

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

ÁREA QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

Lic. en Química

Lic. en Biotecnología

Lic. en Ciencia y Tecnología de los Alimentos

Profesorado en Química

GUÍA DE COLOQUIOS Y PROBLEMAS

1ra PARTE

FBioyF - UNR

2026

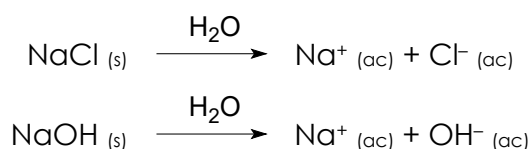
ÍNDICE

| | |
|---|----|
| ELECTROLITOS. GRADO DE DISOCIACIÓN IÓNICA ESCRITURA Y BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS | 2 |
| CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS | 13 |
| ESTEQUIOMETRÍA. COMPOSICIÓN CENTESIMAL. PUREZA, REACTIVO LIMITANTE. RENDIMIENTO | 20 |
| ESTEQUIOMETRÍA CON SOLUCIONES | 38 |
| ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA | 57 |
| ESTADO GASEOSO | 65 |
| TERMOQUÍMICA | 73 |
| PRINCIPIOS DE REACTIVIDAD. ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE | 79 |
| ENLACE IÓNICO | 81 |
| ENLACE COVALENTE | 84 |
| FUERZAS INTERPARTICULARES | 86 |
| GASES REALES | 88 |
| ESTADO LIQUIDO | 89 |
| PROPIEDADES COLIGATIVAS | 91 |
| DIAGRAMAS DE FASES | 95 |
| ESTADO SÓLIDO. ESTRUCTURAS CRISTALINAS | 98 |

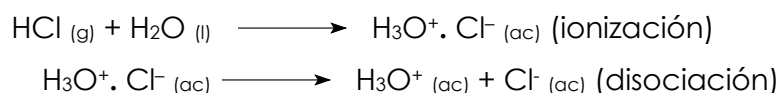
ELECTROLITOS. GRADO DE DISOCIACIÓN IÓNICA

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:

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

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), 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.

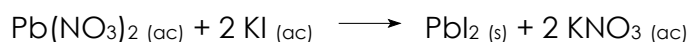
Cuanto mayor sea su conocimiento en química, mayor será su habilidad para predecir los productos de reacciones químicas.

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 ,



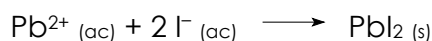
Una ecuación escrita de este modo, mostrando las fórmulas químicas completas de los reactivos y productos, se denomina **ecuación molecular** porque muestra las fórmulas químicas de los reactivos y productos sin indicar su carácter iónico. Dado que tanto el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ como el KI y KNO_3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

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.

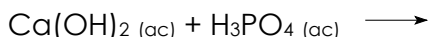
Las siguientes recomendaciones son muy útiles cuando se está aprendiendo a balancear ecuaciones químicas por prueba y error:

- 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:



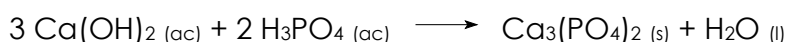
Comenzamos escribiendo las fórmulas de los reactivos:



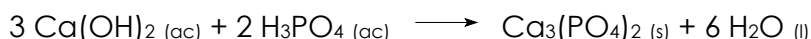
Para determinar la naturaleza de los productos, tenemos que analizar la naturaleza de las sustancias que están reaccionando. En este caso se trata de una base (Ca(OH)_2) que reacciona con un ácido (H_3PO_4). Este tipo de reacción se llama reacción de neutralización porque se forma siempre una sal y agua.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



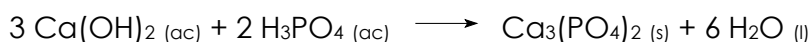
Para balancear comenzamos por el anión fosfato (la parte más compleja) y considerándolo como un grupo, escribimos un 2 delante del H_3PO_4 , para ajustar el grupo PO_4^{3-} , y un 3 delante del Ca(OH)_2 para ajustar el Ca dando como resultado:



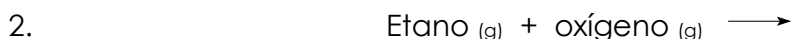
Únicamente nos queda balancear el hidrógeno y el oxígeno. Observando al hidrógeno, hay 12 átomos en el lado de los reactivos y por lo tanto escribimos un 6 delante del H_2O en los productos:



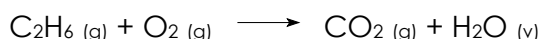
De igual manera, al hacer esto quedan ajustados los átomos de oxígeno ya que del lado de los reactivos tenemos 14 átomos de O totales y al agregar el 6 delante del H_2O también nos quedan 14 átomos de O en los productos. Por lo tanto, la ecuación química final balanceada nos queda:



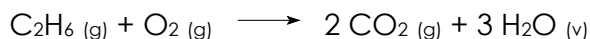
Vemos que todos los coeficientes son números enteros y no es necesario simplificar la ecuación final.



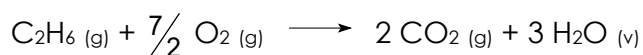
El etano es un hidrocarburo cuya fórmula es C_2H_6 . Como en toda reacción de combustión, los productos finales son siempre dióxido de carbono y agua vapor:



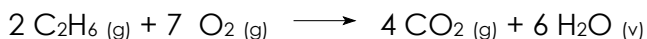
Para balancear la ecuación, empezamos con el C, escribiendo un 2 delante del CO_2 . Luego ajustamos el H escribiendo un 3 delante del agua. Esto da:



Para ajustar el oxígeno necesitamos 7 átomos del lado de los reactivos, de manera tal que escribimos $\frac{7}{2} \text{O}_2$ 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 nro. 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**

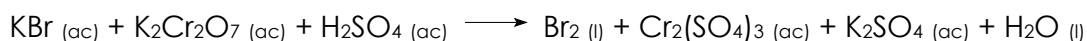
Método del ion electrón

Este método consiste en escribir dos hemireacciones: una de ellas representa la oxidación y la otra la reducción. Si bien queda claro que ambas reacciones no pueden darse por separado, 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.

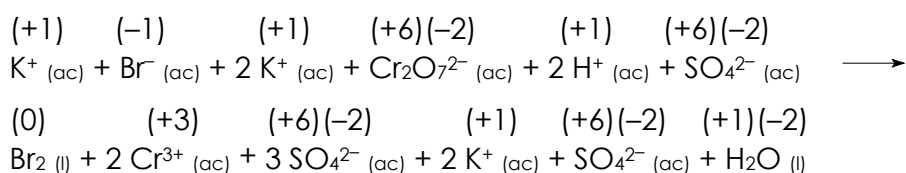
El método comienza con la identificación de las especies que sufren cambio en su número de oxidación, escribiéndose dos hemiecuaciones: una para la oxidación y otra para la reducción. Para balancear cada hemiecuación, emplearemos H₂O y H⁺ (si la reacción tienen lugar en solución ácida) o bien H₂O y OH⁻ (si 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:



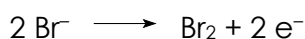
Primeramente, escribimos la ecuación iónica, disociando a aquellas especies que son **electrolitos fuertes** y son solubles en agua -lo cual podemos reconocer por su subíndice (ac)- y calculamos el número de oxidación para cada elemento:



El bromo es el elemento que se oxida y el cromo el elemento que se reduce.

El siguiente paso consiste en escribir cada una de las hemireacciones. 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:



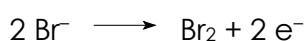
Hay que multiplicar por 2 el anión bromuro ya que se produce Br₂. El n° de oxidación del Br pasa de -1 a +0, por lo tanto pierde 1 electrón y como tenemos 2 átomos de Br en total hay 2 electrones.

Hemireacción de reducción:

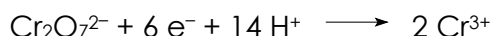


Hay que multiplicar por 2 el catión Cr³⁺ ya que en el anión dicromato hay 2 átomos de cromo. El n° de oxidación del Cr pasa de +6 a +3, por lo tanto gana 3 electrones y como tenemos 2 átomos de Cr en total hay 6 electrones)

El siguiente paso consiste en balancear la carga de cada hemiecuación, utilizando para ello H⁺ en este caso, dado que la reacción tiene lugar en solución ácida. 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.



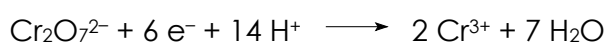
Para la hemireacción de reducción tenemos ocho cargas negativas en el lado de los reactivos y seis cargas positivas en los productos: por lo tanto agregamos catorce H^+ en los reactivos de manera de tener carga seis positiva a ambos lados.



Una vez balanceada la carga en cada hemiecuación, tenemos que balancear la masa, si es necesario, para lo cual empleamos H_2O .

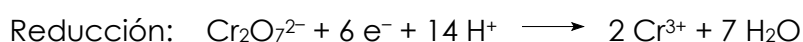
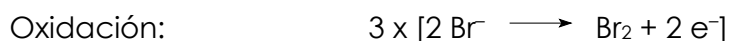
Vemos que la hemireacción de oxidación ya se encuentra balanceada en masa puesto que tenemos dos átomos de bromo a ambos lados de la flecha.

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 H_2O en los productos nos queda balanceada la masa de esta hemireacción:

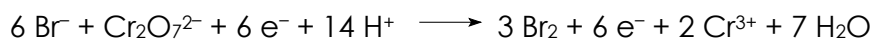


Por lo tanto tenemos ya las dos hemiecuaciones balanceadas en masa y en carga. Para terminar de balancear la ecuación total tenemos que tener en cuenta que la cantidad la electrones perdidos debe ser igual a la cantidad de electrones ganados. Si el número de electrones en las dos hemiecuaciones es diferente, 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.

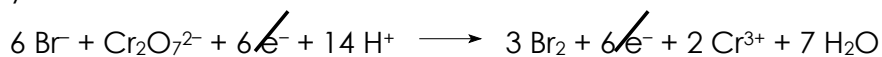
En este ejemplo, si multiplicamos la hemireacción de oxidación por 3, tendremos seis electrones en cada una de ellas.



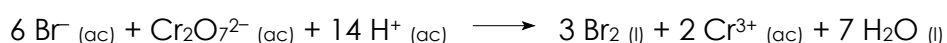
Si ahora sumamos miembro a miembro:



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

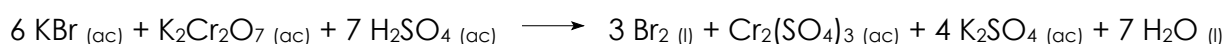


La ecuación iónica neta es:



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 $K_2Cr_2O_7$, KBr y H_2SO_4 : por lo tanto podemos considerar que los H^+ provienen del H_2SO_4 y como son 14 H^+ escribiremos un 7 como coeficiente estequiométrico del ácido sulfúrico. Entre los productos tenemos K_2SO_4 , 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 SO_4^{2-} queden balanceados. Esta última operación se realiza por el método de prueba y error.

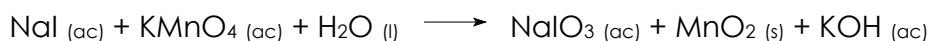


Si bien parece complicado al comienzo, a medida que aumente su entrenamiento en el balance de ecuaciones redox podrá aplicar sistemáticamente este método y le será sencillo luego balancear cualquier tipo de reacción redox empleando este método. Recordar que existen ciertas condiciones bajo las cuales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

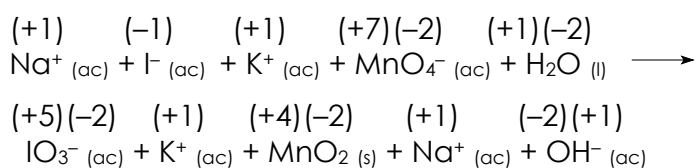
Balance de ecuaciones redox en medio básico:

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.

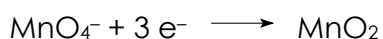
El siguiente paso consiste en escribir cada una de las hemireacciones.

Hemireacción de oxidación:



En este caso ya está balanceado el yodo. El nº de oxidación del I pasa de -1 a +5, por lo tanto pierde 6 electrones.

Hemireacción de reducción:



El balance de masa ya está realizado, el nº 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 balanceemos la masa de cada hemiecuación, si es necesario, para lo cual empleamos H₂O.

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 tanto agregamos 3 moléculas de H₂O 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.

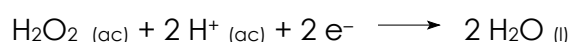
Propiedades redox del Agua Oxigenada

Se conoce con el nombre de agua oxigenada a una solución acuosa de peróxido de hidrógeno de cualquier concentración.

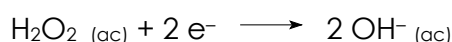
El peróxido de hidrógeno puede comportarse como agente oxidante o como agente reductor, tanto en medio básico como en medio ácido. En cualquier caso, siempre es el átomo de oxígeno el que cambia de número de oxidación. Veamos cuales son las hemiecuaciones que corresponden a cada caso:

I) *El peróxido de hidrógeno como oxidante:*

a- En medio ácido: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se reduce a H₂O

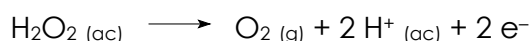


b- En medio básico: el O del peróxido de hidrógeno se reduce a ion hidróxido:

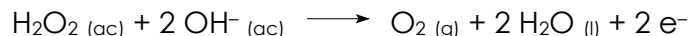


II) *El peróxido de hidrógeno como reductor:*

b- En medio ácido: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se oxida a O₂ (g)



c- En medio básico: en este caso el O del peróxido de hidrógeno se oxida a O₂(g)



No es necesario que usted 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 | <p>ENDOTÉRMICAS: absorben energía en forma permanente durante el tiempo que se llevan a cabo. Ejemplos:</p> <p>a) tostación de minerales:</p> $2 \text{PbS}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{PbO}_{(s)} + 2 \text{SO}_{2(g)}$ <p>b) equilibrio termocrómico:</p> $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}_{(ac)} + 4\text{Cl}^{-}_{(ac)} + \emptyset \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-}_{(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ |
| | <p>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</p> $\text{CH}_4_{(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ |
| NÚMERO DE FASES | <p>HOMOGÉNEAS: cuando ocurren dentro de una única fase. Ejemplo:</p> $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ |
| | <p>HETEROGÉNEAS: involucran especies o partículas en al menos dos fases. Ejemplo:</p> $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$ |
| EQUILIBRIO | <p>REVERSIBLES: llegan al equilibrio antes de que se alcance el 100% de conversión. Ejemplos:</p> $\text{I}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{I}_{2(v)}$ $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}_{(ac)} + 4\text{Cl}^{-}_{(ac)} + \emptyset \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-}_{(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ |
| | <p>IRREVERSIBLES: presentan conversión total de reactivos en productos. Ejemplo:</p> $2 \text{Na}_3\text{PO}_{4(ac)} + 3 \text{MgCl}_{2(ac)} \longrightarrow (\text{Mg})_3(\text{PO}_4)_2_{(s)} + 6 \text{NaCl}_{(ac)}$ |
| CAMBIO EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN | <p>REDOX: cambian los números de oxidación.</p> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(ac)} + 6 \text{KBr}_{(ac)} + 7 \text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3_{(ac)} + 3 \text{Br}_{2(l)} + 4 \text{K}_2\text{SO}_{4(ac)} + 7 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ |
| | <p>NO REDOX: no cambian los números de oxidación.</p> $3 \text{NaOH}_{(ac)} + \text{FeCl}_3_{(ac)} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3_{(s)} + 3 \text{NaCl}_{(ac)}$ |

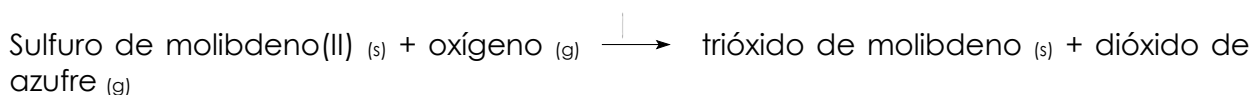
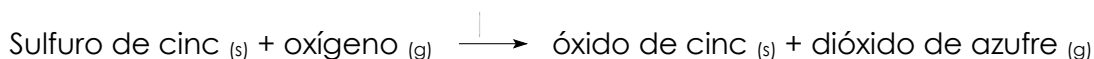
| | |
|---------------------------|--|
| MODO DE REACCIONAR | <p>DE COMBINACIÓN: dos o más especies químicas sencillas se unen para formar un único producto o especie más compleja. Los reactivos pueden ser elementos o compuestos:</p> <p>A) REACCIONES DE COMBINACIÓN DE ELEMENTOS:</p> $2 \text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{FeO}_{(s)}$ <p>B) REACCIONES DE COMBINACIÓN DE COMPUESTOS:</p> $\text{Zn(OH)}_{2(s)} + 2 \text{NaOH}_{(ac)} \longrightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]_{(ac)}$ |
| | <p>DE DESCOMPOSICIÓN: una especie química da origen a dos o más productos mediante la aplicación de una fuente externa de energía.</p> <p>Ejemplo: descomposición térmica:</p> $\text{CaCO}_{3(s)} \xrightarrow{\quad} \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ |
| | <p>DE DESPLAZAMIENTO O SIMPLE SUSTITUCIÓN: los átomos de un elemento desplazan a los átomos de otros elementos de un compuesto dado.</p> <p>Ejemplo: $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$</p> |
| | <p>DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCIÓN O METÁTESIS: generalmente se realizan en medio acuoso donde hay iones presentes que son intercambiados.</p> <p>A) CON FORMACIÓN DE PRECIPITADO:</p> $\text{AgNO}_{3(ac)} + \text{NaCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NaNO}_{3(ac)}$ <p>B) CON FORMACIÓN DE GASES:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_{3(ac)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow 2 \text{NaCl}_{(ac)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>C) CON FORMACIÓN DE COMPUESTOS POCO IONIZADOS:</p> $\text{Ca(OH)}_{2(ac)} + 2 \text{HNO}_{3(ac)} \longrightarrow \text{Ca(NO}_3)_2_{(ac)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ |

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.

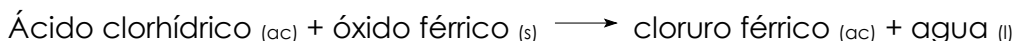
Neutralización

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:

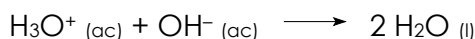


Nota: como concepto general una reacción de neutralización es aquella en la que se genera el solvente en el cuál se hallan disueltos los compuestos.

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:

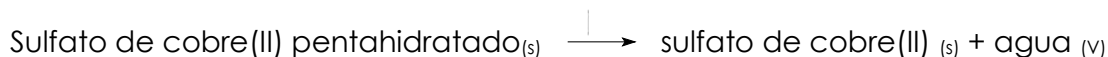
A) Descomposición de carbonatos:



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.

Ejercicio N° 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) $\xrightarrow{\quad}$ 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) $\xrightarrow{\quad}$ 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 N° 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 N° 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 N° 5

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

- El hipoclorito de potasio sólido, por calentamiento, se transforma en cloruro de potasio sólido y clorato de potasio sólido.
- 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.
- Cuando se calienta nitrato de potasio sólido, se descompone para generar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso.
- La reacción del tricloruro de fósforo líquido con agua líquida, genera ácido fosforoso acuoso y ácido clorhídrico acuoso. La reacción química es extremadamente exotérmica.
- El elemento oxígeno gaseoso (dioxígeno) se convierte por reacción fotoquímica en ozono gaseoso.
- El dióxido de azufre gaseoso reacciona con agua líquida, generando ácido sulfuroso acuoso.
- El sulfuro de boro gaseoso reacciona violentamente con agua líquida para generar ácido bórico acuoso, y sulfuro de hidrógeno gaseoso.
- El fosfano (fosfina) gaseoso reacciona en presencia de oxígeno gaseoso (proceso de combustión) para generar agua gaseosa y decaóxido de tetrafósforo sólido.
- El nitrato mercúrico sólido se descompone, en caliente, para generar óxido mercúrico sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso.
- 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 N° 6

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

Medio ácido:

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

Medio alcalino:

- a) Sodio(s) + agua(l) \rightarrow hidróxido de sodio(ac) + hidrógeno(g)
- b) Permanganato de potasio(ac) + hidróxido ferroso(s) + agua(l) \rightarrow hidróxido férrico(s) + dióxido de manganeso(s) + hidróxido de potasio(ac)
- c) Aluminio(s) + hidróxido de sodio(ac) + agua(l) \rightarrow tetrahidroxoaluminato de sodio(ac) + hidrógeno(g)
- d) Permanganato de potasio(ac) + peróxido de hidrógeno(ac) \rightarrow oxígeno(g) + dióxido de manganeso(s) + hidróxido de potasio(ac) + agua(l)
- e) Clorato de potasio(ac) + hidróxido de potasio(ac) + cloruro cobaltoso(ac) \rightarrow óxido cobáltico(s) + cloruro de potasio(ac) + agua(l)
- f) Hidróxido de cromo(III)(s) + hidróxido de sodio(ac) + peróxido de hidrógeno(ac) \rightarrow cromato de sodio(ac) + agua(l)
- g) Cloro(g) + hidróxido de sodio(ac) $\xrightarrow{1}$ cloruro de sodio(ac) + clorato de sodio(ac) + agua(l)
- h) Cinc(s) + hipoclorito de sodio(ac) + agua(l) \rightarrow hidróxido de cinc(s) + cloruro de sodio(ac)
- i) Cinc(s) + hidróxido cúprico(s) + hidróxido de sodio(ac) \rightarrow tetrahidroxocincato de sodio(ac) + cobre(s)
- j) Cromato de sodio(ac) + sulfito de sodio(ac) + agua(l) \rightarrow hidróxido de cromo(III)(s) + sulfato de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)
- k) Permanganato de potasio(ac) + cromito de potasio(ac) \rightarrow cromato de potasio(ac) + dióxido de manganeso(s)
- l) Bromuro de potasio(ac) + cloro(g) \rightarrow cloruro de potasio(ac) + bromo(l)

Ejercicio N°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) $\xrightarrow{1}$ superóxido de litio(s)
- d) Sodio metálico(s) + oxígeno(g) $\xrightarrow{1}$ peróxido de sodio(s)
- e) Dicromato de amonio(s) $\xrightarrow{1}$ 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) Sulfuroácido de sodio(ac) + clorato de sodio(ac) \rightarrow azufre(s) + cloruro de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)
- l) Cesio(s) + oxígeno(g) $\xrightarrow{1}$ 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) + tetrahidroxocromato de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac)
- p) Hipoclorito de sodio(ac) + tetrahidroxocromato de sodio(ac) + hidróxido de sodio(ac) \rightarrow cloruro de sodio(ac) + cromato de sodio(ac) + agua(l)

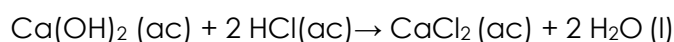
ESTEQUIOMETRÍA

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 cuando 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 .



111 g CaCl_2 ----- 74 g Ca(OH)_2
500 g CaCl_2 ----- x = 333,3 g Ca(OH)_2

111 g CaCl_2 ----- 73 g HCl
500 g CaCl_2 ----- x = 328,8 g HCl

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.

1 mol de Ca(OH)_2 ----- 6,022 10^{23} moléculas de H_2O
0,28 mol de Ca(OH)_2 ----- x = 1,686 10^{23} moléculas de H_2O

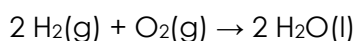
Luego de estos ejemplos simples es necesario precisar algunos conceptos.

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.

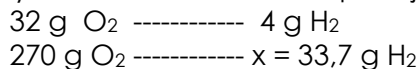
Otras veces habrá un reactivo que se consuma por completo (reactivo limitante o en defecto) y un reactivo del cual quede algo sin reaccionar (reactivo en exceso). **Como es sabido, la cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de reactivo consumido; por lo tanto, será el reactivo limitante 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?



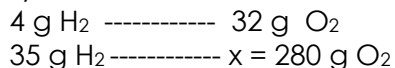
a) Determinamos cuál reactivo está en exceso calculando la cantidad de un reactivo requerida para reaccionar con cierta cantidad del otro. Este cálculo, independientemente de la selección de reactivo que hagamos, decide cuál está en exceso.

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



Dado que este valor está por debajo de la masa disponible de hidrógeno, en 1,0 g, esto significa que el **H₂ está en exceso** y el **O₂ en defecto**.

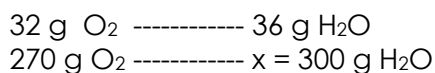
II) Si hubiéramos decidido calcular cuántos g de O₂ reaccionarían con los 35 g de H₂:



Habríamos deducido que la masa de O₂ disponible es insuficiente: 10 g menos que lo necesario, para reaccionar con todo el H₂, o sea que llegamos a la misma conclusión.

El O₂ 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:



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 g – 33,7 g = 1,3 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.

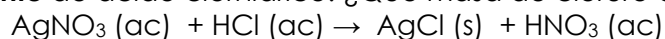
b) **Porcentaje**: indica el número de partes en peso de sustancia pura que existe en 100 partes en peso de material (o sustancia impura).

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 material de óxido de aluminio con un 6% de impureza es totalmente equivalente.

ESTEQUIOMETRIA 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:

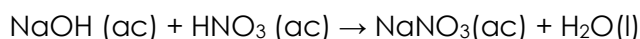
100 g material ----- 80 g AgNO_3 puros
21,25 g material ----- x = 17 g AgNO_3 puros

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

170 g AgNO_3 ----- 143 g AgCl
17 g AgNO_3 ----- x = 14,3 g AgCl

Ejemplo 2: se hacen reaccionar 10 g de un material de NaOH con cantidad suficiente de HNO_3 , obteniéndose 0,1 mol de NaNO_3 . 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 HNO_3 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:

1 mol NaNO_3 ----- 40 g NaOH
0,1 mol NaNO_3 ----- x = 4 g NaOH

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 NaNO_3 :

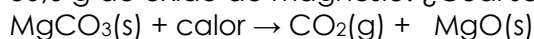
10 g material ----- 4 g NaOH puros
100 g material ----- x = 40 g NaOH puros
El porcentaje de pureza del material de NaOH es 40 %

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?



84 g MgCO_3 → 40 g MgO
100 g MgCO_3 → 47,6 g MgO

47,6 g MgO → 100 %
30,0 g MgO → x = 63 %

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.

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

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

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

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:

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

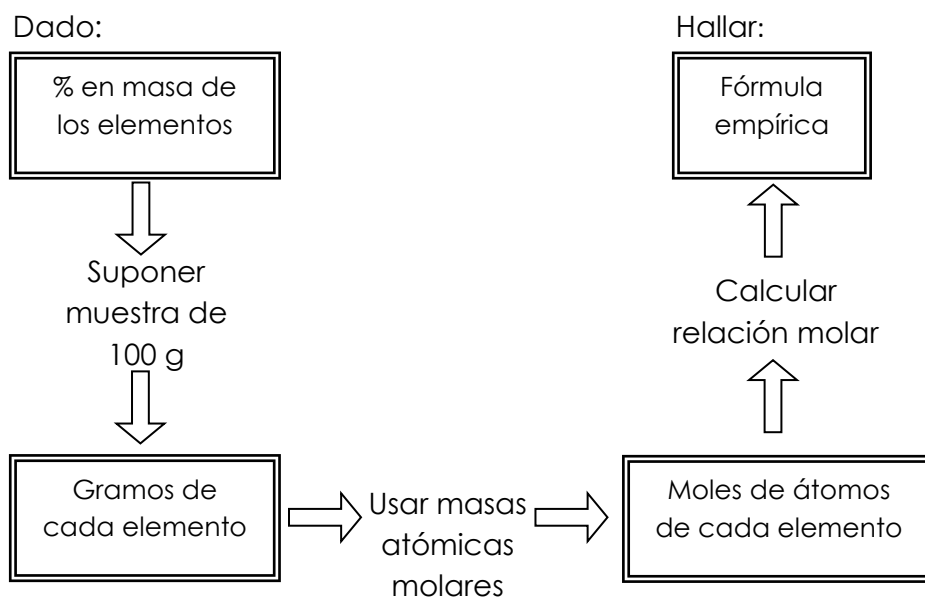
Nota: El mismo resultado se obtiene si se emplean las masas molares (g/mol) de los elementos constituyentes y del compuesto resultante.

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.

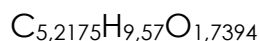
En 100 gramos de succinato de dibutilo hay 62,61 g de C; 27,83 g de O y 9,57 g de H. Podríamos elegir cualquier tamaño de muestra, pero si elegimos 100 g los porcentajes de cada elemento son numéricamente iguales a las masas de esos elementos presentes en la muestra. Ahora debemos convertir esas masas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

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

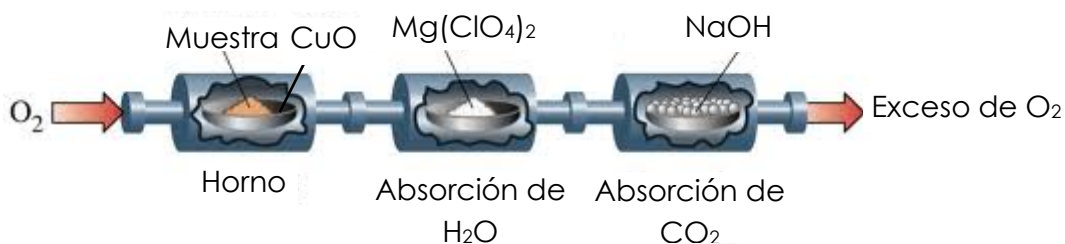
Para saber cuántas veces la fórmula empírica está contenida en la fórmula molecular, sólo tenemos que hacer el cociente:

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

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

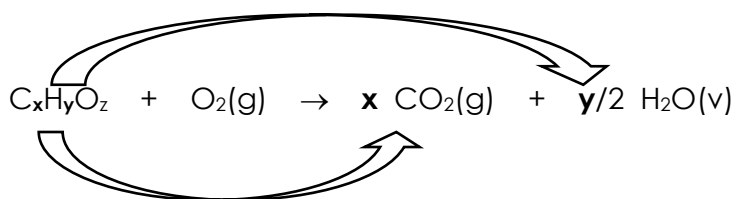


2) Determinación de las fórmulas empírica y molecular a partir del análisis elemental del compuesto



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 H₂O y CO₂ 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 CO₂ y todos los átomos de H en el H₂O. 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 SO₂(g) y en compuestos con N será NH₃(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 CO₂ y 0,209 g de H₂O.

- 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.

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

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

Luego: masa O = masa total muestra – (masa C + masa H) = 0,225 g – (0,1396 g + 0,0232 g) = 0,0622 g O

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

Dividimos por el menor número de moles de átomos (n_0) y llegamos a la fórmula:



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

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

Masa F.M.: 58 g/mol

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

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 N° 1

Una muestra de nitrógeno gaseoso contiene $4,63 \cdot 10^{22}$ 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.: $0,861 \text{ dm}^3$.

Ejercicio N° 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) $4,62 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno. **Rta.:** 7,61 moles de átomos

c) $9,20 \cdot 10^{22}$ moléculas de SO_3 **Rta.:** 0,46 moles de átomos

d) $4,20 \cdot 10^{-2}$ mol de fórmulas unidad de Na_2O . **Rta.:** $4,20 \cdot 10^{-2}$ mol de átomos

e) $3,93 \cdot 10^{-3}$ mol de moléculas de P_4O_{10} . **Rta.:** $3,93 \cdot 10^{-2}$ mol de átomos

Ejercicio N° 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 N° 4

¿Cuántas moléculas de nitrógeno se encuentran presentes en 1 dm^3 , medido a 0°C y 1 atmósfera de presión? **Rta.:** $2,69 \cdot 10^{22}$ moléculas.

Ejercicio N° 5

En una muestra de boro se encuentran presentes $8,02 \cdot 10^{-2}$ 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.: $4,83 \cdot 10^{22}$ átomos, $8,02 \cdot 10^{-2}$ moles de átomos.

Ejercicio N° 6

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

Ejercicio N° 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 N° 8

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

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

Ejercicio N° 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 N° 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.:** $8,065 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Ejercicio N° 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 N° 12

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

- a) $6 \cdot 10^{23}$ 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 N° 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.:** $1,20 \cdot 10^{24}$ 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 N° 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 N° 15

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

- ¿Cuántos moles de sal hidratada hay en 10 g de sal cristalizada? **Rta.:** 0,040 mol.
- ¿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.
- ¿Qué número de átomos de cada elemento se encuentran presentes en 1,0 g de la sal cristalizada? **Rta.:** $2,41 \cdot 10^{21}$ átomos de cobre, $2,17 \cdot 10^{22}$ átomos de oxígeno, $2,41 \cdot 10^{21}$ átomos de azufre y $2,41 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno.
- ¿Cuántos gramos de sal anhidra se encuentran presentes en 50,0 g de sal hidratada? **Rta.:** 31,94 g.

Ejercicio N° 16

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

- óxido de hierro(III)
 - cloruro de hierro(III)
 - nitrate de hierro(III)
 - sulfato de hierro(III)
- ¿Cuál de las muestras contiene mayor masa de hierro?
Rta.: óxido de hierro(III).

Ejercicio N° 17

El nivel permisible de cloruro de vinilo, C_2H_3Cl , en la atmósfera en una planta química es de $2,05 \cdot 10^{-6}$ g/dm³.

- ¿Cuántos moles de moléculas de cloruro de vinilo en cada litro representa dicha cantidad? **Rta.:** $3,28 \cdot 10^{-8}$ mol moléculas/dm³.
- ¿Cuántas moléculas del compuesto orgánico se encuentran presentes por dm³?
Rta.: $1,98 \cdot 10^{16}$ moléculas/dm³.

Ejercicio N° 18

- Calcular la masa molar del nitrato de cobre(II). **Rta.:** 187,5 g/mol.
- Calcular la masa en gramos de 0,155 mol de nitrato de cobre(II). **Rta.:** 29,07 g.
- ¿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.
- ¿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 N° 19

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

Ejercicio N° 20

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

Ejercicio N° 21

Disponer las siguientes entidades en orden creciente de masa:

- 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 N° 22

Calcular el porcentaje de cobre en cada uno de los siguientes minerales: cuprita (Cu_2O), pirita cuprífera (CuFeS_2), malaquita ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$).

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

Ejercicio N° 23

Calcular la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es la siguiente: % N = 10,7% ; % O = 36,8%, % Ba = 52,5%. **Rta.:** BaN_2O_6

Ejercicio N° 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.:** $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

Ejercicio N° 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.:** CuN_2O_6 .

Ejercicio N° 26

Calcular la composición centesimal del carbonato de bario.

Rta.: % Ba: 69,59%; % C: 6,09%; % O: 24,32%.

Ejercicio N° 27

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

a) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. **Rta.:** 49,39%

b) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. **Rta.:** 55,91%

c) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ **Rta.:** 45,57%

Ejercicio N° 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 N° 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: CH_2 . Fórmula Molecular: C_2H_4 .

Ejercicio N° 30

La progesterona es una hormona de origen natural, cuya fórmula molecular corresponde a $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$. ¿Cuál es su composición porcentual?

Rta.: = 80,21% de C, 9,62% de H, 10,18% de O.

Ejercicio N° 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.:** CH_4 .

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 36

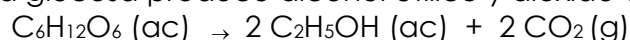
El aminoácido esencial lisina está constituido por C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2,175 g de lisina dio lugar a la formación de 3,94 g de dióxido de carbono(g) y 1,89 g de agua(g). En otro experimento, 1,873 g de lisina produjeron 0,436 g de amoníaco(g).

- 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 N° 1

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



- a) ¿Cuántos moles de moléculas de $CO_2(g)$ se producen cuando 0,330 mol de moléculas de $C_6H_{12}O_6(s)$ reacciona de esta manera? **Rta.:** 0,66 mol de moléculas.
b) ¿Cuántos gramos de $C_6H_{12}O_6(s)$ se requieren para formar 2,00 moles de moléculas de $C_2H_5OH(ac)$? **Rta.:** 180 g.
c) ¿Cuántos gramos de $CO_2(g)$ se forman cuando se producen 2,00 g de $C_2H_5OH(ac)$? **Rta.:** 1,91 g.

Ejercicio N° 2

El HF(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 HF(ac) se requieren para disolver 0,5 mol de fórmulas unidad de $Na_2SiO_3(s)$? **Rta.:** 4 moles de moléculas de HF.
b) ¿Cuántos gramos de NaF(ac) se forman cuando 0,3 mol de moléculas de HF reacciona de esta manera? **Rta.:** 3,15 g.
c) ¿Cuántos gramos de $Na_2SiO_3(s)$ se pueden disolver con 0,3 g de HF(ac)? **Rta.:** 0,23 g.

Ejercicio N° 3

¿Cuántos gramos de $H_2SO_4(ac)$ deberán reaccionar con 500 g de $Fe(OH)_3$ para formar:

- a) $Fe_2(SO_4)_3$? **Rta. =** 687 g
b) $Fe(HSO_4)_3$? **Rta. =** 1374 g
c) $[Fe(OH)_2]_2SO_4$? **Rta. =** 229 g
d) $[Fe(OH)]SO_4$? **Rta. =** 458 g

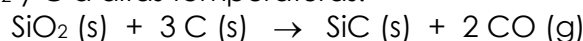
Ejercicio N° 4

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 N° 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 $SiO_2(s)$ y 4,50 g de C(s)

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso?
Rta.: el reactivo limitante es $SiO_2(s)$.
b) ¿Cuántos gramos de SiC(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 N° 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 AgNO_3 ; 3,5 g Na_2CO_3 ; 4 g Ag_2CO_3 ; 2,5 g NaNO_3 .

Ejercicio N° 7

Se ponen en contacto 156 litros de $\text{O}_2(\text{g})$, 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 SO_2 y 152 g Fe_2O_3 .

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 N° 8

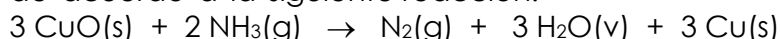
Un sistema está constituido inicialmente por ácido metafosforoso y un material de hidróxido de calcio con 30% de impurezas. Al reaccionar se forman 834 g de sal neutra y queda 0,6 mol de moléculas de ácido sin neutralizar.

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 N° 9

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



Rta.: 1,125 moles.

Ejercicio N° 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 N° 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.:** $2,349 \cdot 10^{23}$ moléculas.

b) ¿Cuál es el % de pureza del material de hierro utilizado? **Rta.:** 83%.

c) ¿Cuántos átomos de hierro reaccionaron? **Rta.:** $3,132 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.

Ejercicio N° 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.

c) 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 10^{23} fórmulas unidad

d) ¿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 N° 1

Dada la siguiente ecuación:
$$\text{Zn (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$

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.

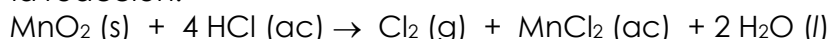
c) Si se mezclan 30 g de material de zinc de 90% de pureza con 25 g de ácido clorhídrico:

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 N° 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 N° 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.

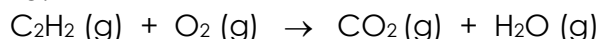
Reacción: $\text{metal (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{sal (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

Escribir una reacción para cada metal.

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

Ejercicio N° 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?

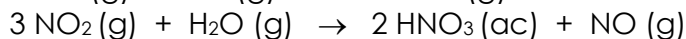
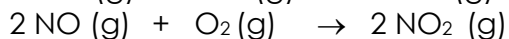
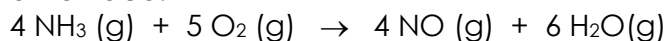
d) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento cuando se forman 22,5 g de agua?

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

Ejercicio N° 5

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

amoníaco:

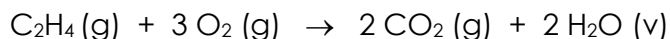


Suponiendo que el rendimiento sea del 82% en cada una de las etapas, ¿cuántos gramos de ácido nítrico se pueden obtener a partir de $1,00 \times 10^4$ g de amoníaco?

Rta.: $1,36 \times 10^4$ g.

Ejercicio N° 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 N° 7

a) ¿Cuántos gramos de Ti metálico se requieren para reaccionar con 3,513 g de TiCl_4 ?

La ecuación para la reacción es $3 \text{TiCl}_4(\text{l}) + \text{Ti}(\text{s}) \rightarrow 4 \text{TiCl}_3(\text{s})$

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%.

ESTEQUIOMETRÍA CON SOLUCIONES

LAS DISOLUCIONES

Una **disolución** es una mezcla homogénea. Es 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.

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.

El disolvente es el componente que está presente en mayor proporción. Los otros componentes de la disolución, denominados solutos, se encuentran en menor proporción disueltos en el disolvente.

CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes y también de su proporción. 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. 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 a poder identificar la disolución la cual queda tan sólo caracterizada si se indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de disolución, o de disolvente.

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.

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 soluto 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.



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?

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 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 10^9 gramos de solución, equivalente a microgramos de soluto por kg de disolución o por litro de disolución |

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. Veamos esto más detalladamente:

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.

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 soluto, 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, 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, sea 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. Así 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: Una solución saturada de una sustancia muy poco soluble 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) en que hemos dividido el sólido. Un sólido si está finamente dividido se disuelve más rápidamente, 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.

Ejemplos

Ejemplo 1: PUREZA

Se prepara una solución disolviendo 3,5 g de material 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. 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 de material impuros. Para ello hay que aplicar la definición de pureza.

“Definimos a la pureza porcentual como a la cantidad de droga pura contenida en 100 partes impuras (o en 100 g de material)”

Así nos queda que:

70 g puros de Na(OH) ----- están contenidos en 100 g de material
x ----- en 3,5 g de material

$x = 2,45$ 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 material de Na(OH) es menor al 100%.

Para calcular la concentración de la solución en %P/V y M hay que conocer como están definidas estas dos formas de expresar la concentración de un soluto.

“ %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:

2,45 g de Na(OH) ----- están disueltos en 150 mL de solución
x ----- en 100 mL de solución

$x = 1,63$ 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

“La molaridad (M) se define 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:

1,0 mol de fórmulas unidad de Na(OH) ----- 40 g
x ----- 1,63 g

$x = 0,041$ moles de fu

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:

$$n_{O_2} = \frac{13,44 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,42 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{43,68 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,56 \text{ mol}$$

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

El número de moles de moléculas totales (n_t):

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

La fracción molar de cada componente es entonces:

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

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

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

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

Ejemplo 3

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:

$$100 \text{ g solución} \text{ ----- } 10 \text{ g } H_2SO_4 \text{ (por definición \%P/P)}$$

$$1,066 \text{ g solución} \text{ ----- } x = 0,1066 \text{ g } H_2SO_4$$

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 $0,1066 \text{ g}$ de H_2SO_4 (soluto).

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

$$1 \text{ mL solución} \text{ ----- } 0,1066 \text{ g } H_2SO_4$$

(contienen)

$$1000 \text{ mL solución} \text{ ----- } x = 106,6 \text{ g } H_2SO_4$$

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 . Resulta entonces:

$$98 \text{ g } H_2SO_4 \text{ ----- } 1 \text{ mol de moléculas } H_2SO_4$$

(corresponden)

$$106,6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ ----- } x = 1,09 \text{ moles de equivalentes } H_2SO_4$$

(corresponden)

Por lo tanto la disolución tiene una concentración $1,09 \text{ M}$.

Ejemplo 4

Se preparó una disolución de etanol-agua disolviendo 25 mL de etanol, C_2H_5OH ($d = 0,789 \text{ g/mL}$) 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

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

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

(b) porcentaje masa en masa

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

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

(c) porcentaje masa en volumen

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

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

(d) fracción molar

Calculamos el número de moles de moléculas de etanol

$$\begin{array}{l} 46 \text{ g etanol} \text{ ----- } 1 \text{ mol de moléculas} \\ \text{(hay)} \end{array}$$

$$19,725 \text{ g etanol} \text{ ----- } x = 0,429 \text{ mol de moléculas}$$

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

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

y ahora expresamos esa masa de agua en moles de moléculas

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g agua} \text{ ----- } 1 \text{ mol de moléculas} \\ 225,8 \text{ g agua} \text{ ----- } x = 12,54 \text{ moles de moléculas} \end{array}$$

Los moles de moléculas totales son n_t :

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

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

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

(e) molaridad

$$250 \text{ mL solución} \text{ ----- } 0,429 \text{ mol de moléculas de etanol}$$

1000 mL solución ----- x = 1,716 mol de moléculas
La solución es 1,72 M.

(g) molalidad

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

Por lo tanto la solución es 1,90 m.

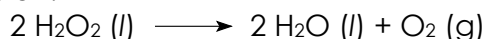
AGUA OXIGENADA

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 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:



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 litro de dicha solución desprende por descomposición 10 litros de oxígeno medidos a CNPT. O bien que 1 cm³ de dicha solución desprende 10 cm³ de oxígeno en iguales condiciones.

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

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 5

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?

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.

Ejemplo 6: SOLUCIONES A PARTIR DE DROGA LÍQUIDA

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?

Antes de comenzar los cálculos es importante remarcar que la densidad (δ) de una solución es la relación de la **masa de la solución** por **unidad de volumen de la solución**. En otras palabras, y para este caso concreto, significa que 1,0 cm³ de la solución de HCl (36 %P/P) tiene una masa de 1,36 g. Para la resolución del problema tiene que quedar claro que los 1,36 g son de solución, **no de soluto**.

“Definimos al %P/P como la masa de soluto disuelta en 100 g de solución”

Con estas dos definiciones en mente podemos plantear las siguientes relaciones:

36,0 g de HCl ----- están contenidos en 100 g de solución

x----- en 1,36 g de solución

$$x = 0,49 \text{ g HCl}$$

Es importante ver que

- 1,36 g de solución (soluto + solvente) contienen 0,49 g de soluto
- El soluto es el HCl y el solvente es el agua
- Debido a que los 1,36 g de solución ocupan un volumen de 1,0 cm³ de solución (por definición de densidad), los 0,49 g de HCl también van a ocupar el mismo volumen de solución.

0,49 g de HCl ----- están contenidos en 1,0 mL de solución

x ----- en 50 mL de solución

x = 24,5 g HCl

24,5 g de HCl ----- están contenidos en 100 mL de solución

→ 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:

24,5 g de HCl ----- están contenidos en 100 mL de solución

x = ----- en 25 mL de solución

x = 6,125 g de HCl

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:

6,125 g de HCl ----- están contenidos en 100 mL de solución

→ Por lo tanto la concentración de la solución 2 es 6,125 %P/V

Es evidente que la solución 2 es más diluida que la solución 1. ¿Cuántas veces?

Para contestar esto nos valemos de la siguiente relación:

$$\frac{\text{Volumen}_{\text{final}}}{\text{Volumen}_{\text{inicial}}} = n = \frac{\text{Concentración}_{\text{inicial}}}{\text{Concentración}_{\text{final}}}$$

n = número de diluciones o número de veces que se ha diluido la solución 2 respecto de la solución 1.

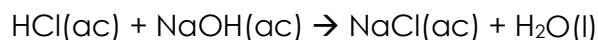
$$\frac{100 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} = \frac{24,5 \%P/V}{6,125 \%P/V} = 4$$

Por lo tanto la solución 2 está 4 veces más diluida que la solución 1.

Ejemplo 7: REACTIVO LIMITANTE, RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

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 y clasifique la reacción. Calcule el número de moles y de moléculas de agua que se forman. Calcule el número de formulas unidad de NaCl que se forman si el rendimiento de la reacción es del 83%.

La reacción es:



Se trata de una reacción de neutralización, no redox (no hay cambio en el número de oxidación de las especies que participan).

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 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.

Según la ecuación química balanceada:

1 mol de HCl ----- reacciona con 1 mol de NaOH

x ----- 0,041 mol de NaOH

x = 0,041 mol de HCl

o bien,

1 mol de Na(OH) ----- reacciona con 1 mol de HCl

x ----- 0,34 mol de HCl

$x = 0,34$ mol de HCl

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

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.

SOLUCIONES

Ejercicio N° 1

Se ha preparado una disolución disolviendo 1,25 g de C_2H_5OH en 11,6 g de agua.

Calcular:

- a) el tanto por ciento en peso de C_2H_5OH . **Rta.:** 9,73 %P/P.
b) el tanto por ciento en peso de H_2O . **Rta.:** 90,3 %P/P.
c) la molalidad del C_2H_5OH . **Rta.:** 2,34 m.

Ejercicio N° 2

100,0 g de disolución contiene 20,0 g de alcohol metílico, CH_3OH ; el resto es alcohol etílico, C_2H_5OH . Calcular la fracción molar de cada componente.

Rta.: $X_{metano} = 0,264$. $X_{etano} = 0,736$.

Ejercicio N° 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, $120\text{ g}/\text{dm}^3$.
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 N° 4

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

Ejercicio N° 5

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

- a) Calcular qué masa de $NaCl$ se necesita para preparar $1,5\text{ dm}^3$ 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, $310\text{ g}/\text{dm}^3$, 26%P/P.
d) Dar la concentración de una solución no saturada y de otra saturada a 20°C .

Ejercicio N° 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 $1,219\text{ g}/\text{cm}^3$. ¿Cuál es valor de la molaridad de esta disolución?

Rta.: 1219 g $NaOH$ (s), 4876,0 g agua (l), 6,095 M.

Ejercicio N° 7

Una disolución de carbonato sódico de densidad $1,105\text{ g}/\text{cm}^3$ contiene 10,22 % P/P de carbonato de sodio anhidro. Calcular el volumen de la misma que podrá dar lugar por evaporación a 100 g de carbonato de sodio decahidratado, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

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

Ejercicio N° 8

Calcular la cantidad de carbonato sódico decahidratado, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ y de agua que se necesitan para preparar 12 litros de disolución al 13,90 % P/P de carbonato sódico anhidro, y de densidad $1,145 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es el valor de la molaridad de esta disolución?

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

Ejercicio N° 9

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

a) a partir de $\text{KBr}(s)$, 2,40 litro de KBr 0,02 M. Calcular la masa necesaria de KBr .

Rta.: 5,71 g.

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

c) a partir de $\text{H}_2\text{SO}_4(l)$, 98 % P/P, $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$, calcular el volumen para preparar $1,3 \text{ dm}^3$ de una solución 3,05 M. **Rta.:** 216 cm^3 .

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 M. **Rta.:** $768,2 \text{ cm}^3$.

Ejercicio N° 13

Se prepara una disolución diluyendo 235 cm^3 de solución 0,120 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 M; Fe^{3+} 0,056 M; NO_3^- 0,17 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 N° 14

Una muestra de 325 cm^3 de solución de CaCl_2 contiene 25,3 g del mismo.

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

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

Ejercicio N° 15

$46,2 \text{ cm}^3$ de una solución de nitrato de calcio 0,862 M se mezclan con $80,5 \text{ cm}^3$ de solución de nitrato de calcio 1,396 M. Calcular la concentración de la solución final.

Rta.: 1,2 M.

ESTEQUIOMETRÍA COMBINADA CON SOLUCIONES

Ejercicio N° 1

¿Qué volumen de ácido HCl 0,2 M se necesita para lograr reacción total con 20 cm³ de NaOH 0,35 M? **Rta.:** 35 cm³.

Ejercicio N° 2

En la titulación de 25 cm³ de una solución de hidróxido de magnesio se emplean 35 cm³ de una solución acuosa de ácido clorhídrico 0,15 M. Calcular la concentración de la base expresada en M. **Rta.:** 0,105 M.

Ejercicio N° 3

Para neutralizar 25 cm³ de una solución acuosa de H₂SO₄ se requieren 20,8 cm³ de una solución acuosa de hidróxido de potasio 0,2 M. Calcular el volumen de la solución ácida que contiene 1,0 g de H₂SO₄(l) disuelto. **Rta.:** 122,65 cm³.

Ejercicio N° 4

Calcular la concentración en g/dm³ de una solución acuosa de ácido nítrico, sabiendo que al diluirla a un volumen 5 veces mayor, 10 cm³ de la solución diluida consumen 11,4 cm³ de solución acuosa de NaOH 1 M. **Rta.:** 359,1 g/dm³.

Ejercicio N° 5

Calcular el volumen de solución acuosa de HCl 3 M que se requieren para disolver 12 g de material de CaCO₃(s) de 93 % de pureza. Productos: CaCl₂(ac), CO₂(g), H₂O(l). **Rta.:** 74,4 cm³.

Ejercicio N° 6

Se valoran 20 cm³ de una solución acuosa de KCl con una solución acuosa de AgNO₃ 0,1 M. La reacción que representa la disolución es la siguiente:

Cloruro de potasio(ac) + nitrato de plata(ac) → cloruro de plata(s) + nitrato de potasio(ac)

Si se consumen 25,5 cm³ de la solución acuosa de AgNO₃; calcular la concentración de la solución de KCl en g/dm³. **Rta.:** 9,5 g/dm³.

Ejercicio N° 7

Se hacen reaccionar volúmenes iguales de soluciones acuosas de Ba(OH)₂ 0,05 M y HCl 0,04 M. Calcular la molaridad del reactivo en exceso después de completada la reacción.

Rta.: Reactivo en exceso: Ba(OH)₂ (ac); [Ba(OH)₂]_{exceso} = 0,015 M.

Ejercicio N° 8

El vinagre es una solución acuosa de ácido acético (CH₃COOH), en la cual hay un mínimo de 5 g de dicho ácido por cada 100 cm³ de vinagre. Se desea saber si el vinagre que se está vendiendo cumple con ese requisito. A 10 cm³ 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 cm³ 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 g de ácido acético.

Ejercicio N° 9

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

Reacciones a considerar:

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

Ejercicio N° 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 M, en el sistema se encuentra presente un exceso de NaOH de concentración 0,01 M.

Rta.: 0,70 %P/V.

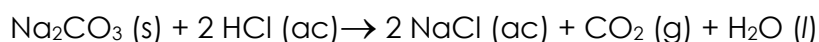
Ejercicio N° 11

Una muestra de 1,6 g de magnesio se trata con solución acuosa de HCl 36 %P/P, $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$, obteniéndose 1,12 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 cm^3 .

Ejercicio N° 12

Se titularon 0,3118 g de una muestra impura de $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$ con una solución acuosa de HCl 0,0987 M. Para lograr el punto final se consumieron 30,42 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 $\text{CO}_2(\text{g})$ se obtienen en CNPT? **Rta.:** 33,6 cm^3 .

Ejercicio N° 13

Calcular la cantidad de mineral pirolusita que contiene 72,6% 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 N° 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 g/cm^3 . **Rta.:** 46 cm^3 .

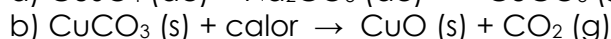
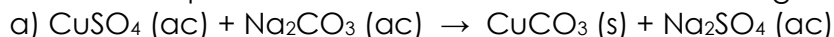
Ejercicio N° 15

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 $\text{Cr}(\text{III})$. 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 N° 16

Calcular el volumen de disolución acuosa de sulfato cúprico 1M, 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:



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

Ejercicio N° 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 $11,75 \text{ g}$ de sulfato de bario(s) y ácido clorhídrico(ac). Calcular la molaridad del ácido sulfúrico empleado. **Rta.:** $0,5 \text{ M}$.

Ejercicio N° 18

Calcular el volumen de ácido clorhídrico concentrado de densidad $1,180 \text{ g/cm}^3$ y $36,23 \text{ \%P/P}$, 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.:** $1,71 \text{ dm}^3$. (Balancee las reacciones por el método del ión electrón)

Ejercicio N° 19

Calcular el volumen de ácido nítrico concentrado ($d = 1,400 \text{ g/cm}^3$; $66,97 \text{ \%P/P}$) que debe agregarse a 1 dm^3 de ácido clorhídrico concentrado ($d = 1,198 \text{ g/cm}^3$; 40 \%P/P) para obtener agua regia ($3 \text{ HCl} : 1 \text{ HNO}_3$). **Rta.:** $294,0 \text{ cm}^3$.

Ejercicio N° 20

¿Cuál es la concentración en volúmenes del peróxido de hidrógeno puro de densidad $1,45 \text{ g/cm}^3$? **Rta.:** 478 vol .

Ejercicio N° 21

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

Ejercicio N° 22

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

a) 120 cm^3 de agua oxigenada a 18 volúmenes con 330 cm^3 de agua oxigenada a 8 volúmenes. **Rta.:** $10,67 \text{ vol}$; $3,24 \text{ \%P/V}$.

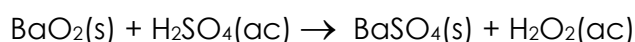
b) 300 cm^3 de agua oxigenada al 3 \%P/V con 100 cm^3 de agua oxigenada al 8 \%P/V .

Rta.: $14,0 \text{ vol}$; $4,25 \text{ \%P/V}$.

c) 400 cm^3 de agua oxigenada al 7 \%P/V con 250 cm^3 de agua oxigenada a 12 volúmenes. **Rta.:** $18,8 \text{ vol}$; $5,70 \text{ \%P/V}$.

Ejercicio N° 23

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



Rta.: $16,77 \text{ g}$, $4,87 \text{ cm}^3$.

Ejercicio N° 24

Se tratan 10 cm³ de solución acuosa de HCl concentrado (36 %P/P, $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$) 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 N° 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 N° 26

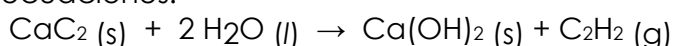
25 cm³ de una solución acuosa de H₂O₂ acidificada con ácido sulfúrico reacciona estequiométricamente con 25 cm³ de solución 0,020 M de KMnO₄. Los productos de la reacción son: sulfato de manganeso(II)(ac), sulfato de potasio(ac), oxígeno(g) y agua(l). Calcular la concentración de la solución acuosa de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

Ejercicio N° 27

Calcular la masa de I₂(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 N° 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 N° 29

Se puede obtener Cl₂(g) **en el laboratorio** por reacción entre K₂Cr₂O₇(ac) y HCl(ac). Los productos de la reacción son: Cl₂(g), CrCl₃(ac), KCl(ac) y agua (l). Si se desea producir 10 g de Cl₂(g), calcular:

(a) ¿Cuántos gramos de K₂Cr₂O₇(s) se necesitan? **Rta.:** 13,8 g.

(b) ¿Cuántos gramos de CrCl₃(ac) se forman? **Rta.:** 14,88 g.

(c) El volumen de solución de HCl (36% P/P y densidad 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 Cl₂(g) en condiciones normales de presión y temperatura se producen por gramo de K₂Cr₂O₇(s) empleado en la reacción redox. **Rta.:** 0,23 dm³.

Ejercicio N° 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:

- la concentración de la solución 1 expresada en molaridad. **Rta.:** 0,365 M.
- la concentración de la solución 2 expresada en % P/V. **Rta.:** 1,55% P/V.
- la concentración del reactivo en exceso, una vez finalizada la reacción, expresada en molaridad. **Rta.:** 0,053 M.
- el número de moléculas de dióxido de carbono (g) formadas.
Rta.: $8,81 \cdot 10^{21}$ moléculas.
- el número de moles de fórmulas unidad de carbonato de sodio(s) que reaccionaron.
Rta.: 0,015 moles de fórmulas unidad.
- el número de moléculas de ácido clorhídrico(ac) que reaccionaron.
Rta.: $1,80 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- el volumen de CO₂(g), expresado en dm³, obtenido en condiciones normales de presión y temperatura. **Rta.:** 0,336 dm³.

ESTRUCTURA ATÓMICA

Ejercicio N° 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 $^{31}\text{P} = 5,143 \cdot 10^{-23}$ g.

Ejercicio N°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 N°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 N° 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 N° 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.:** $\Delta E = -1260,0$ kJ/mol (emisión), $\lambda = 95$ nm $\nu = 3,16 \cdot 10^{15}$ s $^{-1}$.

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

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

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

Ejercicio N° 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.: $8,71 \cdot 10^{-20}$ J/átomo (absorción).

Ejercicio N° 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 $5,93 \cdot 10^6$ m/s. Calcular la longitud de onda característica de este electrón. Masa $e^- = 9,109 \cdot 10^{-28}$ g. **Rta.:** $\lambda = 0,122$ nm.

Ejercicio N° 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 N° 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.:** $E = 2,90 \cdot 10^{-19}$ J/fotón.

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

Ejercicio N° 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.: $E_1 = -2,179 \cdot 10^{-18}$ J/átomo, -1312 kJ/mol.

$E_2 = -5,448 \cdot 10^{-19}$ J/átomo, $-328,0$ kJ/mol.

Ejercicio N° 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. ($n_i = 4$ $n_f = 2$).

Rta.: $\lambda = 486,3$ nm.

Ejercicio N° 12

Calcular la longitud de onda, expresada en m y nm, de un electrón con masa $m = 9,109 \cdot 10^{-28}$ g, que viaja a 40,0% de la velocidad de la luz.

Rta.: $\lambda = 6,06 \cdot 10^{-12}$ m, $6,06 \cdot 10^{-3}$ nm.

Ejercicio N° 13

Calcular la longitud de onda asociada con un neutrón que tiene una masa de $1,675 \cdot 10^{-24}$ g y energía cinética de $6,21 \cdot 10^{-21}$ 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 N° 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 N° 15

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

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

Rta.: 370 nm, $3,7 \cdot 10^{-7}$ 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.: $5,374 \cdot 10^{-19}$ J/fotón.

Ejercicio N° 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 N° 17

Completar la tabla siguiente

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

Ejercicio N° 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 N° 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.:** $3,16 \cdot 10^{-34}$ m.

b) asociada a una persona cuyo peso es de 85 kg esquiando a 60 km/h.

Rta.: $4,68 \cdot 10^{-37}$ m.

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

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

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

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 $6,59 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿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 N° 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) $[\text{He}] 2s^1 2p^5$
- b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2 4s^1$
- d) $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$

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:

- ¿Cuántos electrones tiene cada uno de estos elementos?
- ¿Cuántos protones tiene cada uno de ellos?
- ¿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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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) ${}_{82}\text{Pb}$

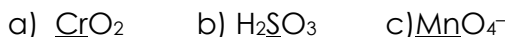
Ejercicio N° 17

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 N° 18

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



Ejercicio N° 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 Mg³⁺, o de aluminio en los cuáles se presente el ion Al³⁺? Justificar.

Ejercicio N° 20

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

Ejercicio N° 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 N° 22

Ordenar las siguientes especies en orden de radio atómico creciente:



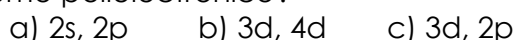
Ejercicio N° 23

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 Fe³⁺ es más estable que el ion Fe²⁺.
- e) El átomo de arsénico presenta un valor mayor de potencial de ionización que el átomo de selenio

Ejercicio N° 24

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



Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 empleando las letras mayúsculas (V) o (F), justificando en cada caso:

- Los gases presentan densidades muy bajas en CNPT, en comparación con los líquidos y sólidos.
- Las propiedades densidad, compresibilidad, forma y expansión térmica son propiedades físicas que diferencian a los tres estados de agregación de la materia.
- Una masa constante de un mismo líquido ocupará siempre el mismo volumen a una temperatura definida.
- 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 N° 3

Mencionar los postulados de la teoría cinético-molecular. En base a esta teoría, explicar la ley de Boyle.

Ejercicio N° 4

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

Ejercicio N° 5

Para un gas ideal, graficar los parámetros indicados a continuación:

- | | | |
|--|--|--|
| a) P vs. V (a n y T cte.) | b) P vs. T (a n y V cte.) | c) n vs. T (a P y V ctes.) |
| d) V vs. T (a n y P ctes.) | e) P vs. n (a V y T ctes.) | |

Ejercicio N° 6

Se dispone de un sistema formado por 7,5 dm³ de O₂ a 273 K y 1,5 atm de presión. Sobre el mismo se producen los siguientes cambios sucesivos:

- Se duplica la P inicial manteniendo la T cte.
- Se eleva la T hasta 27 °C manteniendo la P cte.
- Se triplica el valor de V a T cte.
- 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 N° 7

Indicar si los siguientes postulados son verdaderos o falsos, mediante las letras mayúsculas (V) o (F), justificando en cada caso

- 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.
- La presión parcial de un gas es directamente proporcional a la fracción molar del gas en la mezcla.
- La presión parcial de un gas es directamente proporcional a la T de la mezcla gaseosa.

Ejercicio N° 8

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

Ejercicio N° 9

¿Bajo cuáles de las siguientes condiciones un gas real tenderá a comportarse como gas ideal, y en qué casos se desviará del comportamiento ideal?

- a) Presión alta, volumen pequeño.
- b) Temperatura alta, presión baja.
- c) Temperatura baja, presión alta.

Ejercicio N° 10

Convertir un valor de presión de 635 mmHg en su correspondiente valor en: atm, bar y kPa. **Rta.:** $P = 0,836 \text{ atm} = 84,6 \text{ kPa} = 0,846 \text{ bar}$.

Ejercicio N° 11

Ordenar los siguientes valores de presión en orden creciente de magnitud:

- a) 75 kPa
- b) 250 mmHg
- c) 0,83 bar
- d) 0,63 atm

Rta.: $b < d < a < c$.

Ejercicio N° 12

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

Ejercicio N° 13

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 la misma a 37,0 °C?

Rta.: $V_f = 26,45 \text{ cm}^3$.

Ejercicio N° 14

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 N° 15

Un cilindro de 22,0 dm³ lleno de gas helio se encuentra en las siguientes condiciones: 150 atm y 31 °C. ¿Cuántos globos con un volumen de 5,0 dm³ se pueden llenar, considerando una presión externa de 755 mmHg y $T = 22,0 \text{ °C}$?

Rta.: 645 globos.

Ejercicio N° 16

Una muestra de gas ocupa 754 mL a 22 °C y 165 mmHg. ¿Qué volumen tendrá la misma muestra si la temperatura se eleva a 42 °C y la presión a 265 mmHg?

Rta.: 501,3 mL.

Ejercicio N° 17

Se coloca una cierta cantidad de butano en un recipiente de 3,50 L a 25 °C. La presión ejercida por el gas es de 735 mmHg. Si se transfiere el gas a un recipiente de 15,0 L que se encuentra también a 25 °C, ¿cuál será el nuevo valor de la presión ejercida por el gas? **Rta.:** $P_2 = 171,5 \text{ mmHg}$.

Ejercicio N° 18

A un sistema constituido por 1,12 dm³ de flúor (g), en condiciones normales de presión y temperatura, se le reduce el volumen a la cuarta parte durante un proceso isotérmico.

- Calcular la diferencia de presión del gas. **Rta.:** $\Delta P = 3,0$ atm.
- Representar gráficamente la presión en función del volumen y el volumen en función de la temperatura, indicando en los gráficos los correspondientes valores iniciales y finales de las variables.

Ejercicio N° 19

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 CO₂ (g).

Ejercicio N° 20

Los carbonatos metálicos se descomponen para dar el óxido metálico y CO₂ (g) al calentarse, según la ecuación general:



Usted calienta 0,158 g de un carbonato sólido blanco de un metal del Grupo 2 y observa que el CO₂ (g) desprendido tiene una presión de 69,8 mmHg en un matraz de 285 mL a 25 °C. ¿Qué valor de masa molar presentará el carbonato metálico?

Rta.: 147,5 g/mol.

Ejercicio N° 21

- ¿Qué volumen, en dm³, ocupan 4 g de oxígeno gaseoso, en condiciones normales de presión y temperatura? **Rta.:** 2,8 dm³.
- ¿Cuántos moles de moléculas de oxígeno hay presentes? ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno? **Rta.:** 0,125 moles de moléculas, 0,25 moles de átomos.
- ¿Cuántas moléculas de oxígeno y cuántos átomos de oxígeno?
Rta.: $7,53 \times 10^{22}$ moléculas y $1,51 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.
- ¿Cuál será el nuevo volumen, en L, si las condiciones de temperatura y presión cambian a 27 °C y 0,5 atm respectivamente? **Rta.:** 6,15 L.
- ¿Cuántos moles de moléculas y moléculas de oxígeno gaseoso están presentes en el nuevo volumen?
Rta.: El mismo número de moles de moléculas y de moléculas de oxígeno.

Ejercicio N° 22

Una muestra de SiH₄ (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 N° 23

- ¿Qué valor de presión le corresponderá a un sistema constituido por un mol de moléculas de oxígeno en un recipiente de 5 dm³ a 100 °C? **Rta.:** 6,12 atm.
- ¿Qué temperatura máxima, expresada en grados Celsius, podrá alcanzar el recipiente si la presión máxima es de 3 atm? **Rta.:** - 90 °C.
- ¿Qué volumen se necesitará para mantener esa misma cantidad de oxígeno si las condiciones de trabajo son 100 °C y 3 atm? **Rta.:** 10,2 L.

Ejercicio N° 24

La densidad de un gas desconocido presenta un valor de $1,23 \text{ g/dm}^3$ en CNPT. Calcular la masa molar del gas. **Rta.:** $MM = 27,6 \text{ g/mol}$.

Ejercicio N° 25

A 40 millas sobre la superficie terrestre la temperatura es de $-23 \text{ }^\circ\text{C}$ y la presión es de sólo $0,20 \text{ mmHg}$. ¿Qué densidad tiene el aire a esta altura considerando que la masa molar promedio del aire vale $29,0 \text{ g/mol}$? **Rta.:** $3,72 \times 10^{-7} \text{ g/mL}$.

Ejercicio N° 26

Supongamos que Ud. ha realizado un experimento para determinar la fórmula empírica de un compuesto gaseoso, utilizado para reemplazar al fluorocarbono empleado en los aires acondicionados. Sus estudios indican que la fórmula empírica del compuesto gaseoso desconocido corresponde a: CHF_2 . Para poder obtener la fórmula molecular Ud. necesita conocer la masa molecular de dicho gas. En otro experimento determina que $0,100 \text{ g}$ de dicho gas ejercen una presión de $70,5 \text{ mmHg}$ en un recipiente de $256,0 \text{ cm}^3$ a una temperatura de $22,3 \text{ }^\circ\text{C}$.

- a) ¿Cuál es el valor de la masa molar del compuesto? **Rta.:** $MM = 102 \text{ g/mol}$.
b) Deducir la fórmula molecular del compuesto. **Rta.:** $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_4$

Ejercicio N° 27

Una muestra de un gas de $2,650 \text{ g}$ ocupa un volumen de 428 cm^3 a la presión de $742,3 \text{ mmHg}$ y $24,3 \text{ }^\circ\text{C}$. La composición centesimal del compuesto es la siguiente: $15,5\% \text{ C}$, $23,0\% \text{ Cl}$ y $61,5\% \text{ F}$. Determinar la fórmula molecular del compuesto gaseoso.

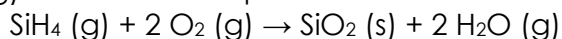
Rta.: C_2ClF_5 .

Ejercicio N° 28

En un aparato adecuado (aparato de Víctor Meyer), se vaporizan bruscamente $0,121 \text{ g}$ de alcohol etílico, cuyo vapor desplaza un volumen de aire. El aire expulsado se recoge sobre agua a $17 \text{ }^\circ\text{C}$ y 764 mmHg , siendo su volumen de $62,9 \text{ cm}^3$. La presión de vapor de agua a $17 \text{ }^\circ\text{C}$ vale $14,5 \text{ mmHg}$. A partir de estos datos calcular la masa molar del alcohol etílico. **Rta.:** $MM = 46,39 \text{ g/mol}$.

Ejercicio N° 29

El silano gaseoso: $\text{SiH}_4 \text{ (g)}$ se enciende espontáneamente en el aire según la ecuación:



Si $5,2 \text{ L}$ de $\text{SiH}_4 \text{ (g)}$ se tratan con $\text{O}_2 \text{ (g)}$,

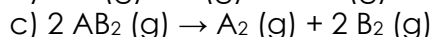
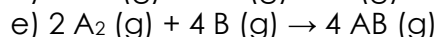
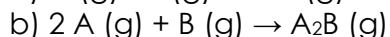
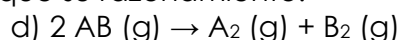
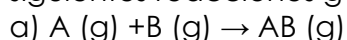
a) ¿Qué volumen en litros de $\text{O}_2 \text{ (g)}$ se requiere para que la reacción se complete totalmente? **Rta.:** $10,4 \text{ L}$.

b) ¿Qué volumen de vapor de agua se produce? **Rta.:** $10,4 \text{ L}$.

Considerar que todos los gases se miden a la misma temperatura y presión.

Ejercicio N° 30

Una reacción en fase gaseosa ocurre en una jeringa a temperatura y presión constantes. Si el volumen inicial es de 40 cm^3 y el final es de 60 cm^3 , ¿cuál de las siguientes reacciones generales ocurrió? Explique su razonamiento.



Rta.: la reacción c) porque el volumen aumentó en un factor de $1,5$, por tanto, el número de moles de gas también debe aumentar en ese factor.

Ejercicio N° 31

Ud. tiene que diseñar una bolsa de aire para un coche y sabe que la bolsa debe llenarse con gas a una presión de 829 mmHg y a una temperatura de 22,0 °C. La bolsa presenta un volumen de 45,5 dm³. ¿Cuál es la cantidad de azida sódica: NaN₃, necesaria para generar la cantidad requerida de gas?

Azida sódica (s) → sodio (s) + nitrógeno molecular (g)

Rta.: 88,9 g de NaN₃.

Ejercicio N° 32

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 mmHg, 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 N° 33

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 mmHg, ¿cuál es el valor de la presión parcial de cada gas?

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

Ejercicio N° 34

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 N° 35

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 mmHg se analiza y se determinan las siguientes presiones parciales: p(N₂) = 575 mmHg, p(H₂O) = 4,0 mmHg, p(Ar) = 6,9 mmHg y p(CO₂) = 0,2 mmHg.

a) ¿Cuál es el valor de la presión parcial del O₂ (g)? **Rta.:** 153,9 mmHg.

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 N° 36

a) A partir de la densidad del agua líquida y su masa molar, calcular el volumen que ocupa 1 mol de moléculas de agua líquida.

Rta.: 1 mol de moléculas de agua líquida ocupa 18 mL.

b) Si el agua fuera un gas ideal a CPTN, ¿qué volumen ocuparía un mol de moléculas de vapor de agua? **Rta.:** 1 mol de moléculas de vapor de agua ocuparía 22,4 L.

c) ¿Podemos alcanzar las condiciones normales de presión y temperatura para el vapor de agua? **Rta.:** El vapor de agua no puede estar en CTPN porque esas condiciones corresponden a una temperatura de 0 °C y una presión de 1,0 atm.

Ejercicio N° 37

Se puede preparar hidrógeno gaseoso, haciendo reaccionar magnesio (s) con solución de ácido clorhídrico. Escribir la reacción química balanceada. Ud. realiza un experimento en el que recoge hidrógeno gaseoso en una cuba neumática, leyendo un volumen de gas de 456,0 cm³, en las siguientes condiciones de trabajo:

Temperatura de la mezcla gaseosa: hidrógeno + vapor de agua = 22,0 °C.

Presión total de los gases en el recipiente = 742 mmHg.

Presión de vapor del agua a 22,0 °C = 19,8 mmHg.

¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno (g) y de agua (g) se encuentran presentes en el recipiente?

Rta.: 0,018 moles de moléculas de H₂ y 4,91 · 10⁻⁴ moles de moléculas de agua.

Ejercicio N° 38

En un experimento se recogen 352,0 cm³ de gas nitrógeno en una cuba neumática, utilizando agua como líquido confinante, a una temperatura de 24,0 °C. La presión total es igual a 742,0 mmHg. La presión de vapor de agua a 24,0 °C = 22,4 mmHg.

¿Cuál es el valor de la masa de nitrógeno, expresada en gramos, obtenida en el experimento? **Rta.:** 0,383 g.

Ejercicio N° 39

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

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

Rta.: p_{H₂} = 728 mmHg = 0,958 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):

c1) Calcular cuántos gramos de una muestra de cinc que contiene 20% de impurezas se usaron en la generación de hidrógeno. **Rta.:** 1,03 g.

c2) Calcular el volumen de solución de ácido clorhídrico 5 M empleado en la reacción redox. **Rta.:** 5,07 cm³.

Ejercicio N° 40

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 mmHg y una temperatura de 21,0 °C? **Rta.:** V = 137,7 dm³.

Ejercicio N° 41

El nitrito de amonio se descompone por la acción del calor en nitrógeno y agua. El nitrógeno se recoge sobre mercurio registrándose los siguientes datos experimentales:

V = 285 cm³. T = 10 °C.

h = 3 cm de Hg sobre el nivel exterior.

Patmosférica = 760 mmHg.

La P_v de Hg a 10 °C puede despreciarse.

Calcular:

a) El número de moles de moléculas de nitrógeno obtenidas. **Rta.:** 0,0118 moles N₂.

b) La masa de nitrito de amonio descompuesto, expresada en mg. **Rta.:** 755,2 mg.

Ejercicio N° 42

Por acción de un exceso de una solución acuosa de NaOH sobre 10,256 g de una muestra de (NH₄)₂SO₄ (s), se desprenden 3,62 dm³ de NH₃ (g) medidos a 18 °C y 745 mmHg. Otros productos de la reacción son Na₂SO₄ (ac) y H₂O (l). Hallar el título del (NH₄)₂SO₄ utilizado. **Rta.:** Título = 0,957.

Ejercicio N° 43

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 mmHg. **Rta.:** 8,06 g de material.

Ejercicio N° 44

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

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

Ejercicio N° 45

Una solución de H₂O₂ al 20% P/P presenta una densidad: 1,072 g/cm³. Hallar cuántos litros de O₂ gaseoso, medidos sobre agua a 20 °C y 0,95 atm, podrán obtenerse al exponer un dm³ de solución a la luz solar (suponga descomposición total). Presión de vapor de agua a 20 °C: 17,5 mmHg. **Rta.:** 81,72 L.

Ejercicio N° 46

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/cm³. Calcular:

- la masa en miligramos de peróxido de hidrógeno en cada cm³ de solución. **Rta.:** 30 mg.
- 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 mL.

Ejercicio N° 47

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 dm³ de dióxido de carbono (g) medidos a 17 °C y 0,9 atm. Otros productos: cloruro de magnesio (ac) y agua (l). **Rta.:** 17,6 g de material.

Ejercicio N° 48

La descomposición térmica del dicromato de amonio(s) produce nitrógeno (g), óxido de cromo(III) (s) y vapor de agua. Cuando se calentaron 15 g de un material de dicha sal se obtuvieron 1,5 dm³ de nitrógeno, medidos a una presión atmosférica de 756 mmHg y a una temperatura de 20 °C. Finalizada la reacción, la altura de la columna de mercurio en la cuba neumática vale 8 cm. La presión de vapor de Hg a esa temperatura es despreciable. Calcular:

- el número de moles de moléculas de nitrógeno (g) obtenidos. **Rta.:** 0,0555 moles de moléculas de N₂.
- la masa en gramos de vapor de agua formada. **Rta.:** 4,0 g.
- el número de moléculas de agua (g) producidas. **Rta.:** 1,34 10²³ moléculas.
- la pureza porcentual del material utilizado. **Rta.:** 93,29%.
- el número de moles de fórmula unidad de dicromato de amonio (s) que se transformaron. **Rta.:** 0,0555 moles de fórmula unidad.

Ejercicio N° 49

Debe calcularse el suministro de oxígeno gaseoso para un astronauta, durante 24 horas. El gas se obtiene a partir de una fuente sólida de oxígeno, como es el superóxido de potasio(s). El astronauta necesitará una bocanada de oxígeno (350 cm^3 a 150 mmHg y $37 \text{ }^\circ\text{C}$) cada 6 segundos.

¿Cuántos kilogramos de superóxido de potasio(s) se precisan para reaccionar con el dióxido de carbono(g) y producir carbonato de potasio(s) y el oxígeno(g) necesario para la supervivencia del astronauta? **Rta.:** 3,7 kg.

Ejercicio N° 50

Al hacer pasar 10 dm^3 de aire, en condiciones normales de presión y temperatura, a través de una solución de hidróxido de bario se precipitan 30 mg de carbonato de bario. La reacción entre el dióxido de carbono del aire y la solución acuosa de hidróxido de bario produce carbonato de bario (s) y agua (l). Calcular el % V/V de dióxido de carbono (g) en la muestra de aire utilizada. **Rta.:** 0,034 % V/V.

Ejercicio N° 51

El cianógeno, que es un gas muy tóxico, se compone de 46,2 % de C y 53,8 % de N en masa. A $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mmHg , 1,05 g de cianógeno ocupan $0,5 \text{ dm}^3$. Determinar la fórmula molecular del cianógeno. **Rta.:** C_2N_2 .

Ejercicio N° 52

- Calcular el valor de u_{rms} (velocidad cuadrática media) para las moléculas de O_2 (g) a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$. **Rta.:** 482 m/s.
- Calcular el valor de u_{rms} de moléculas de helio (g) y nitrógeno (g) a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
Rta.: 1363 y 515 m/s, respectivamente.
- Discutir las diferencias en los valores de u_{rms} .

Ejercicio N° 53

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 g/mol.

Ejercicio N° 54

Una muestra pura de gas metano (CH_4) efunde a través de una barrera porosa en un tiempo de 1,50 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 min.

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

Rta.: MM gas X = 159,1 g/mol.

TERMOQUÍMICA

Ejercicio N° 1

a) La energía media solar recibida por una superficie horizontal en la ciudad de Bariloche durante el verano es de $2,3 \cdot 10^7$ J/m² 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.:** $5,8 \cdot 10^6$ 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 16kJ de energía nutricional cada vez que se lo emplea. ¿Cuál es el contenido energético en kilocalorías? **Rta.:** 3,82 kcal.

Ejercicio N° 2

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

a) $q = 570$ J $w = -300$ J **Rta.:** $\Delta E = 270,0$ J.

b) $\Delta E = -7500$ J $w = +4500$ J **Rta.:** $q = -12.000$ J.

c) $\Delta E = 250$ J $q = 300$ J **Rta.:** $w = -50,0$ J.

Ejercicio N° 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 N° 4

¿Cuál es la energía térmica necesaria para calentar 10,0 g de un trozo de Cu(s) desde 25 °C hasta 325 °C? Calor específico del cobre = 0,387 J/gK. **Rta.:** 1161 J.

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

Ejercicio N° 5

¿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 N° 6

Un lago presenta una superficie cubierta de $2,6 \cdot 10^6$ m² y una profundidad promedio de 10,0 m. ¿Cuál es la cantidad de calor (en kJ) que se debe transferir al agua del lago para elevar la temperatura en 1,0 °C? Calor específico del agua: 4,184 J/gK.

Rta.: $+1,09 \cdot 10^{11}$ kJ.

Ejercicio N° 7

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 ($d = 1,00$ g/cm³) 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 N° 8

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?

$C_{eAl} = 0,897$ J/gK. **Rta.:** 112,5 °C.

Ejercicio N° 9

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 N° 10

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). $C_{eFe} = 0,449 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 331 °C.

Ejercicio N° 11

Un trozo de hierro de 88,5 g a la temperatura de 78,8 °C se coloca en un vaso de precipitado que contiene 244,0 g de agua a 18,8 °C. Cuando se alcanza el equilibrio térmico, ¿cuál es la temperatura final? (suponga que no se pierde calor al calentar el vaso de precipitado y que tampoco se pierde calor a los alrededores).

$C_{eFe(s)} = 0,449 \text{ J/gK}$ **Rta.:** T = 21,05 °C.

Ejercicio N° 12

a) 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.:** 1,5 10³ 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 N° 13

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. $C_{e\text{Hielo}} = 0,463 \text{ cal/gK}$. **Rta.:** 48,4 kJ.

b) Agua(s) a Agua(l) (proceso de fusión) a 0 °C. $\Delta H^{\circ}_{\text{f(agua)}} = 6,01 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 167 kJ.

c) Agua(l) de 0 °C a Agua(l) 100 °C $C_{e(\text{agua líquida})} = 4,184 \text{ J/gK}$. **Rta.:** 209,2 kJ.

d) Agua(l) a Agua(g) a 100 °C (proceso de vaporización) $\Delta H^{\circ}_{\text{vap}} = 40,67 \text{ kJ/mol}$.

Rta.: 1130 kJ.

e) Agua (g) de 100 °C a 200 °C. $C_{e(\text{agua vap})} = 0,482 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$. **Rta.:** 100,7 kJ.

Graficar: energía calórica (kJ/mol) vs. T (°C).

Ejercicio N° 14

¿Qué cantidad de calor se debe entregar a 25,0 g de metanol líquido: CH₃OH(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?

$C_{e(\text{metanol})} = 0,6 \text{ cal/g K}$ $\Delta H^{\circ}_{\text{vap}} = 38,0 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 32,2 kJ.

Ejercicio N° 15

Un calorímetro de hielo se puede emplear para determinar la capacidad calorífica de un metal. Se vierte un trozo de metal caliente dentro de una cantidad pesada de hielo. La cantidad de calor entregado por el metal se evalúa por la cantidad de hielo fundido. Si se calienta un metal de masa 9,85 g a 100,0 °C y luego se lo vierte sobre hielo a 0 °C, la temperatura del metal desciende a 0,0 °C, observándose que se han derretido 1,32 g de hielo a este último valor de temperatura. ¿Cuál es el calor específico del metal?

$\Delta H^{\circ}_{\text{fusión hielo}} = 6,01 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** 0,45 J/gK.

Ejercicio N° 16

En un calorímetro de capacidad térmica despreciable, se agregó una muestra de 5,35 g de yoduro de potasio a 115 cm³ de agua ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$) 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 N° 17

Se mezclan 100 cm³ de ácido clorhídrico 0,090 M con 100 cm³ de hidróxido de sodio 0,090 M en un calorímetro de vaso de poliestireno, y se dejan reaccionar. La temperatura de las soluciones antes de mezclarlas era de 25,00 °C y luego de la reacción de neutralización se elevó a 25,6 °C. ¿Cuál es la variación entálpica molar de neutralización, expresado en kJ/mol?

$C_e(\text{solución}) = 4,184 \text{ J/gK}$, densidad solución = 1,00 g/cm³. **Rta.:** - 55,8 kJ/mol.

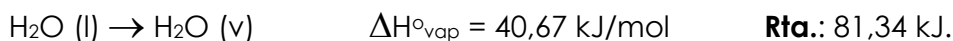
Ejercicio N° 18

Una muestra de 1,435 g de naftaleno (C_{10}H_8), una sustancia de olor penetrante que se utiliza como antipolilla, se quema en una bomba calorimétrica a volumen constante. Como consecuencia, la temperatura del agua se eleva de 20,17 a 25,84°C. Si la capacidad calorífica de la bomba es 10,17 kJ/°C, calcule el calor de combustión del naftaleno expresado en kJ/mol. **Rta.:** $-5,15 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio N° 19

a) ¿Qué cantidad de calor se libera cuando se condensan dos moles de vapor de agua? $\Delta H^\circ_{\text{cond agua}} = -\Delta H^\circ_{\text{vap agua}} = -40,67 \text{ kJ/mol}$. **Rta.:** - 81,34 kJ.

b) ¿Cuántos kJ se requieren entregar para evaporar dos moles de agua líquida de acuerdo a la siguiente ecuación:



Ejercicio N° 20

El cambio entálpico para la vaporización del metanol: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$, 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 N° 21

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 °C y ebulle a 82,3 °C.

a) ¿Qué cantidad de calor se requiere para fundir 10,0 g de isopropanol a -89,5 °C? **Rta.:** 0,895 kJ.

b) ¿Qué cantidad de calor se emplea para calentar el líquido desde -89,5°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 °C partiendo del sólido a -89,5°C? **Rta.:** $q_T = +12,00 \text{ kJ}$.

Datos: $\Delta H_f^\circ = +5,37 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_v^\circ = +39,85 \text{ kJ/mol}$; $C_e = 2,6 \text{ J/gK}$.

Ejercicio N° 22

Se agregan lentamente 1,0 dm³ de agua a una cacerola calentada a 100 °C, observándose evaporación de agua. ¿Cuánto calor se debe entregar para vaporizar el agua? **Rta.:** 2166 kJ.

$\Delta H_v^\circ = +40,7 \text{ kJ/mol}$ $\delta_{\text{H}_2\text{O}}(100^\circ\text{C}) = 0,958 \text{ g/cm}^3$

Ejercicio N° 23

La entalpía molar de vaporización del metanol (CH₃OH) vale: +35,2 kJ/mol (T = 64,5 °C).
¿Cuánta energía se requiere para vaporizar 1,00 kg de este alcohol? **Rta.:** 1100 kJ.

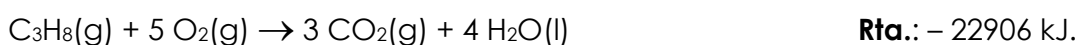
Ejercicio N° 24

El cambio entálpico para la sublimación del yodo(s) vale 62,4 kJ/mol. I₂(s) → I₂(g)

- a) ¿Qué cantidad de energía calórica se debe emplear para sublimar 10,0 g de yodo?
Rta.: 2,46 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.
Rta.: Exotérmico.

Ejercicio N° 25

¿Cuánta energía térmica provee la combustión de 454,0 g de propano: C₃H₈ al estado gaseoso? Datos adicionales: ΔH_r = - 2220 kJ/mol

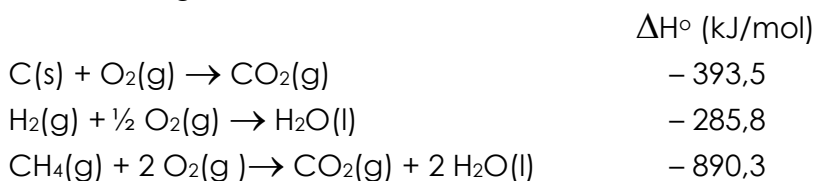


Ejercicio N° 26

¿Qué cantidad de energía térmica se requiere para descomponer 12,6 g de agua líquida en sus elementos componentes? **Rta.:** 200,08 kJ.

Ejercicio N° 27

Dadas las siguientes reacciones:



Calcular el valor de variación entálpica para la reacción: C(s) + 2 H₂(g) → CH₄(g)

Rta.: - 74,8 kJ (Proceso exotérmico).

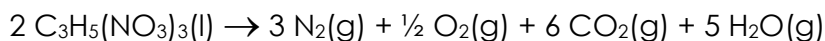
Ejercicio N° 28

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 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 kJ/mol.

- a) ¿Cuál es el valor de cambio entálpico para la suma de las dos reacciones descriptas anteriormente? **Rta.:** - 306,9 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 kJ.

Ejercicio N° 29

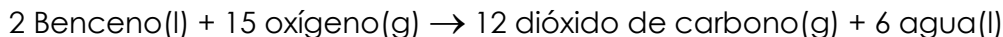
La nitroglicerina: C₃H₅(NO₃)₃ es un explosivo poderoso y cuando detona da lugar a cuatro tipos de gases:



- a) Considerando el valor de la entalpía de formación de la nitroglicerina en condición estándar: - 364,0 kJ/mol, calcular el cambio entálpico para esta reacción.
Rta.: - 2.842,2 kJ.
- b) ¿Cuál es el valor de ΔH_r al detonar 10,0 g de nitroglicerina? **Rta.:** - 62,6 kJ.

Ejercicio N° 30

El benceno $C_6H_6(l)$ 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 N° 31

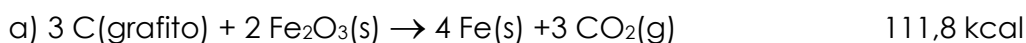
Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para la formación de metanol líquido (CH_3OH) y sulfato de cobre(II) sólido, a partir de sus respectivos elementos.

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 N° 32

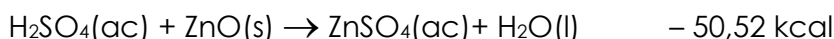
Calcular el calor de formación del óxido férrico(s) a partir de los siguientes cambios de entalpías de reacción:



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

Ejercicio N° 33

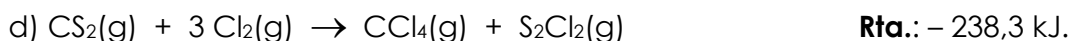
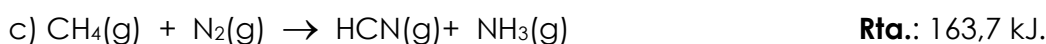
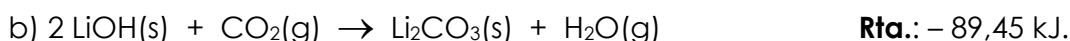
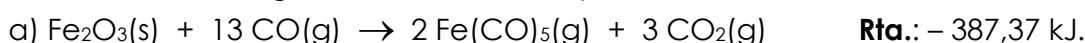
Hallar el calor de formación de $ZnO(s)$ utilizando los siguientes datos:



Rta.: $\Delta H_f^\circ = - 97,88 \text{ kcal/mol} = - 409,5 \text{ kJ/mol}$.

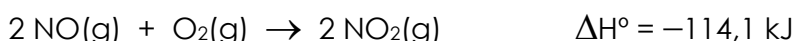
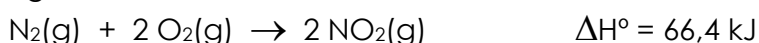
Ejercicio N° 34

Empleando los datos de tabla, calcular el cambio de entalpía estándar ΔH° para cada una de las siguientes reacciones químicas:



Ejercicio N° 35

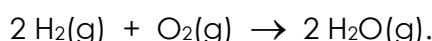
Calcular la entalpía molar estándar (ΔH°) de formación de $\text{NO}(g)$ a partir de los siguientes datos:



Rta.: $90,25 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio N° 36

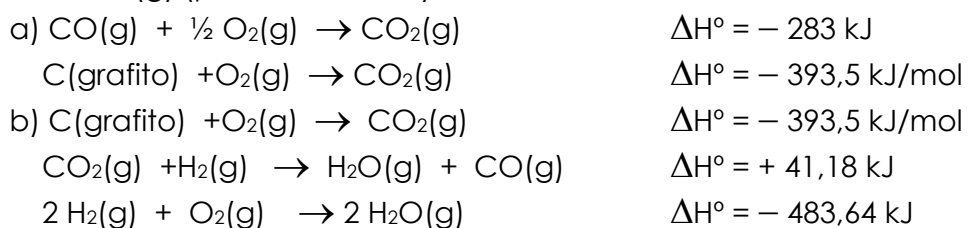
Empleando el valor de ΔH_f° de tabla del $\text{H}_2\text{O}(g)$, indique si el mismo difiere del valor de ΔH° para la reacción:



En caso de producirse una diferencia, ¿cómo se justifica la misma?

Ejercicio N° 37

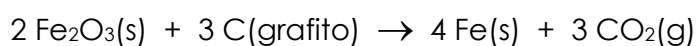
Empleando la Ley de Hess, calcular el calor de formación estándar del monóxido de carbono(g) (para cada ítem):



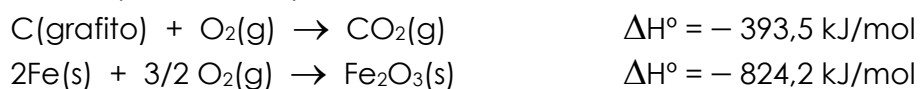
Rta.: $\Delta H_f^\circ = -110,5 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio N° 38

Calcular ΔH_r° para la siguiente reacción:



sabiendo que, a 25 °C y 1 atm:

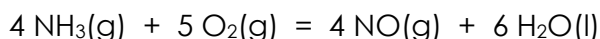


Rta.: $\Delta H_r^\circ = 467,9 \text{ kJ}$.

PRINCIPIOS DE REACTIVIDAD. ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE

Ejercicio N° 1

Determinar si la siguiente reacción es espontánea o no a 25 °C y 1 atmósfera de presión. Justifique su respuesta.

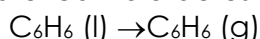


Obtener los datos de la tabla de constantes físicas.

Rta.: $\Delta G^\circ_{\text{reac}} = -1006,6 \text{ kJ}$. Proceso espontáneo.

Ejercicio N° 2

Calcular el cambio entrópico para el cambio de estado:

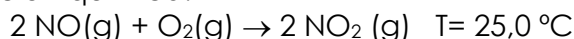


para un valor de $T = 80,1 \text{ }^\circ\text{C}$, $\Delta H^\circ_{\text{v}} = 30,9 \text{ kJ/mol}$ $P_{\text{eb}} = 80,1 \text{ }^\circ\text{C}$.

Rta.: $\Delta S^\circ_{\text{vap}} = 87,5 \text{ J/Kmol}$.

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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.:** $\Delta G^\circ_{\text{f}} = -394,4 \text{ kJ/mol}$.

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.: $\Delta G^\circ_{\text{r}} = -986,0 \text{ kJ}$.

Ejercicio N° 9

Calcular el cambio de energía libre estándar para la combustión de 1,0 mol de benceno, C_6H_6 (l) para generar dióxido de carbono(g) y agua (g).

Rta.: $\Delta G^\circ_{\text{combust}} = -3176,7 \text{ kJ}$.

Ejercicio N° 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:

i) la oxidación del C(grafito)(s) para dar dióxido de carbono(g).

ii) 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.: i. $\Delta G^\circ_{\text{reac}} = -394,4 \text{ kJ}$; ii. $\Delta G^\circ_{\text{reac}} = 515,8 \text{ kJ/mol}$.

c) ¿Cuál es el valor de ΔG°_r para la reacción global? **Rta.:** 121,4 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 N° 1

¿Qué entiende por electrolito y no electrolito? Indicar cuál/es de los siguientes compuestos conduce la corriente eléctrica al estado líquido. Justificar.

- (a) SrBr₂ (b) NaI (c) KCN (d) CBr₄ (e) C₂H₅OH

Ejercicio N° 2

Cuál/es de los siguientes compuestos no conduce la corriente eléctrica en solución acuosa:

- (a) CH₃OH (b) Ba(OH)₂ (c) CaCl₂ (d) NaOH (e) HCl (f) glucosa

Ejercicio N° 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 N° 4

Dados los elementos ¹³⁷₅₆Ba y ³²₁₆S 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 estructura 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 BaS(s) y del BaO(s). **Rta:** $\Delta H_{\text{red}}^{\circ} \text{BaS} = -2644,8 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_{\text{red}}^{\circ} \text{BaO} = -3060,4 \text{ kJ/mol}$.

Ejercicio N° 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 MX₃ a partir del metal M(s) y del no metal X₂(l)

- (a) Describir cada uno de los procesos involucrados en el ciclo.
(b) Indicar cuál/es de estos son procesos endotérmicos y exotérmicos.
(c) Exprese algebraicamente cómo calcular el valor de la energía de red.

Ejercicio N° 6

Cuál/es de las siguientes especies se encontrará presente en un cristal de fluoruro de calcio:

- (a) moléculas de CaF₂ (b) iones Ca⁺ (c) iones F⁺ (d) iones Ca²⁺ (e) iones F₂⁻ (f) iones F⁻

Ejercicio N° 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 N° 8

La energía de red del KI(s) vale -648 kJ/mol. Empleando un ciclo de Born-Haber calcular el calor de formación del KI(s). **Rta.:** $\Delta H_f^\circ = -329,3$ kJ/mol.

Ejercicio N° 9

Empleando un ciclo de Born-Haber, determinar la energía de red para el LiF(s).

Rta.: $\Delta H_{\text{red}}^\circ = -1046,2$ kJ/mol

Ejercicio N° 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.: $\Delta H_{\text{AE}}^\circ = -346,9$ kJ/mol.

Ejercicio N° 11

Calcular la energía de red para el CsBr(s) empleando un ciclo de Born Haber.

Rta.: $\Delta H_{\text{red}}^\circ = -634,1$ kJ/mol.

Ejercicio N° 12

Calcular la afinidad electrónica del ion óxido ($\Delta H_{\text{AE1}}^\circ + \Delta H_{\text{AE2}}^\circ$) empleando un ciclo de Born-Haber para la formación de CaO(s). Expresar el resultado en kJ/mol. **Rta.:** $\Delta H_{\text{AE}}^\circ = +604,3$ kJ/mol.

Ejercicio N° 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 CaCl₃ empleando la ecuación de Kapustinskii.

Datos: $r(\text{Ca}^+) = 150$ pm; $r(\text{Ca}^{3+}) = 110$ pm.

Rta.: $\Delta H_{\text{f CaCl}}^\circ = -93$ kJ/mol $\Delta H_{\text{f CaCl}_2}^\circ = -785$ kJ/mol $\Delta H_{\text{f CaCl}_3}^\circ = 1.607$ kJ/mol.

Según los cálculos sería posible formar el compuesto CaCl pero el CaCl₂ 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 N° 14

Calcular el valor de energía de red para la formación del óxido de magnesio(s).

Rta.: $\Delta H_{\text{red MgO}}^\circ = -3.788,3$ kJ/mol.

Ejercicio N° 15

Calcular el valor de entalpía de formación molar estándar del yoduro de sodio(s).

Rta.: $\Delta H_f^\circ = -294,4$ kJ/mol.

Ejercicio N° 16

En cada uno de las siguientes pares de cationes, elegir el que tenga el mayor poder polarizante:

- | | | | |
|--------------------------------------|-----------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| (a) $\text{Mg}^{2+}, \text{Na}^+$ | (b) Li^+, 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 N° 17

En cada uno de las siguientes pares de aniones, elegir el que sea más polarizable:
 (a) F⁻, Br⁻ (b) F⁻, O²⁻ (c) Br⁻, S²⁻ (d) Cl⁻, S²⁻ (e) O²⁻, Se²⁻ (f) SCN⁻, CN⁻

Ejercicio N° 18

En cada uno de los siguientes pares de compuestos, elegir el compuesto en que el enlace tenga mayor carácter covalente:

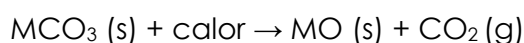
(a) FeS, FeO (b) KF, LiBr (c) Na₂O, Na₂Se (d) PbI₂, MgI₂ (e) Ag₂S, Na₂O

Ejercicio N° 19

Aplicar las reglas de Fajans para estimar el orden creciente del punto de fusión de los siguientes compuestos: CaCl₂, CaF₂, CaBr₂.

Ejercicio N° 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 CO₂ 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 N° 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 N° 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 N° 1

Escribir estructuras de Lewis para los átomos o iones: Na, C, Si, Cl, Ca²⁺, K⁺, Ar, Cl⁻ y S²⁻.

Ejercicio N° 2

Escribir la estructura de Lewis de CaCl₂, SiH₄, PCl₄⁺, CH₂Cl₂ y BF₄⁻.

Ejercicio N° 3

El nitrógeno forma el trifluoruro NF₃, pero no existe el NF₅. Del fósforo se conocen ambos, PF₃ y PF₅. Escribir las estructuras de Lewis del NF₃, PF₃ y PF₅. Dar posibles explicaciones al hecho de que el PF₅ es estable mientras que el NF₅ no lo es. Considerando dichas explicaciones, ¿cuáles de las siguientes moléculas es de esperar que no existan: OF₂, OF₄, SF₂, SF₄, SF₆? Escribir en cada caso, la estructura de Lewis.

Ejercicio N° 4

Escribir una estructura de Lewis para las moléculas de:

- | | |
|-------------------|------------------------------------|
| a) flúor (g). | b) dióxido de carbono (g) |
| c) nitrógeno (g). | d) formaldehído: H ₂ CO |

Ejercicio N° 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 N° 6

Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes oxoácidos y oxoaniones:

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------------|
| a) ácido nítrico – ion nitrato | (b) ácido perclórico – ion perclorato |
|--------------------------------|---------------------------------------|

Ejercicio N° 7

Indicar de qué modo las siguientes especies químicas: NO⁺, nitrógeno, monóxido de carbono, ion cianuro son similares entre sí.

Ejercicio N° 8

Escribir las estructuras resonantes de los iones carbonato y carbonato ácido (ion bicarbonato).

Ejercicio N° 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 N° 10

Indique la diferencia entre los términos "carga formal" y "estado de oxidación". Ejemplifique dicha diferencia.

Ejercicio N° 11

Calcular las cargas formales sobre cada átomo en el ion amonio y sobre una de las estructuras resonantes del ion carbonato.

Ejercicio N° 12

Calcular las cargas formales sobre cada átomo en el ion cianuro y en la molécula de trióxido de azufre.

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 1

¿Qué clase de fuerzas de atracción deben vencerse para:

- hervir agua (l),
- fundir cloruro de potasio (s),
- sublimar yodo molecular (s),
- hervir sulfuro de hidrogeno (l)?

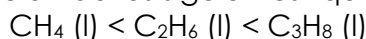
Ejercicio N° 2

Explicar las siguientes afirmaciones:

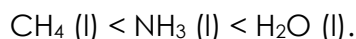
- El punto de ebullición del monóxido de carbono(l) es un poco más alto que el del nitrógeno(l), a pesar que son isoelectrónicos y tienen casi la misma masa molecular.
- El punto de ebullición de los gases nobles aumenta en el siguiente orden:



- A pesar 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:



- A pesar 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:



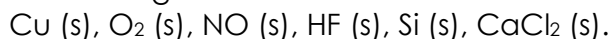
Ejercicio N° 3

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:

- $\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})$, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$
- $\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3(\text{l})$
- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$, $\text{CH}_3\text{SH}(\text{l})$
- $\text{NH}_2\text{NH}_2(\text{l})$, $\text{CH}_3\text{CH}_3(\text{l})$
- $\text{O}_2(\text{l})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{l})$
- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3(\text{l})$
- $\text{Al}(\text{l})$, $\text{I}_2(\text{l})$
- $\text{CHCl}_3(\text{l})$, $\text{CCl}_4(\text{l})$
- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{l})$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$

Ejercicio N° 4

Identificar y describir las fuerzas interatómicas o intermoleculares más importantes en la formación de cada uno de los siguientes sólidos:



Ejercicio N° 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 N° 6

El punto de ebullición del O_2 (l) vale -183°C , ¿cuál es el punto de ebullición esperado para el N_2 (l):

-176°C , -183°C o -196°C ? Justificar.

GASES REALES

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 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 N° 1:

- Justificar el aumento en el valor de P_{eb} en la serie de hidruros: metano (l), silano (l), germano (l), estannano (l).
- Indicar si los valores de P_{eb} del amoníaco (l), agua (l) y fluoruro de hidrógeno(l) se conciden con los valores teóricos predichos.
- 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 N° 2:

El etanol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (l) es isómero estructural del dimetiléter: CH_3OCH_3 (l). Predecir cuál de ellos presentará mayor valor de punto de ebullición. Justificar.

Ejercicio N° 3:

Justificar las siguientes observaciones:

- 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.
- Al mezclar 50 cm^3 de agua y 50 cm^3 de etanol, se obtiene una solución cuyo volumen es inferior a 100 cm^3 .

Ejercicio N° 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 N° 5:

Explicar por qué si se somete Hg (l) a una experiencia de *efecto capilar*, resulta que el nivel de Hg (l) en el capilar tendrá un nivel *más bajo* dentro que fuera del capilar.

Ejercicio N° 6:

Se llena un recipiente con agua hasta lograr un volumen de 2,00 dm^3 y se lo deja en un dormitorio, el cual presenta un volumen de 4,33 $\cdot 10^4$ dm^3 . 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: $P_{v\text{ agua}} = 23,76$ mmHg (25 °C); $\delta_{\text{agua}} = 0,99708$ g/ cm^3 (25 °C)

Rta = para que se logre el equilibrio físico: $\text{agua(l)} \rightleftharpoons \text{agua(v)}$, se evaporará aproximadamente 1 dm^3 de agua.

Ejercicio N° 7

Se sellan 0,500 g de agua en un matraz de 5,0 dm^3 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: $P_{v\text{ vapor}}$ del agua en la atmósfera a 60 °C = 150,0 mmHg.

Rta = 0,152 atm. $P_{v\text{ sistema cerrado}} < P_{v\text{ abierto}}$ (en equilibrio)

Ejercicio N° 8:

Calcular la presión de vapor del agua a 35 °C, con los datos siguientes:

$\Delta H_{\text{vap}}^{\circ} = 44,0$ kJ/mol $P_v = 55,3$ mmHg a 40 °C.

Rta = $P_v = 41,9$ mmHg (La presión de vapor determinada experimentalmente a 35 °C vale 42,175 mmHg).

Ejercicio N° 9

Como resultado de una reacción química, se producen 0,132 g de agua y se mantienen a una temperatura de 50 °C en un matraz cerrado de 525 cm³ de volumen. ¿Se encontrará el agua presente en estado vapor, estado líquido o como líquido en equilibrio con el vapor? Justificarlo cuantitativamente. A 50 °C el valor de la presión de vapor del agua es de 92,5 mmHg.

Rta = se encontrará como líquido en equilibrio con vapor.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Ejercicio N° 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 vant 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 N° 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 N° 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 N° 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 N° 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.: $P_{\text{solv}} = 468,0 \text{ mmHg}$.

Ejercicio N° 6

Se disuelven 10,0 g de sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁ 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.:** $P_{\text{solv}} = 149,6 \text{ mmHg}$.

Ejercicio N° 7

El compuesto conocido como eugenol: C₁₀H₁₂O₂, 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 N° 8

¿Cuál es la cantidad de etilenglicol, HOCH₂CH₂OH 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 N° 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 N° 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: C₅H₄. El punto de ebullición de la solución vale 80,23 °C. ¿Cuál es la fórmula molecular del azuleno? **Rta.:** FM: C₁₀H₈.

Ejercicio N° 11

¿Cuántos gramos de etilenglicol: HOCH₂CH₂OH 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 N° 12

Una solución 0,00200 m de un compuesto iónico cuya fórmula es: Co(NH₃)₅(NO₂)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 N° 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 N° 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 mmHg a 25 °C. Calcular el valor de la masa molar promedio del polímero. **Rta.:** masa molar promedio = $14 \times 10^4 \text{ g/mol}$.

Ejercicio N° 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_{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_{EtOH} en el vapor = 0,47.

Ejercicio N° 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 mmHg. **Rta.:** P_v = 23,467 mmHg.

Ejercicio N° 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.:** ΔT_e = 0,116 °C.

Ejercicio N° 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 N° 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 N° 20

El valor del punto de ebullición de una solución de 2,688 g de naftaleno (C₁₀H₈) en 73,36 g de nitrobenzeno (C₆H₅NO₂) es 1,50 °C más elevado que el valor del punto de ebullición del nitrobenzeno puro. ¿Cuál es el valor de la constante de ascenso ebulloscópico: K_e del nitrobenzeno? **Rta.:** K_e = 5,24 °C/m.

Ejercicio N° 21

Las frutas producen un azúcar simple denominado D-fructosa de MM = 180,16 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 °C.

Ejercicio N° 22

El radiador de un coche contiene 6,0 dm³ de H₂O y 4 kg de etilenglicol: CH₂OH-CH₂OH. ¿A qué temperatura congelará el H₂O del radiador? **Rta.:** T_f = - 19,0 °C.

Ejercicio N° 23

Una solución acuosa de una proteína presenta un valor de concentración de 2 g/dm³ a 298 K. Esta solución presenta un valor de presión osmótica: π = 0,21 atm. ¿Cuál es el valor de la masa molar de la proteína en cuestión? **Rta.:** MM = 232,8 g/mol.

Ejercicio N° 24

Las presiones osmóticas de las disoluciones de CaCl₂ y de urea 0,010 M, a 25°C, son de 0,605 atm y 0,245 atm, respectivamente. Calcule el factor de Van't Hoff para la disolución de CaCl₂. **Rta.:** 2,47

Ejercicio N° 25

Cuando se disuelven 10,0 g de nitrato mercúrico en 1,0 kg de agua, el punto de congelación de la solución vale $-0,162\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que cuando se disuelven 10,0 g de cloruro mercúrico en 1,0 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 N° 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 N° 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 $23,76\text{ mmHg}$ y la presión de vapor de la solución es de $22,46\text{ mmHg}$.

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 N° 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 $30\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál es la disminución en la presión de vapor? La presión de vapor del agua pura a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ es $31,82\text{ mmHg}$. Suponga que la densidad de la disolución es de $1,00\text{ g/mL}$. **Rta.** $\Delta P_{\text{vap}} = 1,4\text{ mmHg}$

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 $2,0\text{ mmHg}$ menor que la del agua pura a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$? **Rta.** $1,3 \times 10^3\text{ g}$

Ejercicio N° 30

Las presiones de vapor del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y del 1-propanol ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$) a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ son de 100 mmHg y $37,6\text{ mmHg}$, respectivamente. Suponga un comportamiento ideal.

a) Calcule las presiones parciales de etanol y 1-propanol a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$, sobre una disolución de etanol en 1-propanol en la que la fracción molar del etanol es $0,3$.

b) Cuál será la fracción molar del etanol en el vapor?

Rta. a) Etanol: $30,0\text{ mmHg}$; 1-propanol: $26,3\text{ mmHg}$. b) $0,53$.

Ejercicio N° 31

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

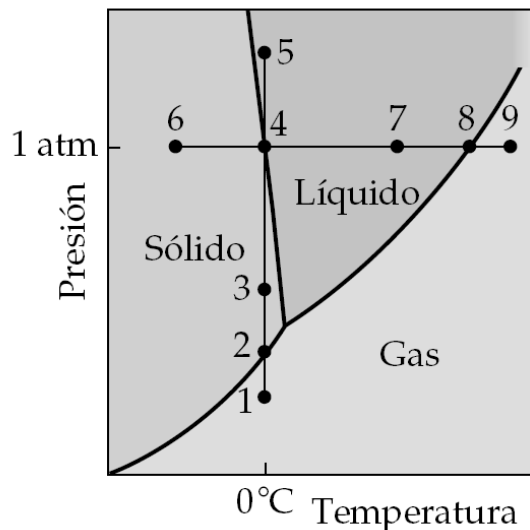
b) la presión de vapor de la disolución

Datos: presión de vapor del agua a $80\text{ }^{\circ}\text{C} = 355,10\text{ mmHg}$

Ejercicio N° 7

Describe los cambios de fase del agua cuando:

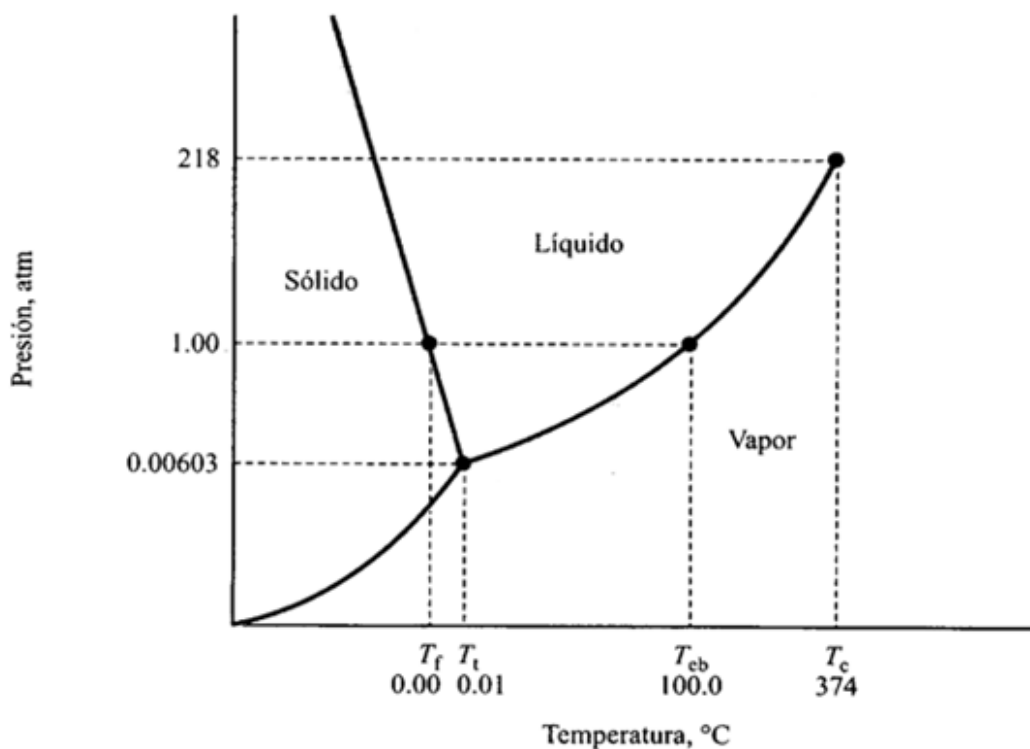
- a) la temperatura se mantiene constante a 0 °C mientras que la presión aumenta (punto 1 al punto 5, línea vertical)
- b) se mantiene constante la presión a 1,0 atm pero se aumenta la temperatura (punto 6 al punto 9, línea horizontal)



Ejercicio N° 8

Indicar en el diagrama de fases del agua, cuál será el estado físico de la sustancia en las siguientes condiciones:

- a) 400 °C y 120 atm
- b) 0 °C y 0,001 atm
- c) 25 °C y 3 atm
- d) 100 °C y 1 atm.



Ejercicio N° 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 mmHg)

Estime aproximadamente la presión de vapor de O_2 líquido a $-196\text{ }^\circ\text{C}$. Diga si la densidad del O_2 líquido es mayor o menor que la del O_2 sólido.

Ejercicio N° 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) $30\text{ }^\circ\text{C}$; (b) $50\text{ }^\circ\text{C}$; (c) $70\text{ }^\circ\text{C}$? Las P_v de agua son: 31,824 mmHg, 92,51 mmHg y 233,7 mmHg, respectivamente.

Rta: a) 31,824 mmHg; b) 84,4 mmHg; c) 89 mmHg

Ejercicio N° 11

Una muestra de 2,50 g de H_2O (l) se cierra en un matraz de 5,00 L a $120\text{ }^\circ\text{C}$. Demuestre que la muestra existe completamente en forma de vapor. Dato: $P_v = 1489,14\text{ mmHg}$

ESTADO SÓLIDO. ESTRUCTURA CRISTALINA

Ejercicio N° 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) $4,74 \times 10^7$ pm³ (c) 4 (d) $4,22 \times 10^{-22}$ g (e) 8,9 g/cm³ (f) 12.

Ejercicio N° 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) 9,25g/cm³ (c) 6.

Ejercicio N° 3

El aluminio presenta una densidad de 2,699 g/cm³ 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.: $1,43 \times 10^{-8}$ cm.

Ejercicio N° 4

La densidad del hierro es de 7,874 g/cm³, 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 N° 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/cm³. **Rta.:** 3,51 g/cm³.

Ejercicio N° 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/cm³. **Rta.:** 4,06 g/cm³.
- (b) Indique el número de coordinación para cada ión. **Rta.:** 8.

Ejercicio N° 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/cm³. **Rta.:** 1,91 g/cm³.

Ejercicio N° 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) Na₃WO₃ (b) 8,67 g/cm³.

Ejercicio N° 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 N° 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/cm³.

Ejercicio N° 11

Calcule la energía reticular de la red cristalina del LiCl (cristaliza como NaCl). Compare con los valores tabulados.

Rta.: U_o = -809,6 KJ/mol.

Ejercicio N° 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 N° 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.