para cada ítem):



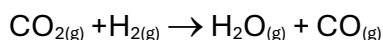
$\Delta H^\circ = - 283 \text{ kJ}$



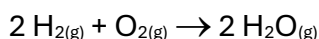
$\Delta H^\circ = - 393,5 \text{ kJ/mol}$



$\Delta H^\circ = - 393,5 \text{ kJ/mol}$



$\Delta H^\circ = + 41,18 \text{ kJ}$

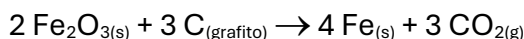


$\Delta H^\circ = - 483,64 \text{ kJ}$

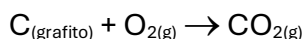
Rta.: $\Delta H^\circ_f = - 110,5 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 20

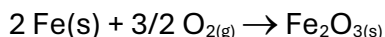
Calcular ΔH°_r para la siguiente reacción:



sabiendo que, a 25 °C y 1 atm:



$\Delta H^\circ = - 393,5 \text{ kJ/mol}$

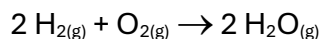


$\Delta H^\circ = - 824,2 \text{ kJ/mol}$

Rta.: $\Delta H^\circ_r = 467,9 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 21

Empleando el valor de ΔH°_f de tabla del $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$, indique si el mismo difiere del valor de ΔH° para la reacción:



En caso de producirse una diferencia, ¿cómo se justifica la misma?

PROBLEMAS EXTRA

Ejercicio nº 22

¿Cuál es la cantidad de calor transferido desde una infusión de té al ambiente, si inicialmente se encuentra a una temperatura de 60,0 °C y su temperatura desciende a 37,0 °C? Dato: masa de la infusión: 250,0 g, calor específico del agua: 4,184 J/gK.

Rta.: – 24,06 kJ.

Ejercicio nº 23

Si se emplean 24,1 kJ para calentar un trozo de aluminio de masa 250,0 g, ¿cuál es la temperatura final del trozo de aluminio si la temperatura inicial vale 5,0 °C? $C_{e(Al)} = 0,897 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 112,5 °C.

Ejercicio nº 24

Un trozo de 15,5 g de cromo, calentado a 100 °C, se sumerge en 55,5 g de agua cuya temperatura es de 16,5 °C. Temperatura final del metal y del agua = 18,9 °C. ¿Cuál es el valor del calor específico del cromo? **Rta.:** 0,44 J/gK.

Ejercicio nº 25

Se calienta a la llama un trozo de hierro de masa 400,0 g, y se lo introduce en un recipiente conteniendo 1000 g de agua. La temperatura inicial del agua es: 20 °C, luego de introducir el trozo de hierro, la temperatura asciende a 32,8 °C. (Sistema final = hierro (s) + agua (l)). ¿Cuál era la temperatura inicial de la barra de hierro una vez calentada? Asumir que no se producen pérdidas de calor al ambiente (recipiente o aire circundante). $C_{e(Fe)} = 0,449 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 331 °C.

Ejercicio nº 26

Calcule la cantidad de calor involucrado en cada paso de las siguientes transiciones:

Masa de agua: 500,0 g. Rango de Temperatura: – 50,0 °C a 200 °C.

a) Agua(s) de – 50 °C a Agua(s) 0 °C. $C_{e(Hielo)} = 0,463 \text{ cal/gK}$. **Rta.:** 48,4 kJ.

b) Agua(s) a Agua(l) (proceso de fusión) a 0 °C. $\Delta H_{f(agua)}^{\circ} = 6,01 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 167 kJ.

c) Agua(l) de 0 °C a Agua(l) 100 °C $C_{e(agua\ líquida)} = 4,184 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 209,2 kJ.

d) Agua(l) a Agua(g) a 100 °C (proceso de vaporización) $\Delta H_{vap}^{\circ} = 40,67 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 1130 kJ.

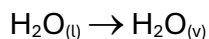
e) Agua (g) de 100 °C a 200 °C. $C_{e(agua\ vap)} = 0,482 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$. **Rta.:** 100,7 kJ.

Graficar: energía calórica (kJ/mol) vs. T (°C).

Ejercicio nº 27

a) ¿Qué cantidad de calor se libera cuando se condensan dos moles de vapor de agua? $\Delta H_{cond\ agua}^{\circ} = -\Delta H_{vap\ agua}^{\circ} = -40,67 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** – 81,34 kJ.

b) ¿Cuántos kJ se requieren entregar para evaporar dos moles de agua líquida de acuerdo con la siguiente ecuación:



$$\Delta H_{vap}^{\circ} = 40,67 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Rta.: } 81,34 \text{ kJ.}$$

Ejercicio nº 28

El alcohol que se vende comercialmente en Estados Unidos es el isopropanol o 2-propanol ($\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$), compuesto que congela a $-89,5^\circ\text{C}$ y ebulle a $82,3^\circ\text{C}$.

a) ¿Qué cantidad de calor se requiere para fundir 10,0 g de isopropanol a $-89,5^\circ\text{C}$?

Rta.: 0,895 kJ.

b) ¿Qué cantidad de calor se emplea para calentar el líquido desde $-89,5^\circ\text{C}$ hasta alcanzar el punto de ebullición? **Rta.:** $q = + 4,47 \text{ kJ}$.

c) ¿Qué cantidad total de calor absorbe el sistema para evaporar los 10,00 g de isopropanol a $82,3^\circ\text{C}$ partiendo del sólido a $-89,5^\circ\text{C}$? **Rta.:** $q_T = +12,00 \text{ kJ}$.

Datos: $\Delta H_f = +5,37 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_v = + 39,85 \text{ kJ/mol}$; $C_e = 2,6 \text{ J/gK}$.

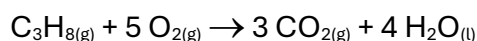
Ejercicio nº 29

La entalpía molar de vaporización del metanol (CH_3OH) vale: $+35,2 \text{ kJ/mol}$ ($T = 64,5^\circ\text{C}$).

¿Cuánta energía se requiere para vaporizar 1,00 kg de este alcohol? **Rta.:** 1100 kJ.

Ejercicio nº 30

¿Cuánta energía térmica provee la combustión de 454,0 g de propano: C_3H_8 al estado gaseoso? Datos adicionales: $\Delta H^\circ_r = - 2220 \text{ kJ/mol}$



Rta.: $- 22906 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 31

El plomo(s) se obtiene por tostación de galena, sulfuro de plomo(II), en presencia de oxígeno. La reacción produce óxido de plomo(II)(s) y dióxido de azufre(g), y su variación entálpica vale $- 413,7 \text{ kJ/mol}$. Posteriormente el óxido de plomo(II)(s) se reduce con carbono(s), obteniéndose plomo(s) y monóxido de carbono(g). Esta última reacción es endotérmica con un valor entálpico de $106,8 \text{ kJ/mol}$.

a) ¿Cuál es el valor de cambio entálpico para la suma de las dos reacciones descriptas anteriormente? **Rta.:** $- 306,9 \text{ kJ}$.

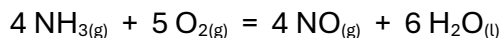
b) ¿La reacción química global es exotérmica o endotérmica? **Rta.:** Exotérmica.

c) ¿Cuánta energía expresada en kJ se requerirá entregar desde o hacia el ambiente, cuando 454 g de sulfuro de plomo(II)(s) se conviertan en plomo(s)? **Rta.:** $- 582,98 \text{ kJ}$.

PRINCIPIOS DE REACTIVIDAD. ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE

Ejercicio nº 1

Determinar si la siguiente reacción es espontánea o no a 25 °C y 1 atmósfera de presión. Justifique su respuesta.

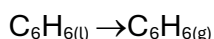


Obtener los datos de la tabla de constantes físicas.

Rta.: $\Delta G^\circ_{\text{reac}} = -1006,6 \text{ kJ}$. Proceso espontáneo.

Ejercicio nº 2

Calcular el cambio entrópico para el cambio de estado:

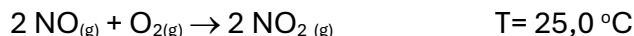


para un valor de $T = 80,1 \text{ °C}$, $\Delta H^\circ_{\text{v}} = 30,9 \text{ kJ/mol}$ $P_{\text{eb}} = 80,1 \text{ °C}$.

Rta.: $\Delta S^\circ_{\text{vap}} = 87,5 \text{ J/Kmol}$.

Ejercicio nº 3

Dada la siguiente reacción química:



Calcular el valor de $\Delta S^\circ_{\text{r}}$. **Rta.:** $\Delta S^\circ_{\text{reac}} = -146,9 \text{ J/K}$.

Ejercicio nº 4

Los antiácidos suelen contener como droga activa: carbonato de calcio(s). Calcular el valor de $\Delta S^\circ_{\text{r}}$ para la obtención del carbonato de calcio(s) a partir de sus elementos. Considere C(grafito)(s). ¿Cuál será el signo de $\Delta S^\circ_{\text{r}}$? Justificar. **Rta.:** $\Delta S^\circ_{\text{reac}} = -263,85 \text{ J/K}$.

Ejercicio nº 5

Calcular los valores de $\Delta H^\circ_{\text{r}}$ y $\Delta S^\circ_{\text{r}}$ para las siguientes reacciones químicas:

a) metano(g) + oxígeno(g) $\rightarrow$ agua(l) + dióxido de carbono (g).

b) óxido de hierro(III) (s) + carbono (grafito)(s) $\rightarrow$ hierro(s) + dióxido de carbono (g),

Clasificar cada reacción como favorecida hacia los productos o hacia los reactivos.

Rta.: a) $\Delta H^\circ_{\text{reac}} = -890,5 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ_{\text{reac}} = -243,5 \text{ J/K}$; b) $\Delta H^\circ_{\text{reac}} = 467,9 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ_{\text{reac}} = 558,7 \text{ J/K}$.

Ejercicio nº 6

Empleando los valores de $\Delta H^\circ_{\text{f}}$ y S°_{f} , calcular los valores de $\Delta H^\circ_{\text{r}}$ y $\Delta S^\circ_{\text{r}}$ y el cambio de energía libre de Gibbs estándar para la formación de un mol de amoníaco (g) a partir de sus elementos en condiciones estándar.

Rta.: $\Delta H^\circ_{\text{reac}} = -45,9 \text{ kJ/mol}$ $\Delta S^\circ_{\text{reac}} = -99,05 \text{ J/molK}$ $\Delta G^\circ_{\text{f}} = -16,4 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 7

Calcular el cambio de energía libre estándar para la combustión de metano a partir de valores de energía libre estándar de formación de los productos y reactivos.

Rta.: $\Delta G^{\circ}_{\text{reac}} = -801,1 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 8

a) Escribir una ecuación química balanceada para la formación de dióxido de carbono (g) a partir de sus elementos.

b) ¿Cuál es el valor de energía libre estándar de formación de 1,00 mol de dióxido de carbono(g)? **Rta.:** $\Delta G^{\circ}_f = -394,4 \text{ kJ/mol}$.

c) ¿Cuál es el valor del cambio de energía libre estándar para la reacción cuando 2,5 moles de dióxido de carbono(g) se forman a partir de sus elementos? **Rta.:** $\Delta G^{\circ}_r = -986,0 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 9

Calcular el cambio de energía libre estándar para la combustión de 1,0 mol de benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(l)$ para generar dióxido de carbono(g) y agua (g).

Rta.: $\Delta G^{\circ}_{\text{combust}} = -3176,7 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 10

El óxido de estaño(IV)(s) puede reducirse a Sn(s) empleando C(grafito)(s) como agente reductor.

a) Demostrar que esta reacción es la suma de dos reacciones químicas:

a.1- la oxidación del C(grafito)(s) para dar dióxido de carbono(g).

a.2- la descomposición del óxido de estaño(IV)(s) generando estaño(s) y oxígeno(g).

b) ¿Cuáles son los valores de ΔG°_r para las reacciones individuales?

Rta.: a.1. $\Delta G^{\circ}_{\text{reac}} = -394,4 \text{ kJ}$; a.2. $\Delta G^{\circ}_{\text{reac}} = 515,8 \text{ kJ/mol}$.

c) ¿Cuál es el valor de ΔG°_r para la reacción global? **Rta.:** $121,4 \text{ kJ/mol}$.

d) La pérdida de oxígeno a partir del óxido ¿se verá más ó menos favorecida hacia los productos, cuando se emplea C(grafito)(s) como agente reductor?

ENLACE IÓNICO

Ejercicio nº 1

¿Qué entiende por electrolito y no electrolito? Indicar cuál/es de los siguientes compuestos conduce la corriente eléctrica al estado líquido. Justificar.

- (a) SrBr_2 (b) NaI (c) KCN (d) CBr_4 (e) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Ejercicio nº 2

Cuál/es de los siguientes compuestos no conduce la corriente eléctrica en solución acuosa:

- (a) CH_3OH (b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (c) CaCl_2 (d) NaOH (e) HCl (f) glucosa

Ejercicio nº 3

Indicar que entiende por los siguientes términos, ejemplificando con ejemplos:

- (a) red cristalina (b) entalpía de formación (c) energía de red (d) par iónico.

Ejercicio nº 4

Dados los elementos $^{137}_{56}\text{Ba}$ y $^{32}_{16}\text{S}$ indicar:

- (a) configuración electrónica, número de protones y neutrones de cada uno de ellos,
- (b) indicar grupo y período de cada uno,
- (c) reacción de cada uno de ellos frente al oxígeno. Escribir la reacción balanceada indicando el estado de agregación y nombre de reactivos y productos,
- (d) dibujar las estructuras de Lewis de los productos anteriores,
- (e) expresar mediante una ecuación química, el proceso de obtención de una sal neutra a partir de los productos anteriores,
- (f) escribir la ecuación iónica neta para la reacción del ítem e).
- (g) Emplear un Ciclo de Born-Haber para el cálculo de energía de red del $\text{BaS}_{(s)}$ y del $\text{BaO}_{(s)}$. **Rta:** $\Delta H^\circ_{\text{reac}}(\text{BaS}) = -2644,8 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H^\circ_{\text{reac}}(\text{BaO}) = -3060,4 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 5

Un ciclo de Born-Haber describe una serie de procesos para la formación de un mol de fórmulas unidad de un compuesto a partir de los elementos. Desarrollar el ciclo para el compuesto MX_3 a partir del metal $\text{M}_{(s)}$ y del no metal $\text{X}_{2(l)}$

- (a) Describir cada uno de los procesos involucrados en el ciclo.
- (b) Indicar cuál/es de estos son procesos endotérmicos y exotérmicos.
- (c) Expresar algebraicamente cómo calcular el valor de la energía de red.

Ejercicio nº 6

Cuál/es de las siguientes especies se encontrará presente en un cristal de fluoruro de calcio:

- (a) moléculas de CaF_2 (b) iones Ca^+ (c) iones F^+
(d) iones Ca^{2+} (e) iones F_2^- (f) iones F^-

Ejercicio nº 7

Justificar la tendencia observada en la energía de red de los siguientes haluros de sodio:

	Energía de Red (kJ/mol)	Punto de fusión (°C)
NaF	– 908	988
NaCl	– 774	800
NaBr	– 736	740

Relacionar esta tendencia con los valores de puntos de fusión.

Ejercicio nº 8

La energía de red del $\text{KI}_{(s)}$ vale – 648 kJ/mol. Empleando un ciclo de Born-Haber calcular el calor de formación del $\text{KI}_{(s)}$. **Rta.:** $\Delta H^\circ_f = -329,3$ kJ/mol.

Ejercicio nº 9

Empleando un ciclo de Born-Haber, determinar la energía de red para el $\text{LiF}_{(s)}$.

Rta.: $\Delta H^\circ_{\text{red}} = -1046,2$ kJ/mol

Ejercicio nº 10

Determinar la energía de afinidad electrónica para el cloro(g) empleando un ciclo de Born-Haber para la formación del cloruro de magnesio(s). **Rta.:** $\Delta H^\circ_{\text{AE}} = -346,9$ kJ/mol.

Ejercicio nº 11

Calcular la energía de red para el $\text{CsBr}_{(s)}$ empleando un ciclo de Born Haber.

Rta.: $\Delta H^\circ_{\text{red}} = -634,1$ kJ/mol.

Ejercicio nº 12

Calcular la afinidad electrónica del ion óxido ($\Delta H^\circ_{\text{AE1}} + \Delta H^\circ_{\text{AE2}}$) empleando un ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{CaO}_{(s)}$. Expresar el resultado en kJ/mol.

Rta.: $\Delta H^\circ_{\text{AE}} = +604,3$ J/mol.

Ejercicio nº 13

Demostrar que la energía que se desprende cuando un mol de átomos de calcio metálico reacciona con moléculas de cloro para formar $\text{Ca}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$ es mayor que para la formación hipotética de Ca^+Cl^- o $\text{Ca}^{3+}(\text{Cl}^-)_3$.

Calcular los valores de energía de red pertinentes para CaCl y CaCl_3 empleando la ecuación de Kapustinskii.

Datos: $r(\text{Ca}^+) = 150$ pm; $r(\text{Ca}^{3+}) = 110$ pm.

Rta.: $\Delta H^\circ_f(\text{CaCl}) = -93$ kJ/mol $\Delta H^\circ_f(\text{CaCl}_2) = -785$ kJ/mol $\Delta H^\circ_f(\text{CaCl}_3) = 1.607$ kJ/mol.

Según los cálculos sería posible formar el compuesto CaCl pero el CaCl_2 es mucho más estable No se logra contrarrestar con la liberación energética producida por el proceso de

afinidad electrónica y la formación de la red, el alto costo energético para la formación del catión $\text{Ca}^{3+}(\text{g})$.

Ejercicio nº 14

Calcular el valor de energía de red para la formación del óxido de magnesio(s).

Rta.: $\Delta H_{\text{red}}^{\circ}(\text{MgO}) = -3.788,3 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 15

Calcular el valor de entalpía de formación molar estándar del yoduro de sodio(s).

Rta.: $\Delta H_f^{\circ} = -294,4 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 16

En cada uno de los siguientes pares de cationes, elegir el que tenga el mayor poder polarizante:

- | | | | |
|--------------------------------------|-------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| (a) $\text{Mg}^{2+}, \text{Na}^{+}$ | (b) $\text{Li}^{+}, \text{K}^{+}$ | (c) $\text{Li}^{+}, \text{Al}^{3+}$ | (d) $\text{Mg}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$ |
| (e) $\text{Ca}^{2+}, \text{Sn}^{2+}$ | (f) $\text{Cs}^{+}, \text{Al}^{3+}$ | (g) $\text{Ca}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$ | (h) $\text{Mg}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$ |

Ejercicio nº 17

En cada uno de los siguientes pares de aniones, elegir el que sea más polarizable:

- (a) $\text{F}^{-}, \text{Br}^{-}$ (b) $\text{F}^{-}, \text{O}^{2-}$ (c) $\text{Br}^{-}, \text{S}^{2-}$ (d) $\text{Cl}^{-}, \text{S}^{2-}$ (e) $\text{O}^{2-}, \text{Se}^{2-}$ (f) $\text{SCN}^{-}, \text{CN}^{-}$

Ejercicio nº 18

En cada uno de los siguientes pares de compuestos, elegir el compuesto en que el enlace tenga mayor carácter covalente:

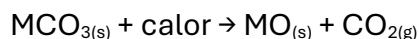
- (a) FeS, FeO (b) KF, LiBr (c) $\text{Na}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{Se}$
(d) $\text{PbI}_2, \text{MgI}_2$ (e) $\text{Ag}_2\text{S}, \text{Na}_2\text{O}$

Ejercicio nº 19

Aplicar las reglas de Fajans para estimar el orden creciente del punto de fusión de los siguientes compuestos: $\text{CaCl}_2, \text{CaF}_2, \text{CaBr}_2$.

Ejercicio nº 20

Descomposición de carbonatos: La polarización también se correlaciona con la temperatura a la cual se descomponen los carbonatos, de acuerdo con la siguiente ecuación:



La descomposición del carbonato se favorece porque, al aumentar el poder polarizante del catión, atrae hacia sí a la nube electrónica de uno de los átomos de oxígeno del carbonato. Esto debilita el enlace **C-O** y favorece la ruptura de éste, para dar CO_2 y el óxido metálico. En la *tabla* se muestran ejemplos de la temperatura de descomposición para algunos carbonatos. Analizar los valores de la *tabla* y explicar los valores de temperatura de

descomposición de los carbonatos en base en el poder polarizante del catión correspondiente.

Tabla: Temperatura de descomposición para algunos carbonatos	
Compuesto al estado sólido	Temperatura de descomposición (°C)
MgCO ₃	400
CaCO ₃	900
SrCO ₃	1290
BaCO ₃	1360
ZnCO ₃	300
PbCO ₃	315

Ejercicio nº 21

Aplicando las reglas de solubilidad, escriba las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las siguientes reacciones:

- (a) Na₂CO₃ (ac) y BaCl₂ (ac)
- (b) Ba(OH)₂ (ac) y HCl (ac)
- (c) Sr(C₂H₃O₂)₂ (ac) y NiSO₄ (ac)
- (d) Pb(ClO₃)₂ (ac) y MgSO₄ (ac)
- (e) NaCl (ac) y (NH₄)₂SO₄ (ac)

Ejercicio nº 22

- a) Esquematice el ciclo de Born-Haber para la disolución de bromuro de calcio(s), indicando los cambios energéticos relacionados con cada etapa.
- b) Calcular el valor de la entalpía de disolución del bromuro de calcio (en kJ/mol) para el ciclo anterior.

ENLACE COVALENTE

Ejercicio nº 1

Escribir estructuras de Lewis para los átomos o iones: Na, C, Si, Cl, Ca^{2+} , K^+ , Ar, Cl^- y S^{2-} .

Ejercicio nº 2

Escribir la estructura de Lewis de CaCl_2 , SiH_4 , PCl_4^+ , CH_2Cl_2 y BF_4^- .

Ejercicio nº 3

El nitrógeno forma el trifluoruro NF_3 , pero no existe el NF_5 . Del fósforo se conocen ambos, PF_3 y PF_5 . Escribir las estructuras de Lewis del NF_3 , PF_3 y PF_5 . Dar posibles explicaciones al hecho de que el PF_5 es estable mientras que el NF_5 no lo es. Considerando dichas explicaciones, ¿cuáles de las siguientes moléculas es de esperar que no existan: OF_2 , OF_4 , SF_2 , SF_4 , SF_6 ? Escribir en cada caso, la estructura de Lewis.

Ejercicio nº 4

Escribir una estructura de Lewis para las moléculas de:

- | | |
|-------------------|--|
| a) flúor (g). | b) dióxido de carbono (g) |
| c) nitrógeno (g). | d) formaldehído: H_2CO |

Ejercicio nº 5

Dibujar la estructura de Lewis para las siguientes especies químicas:

- | | | | |
|---------------|------------------------|----------------------------------|----------------|
| a) amoníaco | b) ion hipoclorito | c) ion nitronio: NO_2^+ | d) ion fosfato |
| e) ion amonio | f) monóxido de carbono | g) ion tiocianato | h) ion sulfato |

Ejercicio nº 6

Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes oxoácidos y oxoaniones:

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------------|
| a) ácido nítrico – ion nitrato | (b) ácido perclórico – ion perclorato |
|--------------------------------|---------------------------------------|

Ejercicio nº 7

Indicar de qué modo las siguientes especies químicas: NO^+ , nitrógeno, monóxido de carbono, ion cianuro son similares entre sí.

Ejercicio nº 8

Escribir las estructuras resonantes de los iones carbonato y carbonato ácido (ion bicarbonato).

Ejercicio nº 9

Dibujar las estructuras resonantes para el ion nitrito. Indicar si los enlaces nitrógeno-oxígeno presentarán un valor de longitud de enlace del tipo simple, doble o intermedio.

Ejercicio nº 10

Indique la diferencia entre los términos “carga formal” y “estado de oxidación”. Ejemplifique dicha diferencia.

Ejercicio nº 11

Calcular las cargas formales sobre cada átomo en el ion amonio y sobre una de las estructuras resonantes del ion carbonato.

Ejercicio nº 12

Calcular las cargas formales sobre cada átomo en el ion cianuro y en la molécula de trióxido de azufre.

Ejercicio nº 13

Indicar el orden de enlace de cada uno de los siguientes enlaces y ordenarlos en orden de longitud de enlace decreciente:

- a) doble enlace carbono-nitrógeno b) triple enlace carbono-nitrógeno.
- c) enlace simple carbono-nitrógeno d) enlace oxígeno-nitrógeno en el ion nitrito
- e) oxígeno-oxígeno en la molécula de ozono.

Ejercicio Nº 14

Para cada par de los siguientes pares de enlace, decidir cuál es el compuesto que presentará mayor carácter polar e indique la ubicación de los polos positivo y negativo:

- a) Li-F Li-Cl b) Si-O P-P c) C=O C=S

Ejercicio nº 15

- a) Decidir cuáles de las tres estructuras resonantes del ion cianato: OCN^- es la más razonable.
- b) ¿Dónde se producirá la protonación en el ion cianato? Justificar.

Ejercicio nº 16

Empleando valores de energía de enlace, estimar el calor de combustión del metano: $\text{CH}_4(\text{g})$. Estimar el valor de ΔH_r° para la reacción del metano(g) con oxígeno(g) para generar vapor de agua y dióxido de carbono(g). **Rta.:** $\Delta H_r^\circ = -700 \text{ kJ}$.

Ejercicio nº 17

Determinar la geometría electrónica y molecular (forma) para las siguientes especies:

- a) SiCl_4 b) SF_6 c) XeF_2 d) IF_5 e) SeCl_2 f) CO_3^{2-} g) CO_2
- h) COCl_2 i) NO_3^- j) O_3 k) SnCl_3^- l) NH_3 m) H_2O n) XeF_4 o) I_3^-

Indique cuáles de las sustancias anteriores serán polares. Justifique brevemente.

Ejercicio nº 18

La molécula $\text{O}=\text{C}=\text{S}$ presenta una estructura de Lewis análoga a la del CO_2 y es una molécula lineal. ¿Tendrá necesariamente un momento dipolar igual a cero como el del CO_2 ?

Ejercicio nº 19

Prediga si las siguientes moléculas son polares o no polares. En el caso de las polares, indique la dirección del momento dipolar resultante.

- a) BrCl b) SO_2 c) SF_6

Ejercicio nº 20

Identificar la hibridación del átomo central en los siguientes compuestos:

- | | | | |
|-------------------|-----------------------|------------------------------|------------------------|
| a) CF_4 | b) SF_4 | c) PO_2F_2^- | d) SF_3^+ |
| e) I_3^- | f) SO_4^{2-} | g) BH_4^- | h) SF_5^- |
| i) OSF_4 | j) ClF_3 | k) BCl_3 | l) XeO_6^{4-} |

FUERZAS INTERPARTICULARES

Ejercicio nº 1

¿Qué clase de fuerzas de atracción deben vencerse para:

- a) hervir agua (l),
- b) fundir cloruro de potasio (s),
- c) sublimar yodo molecular (s),
- d) hervir sulfuro de hidrogeno (l)?

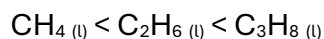
Ejercicio nº 2

Explicar las siguientes afirmaciones:

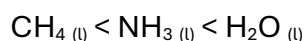
- a) El punto de ebullición del monóxido de carbono(l) es un poco más alto que el del nitrógeno(l), a pesar de que son isoelectrónicos y tienen casi la misma masa molecular.
- b) El punto de ebullición de los gases nobles aumenta en el siguiente orden:



- c) A pesar de que los tres líquidos se estabilizan por las mismas fuerzas de dispersión. la entalpía molar de vaporización de los siguientes líquidos aumenta en el orden:



- d) A pesar de que los tres líquidos tienen aproximadamente el mismo valor de masa molecular, la entalpía molar de vaporización de los siguientes líquidos aumenta en el orden:



Ejercicio nº 3

Identificar los tipos de fuerzas interparticulares presentes en cada una de las siguientes sustancias y de cada par, escoja la sustancia que tiene mayor punto de ebullición:

- a) $\text{C}_6\text{H}_{14(l)}$, $\text{C}_8\text{H}_{18(l)}$
- b) $\text{C}_3\text{H}_{8(l)}$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3(l)$
- c) $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$, $\text{CH}_3\text{SH}_{(l)}$
- d) $\text{NH}_2\text{NH}_2(l)$, $\text{CH}_3\text{CH}_3(l)$
- e) $\text{O}_{2(l)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(l)}$
- f) $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3(l)$
- g) $\text{Al}_{(l)}$, $\text{I}_{2(l)}$
- h) $\text{CHCl}_{3(l)}$, $\text{CCl}_{4(l)}$
- i) $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$
- j) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}_{(l)}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$

Ejercicio nº 4

Identificar y describir las fuerzas interatómicas o intermoleculares más importantes en la formación de cada uno de los siguientes sólidos:



Ejercicio nº 5

Explicar por qué un enlace de hidrógeno entre dos moléculas de agua (l) es más débil que un enlace de hidrógeno entre dos moléculas de fluoruro de hidrógeno (l).

Ejercicio nº 6

El punto de ebullición del $\text{O}_{2(l)}$ vale $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿cuál es el punto de ebullición esperado para el $\text{N}_{2(l)}$: -176 , -183 o $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$? Justificar.

Ejercicio nº 7

En los siguientes pares de sustancias, indicar qué especie posee mayor presión de vapor a una dada temperatura:

- | | |
|---|--|
| a) $\text{Br}_{2(s)}$ o $\text{I}_{2(s)}$ | b) HBr(s) o Kr(s) |
| c) LiCl(l) o MgS(l) | d) $\text{CaCl}_{2(s)}$ o $\text{Cl}_{2(s)}$ |

Ejercicio nº 8

Justificar la diferencia que existe en los puntos de ebullición de los miembros de los siguientes pares de sustancias:

- a) HF ($20\text{ }^{\circ}\text{C}$), HCl ($-85\text{ }^{\circ}\text{C}$)
- b) CHCl_3 ($61\text{ }^{\circ}\text{C}$), CHBr_3 ($150\text{ }^{\circ}\text{C}$)
- c) Br_2 ($59\text{ }^{\circ}\text{C}$), ICl ($97\text{ }^{\circ}\text{C}$)

Ejercicio nº 9

Justificar por qué el punto de ebullición del 1-propanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$) es mayor que el del 2-propanol ($\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$).

Ejercicio nº 10

- a) ¿Cuáles de las siguientes sustancias pueden exhibir atracciones dipolo-dipolo entre sus moléculas: CO_2 , SO_2 , H_2 , IF , CCl_4 ?
- b) ¿Cuáles de las siguientes sustancias exhiben puentes de hidrógeno en sus estados líquido y sólido: CH_3NH_2 , CH_3F , PH_3 , HCOOH ?

Ejercicio nº 11

Indique el tipo más importante de fuerza interparticular soluto-solvente en cada una de las siguientes disoluciones:

- a) KCl en agua
- b) Benceno (C_6H_6) en tetracloruro de carbono (CCl_4)
- c) HF en agua

Ejercicio nº 12

Indicar que tipo de fuerza interparticular se encuentra involucrada en cada uno de estos ejemplos y disponerlos en orden creciente de fuerza de interacción:

- a) CH_4 (l) (metano)
- b) Mezcla: agua (l) + metanol (l) (CH_3OH)
- c) solución de cloruro de litio en agua.

GASES REALES

Ejercicio nº 1

Calcular los valores de presión real y presión ideal para 8,00 moles de cloro gaseoso a una temperatura de 27,0 °C, contenidos en un volumen de 4,00 dm³.

Datos: a: 6,493 L²atm/mol²; b: 0,05622 L/mol.

Discutir la diferencia entre ambos valores.

Rta: $P_{gas\ ideal} : 49,2\ atm$. $P_{gas\ real} = 29,46\ atm$

La $P_{real} < P_{ideal}$, ya que se deben descontar las interacciones entre moléculas y el volumen que ocupan las partículas.

Ejercicio nº 2

a) Calcular el volumen ocupado por 3,50 moles de un gas ideal a 16,0 atm y 47,0 °C. ¿Por qué no es necesario dar la identidad del gas, para resolver el presente ítem?

Rta.: $V = 5,74\ dm^3$.

b) 3,50 moles de gas NH₃ ocupan un volumen de 5,50 dm³ a 47 °C y 16,0 atm. Calcular el porcentaje de error cometido, si se hubiera empleado la Ley de los Gases Ideales para calcular el volumen bajo las condiciones dadas. **Rta.:** 4,36 %.

c) Se calcula el volumen ocupado por 3,50 moles de NH₃ (g) a 25 °C y 1,0 atm, empleando la Ley de los Gases Ideales. ¿Será el error cometido, mayor, menor o igual, que el error cometido a 47,0 °C y 16,0 atm de presión? Justifique su respuesta, enfocando la misma en base al número de moléculas por cm³.

Ejercicio nº 3

a) Calcular la presión de 10,00 mol de etano, C₂H₆, en un recipiente de 4,86 dm³ empleando la ecuación de van der Waals y la ecuación de gases ideales. T= 300 K.

Datos: a: 5,489 L²atm/mol²; b: 0,0638 L/mol. **Rta.:** $P_{ideal} = 50,62\ atm$. $P_{real} = 35,03\ atm$.

b) La presión ejercida por 10,00 moles de etano a 300,0 K en un volumen de 4,86 dm³, medida experimentalmente, es de 34,0 atm. Calcular el porcentaje de error cometido, si se calcula teóricamente dicho valor de presión, empleando:

1) la ecuación de los Gases Ideales.

2) la ecuación de van der Waals.

Rta: 1) 48,88% ; 2) 3,03%

ESTADO LÍQUIDO

Ejercicio nº 1:

- a) Justificar el aumento en el valor de P_{eb} en la serie de hidruros:
metano (l), silano (l), germano (l), estannano (l).
- b) Indicar si los valores de P_{eb} del amoníaco (l), agua (l) y fluoruro de hidrógeno(l) se conciden con los valores teóricos predichos.
- c) Obtener el valor esperado del punto de ebullición del agua (l) a partir de una gráfica de P_{eb} (°C) vs MM (g/mol) de los valores correspondientes a los hidruros: sulfuro de hidrógeno(l), seleniuro de hidrógeno(l) y telururo de hidrógeno(l).

Ejercicio nº 2:

El etanol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}$ es isómero estructural del dimetiléter: $\text{CH}_3\text{OCH}_3_{(l)}$. Predecir cuál de ellos presentará mayor valor de punto de ebullición. Justificar.

Ejercicio nº 3:

Justificar las siguientes observaciones:

- a) Aunque el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (punto de ebullición: 80 °C) presenta una masa molar mayor que la del agua (punto de ebullición: 100 °C), tiene el punto de ebullición más bajo.
- b) Al mezclar 50 cm³ de agua y 50 cm³ de etanol, se obtiene una solución cuyo volumen es inferior a 100 cm³.

Ejercicio nº 4:

El glicerol ($\text{HOCH}_2\text{CHOHCH}_2\text{OH}$) se emplea en cosméticos. ¿Espera Ud. que su viscosidad sea mayor o menor que la viscosidad del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)? Justificar.

Ejercicio nº 5:

Explicar por qué si se somete $\text{Hg}_{(l)}$ a una experiencia de *efecto capilar*, resulta que el nivel de $\text{Hg}_{(l)}$ en el capilar tendrá un nivel *más bajo* dentro que fuera del capilar.

Ejercicio nº 6:

Se llena un recipiente con agua hasta lograr un volumen de 2,00 dm³ y se lo deja en un dormitorio, el cual presenta un volumen de 4,33 10⁴ dm³. Se cierra el cuarto y no se abre hasta que se logra el equilibrio físico. ¿Se observará la presencia de agua líquida considerando que la temperatura del ambiente es 25,00 °C?

Datos: $P_{v\text{ agua}} = 23,76 \text{ mm Hg}$ (25 °C); $\delta_{\text{agua}} = 0,99708 \text{ g/cm}^3$ (25 °C)

Rta. Para que se logre el equilibrio físico: $\text{agua}(l) \rightleftharpoons \text{agua}(v)$, se evaporará aproximadamente 1 dm³ de agua.

Ejercicio nº 7

Se sellan 0,500 g de agua en un matraz de 5,0 dm³ previamente evacuado. El sistema (matraz + agua(l)) se calienta a 60 °C. ¿Será la presión de vapor igual o menor que la presión de vapor de equilibrio a esa temperatura?

Dato: P_{vapor} del agua en la atmósfera a $60\text{ }^{\circ}\text{C} = 150,0\text{ mm Hg}$.

Rta.: $0,152\text{ atm}$. $P_{\text{v sistema cerrado}} < P_{\text{v abierto}}$ (en equilibrio)

Ejercicio n° 8:

Calcular la presión de vapor del agua a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$, con los datos siguientes:

$$\Delta H_{\text{vap}}^{\circ} = 44,0\text{ kJ/mol} \quad P_{\text{v}} = 55,3\text{ mm Hg a } 40\text{ }^{\circ}\text{C}.$$

Rta.: $P_{\text{v}} = 41,9\text{ mm Hg}$ (La presión de vapor determinada experimentalmente a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ vale $42,175\text{ mm Hg}$).

Ejercicio n° 9

Como resultado de una reacción química, se producen $0,132\text{ g}$ de agua y se mantienen a una temperatura de $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ en un matraz cerrado de 525 cm^3 de volumen. ¿Se encontrará el agua presente en estado vapor, estado líquido o como líquido en equilibrio con el vapor? Justificarlo cuantitativamente. A $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ el valor de la presión de vapor del agua es de $92,5\text{ mm Hg}$. **Rta.:** se encontrará como líquido en equilibrio con vapor.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Ejercicio nº 1

Clasifique las siguientes especies químicas, según su forma de ionizarse en agua. ¿Se comportarán como electrolitos o no electrolitos? ¿Fuertes o débiles? ¿Cuál sería el coeficiente de van 't Hoff (*i*) esperado? Marque con una cruz donde corresponda, ¿Cuál es la naturaleza de las fuerzas primarias que mantienen unidos a los átomos/iones?

	Naturaleza del enlace		No electrolito	electrolito		<i>i</i>
	iónico	covalente		fuerte	débil	
KNO₃						
Na₂S						
etilenglicol: HOCH₂CH₂OH						
NaCl						
sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁						
eugenol: C₁₀H₁₂O₂						
urea (CO(NH₂)₂)						
(NH₄)₂SO₄						
NH₄Cl						
glucosa C₆H₁₂O₆						
Ácido acético CH₃COOH						

Ejercicio nº 2

Se tienen dos disoluciones acuosas de monosacáridos de fórmula **C₆H₁₂O₆** y **C₃H₆O₃**. Ambas contienen igual número de gramos de soluto y la misma cantidad de solvente. ¿En cuál será mayor el descenso crioscópico? Explique por qué.

Ejercicio nº 3

Ordene las siguientes soluciones acuosas en orden creciente de punto de ebullición: glucosa 0,120 M, LiBr 0,055 M, Zn(NO₃)₂ 0,050 M.

Ejercicio nº 4

Ordene las siguientes disoluciones en orden decreciente de punto de congelación: Na₃PO₄ 0,10 m; NaCl 0,35 m; MgCl₂ 0,20 m; C₆H₁₂O₆ 0,15 m; CH₃COOH 0,15 m.

Ejercicio nº 5

El etilenglicol: HOCH₂CH₂OH es un ingrediente común en los anticongelantes de automóviles. Se disuelven 651,0 g de etilenglicol en 1,50 kg de agua (solución al 30,3 % P/P,

la cual se emplea como agente anticongelante) ¿Cuál es la presión de vapor del agua sobre la solución a 90 °C? $P^\circ_v = 525,8 \text{ mm Hg}$ a 90 °C **Rta.:** $P_{\text{solv}} = 468,0 \text{ mm Hg}$.

Ejercicio nº 6

Se disuelven 10,0 g de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ en 225,0 g de agua y luego se calienta a 60 °C ¿Cuál es el valor de la presión de vapor sobre esta solución? $P^\circ_v = 149,9 \text{ mm Hg}$ a 60 °C.

Rta.: $P_{\text{solv}} = 149,6 \text{ mm Hg}$.

Ejercicio nº 7

El compuesto conocido como eugenol: $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_2$, es el componente activo del condimento conocido como clavo de olor. ¿Cuál es el punto de ebullición cuando se disuelven 0,144 g de este compuesto en 10,0 g de benceno? **Rta.:** $P_{\text{eb}} = 80,32 \text{ °C}$.

Ejercicio nº 8

¿Cuál es la cantidad de etilenglicol, $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ que se deberá agregar a 125 g de agua para elevar el punto de ebullición en 1,0 °C? Expresar la respuesta en gramos.

Rta.: masa de etilenglicol = 15,0 g.

Ejercicio nº 9

Una solución preparada a partir de 1,25 g de metilsalicilato en 99,0 g de benceno, presenta un punto de ebullición de 80,31 °C. Calcular el valor de la masa molar de este compuesto.

Rta.: masa molar = 152,07 g/mol.

Ejercicio nº 10

Una masa de 0,640 g de cristales del compuesto hidrocarbonado azuleno se disuelven en 99,0 g de benceno. La fórmula empírica del compuesto orgánico responde a: C_5H_4 . El punto de ebullición de la solución vale 80,23 °C. ¿Cuál es la fórmula molecular del azuleno?

Rta.: FM: C_{10}H_8 .

Ejercicio nº 11

¿Cuántos gramos de etilenglicol: $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ se deben agregar a 5,50 kg de agua para disminuir el punto de congelación del agua desde 0,0 °C a - 10,0 °C? **Rta.:** $m = 1833 \text{ g}$.

Ejercicio nº 12

Una solución 0,00200 m de un compuesto iónico cuya fórmula es: $\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)\text{Cl}$ se congela a una temperatura de - 0,00732 °C. ¿Cuántos moles de iones producirá un mol de este compuesto iónico cuando se disuelva en agua? **Rta.:** $i = 2$.

Ejercicio nº 13

Calcular el punto de congelación de una solución compuesta por 25 g de cloruro de sodio y 525 g de agua. Valor de $i = 1,85$. **Rta.:** $T_c = - 2,82 \text{ °C}$.

Ejercicio nº 14

Una muestra de 1,40 g de polietileno (plástico común) se disuelve en una cantidad adecuada de benceno para generar exactamente 100,0 cm³ de solución. Presión osmótica = 1,86 mm Hg a 25 °C. Calcular el valor de la masa molar promedio del polímero.

Rta.: masa molar promedio = 14×10^4 g/mol.

Ejercicio nº 15

A 63,5 °C, la presión de vapor del agua vale 175 torr, y la del etanol (C₂H₅OH) 400 torr. Se prepara una solución mezclando masas iguales de agua y de etanol.

a) Calcular la fracción molar de etanol en la solución. **Rta.:** $X_{\text{EtOH}} = 0,28$.

b) Suponiendo un comportamiento de solución ideal, calcular la presión de vapor de la solución a 63,5 °C. **Rta.:** $P_v = 238$ torr.

c) Calcular la fracción molar de etanol en el vapor que está sobre la solución.

Rta.: $X_{\text{EtOH en el vapor}} = 0,47$.

Ejercicio nº 16

A 25 °C, calcular la presión de vapor de una solución en la cual 25 g de un soluto no volátil, urea (CO(NH₂)₂), se disuelven en 525 g de H₂O. La P_v del H₂O pura a 25 °C vale 23,8 mm Hg.

Rta.: $P_v = 23,467$ mm Hg.

Ejercicio nº 17

¿Cuál será la variación en el valor del punto de ebullición del agua cuando 1,00 g de glicerina (C₃H₈O₃) se disuelve en 47,8 g de H₂O? **Rta.:** $\Delta T_e = 0,116$ °C.

Ejercicio nº 18

Calcular el valor del punto de ebullición de una solución de 92,1 g de I₂ en 8,00 g de cloroformo (CHCl₃), asumiendo que el I₂ es no volátil. **Rta.:** $T_e = 225,26$ °C.

Ejercicio nº 19

Una solución de 35,7 g de un no electrolito en 220 g de cloroformo (CHCl₃) presenta un punto de ebullición de 64,5 °C. ¿Cuál es el valor de la masa molar del compuesto?

Rta.: $MM = 181,81$ g/mol.

Ejercicio nº 20

El valor del punto de ebullición de una solución de 2,688 g de naftaleno (C₁₀H₈) en 73,36 g de nitrobenceno (C₆H₅NO₂) es 1,50 °C más elevado que el valor del punto de ebullición del nitrobenceno puro. ¿Cuál es el valor de la constante de ascenso ebulloscópico, K_e , del nitrobenceno? **Rta.:** $K_e = 5,24$ °C/m.

Ejercicio nº 21

Las frutas producen un azúcar simple denominado D-fructosa de $MM = 180,16 \text{ g/mol}$. ¿Cuál será el valor del punto de ebullición de una solución acuosa al 4 % P/P en D-fructosa? **Rta.:** $T_e = 100,12 \text{ }^\circ\text{C}$.

Ejercicio nº 22

El radiador de un coche contiene $6,0 \text{ dm}^3$ de H_2O y 4 kg de etilenglicol: $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$. ¿A qué temperatura congelará el H_2O del radiador? **Rta.:** $T_f = -19,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

Ejercicio nº 23

Una solución acuosa de una proteína presenta un valor de concentración de 2 g/dm^3 a 298 K . Esta solución presenta un valor de presión osmótica: $\pi = 0,21 \text{ atm}$. ¿Cuál es el valor de la masa molar de la proteína en cuestión? **Rta.:** $MM = 232,8 \text{ g/mol}$.

Ejercicio N° 24

Las presiones osmóticas de las disoluciones de CaCl_2 y de urea $0,010 \text{ M}$, a 25°C , son de $0,605 \text{ atm}$ y $0,245 \text{ atm}$, respectivamente. Calcule el factor de Van't Hoff para la disolución de CaCl_2 . **Rta.:** 2.47

Ejercicio nº 25

Cuando se disuelven $10,0 \text{ g}$ de nitrato mercúrico en $1,0 \text{ kg}$ de agua, el punto de congelación de la solución vale $-0,162 \text{ }^\circ\text{C}$, mientras que cuando se disuelven $10,0 \text{ g}$ de cloruro mercúrico en $1,0 \text{ kg}$ de agua, la solución congela a $-0,0685 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál de estas dos sales es el electrolito más fuerte? **Rta.:** El electrolito más fuerte es el nitrato mercúrico.

Ejercicio nº 26

El anticongelante habitualmente utilizado en los coches está compuesto por una disolución de etilenglicol ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$) en agua. Calcule el volumen de etilenglicol, cuya densidad es $1,12 \text{ g/cm}^3$, que es necesario añadir a un litro de agua para obtener una disolución que se congele a $-5 \text{ }^\circ\text{C}$. **Rta.:** $V = 149 \text{ cm}^3$.

Ejercicio nº 27

Se añaden 20 gramos de un soluto a 100 g de agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. La presión de vapor del agua pura es $23,76 \text{ mm Hg}$ y la presión de vapor de la solución es de $22,46 \text{ mm Hg}$.
a) Calcular la masa molar del soluto. **Rta.:** $MM = 61,9 \text{ g/mol}$.
b) ¿Qué cantidad de este soluto se necesita añadir a 100 gramos de agua para reducir la presión de vapor a la mitad del valor para el agua pura? **Rta.:** $343,5 \text{ g}$.

Ejercicio nº 28

Calcule la presión de vapor de una disolución preparada al disolver 218 g de glucosa (masa molar $180,2 \text{ g/mol}$) en 460 mL de agua a 30°C . ¿Cuál es la disminución en la presión de

vapor? La presión de vapor del agua pura a 30°C es 31,82 mm Hg. Suponga que la densidad de la disolución es de 1,00 g/mL. **Rta.:** $\Delta P_{\text{vap}} = 1,4 \text{ mm Hg}$

Ejercicio N° 29

¿Cuántos gramos de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se deben agregar a 552 g de agua para obtener una disolución cuya presión de vapor sea 2,0 mm Hg menor que la del agua pura a 20 °C?

Rta.: $1,3 \times 10^3 \text{ g}$

Ejercicio n° 30

Una solución de cloruro de calcio (CaCl_2 , un electrolito fuerte) fue preparada disolviendo 25 g de esta sal en 500 g de agua. Calcular:

- a) las fracciones molares de soluto y solvente
- b) la presión de vapor de la disolución

Datos: presión de vapor del agua a 80 °C = 355,10 mm Hg

DIAGRAMAS DE FASES

Ejercicio n° 1

A temperatura ambiente (25 °C) será posible licuar los siguientes gases:

- a) oxígeno (g) b) amoníaco (g)

Datos:

O₂: punto triple: 54,36 K; 0,00152 atm; T_c: 154 K; P_c: 50.5 atm

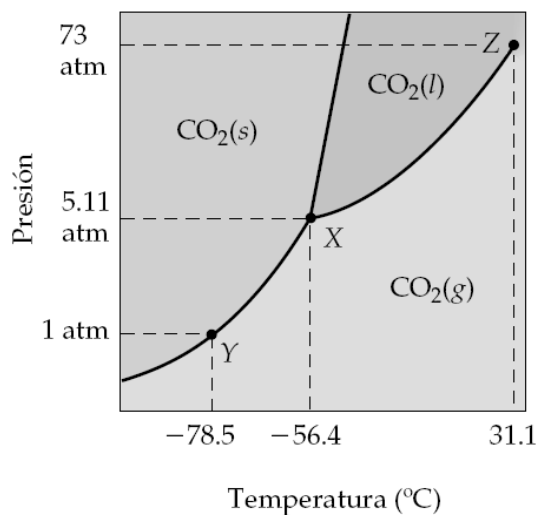
NH₃: punto triple: 195,40 K; 60 atm; T_c: 405 K; P_c: 111,3 atm

Ejercicio n° 2

¿Qué se entiende por punto triple para una sustancia pura?

Ejercicio n° 3

A partir del diagrama de fases para el dióxido de carbono, determinar el estado físico de la sustancia bajo las siguientes condiciones:



- | | | |
|--------------------|-------------------|--------------------|
| a) -30 °C y 20 atm | b) 20 °C y 15 atm | c) -60 °C y 10 atm |
| d) -10 °C y 25 atm | e) -60 °C y 1 atm | f) 20 °C y 20 atm |
| g) 0 °C y 1 atm | | |

Ejercicio n° 4

De acuerdo al diagrama de fases para el CO₂, describa lo que sucede cuando una muestra que inicialmente estaba a 1 atm y -60 °C sufre los siguientes cambios:

- a) la presión aumenta a temperatura constante hasta 60 atm;
b) la temperatura aumenta de -60 °C a -20 °C a una presión constante de 60 atm.

Ejercicio n° 5

Considere el diagrama de fases del CO₂: ¿Es mayor o menor la densidad del CO₂(l) que la del CO₂(g)? ¿En qué fase se encuentra el CO₂ a 5 atm y 0 °C?

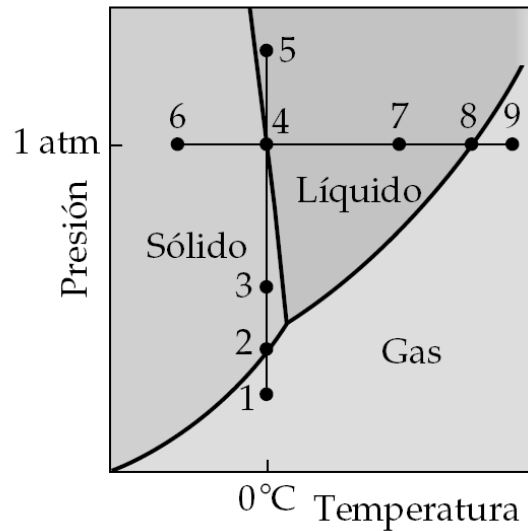
Ejercicio nº 6

¿Qué entiende por fluidos supercríticos? Ejemplificar.

Ejercicio nº 7

Describe los cambios de fase del agua cuando:

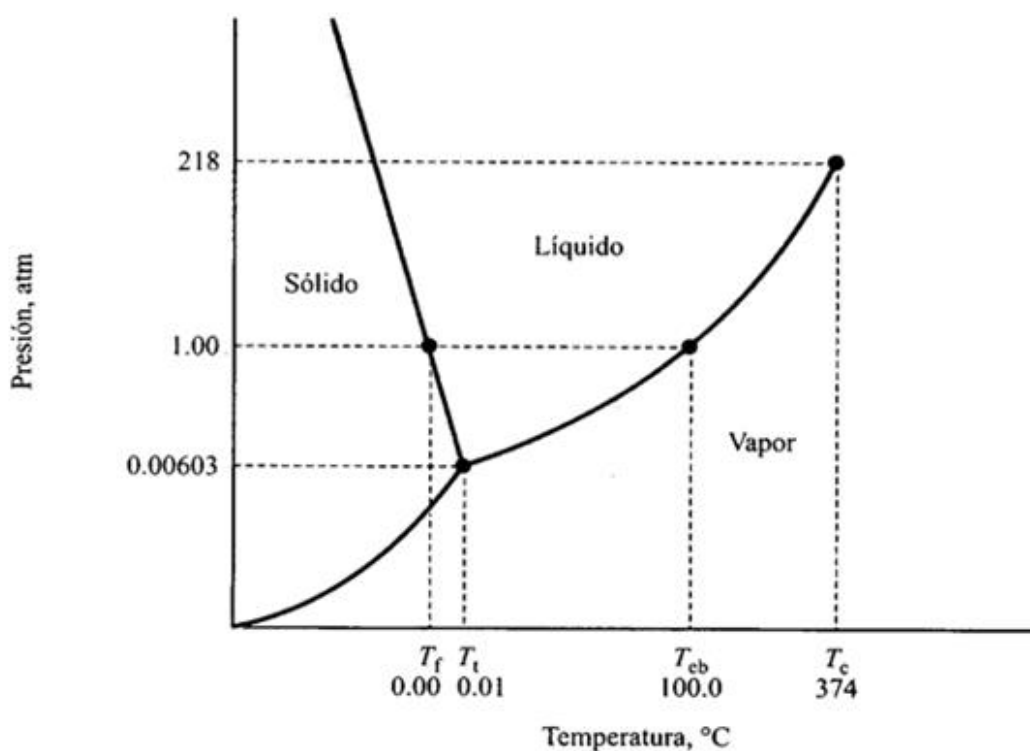
- la temperatura se mantiene constante a 0°C mientras que la presión aumenta (punto 1 al punto 5, línea vertical)
- se mantiene constante la presión a 1,0 atm pero se aumenta la temperatura (punto 6 al punto 9, línea horizontal)



Ejercicio nº 8

Indicar en el diagrama de fases del agua, cuál será el estado físico de la sustancia en las siguientes condiciones:

- 400°C y 120 atm
- 0°C y 0,001 atm
- 25°C y 3 atm
- 100°C y 1 atm.



Ejercicio nº 9

Elabore el diagrama de fases para el O_2 con la siguiente información:

Punto de ebullición normal: 90,18 K

Punto de fusión normal: 54,8 K

Punto triple: 54,34 K (a presión de 2 mm Hg)

Estime aproximadamente la presión de vapor de O_2 líquido a -196 °C . Diga si la densidad del O_2 líquido es mayor o menor que la del O_2 sólido.

Ejercicio nº 10

Una muestra de 0,240 g de $H_2O_{(l)}$ se cierra al vacío en un matraz de 3,20 L. ¿Cuál es la presión de vapor en el matraz si la temperatura es (a) 30 °C ; (b) 50 °C ; (c) 70 °C ? Las P_v de agua son: 31,824 mm Hg, 92,51 mm Hg y 233,7 mm Hg, respectivamente.

Rta: a) 31,824 mmHg; b) 84,4 mmHg; c) 89 mmHg

Ejercicio nº 11

Una muestra de 2,50 g de $H_2O_{(l)}$ se cierra en un matraz de 5,00 L a 120 °C . Demuestre que la muestra existe completamente en forma de vapor. Dato: $P_v = 1489,14\text{ mm Hg}$

ESTADO SÓLIDO. ESTRUCTURA CRISTALINA

Ejercicio nº 1

La celda unidad del cobre pertenece al sistema cúbico centrado en las caras. El átomo de Cu tiene un radio atómico de 128 pm.

- (a) ¿Cuál es la longitud de la celda unidad?
- (b) ¿Cuál es el volumen de la celda unidad?
- (c) ¿Cuántos átomos pertenecen a la celda unidad?
- (d) ¿Cuál es la masa de la celda unidad?
- (e) ¿Cuál es la densidad teórica del cobre?
- (f) ¿Cuál es su número de coordinación?

Rta.: (a) 362 pm (b) $4,74 \times 10^7 \text{ pm}^3$ (c) 4 (d) $4,2 \times 10^{-22} \text{ g}$ (e) $8,9 \text{ g/cm}^3$ (f) 12.

Ejercicio nº 2

El polonio (Po) es el único elemento conocido que forma un sistema cristalino cúbico simple. La distancia entre los átomos de Po vecinos más próximos en esta estructura es 335 pm.

- (a) ¿Cuál es el diámetro del átomo de Po?
- (b) ¿Cuál es la densidad del Po?
- (c) ¿Cuál es su número de coordinación?

Rta.: (a) 335 pm (b) $9,25 \text{ g/cm}^3$ (c) 6.

Ejercicio nº 3

El aluminio presenta una densidad de $2,699 \text{ g/cm}^3$ y los átomos se empaquetan dando lugar a una celda cúbica centrada en las caras. Emplear esta información para calcular el radio de un átomo de Al.

Rta.: $1,43 \times 10^{-8} \text{ cm}$.

Ejercicio nº 4

La densidad del hierro es de $7,874 \text{ g/cm}^3$, siendo su radio metálico de 126 pm. Verifique que la estructura del sólido corresponde a un cubo centrado en el cuerpo.

Rta.: existen dos átomos de Fe por celda unidad por lo que el cristal metálico pertenece al sistema cúbico centrado en el cuerpo.

Ejercicio nº 5

El óxido de magnesio presenta una celda unidad centrada en las caras de iones óxido con iones magnesio en los huecos octaédricos. El radio del ión magnesio es de 86 pm y el del ión óxido, de 126 pm.

- (a) Indique el número de coordinación para cada ión. **Rta.:** 6.
- (b) Calcule la densidad del óxido de magnesio en g/cm^3 . **Rta.:** $3,51 \text{ g/cm}^3$.

Ejercicio nº 6

El cloruro de cesio presenta una celda unidad cúbica simple de iones cloruro con iones cesio en los huecos cúbicos. El radio del ión cesio es de 188 pm y el del ión cloruro de 167 pm.

- (a) Calcule la densidad del cloruro de cesio en g/cm^3 . **Rta.:** 4,06 g/cm^3 .
- (b) Indique el número de coordinación para cada ión. **Rta.:** 8.

Ejercicio nº 7

El cloruro de potasio presenta la misma estructura cristalina que el cloruro de sodio (cúbica centrada en las caras de iones cloruro con los iones de potasio ocupando los huecos octaédricos). El radio del ión cloruro es de 167 pm y el del ión potasio 152 pm. Calcule su densidad en g/cm^3 . **Rta.:** 1,91 g/cm^3 .

Ejercicio nº 8

Un sólido tiene una estructura en la que los átomos de W están ubicados en los vértices de un cubo, los átomos de O están en los centros de las aristas y los átomos de Na en los centros de las caras.

- (a) ¿Cuál es la fórmula de este sólido?
- (b) Si la arista del cubo es de 386 pm, ¿cuál es la densidad teórica?

Rta.: (a) Na_3WO_3 (b) 8,67 g/cm^3 .

Ejercicio nº 9

Empleando los radios iónicos correspondientes a número de coordinación 6, determine el número de coordinación esperado para cada uno de los siguientes compuestos:

- (a) BaO
- (b) MnO
- (c) MgS
- (d) KBr

Rta.: (a) 8:8 (b) 8:8 (c) 6:6 (d) 8:8.

Ejercicio nº 10

¿Qué estructura cree que tendrá el NiO, la del CsCl, la del NaCl o la de la blenda? Basándose en su respuesta, determine la densidad del material.

Rta.: el NiO presenta una estructura como la del NaCl. La densidad es de 6,79 g/cm^3 .

Ejercicio nº 11

Calcule la energía reticular de la red cristalina del LiCl (cristaliza como NaCl). Compare con los valores tabulados. **Rta.:** $U_0 = -809,6 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio nº 12

Calcule la energía de la red cristalina de un compuesto AB, sabiendo que el radio de A^+ es de 116 pm y el radio de B^- es de 167 pm. **Rta.:** $U_o = -744,6$ KJ/mol.

Ejercicio nº 13

Demuestre las siguientes afirmaciones:

- (a) en un sistema cúbico centrado en las caras los átomos ocupan el 74,04 % del volumen total de la celda unidad.
- (b) En un sistema cúbico centrado en el cuerpo los huecos representan el 31,98 % del volumen total de la celda unidad.