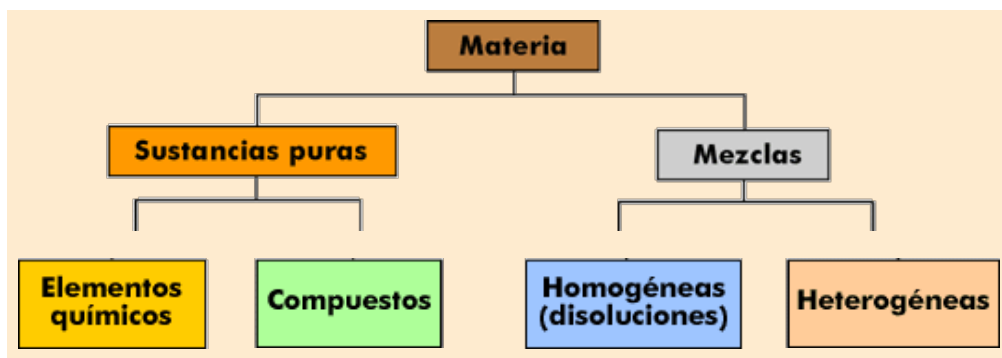

T.6. LA MATERIA



1. La materia	3
2. Clasificación de las sustancias materiales	4
3. Leyes clásicas de las reacciones químicas	5
4. Teoría atómica de Dalton	7
5. La unidad de cantidad de sustancia: el mol	8
5.1 Masa atómica y molecular	8
5.2 Concepto de mol	9
5.3 Composición centesimal	11
5.4 Fórmula empírica y molecular	11
6. Estudio del estado gaseoso	15
6.1 Medida de la presión atmosférica	15
6.2 Leyes de los gases	15
6.3 Ecuación de estado de los gases ideales	17
6.4 Mezcla de gases: presión parcial	18
7. Disoluciones	19
7.1 Partes de una disolución	19
7.2 Tipos de disoluciones	19
7.3 Concentración de una disolución	19
7.4 Resolución de problemas de disoluciones	22
7.5 Proceso de disolución	23
7.6 Solubilidad	24
7.7 Propiedades coligativas	25
CUESTIONES TEÓRICAS	28

La materia	28
Leyes ponderales	28
Leyes de los gases	30
Disoluciones	31
PROBLEMAS	32
Composición centesimal. Fórmula empírica y molecular	32
Moles y leyes de los gases	35
Mezcla de gases	40
Disoluciones	41
Solubilidad	46
Propiedades coligativas	46

1. La materia

Podemos definir la materia como “todo aquello que ocupa un lugar en el espacio”. Entre las ciencias que se dedican al estudio de la materia se encuentran la Física y la Química.

La **Física** estudia los cambios que experimenta la materia sin que se vea afectada la composición y la **Química**, la naturaleza, composición y transformaciones que sufre la materia.

Podemos clasificar las propiedades específicas de la naturaleza como:

Propiedades físicas son aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición.

Algunas propiedades físicas son el punto de fusión, punto de ebullición y la conductividad eléctrica.

Propiedades químicas son aquellas que solo se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras.

Algunas propiedades químicas son el grado de oxidación, la reactividad y el grado de disociación.

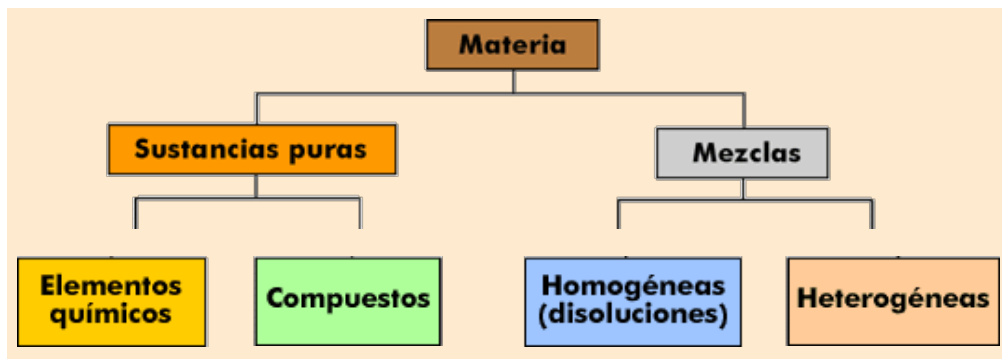
Las propiedades de la materia pueden depender o no de la cantidad de sustancia que se estudia de forma que podemos distinguir entre:

Propiedades extensivas son aquellas que dependen de la cantidad de materia presente. Ejemplos de este tipo de propiedades serían el **volumen y la energía interna**.

Propiedades intensivas son aquellas que no dependen de la cantidad de materia presente. Ejemplos de este tipo de propiedades serían la **densidad y la temperatura de fusión**.

2. Clasificación de las sustancias materiales

La forma en la que la materia se presenta en la naturaleza es muy variada. Podemos distinguir entre sustancias puras y mezclas:



Sustancias puras

Es cualquier clase de materia que presente una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia.

A su vez, las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos

Un **compuesto químico** es cualquier sustancia formada por dos o más elementos combinados en una proporción fija y separables únicamente por métodos químicos. Un ejemplo sería el **agua (H₂O)**.

Un **elemento químico** es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras más simples utilizando los métodos químicos habituales. Ejemplos serían el **hidrógeno (H)** y el **oxígeno (O)**.

Mezclas

Son combinaciones de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades, y que pueden ser separadas mediante procedimientos físicos.

Las mezclas las podemos clasificar en homogéneas y heterogéneas.

-Una **mezcla es homogénea** cuando presenta unas propiedades y una composición uniforme en todas sus porciones. También se llama **disolución**. Ejemplos: **sal disuelta en agua; alcohol disuelto en agua**.

-Una **mezcla es heterogénea** cuando los componentes que la forman están físicamente separados y pueden observarse a simple vista. Ejemplo: **aceite y agua; arena y agua**.

3. Leyes clásicas de las reacciones químicas

A finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX, el estudio cuantitativo y sistemático de las reacciones químicas condujo a enunciar las llamadas leyes clásicas de las reacciones químicas. Estas leyes se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas.

Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

Comprobada experimentalmente en 1788 y publicada en 1806 por el químico francés Lavoisier.

En toda reacción química la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Ley de Proust o de las proporciones definidas

Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

2g de H + 16g de O	$\frac{2\text{g H}}{16\text{g O}}$	$\frac{1\text{g H}}{8\text{g O}}$
10g de H + 80g de O	$\frac{10\text{g H}}{80\text{g O}}$	
0,5g de H + 4g de O	$\frac{0,5\text{g H}}{4\text{g O}}$	

Ejemplo: Siempre que se obtiene agua, sea cual sea el procedimiento, por cada gramo de hidrógeno, H, han reaccionado exactamente 8 g de oxígeno, O.

Ley de Dalton o de las proporciones multiples

Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

Ejemplo: El azufre y el oxígeno pueden formar tres compuestos distintos según las siguientes proporciones: 32g de azufre reaccionan con 16g de oxígeno, pero también reaccionan por completo con 32g y con 48g de oxígeno. ¿Encuentras alguna regularidad en estas proporciones? ¿Serías capaz de enunciar la ley aplicada a este ejemplo?

32g de S + 16g de O	48g de SO
32g de S + 32g de O	64g de SO ₂
32g de S + 48g de O	80g de SO ₃

La proporción de oxígeno entre el segundo y primer compuesto:

$$\frac{32\text{g O}}{16\text{g O}} = 2 \text{ (número entero sencillo)}$$

La proporción de oxígeno entre el tercero y el primero compuesto:

$$\frac{48\text{g O}}{16\text{g O}} = 3 \text{ (número entero sencillo)}$$

Y la proporción de oxígeno entre el segundo y el tercer compuesto:

$$\frac{32\text{g O}}{48\text{g O}} = \frac{2}{3} \text{ (relación entre números enteros sencillos)}$$

4. Teoría atómica de Dalton

En 1808 John Dalton publicó su teoría atómica que se resume en los siguientes postulados:

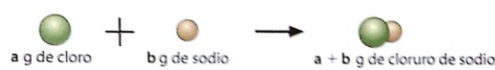
- Los elementos químicos están formados por pequeñísimas partículas, llamadas átomos, que permanecen inalterables y son indivisibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
- Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
- Los átomos no se crean ni destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

Dalton justifica las leyes ponderales

Dalton justificó las leyes ponderales proponiendo su modelo atómico. La consecuencia es que la materia está formada por átomos.

Ley de las proporciones definidas

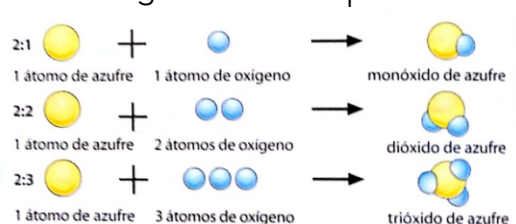
Solo existe una proporción posible de combinación entre ambas sustancias: la que corresponde a la combinación de la masa de un átomo de cloro con la masa de un átomo de sodio:



A nivel macroscópico se observaba que al combinar sodio con cloro la única combinación de proporciones posible era combinar 35,5g de cloro con 23g de sodio. Estas masas están relacionadas con las masas de los átomos de dichos elementos.

Ley de las proporciones múltiples

En el caso de la combinación del azufre con el oxígeno se pueden dar tres proporciones distintas: 2:1, 2:2 y 2:3. La explicación de tales proporciones viene dada por la combinación de átomos de azufre y oxígeno para dar lugar a los tres tipos de compuestos:



Limitaciones de la teoría atómica de Dalton

Esta teoría fue aceptada durante bastante tiempo. Sin embargo, es una teoría incompleta y contiene ideas que se han ido superando:

- Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser iguales (existen los isótopos).
- El átomo sí es divisible y se puede modificar su composición.
- Establece una medida de masas atómicas relativa errónea.
- No es aplicable a los gases, en el sentido de que en los gases la unidad fundamental es la molécula, una agrupación de átomos.

5. La unidad de cantidad de sustancia: el mol

5.1 Masa atómica y molecular

Uno de los avances más importantes de la teoría de Dalton fue señalar que la masa atómica es una propiedad característica y diferenciadora de los distintos tipos de átomos (elementos químicos).

Pero, ¿Cómo medir la masa de un átomo? El valor absoluto de la masa de un átomo era imposible de medir; pero si era posible su **masa relativa**. Es decir, la que se calcula con respecto a la masa de un átomo que tomamos como referencia. Inicialmente se tomó como referencia la masa del átomo de hidrógeno y luego la de los demás y luego la del oxígeno, pero actualmente se toma el isótopo del carbono-12 como referencia.

En la siguiente tabla se muestran los valores de cómo han ido cambiando las masas atómicas relativas al tomar como referencia el hidrógeno, oxígeno y el carbono.

MASAS ATÓMICAS RELATIVAS			
Elemento	H escala	O escala	¹² C escala
H	1,00000	1,00794	1,00790
He		4,00276	4,0026
Li	6,88459		6,941
C			12,01110
O		16,0000	15,9994
Na	22,8096		22,9898
Ar		39,9496	39,948
U			238,030

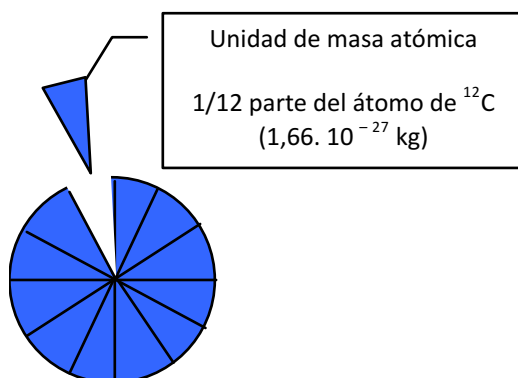
Masa atómica

Para poder medir la masa de un átomo se acabó utilizando la masa de un átomo de carbono 12 como patrón. En base a la masa de ese átomo se define la **unidad de masa atómica**:

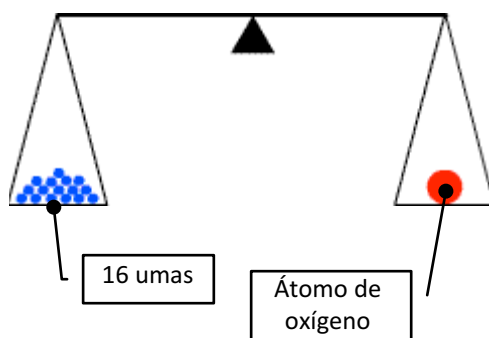
La unidad de masa atómica (**u**) se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono:

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} (= 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg})$$

Ejemplos: $M(\text{H}) = 1,0079 \text{ u}$; $M(\text{C}) = 12,0111 \text{ u}$



Teniendo en cuenta lo anterior la masa de un átomo de ^{12}C es de 12 u. En el caso del oxígeno su masa es de 16 u:



A efectos prácticos resulta útil utilizar la unidad de masa atómica para referirnos a las masas de los átomos. De otra forma tendríamos que trabajar con números demasiado grandes.

Masa molecular

La masa molecular de un compuesto es la suma de las masas atómicas de elementos de la fórmula.

Ejemplo: Calcula la masa de una molécula de agua sabiendo que la $M(\text{H})=1,00794\text{u}$ $M(\text{O})=15,9994\text{u}$.

$$M(\text{H}_2\text{O})=2 \times 1,00794 + 15,9994 = 18,01528$$

5.2 Concepto de mol

Los químicos no trabajan con átomos o moléculas aisladas en el laboratorio (no existe ninguna pinza que permita coger un átomo o una molécula). Generalmente trabajan con muestras cuya masa pueda expresarse en miligramos o gramos.

Por lo tanto, lo que nos interesa es tener una relación entre **masa en gramos** y **número de átomos o moléculas** para poder trabajar en el laboratorio, de forma que si tomamos un gramo de un elemento o de un compuesto químico podamos saber la cantidad de átomos o de moléculas que tiene.

Esta referencia es el **mol o cantidad de sustancia**, cuya definición es: la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas, átomos, moléculas, etc como las que hay en 12g de carbono-12.

Número de partículas (número de Avogadro)

Pero una vez que sabemos lo qué es un mol, la pregunta es ¿Cuántas partículas hay en un mol de cualquier sustancia? La respuesta llegó posteriormente por otros científicos que sucedieron a Avogadro. **Las medidas experimentales** han permitido comprobar que este número es $6,022 \times 10^{23}$. Este número es conocido como el número de Avogadro (N_A). Por lo tanto:

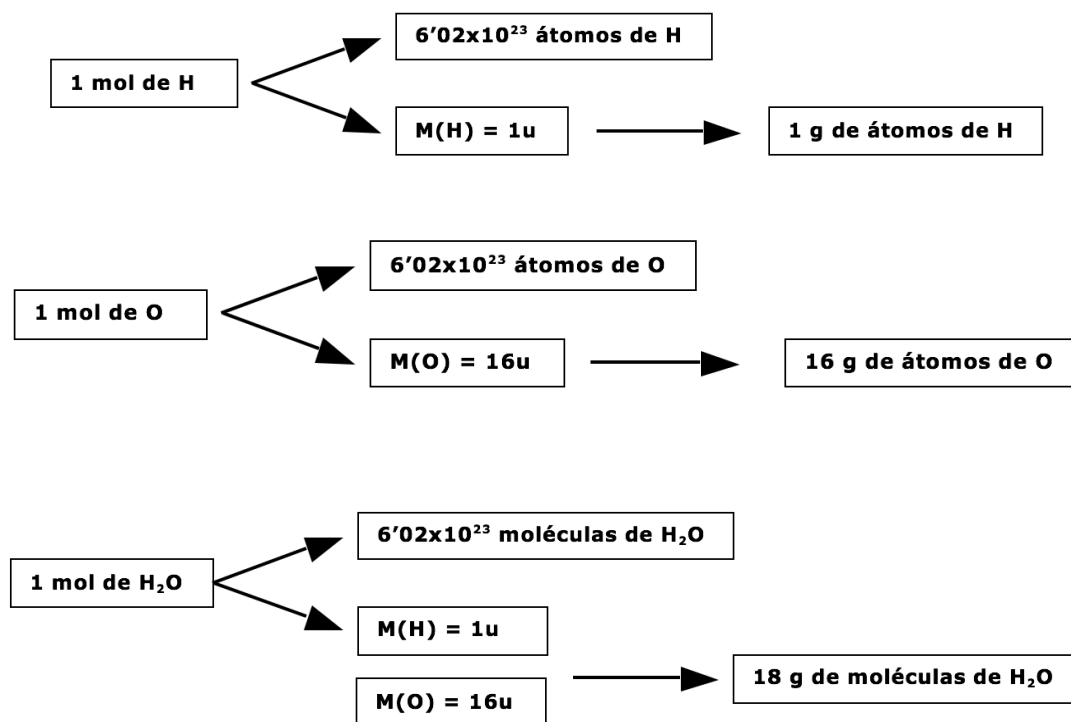
El mol es la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro ($N_A=6,022 \times 10^{23}$) de entidades elementales.

Masa molar

Es la masa de un 1 mol de sustancia. Esta masa coincide con la masa atómica o molecular de la sustancia expresada en gramos.

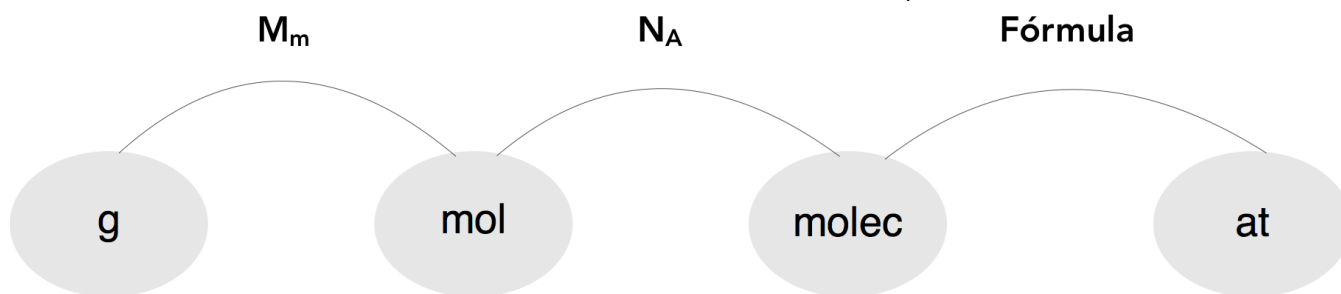
El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.). Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones, etc.

Según lo anterior:



Cálculos con moles

Para realizar cálculos con moles vamos a utilizar el siguiente esquema:



Cada salto es un factor de conversión tal y como hemos visto en los cursos anteriores.

Ejemplo: Siendo 12 la masa atómica del carbono, ¿qué número de moles de átomos de carbono habrá en?:

a) 36 g de carbono.

b) 1,2x10²¹ átomos de carbono

a) $36\text{g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{12\text{g}} \right) = 3 \text{ moles}$

$$b) 1,2 \times 10^{21} \text{ at} \left(\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ at}} \right) = 3 \text{ moles}$$

5.3 Composición centesimal

La composición centesimal de un compuesto indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

Ejemplo: Calcula la composición centesimal del ácido sulfúrico (H_2SO_4). Datos: $M(\text{H})=1 \text{ u}$; $M(\text{S})=32 \text{ u}$; $M(\text{O})=16 \text{ u}$.

Calculamos la masa molar del ácido:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1 + 32 + 4 \times 16) \text{ u} = 98 \text{ u}$$

Ahora calculamos la composición centesimal calculando los porcentajes en masa de un mol de la sustancia:

$$\begin{aligned} \% \text{ S} &= \left(\frac{32 \text{ g}}{98 \text{ g}} \right) \times 100 = 32,65 \% \\ \% \text{ S} &= \left(\frac{1 \times 32 \text{ g}}{98 \text{ g}} \right) \times 100 = 32,65 \% \\ \% \text{ O} &= \left(\frac{4 \times 16 \text{ g}}{98 \text{ g}} \right) \times 100 = 65,31 \% \\ \% \text{ H} &= \left(\frac{2 \times 1 \text{ g}}{98 \text{ g}} \right) \times 100 = 2,04 \% \end{aligned}$$

5.4 Fórmula empírica y molecular

Las sustancias químicas se representan mediante fórmulas, escribiendo los símbolos de los átomos de los elementos constituyentes afectados cada uno por un subíndice. Una fórmula es la representación abreviada de una sustancia y expresa su composición. Encontramos dos tipos de fórmulas:

La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación numérica más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos del compuesto. En el caso del **agua oxigenada** la fórmula empírica es **HO**

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forma la molécula de un compuesto. En el caso del **agua oxigenada** la fórmula molecular es **H₂O₂**.

Ejemplo: Calcula la fórmula empírica y molecular del etano sabiendo que su composición centesimal es 80% C, 20% H y una masa molecular de 30u. Datos: $M(\text{H})=1 \text{ u}$; $M(\text{C})=12 \text{ u}$

Para calcular la fórmula empírica seguimos los siguientes pasos:

1. Hallamos la masa de cada elemento que hay en una molécula teniendo en cuenta la composición centesimal:

$$\begin{aligned} (0,8 \times 30 \text{ u}) &= 24 \text{ u de carbono} \\ (0,2 \times 30 \text{ u}) &= 6 \text{ u de hidrógeno} \end{aligned}$$

2. Calculamos el número de átomos de cada elemento que hay en la molécula dividiendo por la masa de cada elemento:

$$24u/12u = 2 \text{ átomos de Carbono}$$

$$6u/1u = 6 \text{ átomos de Hidrógeno}$$

Por lo tanto **la fórmula molecular es C_2H_6**

De forma que **la fórmula empírica es CH_3**

Las sustancias químicas se representan mediante fórmulas, escribiendo los símbolos de los átomos de los elementos constituyentes afectados cada uno por un subíndice. Una fórmula es la representación abreviada de una sustancia y expresa su composición. Encontramos dos tipos de fórmulas:

La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación numérica más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos del compuesto. En el caso del **agua oxigenada** la fórmula empírica es **HO**

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forma la molécula de un compuesto. En el caso del **agua oxigenada** la fórmula molecular es **H_2O_2** .

Las fórmulas empíricas y moleculares se pueden determinar de distintas formas:

Composición centesimal

Partimos del significado de la composición centesimal del compuesto. El método propuesto por **Cannizzaro** permite averiguar la **fórmula empírica** de la sustancia. Si además se conoce la masa molar (aunque sea aproximada), se puede determinar la **fórmula verdadera o molecular**. Vamos a verlo con un ejemplo.

Ejemplo: El análisis de cierto compuesto, cuya masa molar es de 180 g/mol, revela que su composición porcentual, en peso, es 40% de C, 6,67% de H, y 53,33% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular del compuesto?

Utilizando la información que nos proporciona la composición centesimal calculamos los moles de cada elemento que hay en 100 g de la sustancia:

$$C: 40g \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{12g}\right) = 3,333 \text{ mol}$$

$$H: 6,67g \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{1g}\right) = 6,67 \text{ mol}$$

$$O: 53,33g \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{16g}\right) = 3,333 \text{ mol}$$

Luego los átomos contenidos en 100,0 g de compuesto estarán en esa relación. Si tomamos el más pequeño de los valores como unidad, podemos determinar en qué relación están combinados. Para lograrlo dividimos todos los valores por el menor y aproximamos al valor entero:

$$C: \frac{3,333}{3,333} = 1$$

$$H: \frac{6,67}{3,333} = 2$$

$$\text{O: } \frac{3,333}{3,333} = 1$$

Teniendo en cuenta la proporción en la que se encuentran los átomos la fórmula empírica del compuesto **CH₂O**. Obtenemos una masa empírica (M_e) igual 30u.

Teniendo en cuenta que la masa del es de $M_m=180$ g/mol podemos deducir con facilidad la fórmula molecular.

Sabemos que la fórmula molecular (F_m) es un múltiplo de la fórmula empírica (F_e):

$$F_m = K \times F_e$$

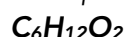
Teniendo en cuenta lo anterior, la masa molecular es un múltiplo de la masa empírica del compuesto:

$$M_m = K \times M_e$$

De forma que:

$$180u = K \times 30u \rightarrow K = 6$$

Obteniendo finalmente la fórmula molecular del compuesto



Para resolver este tipo de problemas vamos a utilizar la siguiente tabla:

ELEMENTO	MASA (g)	MOL	DIV/MENOR
C	40	3,333	1
H	6,67	6,67	2
O	53,33	3,333	1

Nota importante: Como las divisiones a veces no salen totalmente exactas dado que se ha operado previamente y se ha redondeado, se recomienda:

- (1) Trabajar con un mínimo de cuatro decimales.
- (2) Redondear este último número al entero más cercano si la diferencia es menor de una décima.
- (3) Podría darse el caso de que no salieran números enteros, si es así, se deberán multiplicar todos los números por un factor tal que dé como resultado números enteros sencillos.

Análisis elemental

Ejemplo: El olor característico de la piña se debe a un éster que contiene C, H y O. La combustión de 2.78 g de este compuesto conduce a la formación de 6.32 g de CO₂ y 2.52 g de H₂O. ¿Cuál es su fórmula empírica? Las propiedades de este compuesto sugieren que su masa molecular está entre 100 y 120 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

$$m\text{ C} = \frac{12.0\text{ g C}}{44.0\text{ g CO}_2} \times 6.32\text{ g CO}_2 = 1.7236\text{ g}$$

$$m\text{ H} = \frac{2.0\text{ g H}}{18.0\text{ g H}_2\text{O}} \times 2.52\text{ g H}_2\text{O} = 0.2800\text{ g}$$

$$m\text{ O} = 2.78\text{ g} - 1.7236\text{ g} - 0.2800\text{ g} = 0.7764\text{ g}$$

ELEMENTO	MASA (g)	MOL	DIV/MENOR
C	1.7236	0.1436	3
H	0.2800	0.2800	6
O	0.7764	0.0485	1

La fórmula empírica es C_3H_6O (58 g/mol)

Teniendo en cuenta que la masa molecular del compuesto se encuentra entre 100 y 120 g/mol, se deduce que la fórmula molecular del compuesto es $C_6H_{12}O_2$.

Datos estequiométricos

Ejemplo: Se calientan 1.256 g de un cloruro de platino y queda un residuo de 0.7275 g de Pt. Hallar la fórmula de este cloruro de platino.

$$m(\text{Pt}) = 0.7275 \text{ g}$$

$$m(\text{Cl}) = 1.256 \text{ g} - 0.7275 \text{ g} = 0.5285$$

ELEMENTO	MASA (g)	MOL	DIV/MENOR
Pt	0.7275	0.0037	1
Cl	0.5285	0.0149	4

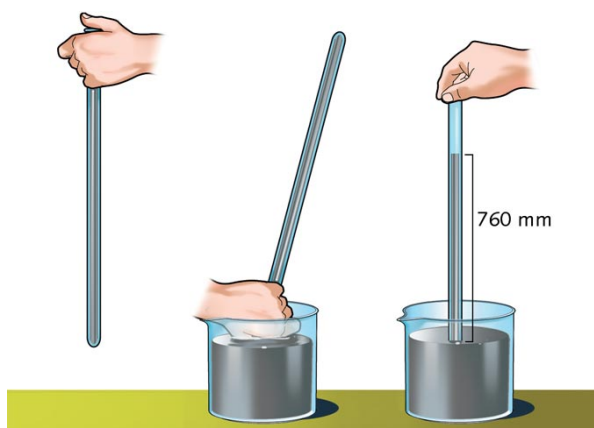
La fórmula empírica es PtCl_4 .

6. Estudio del estado gaseoso

En el siglo XVII comenzó a investigarse el hecho de que los gases, independientemente de su naturaleza, presentan un comportamiento similar ante cambios de presión y temperatura. Estudios posteriores establecieron la relación que existe entre las magnitudes P , V y T de un gas.

6.1 Medida de la presión atmosférica

En 1643 Evangelista Torricelli realizó un experimento con el que consiguió determinar por primera vez la presión atmosférica.



Torricelli llenó de mercurio un tubo de 1 metro de largo, (cerrado por uno de los extremos) y lo invirtió sobre una cubeta llena de mercurio, de inmediato la columna de mercurio bajó varios centímetros, permaneciendo estática a unos 76 cm (760 mm) de altura. Torricelli llegó a la conclusión de que la columna de mercurio no caía debido a que la presión que la atmósfera ejercía sobre la superficie del mercurio. Esta presión era capaz de equilibrar el peso de la columna de mercurio.

Por lo tanto, la presión era directamente proporcional a la altura de la columna de mercurio (Hg). Desde ese momento se adoptó como medida de la presión el milímetro de mercurio (mmHg).

A nivel del mar la presión atmosférica promedio equilibra el peso de una columna de 760 mmHg a $T=0^{\circ}\text{C}$. Esta presión se conoce comúnmente como una atmósfera:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

En el sistema internacional la presión se mide en N/m^2 . A esta unidad se la denomina pascal (**Pa**) y su equivalencia con la atm es:

$$1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

6.2 Leyes de los gases

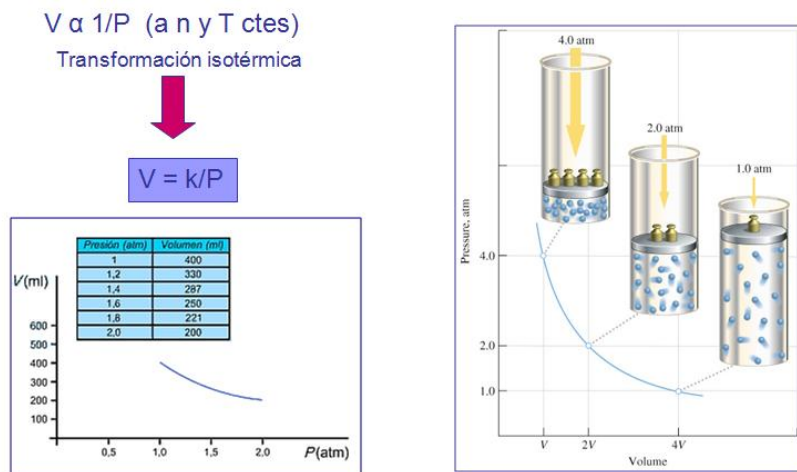
Ley de Boyle

Boyle determinó experimentalmente la siguiente ley que se cumple a temperaturas y presiones no excesivamente altas para la mayoría de los gases:

A temperatura constante, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

$$P \times V = cte \rightarrow P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

En la siguiente figura se ilustra la ley de Boyle con un montaje en el que un pistón comprime una masa de gas a temperatura constante. De esta forma el volumen disminuye.



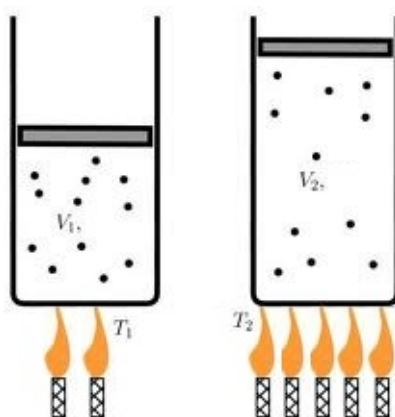
Ley de Charles y Gay-Lussac

Los dos científicos (Charles y Gay-Lussac) llegaron separadamente a las mismas conclusiones:

A presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

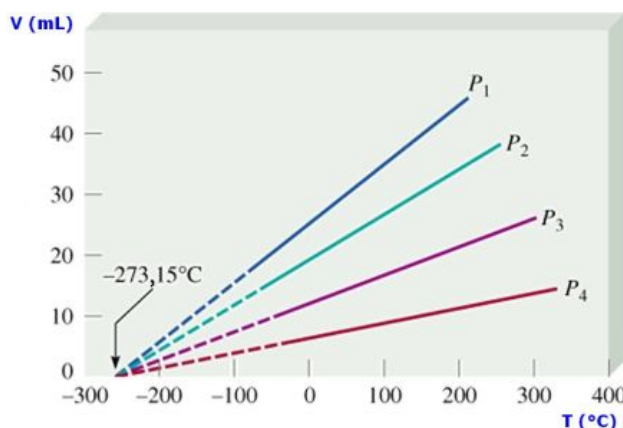
$$\frac{V}{T} = cte \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

En la siguiente figura se ilustra la ley de Charles con un par de pistones que contienen la misma masa de gas a la misma presión y distintas condiciones de volumen y temperatura:



Escala Kelvin de temperaturas

Si representamos el volumen frente a la presión de diferentes gases obtenemos la siguiente gráfica:



Obtenemos distintas rectas para distintos gases. William Thomson (más conocido como Lord Kelvin) observó que al prolongar las distintas rectas a un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto en común (-273,15 °C). Esta temperatura es el llamado **cero absoluto de temperaturas** ya que no puede haber ninguna sustancia que ocupe un volumen cero o negativo. A partir del cero absoluto se define la escala Kelvin de temperatura:

La escala Kelvin o absoluta se define a partir de la Celsius:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$$

6.3 Ecuación de estado de los gases ideales

Combinando las dos ecuaciones de las leyes anteriores llegamos a la ecuación de Clapeyron:

$$\frac{PV}{T} = K \rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

La constante K depende de la cantidad de gas que tengamos en el recipiente. Esta cantidad se suele representar por el número de moles (**n**). Para una cantidad cualquiera de n moles de gas en cualquier se obtiene:

$$\frac{PV}{T} = nR$$

Despejando de la ecuación anterior obtenemos la *ecuación de estado de los gases ideales*:

$$PV = nRT$$

Donde R es la constante de Ríchter: $R = 0,082 \text{ (atm L /K mol)}$

P es la presión en atmósferas, V el volumen en litros, n el número de moles y T la temperatura en kelvin.

Volumen molar

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un gas en determinadas condiciones de presión y temperatura. Tras numerosos experimentos se ha encontrado que en **condiciones normales** ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^{\circ}C = 273 \text{ K}$):

El volumen molar de un gas es 22,4 L

6.4 Mezcla de gases: presión parcial

Debido a la nula fuerza de interacción entre las partículas de un gas se observa que cuando se mezclan varios gases, cada uno se comporta como si ocupase la totalidad del volumen del recipiente que los contiene. Por lo tanto se cumple:

En una mezcla de gases ideales, cada gas ejerce una presión parcial igual a la que ejercería si ocupase el volumen a la misma temperatura y presión. Por lo tanto la presión total de todos los gases de la mezcla coincide con la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen

En el siguiente ejemplo tenemos dos gases con distintas presiones:



$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$



$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$



$$P_T = P_A + P_B = \frac{(n_A + n_B)RT}{V}$$

Como se puede ver la presión total es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases.

Ejemplo: Calcula la presión que ejerce una mezcla de 40 g de oxígeno, O_2 , y 49 g de nitrógeno, N_2 , que ocupa 25 L a una temperatura de $30^\circ C$, y la presión parcial de cada componente.

Datos: $M(O_2)=32 \text{ u}$; $M(N_2)=28 \text{ u}$

Primero calculamos los moles de cada gas:

$$n(O_2) = 40 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \right) = 1,25 \text{ mol}$$

$$n(N_2) = 49 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} \right) = 1,75 \text{ mol}$$

Sumando ambas cantidades obtenemos el número de moles:

$$n_T = n(O_2) + n(N_2) = 3 \text{ mol}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = 2,98 \text{ atm}$$

Para calcular la presión parcial de cada gas aplicamos la misma ecuación para cada gas:

$$P(O_2) = \frac{n(O_2)RT}{V} = 1,24 \text{ atm}$$

$$P(N_2) = \frac{n(N_2)RT}{V} = 1,74 \text{ atm}$$

7. Disoluciones

7.1 Partes de una disolución

Una disolución es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir a simple vista) de dos a más sustancias.

En las disoluciones hay que distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

Soluto, es la sustancia que se disuelve.

Disolvente, es la sustancia en la que se disuelve el soluto.

Disolución, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

En general se considera disolvente al componente que se encuentra en mayor cantidad. Los solutos pueden ser iones o moléculas y frecuentemente se encuentran en menor proporción que el disolvente.

7.2 Tipos de disoluciones

Según el estado físico podemos clasificar las disoluciones como gaseosas, líquidas o sólidas:

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO ₂ en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	Sal de mesa en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Soldadura (Sn/Pb)

Las disoluciones líquidas son las más corrientes y las que presentan mayor interés. La mayor parte de las reacciones químicas que se llevan a cabo en los laboratorios y en la naturaleza tiene lugar en el medio acuoso.

7.3 Concentración de una disolución

Es la cantidad de soluto que esta disuelto en una determinada cantidad de disolución o disolvente.

Las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución son:

-En unidades físicas: No se considera la composición de la sustancia disuelta. (Porcentaje en masa, porcentaje en volumen, masa de soluto por volumen de disolución)

-En unidades químicas: Cuando se considera la composición de la sustancia disuelta (molaridad, molalidad, fracción molar)

En las fórmulas que vamos a introducir nos vamos a referir al soluto al disolvente y a la disolución con las siguientes letras:

Soluto → s

Disolvente → d

Disolución → t

Porcentaje en masa (% masa)

Gramos de soluto que hay en cien gramos de disolución. Se emplea en disoluciones de sólidos en líquidos.

$$\% \text{ masa} = \left(\frac{\text{masa(g) soluto}}{\text{masa(g) soluto} + \text{masa(g) disolvente}} \right) \times 100 = \left(\frac{m_s}{m_s + m_d} \right) \times 100$$

Ejemplo: Expresa la concentración del NaCl en tanto por ciento en masa al disolver 80 g de cloruro de sodio en 1 L de agua.

Calculamos la masa total de la disolución y el porcentaje en masa:

$$m_t = 80 \text{ g} + 1000 \text{ g} = 1080 \text{ g}$$
$$\% \text{ masa} = \frac{80 \text{ g}}{1080 \text{ g}} \times 100 = 7,4\%$$

Porcentaje en volumen (% vol)

Mililitros de soluto que hay en 100 mL de disolución. Se emplea en disoluciones de líquidos en líquidos.

$$\% \text{ vol} = \left(\frac{\text{V(mL) de soluto}}{\text{V(mL) de disolución}} \right) \times 100 = \left(\frac{V_s}{V_s + V_d} \right) \times 100$$

Ejemplo: Mezclamos 100 mL de aceite y 12 L de gasolina y obtenemos 12,1 L de mezcla. Calcula el porcentaje en volumen de aceite.

Calculamos el porcentaje de volumen de aceite:

$$\% \text{ volumen} = \frac{0,1 \text{ L}}{12,1 \text{ L}} \times 100 = 0,83\%$$

Gramos por litro (g/L)

Masa de soluto en gramos que hay por cada litro de disolución.

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{\text{masa(g) de soluto}}{\text{V(L) de disolución}} = \frac{m_s(\text{g})}{V_t(\text{L})}$$

Molaridad

Cantidad de moles de soluto disueltos en un litro de disolución. Se mide en mol/L (M; se lee molar)

$$M = \frac{\text{num. moles de soluto}}{\text{V(L) de disolución}} = \frac{n_s}{V_t(\text{L})}$$

Ejemplo: Calcula la molaridad de una disolución que contiene 12 g de Na₂CO₃ en 1,3 L de disolución.

Datos: M(Na)=23u; M(C)=12u; M(O)=16u

Calculamos la masa de la molécula Na₂CO₃:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g}$$

Calculamos el número de moles en 30 g de cloruro de sodio y su molaridad:

$$n_s = 12 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{106 \text{ g}} \right) = 0,113 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n_s}{V_t(L)} = \frac{0,113}{1,3 \text{ L}} = 0,087 \text{ M}$$

Molalidad

Expresa los moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente. La unidad es el mol/kg (m; se lee molal)

$$M = \frac{\text{num. moles de soluto}}{V(L) \text{ de disolución}} = \frac{n_s}{V_t(L)}$$

Ejemplo: Calcula la molalidad de una disolución formada por 30 g de cloruro de sodio, NaCl, en 500 g de agua.

Datos: $M(\text{Na})=23 \text{ u}$; $M(\text{Cl})=35,5 \text{ u}$

Calculamos la masa del cloruro de sodio:

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}$$

Calculamos el número de moles en 30 g de cloruro de sodio y su molalidad:

$$n_s = 30 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{58,5 \text{ g}} \right) = 0,513 \text{ mol}$$

$$m = \frac{n_s}{m_d(kg)} = \frac{0,513 \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}} = 1,03 \text{ m}$$

Fracción molar

La fracción molar de cada componente de una disolución indica los moles de cada uno de ellos en relación con los moles totales. Es un tanto por uno sin unidades.

$$\chi_s = \frac{\text{num. moles de soluto}}{\text{num. moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$\chi_d = \frac{\text{num. moles de disolvente}}{\text{num. moles total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

Se tiene que cumplir siempre que las sumas de las fracciones molares de soluto y disolvente tiene que ser igual a 1:

$$\chi_s + \chi_d = 1$$

Ejemplo: Calcula la fracción molar de una disolución formada por 30 g de NaCl y 500 g de agua

Datos: $M(\text{Na})=23 \text{ u}$; $M(\text{Cl})=35,5 \text{ u}$; $M(\text{H})=1 \text{ u}$; $M(\text{O})=16 \text{ u}$

Hallamos la masa molar del cloruro de sodio y el agua:

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$$

Hallamos el número de moles de cada sustancia:

$$n_s = 30 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{58,5 \text{ g}} \right) = 0,513 \text{ mol}$$

$$n_d = 500 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \right) = 27,778 \text{ mol}$$

Calculamos los moles totales:

$$n_t = 0,513 \text{ mol} + 27,778 \text{ mol} = 28,291 \text{ mol}$$

Calculamos las fracciones molares de soluto y disolvente:

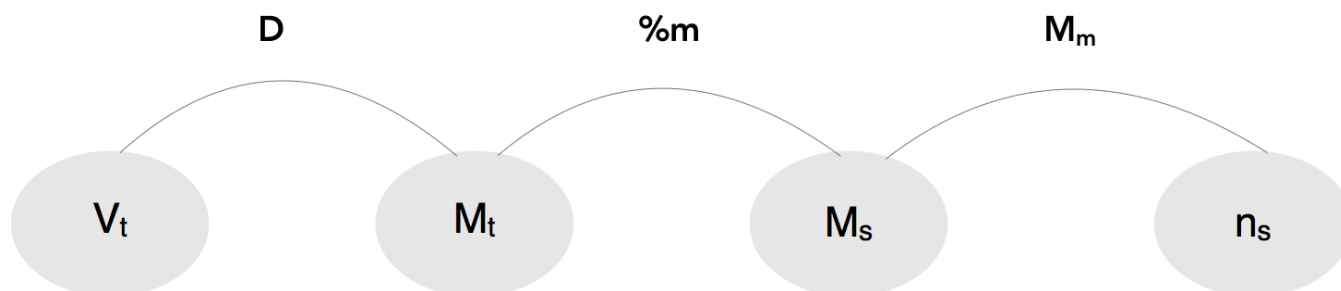
$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,513 \text{ mol}}{28,291 \text{ mol}} = 0,018 \text{ mol}$$

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{27,778 \text{ mol}}{28,291 \text{ mol}} = 0,982 \text{ mol}$$

La suma de las dos cantidades tiene que ser igual a uno.

7.4 Resolución de problemas de disoluciones

Para resolver ejercicios de disoluciones utilizaremos el siguiente diagrama:



Donde las letras representan las siguientes magnitudes:

D=densidad; %m=porcentaje en masa; M_m =masa molar

V_t =volumen de disolución; M_t =masa total; M_s =masa soluto; n_s =numero de moles de soluto.

Ejemplo: Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué volumen de ácido del 36% y $d=1,22 \text{ g/ml}$ deberemos tomar?

El problema radica en pasar de moles de soluto (HNO_3) a volumen de disolución. Si vemos el diagrama anterior tenemos que aplicar tres factores de conversión tal y como se muestra:

$$1,30 \text{ moles } \text{HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

Ejemplo: Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

En este caso tenemos que pasar de masa de soluto a volumen de disolución. En este caso es distinto ya que pasaríamos de masa a moles y luego utilizaríamos la fórmula de la molaridad:

$$5,4 \text{ g } \text{CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ moles } \text{CuSO}_4}{159,6 \text{ g } \text{CuSO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,50 \text{ mol } \text{CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm^3 de disolución.

Ejemplo: Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d= 1,18 \text{ g/cm}^3$).

- a) Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl
 b) Calcular su concentración en moles/L.
 a)

$$10,5 \text{ g HCl} \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1,18 \text{ g disol}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} \frac{1,18 \text{ g disol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1 \text{ L disol}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo: Una disolución acuosa de HNO₃ 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcule el volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de HNO₃ 0,5 M.

Datos: Masas atómicas N=14;O=16;H=1

Sabiendo que el número de moles que habrá en la disolución que se quiere preparar es igual a el número de moles que tenemos que sacar, utilizamos la fórmula de la molaridad:

$$M = \frac{n_s}{V_t} \rightarrow n_s = M \times V_t$$

Igualando el número de moles de las dos disoluciones:

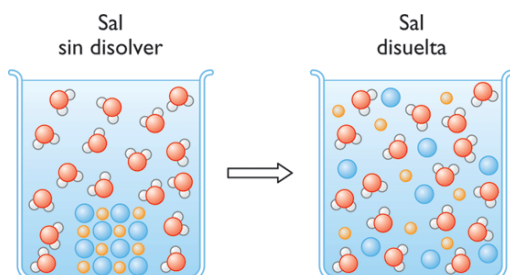
$$n_s(1) = n_s(2) \rightarrow M_1 \times V_t(1) = M_2 \times V_t(2)$$

Despejando finalmente obtenemos:

$$V_t(1) = \frac{M_2 \times V_t(2)}{M_1} = 0,033 \text{ L}$$

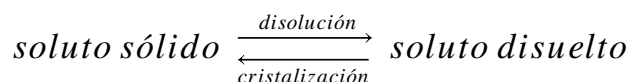
7.5 Proceso de disolución

Cuando añadimos una cucharada de sal (NaCl) a un vaso de agua. La sal se disuelve y la mezcla acaba adquiriendo el mismo sabor. La disolución de un sólido es un proceso bastante complejo que implica la rotura de los enlaces existentes entre los iones del sólido que abandonan el cristal y se rodean de moléculas del disolvente (**solvatación**).



7.6 Solubilidad

Si vamos añadiendo soluto (i.e sal) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, "posando" en el fondo del recipiente. Esto se debe a que las partículas del sólido seguirán ejerciendo entre sí cierta atracción que favorecerá que se vuelva a formar la estructura cristalina original. Para una cierta concentración, se establece un equilibrio dinámico en el que la tendencia del soluto a disolverse es igual a la tendencia del soluto a cristalizar de nuevo. Decimos entonces que la disolución está saturada. Por lo tanto, en una disolución **saturada** se da el siguiente equilibrio:



La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad** y depende de varios factores:

- Del tipo de soluto y disolvente. Hay sustancias que se disuelven mejor en unos disolventes que en otros.
- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

Por lo tanto, podemos definir la solubilidad como:

Se denomina **solubilidad** de una sustancia a la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura, puede disolverse en una cantidad fija de disolvente.

La solubilidad se suele expresar en:

g de soluto/100 g de disolvente
g de soluto/L de disolvente

Según la concentración se pueden definir tres tipos de disoluciones:

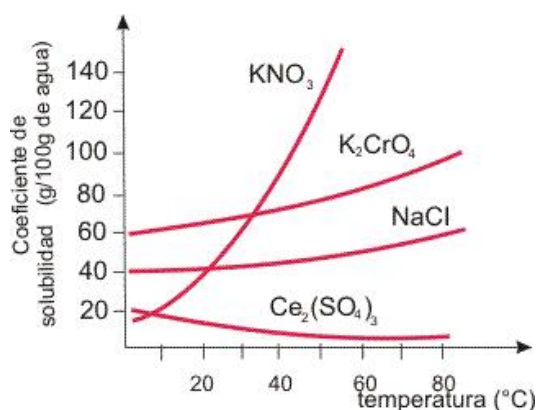
Diluida: aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.

Concentrada: si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.

Saturada: la que no admite más soluto.

Variación de la solubilidad con la temperatura

La experiencia nos dice que los sólidos se disuelven mejor en un disolvente caliente que en uno frío (ejemplo cacao disuelto en leche caliente). El hecho de que sean más solubles a mayor temperatura es debido a que se dispone de más energía para el proceso de disolución.



La representación gráfica de la solubilidad de una sustancia en función de la temperatura, a presión normal, se denomina **curva de solubilidad**.

7.7 Propiedades coligativas

Se denominan propiedades coligativas a aquellas que dependen de la concentración en la que se halla el soluto pero no de la naturaleza del mismo.

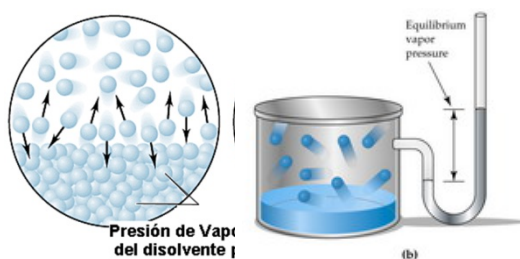
Presión de vapor

Los líquidos si no se encuentran en un recipiente cerrado van perdiendo partículas continuamente por evaporación. Si colocamos un líquido en un recipiente cerrado al principio solo existe evaporación (figura de abajo a la izquierda) pero a medida que se produce vapor aumenta la condensación. Llega un momento en el que se produce el equilibrio entre la condensación y la evaporación (figura de abajo a la derecha). En estas condiciones la presión que ejerce el vapor se denomina presión de vapor.

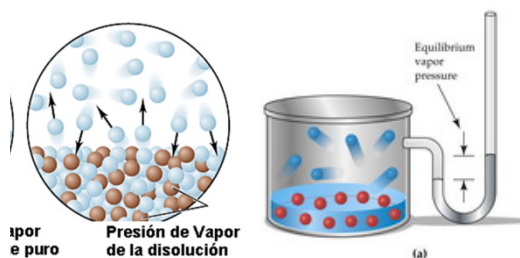


La **presión de vapor** es la presión que ejerce el vapor de un líquido cuando se ha alcanzado el equilibrio entre la evaporación y la condensación entre el líquido y el gas.

Cada disolvente tiene una presión de vapor característica para una temperatura dada. La presión de vapor se puede medir con el montaje que se muestra en la siguiente figura:



Cuando añadimos soluto la presión de vapor de la disolución disminuye respecto a la del disolvente:



Esta disminución se explica porque las moléculas del soluto se sitúan en la superficie de la disolución dificultando la evaporación del disolvente.

Ley de Raoult

El físico-químico francés F. M. Raoult estudió la disminución de la presión de vapor. Sus conclusiones quedaron reflejadas en la siguiente ley:

La disminución de la presión de vapor de la disolución respecto a la del disolvente es directamente a la fracción molar del soluto.

$$\Delta P = P^0 - P = P^0 \chi_s$$

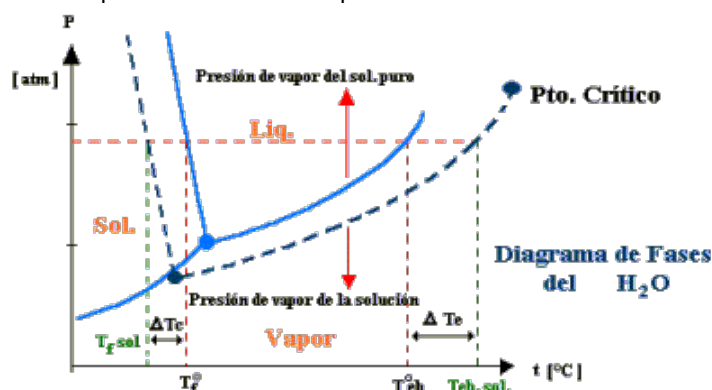
Donde P^0 es la presión de vapor del disolvente puro y χ_s es la fracción molar del soluto.

Punto de ebullición y congelación

Al añadir soluto al disolvente se producen:

- Un aumento ebulloscópico, o de la temperatura de ebullición.
- Un descenso crioscópico o disminución de la temperatura de congelación.

Para representar gráficamente este fenómeno hacemos uso de un diagrama de fases. En este se representa la presión de vapor frente la temperatura.



En la gráfica anterior se representan dos curvas. Una para el disolvente puro (línea continua) y otra para la disolución (línea discontinua). Como se puede ver al disminuir la presión de vapor de la disolución aumenta la temperatura de ebullición y disminuye la temperatura de congelación.

Ese aumento ebulloscópico y descenso crioscópico se puede cuantificar con las siguientes ecuaciones introducidas por Raoult:

$$\Delta T_c = K_c m$$

$$\Delta T_e = K_e m$$

Donde m es la molalidad, k_c la constante crioscópica y k_e la constante ebulloscópica. Ambas constantes dependen del disolvente pero no del soluto.

Ejemplo: Calcula la temperatura de congelación y ebullición de una disolución de 150 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 450 g de agua.

Datos: $k_c = 1,86$ ($^{\circ}C$ kg)/mol; $k_e = 0,52$ ($^{\circ}C$ kg)/mol; $m(H_2O) = 18$ u; $m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ u.

Calculamos el número de moles de sacarosa:

$$n = 150 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \right) = 0,44 \text{ mol}$$

Seguidamente calculamos la molalidad:

$$m = \frac{n_s}{m_d(\text{kg})} = \frac{0,44 \text{ mol}}{0,45 \text{ kg}} = 0,98 \text{ mol/kg}$$

Por último calculamos el aumento ebulloscópico y descenso crioscópico:

$$\Delta T_e = K_e m = 0,52 \times 0,98 \text{ }^\circ\text{C} = 0,51 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = K_c m = 1,86 \times 0,98 \text{ }^\circ\text{C} = 1,82 \text{ }^\circ\text{C}$$

Por lo tanto las nuevas temperaturas de ebullición y solidificación de la disolución son:

$$T_e = 100^\circ\text{C} + \Delta T_e = 100,51 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_c = 0^\circ\text{C} - \Delta T_c = -1,82 \text{ }^\circ\text{C}$$

CUESTIONES TEÓRICAS

La materia

1. Indica la diferencia entre mezcla y sustancia pura.
2. Define el concepto de elemento químico.
3. Indica la diferencia entre fórmula empírica y molecular.
4. Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: "todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones"
5. Indica de estas transformaciones cuales son físicas o químicas:
 - a) Combustión de una cerilla.
 - b) Fermentación del mosto.
 - c) Evaporación del agua.
 - d) Disolución de una sal en agua.
 - e) Fusión del hielo.
6. Clasifica las siguientes sustancias en mezcla homogénea, mezcla heterogénea o sustancia pura: granito, gasolina, agua de mar, butano, aire, humo, silicio, tinta china, leche, aceite, carbono, vino, agua del grifo, agua destilada, madera, pintura, aluminio y acero.
7. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - a) Todo elemento o compuesto químico es una sustancia pura.
 - b) Una porción de materia compuesta por átomos de diferentes elementos solo puede ser una mezcla.
 - c) La unidad de masa atómica solo puede utilizarse para cuantificar la masa de los átomos.
 - d) Dos volúmenes iguales de gases diferentes metidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.
 - e) En una reacción química el número total de moléculas al principio y al final de la reacción es igual.
 - f) El valor de la constante de Avogadro depende de si consideramos átomos o moléculas.
8. Di que métodos emplearías para separar los componentes de las siguientes mezclas: sal común y arena, agua y alcohol metílico, limaduras de hierro y aceite, alcohol etílico y aceite, agua con sal común, agua y glicerina, serrín y arena. Describe los pasos para separar las componentes de estas mezclas.

Leyes ponderales

9. La ley de Proust asegura que "cuando dos elementos se combinan, lo hacen en una proporción fija", mientras que la ley de las proporciones múltiples de Dalton afirma que "dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción". ¿Se contradicen las dos leyes? Razona tu respuesta.

-
10. ¿Qué dos soluciones aportadas por Avogadro contribuyeron a explicar la ley de los volúmenes de combinación?
11. Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrían combinarse también totalmente 4 g de azufre con 20 g de mercurio para formar el mismo compuesto? ¿Por qué?
12. El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan en una proporción de 14:3 para formar amoníaco. Indica si es cierta la siguiente afirmación: cuando reaccionan 28 g de nitrógeno y 6 g de hidrógeno originan 32 g de amoníaco.
13. Al analizar las muestras de un compuesto de calcio se obtiene el siguiente resultado:
Muestra A: 1,004g Ca / 0,400g de O
Muestra B: 2,209g de Ca/0,880g de O
Explicar si se cumple la ley de Proust.
Sol: Si se cumple.
14. El azufre y el oxígeno reaccionan en la proporción de masas de 1,5g O/1g de S. Explica qué ocurrirá al hacer reaccionar 4,25g de O con 5g de S, y calcula la cantidad total de compuesto obtenida, indicando en que leyes te basas.
Sol: Reacciona todo el oxígeno. Sobran 2,16 g de S. Se forman 7,09 g de compuesto.
15. Haciendo reaccionar 0,3mg de C con el suficiente O se obtienen 1,1mg de un compuesto de C y O. Si hacemos reaccionar 1g de C con 1g de O. ¿Qué reactivo sobra? ¿Cuánto? ¿Cuánto compuesto obtenemos?
Sol: Sobra carbono; 0,625 g de C; 1,375 g de compuesto.
16. ¿Qué sugieren las leyes de Proust y de Dalton respecto a la naturaleza de la materia?
17. El carbono se combina con oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono (CO), y con la segunda, dióxido de carbono (CO₂). Razona cual de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) 12 g de Carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.
b) 12 g de Carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.
c) 12 g de Carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO₂.
d) 12 g de Carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar CO₂.
18. Cuando 1L de nitrógeno reacciona con 3L de hidrógeno, se obtiene el siguiente volumen de amoníaco:
a) 1L, b) 2L, c) 4L, d) 3,15L
19. A partir de las leyes volumétricas, y sabiendo que 1 volumen de N₂ más 3 volúmenes de H₂ producen 2 volúmenes de NH₃, razona cómo son las moléculas de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco.

-
20. Dos muestras de gases tienen estas composiciones:
- Primera muestra: 3,446 g de Carbono y 9,189 g de Oxígeno.
 - Segunda muestra: 8,531 g de Carbono y 22,749 g de Oxígeno.
- a) Explica si se trata del mismo gas o si las muestras corresponden a gases distintos del carbono.
- b) ¿Qué ley ponderal se cumple?
21. Comprobar que se cumple la ley de Dalton en las siguientes muestras:
- Primera muestra: 2,544 g de Carbono y 3,392 g de Oxígeno.
 - Segunda muestra: 3,768 g de Carbono y 10,048 g de Oxígeno.
22. Se analizaron dos muestras con estas composiciones:
- Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O.
- Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O.
- Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.
23. Un volumen de nitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno (gas), para formar dos volúmenes de amoníaco (gas). Si las condiciones de p y T son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las sugerencias de Avogadro, la composición de la moléculas de Avogadro.
24. El nitrógeno y el oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas. Si las posibilidades de combinación de sus volúmenes son 2:1, 1:1 y 1:2:
- a) Determina los volúmenes del gas formado en cada uno de los casos.
- b) Establece la fórmula más sencilla de cada uno de los gases formados.
- c) Escribe las tres combinaciones utilizando la simbología tradicional.
25. Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) y que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:
26. A la vista de los datos, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:
- a) Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.
- b) Los datos de las reacciones 1,2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.
- c) Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.
- d) Los compuestos formados por las reacciones 1 y 3 son iguales.

Leyes de los gases

26. ¿Qué volumen correspondería a un gas que esta a una temperatura de -273°C ? ¿Qué significado físico encuentras a ese resultado?
27. ¿Cómo podríamos elevar la temperatura de ebullición del agua por encima de 100°C ? ¿Y hacer que hierva a 60°C ?
28. ¿Cuál es la diferencia entre evaporación y ebullición?

-
29. ¿Qué se entiende por gas ideal?
30. ¿Por qué no se puede alcanzar el cero absoluto de temperatura?
31. Define el concepto de presión de vapor.
32. En los pueblos de alta montaña llevas más tiempo cocinar las legumbres en agua hirviendo que en los pueblos de la costa. ¿Por qué?
33. ¿Cuál es el fundamento de las ollas a presión?

Disoluciones

34. Explica el proceso por el cual los solutos se disuelven en los disolventes.
35. ¿Por qué, en general, los líquidos y los gases se disuelven mejor que los sólidos?
36. Indica que factores hacen variar la solubilidad de una sustancia.
37. ¿Cuál es la causa por la que disminuye la presión de vapor de una disolución respecto al disolvente puro?
38. ¿Cuál es la causa por la que disminuye el punto de congelación o aumenta el de ebullición de una disolución respecto al disolvente puro?
39. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) A temperatura ambiente no hay límite para la cantidad de sal que se puede disolver en un litro de agua.
 - b) Una disolución puede ser saturada y diluida al mismo tiempo.
 - c) Una disolución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad de soluto posible.
 - d) Aunque se le considera una impureza en el aire sin el polvo no habría nubes ni lluvia.

PROBLEMAS

Composición centesimal. Fórmula empírica y molecular

1. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es C_4H_8S . Si su masa molecular es 88, determine:
- Su fórmula molecular.
 - El número de átomos de hidrógeno que hay en 25 g de dicho compuesto.
 - La presión que ejercerán 2 g del compuesto en estado gaseoso a $120^\circ C$, en un recipiente de 1'5 L.

Masas atómicas: $C=12$; $H=1$; $S=32$. $R=0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

2. a) Determine la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se quema cierta cantidad de compuesto se forman 3,035 g de CO_2 y 0,621 g de agua.
- b) Establezca su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto en estado gaseoso ocupan 254,3 mL a $100^\circ C$ y 760 mm Hg.

Datos: $R=0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Masas atómicas: $C=12$; $H=1$.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

3. Con relación a los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2) ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?. Razone las respuestas.

- Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- Los dos tienen la misma composición centesimal.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

4. Si consideramos los compuestos C_6H_6 y C_2H_2 , razone de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas.

- Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- Los dos tienen la misma composición centesimal.

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

5. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es C_2H_4O . Si su masa molecular es 88:

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

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

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

6. Calcula la composición centesimal del butano y del ácido sulfúrico.

Sol: Butano: 82,67% C, 17,24% H; Ácido sulfúrico: 2,04% H, 32,65% S, 65,31% O.

7. ¿Qué masa de hierro hay en 2000 kg de mena pura de Óxido de hierro (III)?

Sol: 1400 Kg Fe

-
8. Indicar cuál de los siguientes compuestos de azufre es más rico en este elemento: ácido sulfúrico, ácido sulfhídrico, y sulfuro de hierro.

Sol: $\text{H}_2\text{S} > \text{FeS} > \text{H}_2\text{SO}_4$

9. El trióxido de hierro es un gas. Calcular que tanto por ciento de oxígeno contiene dicho compuesto.

Sol: 40% de O

10. Tenemos 13,524 g de cobre que al reaccionar con oxígeno se obtienen 16,93 g de un óxido de cobre. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?

Sol: CuO

11. Cierta azúcar tiene la siguiente composición centesimal: 40% de C, 6,67% de H y 53,33% de O. Si tiene una masa molar 180 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

12. 2,32 g de un óxido de plata contienen 2,16 g de plata. Determina la fórmula empírica de ese óxido.

Sol: Ag_2O

13. Se dispone de una muestra de un gas, cuya composición centesimal es: 82,76 % de C y 17,24% de H.

3,0 g de este mismo gas recogidos en un matraz de 2,0 litros y a 20 °C ejercen una presión de 608 hPa.

Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular para dicho gas.

DATO: 1 atm = 1.013 hPa

Sol: F. empírica: $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$. F. molecular: C_4H_{10}

14. En un matraz de 1,0 l de capacidad se recogen 1,6 g de gas. Se mide su temperatura y presión obteniéndose 18 °C y 1.273 hPa, respectivamente. Si el análisis del gas arroja una composición centesimal de 80 % de carbono y 20% de hidrógeno. Determinar su fórmula empírica y su fórmula molecular.

Sol: F. empírica: $(\text{CH}_3)_n$. F. molecular: C_2H_6

15. Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto gaseoso sabiendo que su composición centesimal es 85,7 % de C y 14,3 % de H y que su densidad en condiciones normales es de 1,26 g/l.

Sol: F. empírica: $(\text{CH}_2)_n$. F. molecular: C_2H_4

16. Un compuesto orgánico está formado por C y H. 5 g de una muestra se vaporizó, ocupando un volumen de 1575 mL a 760 mmHg y 27°C. El análisis cuantitativo de una muestra similar indicó que contenía 4,616g de C y 0,384g de H. ¿de qué compuesto se trata?

Sol: C_6H_6

17. Un compuesto contiene 24,255% de C, 4,05% de H y 71,8% de Cl. Sabiendo que 1 litro de dicho compuesto gaseoso a 710 mmHg y 110°C pesa 3,085 g. A partir de dichos datos deduce su fórmula molecular.

Sol: $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

18. La combustión de 2,573g de un compuesto orgánico dio 5,143g de CO_2 y 0,968 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si este sólo contenía C, H y O?

Sol: $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_4$

19. Tenemos 2,354 g de compuesto que contenía C,H,N y O dio por combustión 4,059g de CO_2 y 0,968 g de H_2O . Sabiendo que el porcentaje de nitrógeno es 27,44%. ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Sol: $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}_3\text{O}_2$

20. El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de H, 34,78% de O. **Sol:** $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

21. Tenemos 5g de un compuesto orgánico cuya masa molecular es 74 u. Analizada su composición obtenemos 2,43 g de C, 2.16 g de O y 0,41 g de H. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular.

Sol: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$

22. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C=24,24%, H=4,05% y Cl=71,71%. Calcula su fórmula empírica y molecular sabiendo que 0,942g de dicho compuesto ocupan un volumen de 213 ml medidos a 1 atm y 0°C.

Sol: $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$; $(\text{CH}_2\text{Cl})_n$

23. Halla la fórmula de un oxisulfuro de de carbono que contiene el 53,3% de S, el 20% de C y el 26,7% de O, si 75 mL de ese compuesto medidos a 22°C y 700 mmHg tienen una masa de 0,171 g.

Experimento	X	Y
primera reacción	2,50	1,20
segunda reacción	2,50	0,60
tercera reacción	5,00	2,40
cuarta reacción	2,50	0,40

Sol: SCO

Moles y leyes de los gases

24. Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ($C_5H_{11}NO_2S$) y en otro recipiente 100 g de arginina ($C_6H_{14}N_4O_2$). Calcule cuál tiene mayor número de:

- a) Moles.
- b) Masa de nitrógeno.
- c) Átomos.

Masas atómicas: C=12 ; H=1; N=14; O=16; S=32.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

25. Una cantidad de dioxígeno ocupa un volumen de 825 mL a 27°C y una presión de 0'8 atm. Calcule:

- a) ¿Cuántos gramos hay en la muestra?
- b) ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?
- c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?

Datos: Masa atómica: O=16. $R=0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

26. Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso: A= 1L de metano; B=2L de nitrógeno molecular; C=3L de ozono, O_3 , en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

- a) ¿Qué recipiente contiene mayor número de moléculas?
- b) ¿Cuál tiene mayor número de átomos?
- c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

Datos: Masas atómicas: H=1 ; C=12 ; N=14 O=16

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

27. Tenemos tres depósitos cerrados A, B y C de igual volumen y que se encuentran a la misma temperatura. En ellos se introducen, respectivamente, 10 g de $H_2(g)$, 7 mol de $O_2(g)$ y 10^{23} moléculas de $N_2(g)$. Indique de forma razonada:

- a) ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?
- b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- c) ¿En qué depósito hay mayor presión?

Datos: Masas atómicas: N=14 ; O=16 ; H=1.

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

28. La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es $C_{12}H_{22}O_{11}$. Indique razonadamente si 1 mol de sacarosa contiene:

- a) 144 g de carbono.
- b) 18 mol de átomos de carbono.
- c) 5×10^{15} átomos de carbono.

Masas atómicas: C=12 ; H=1 ; O=16.

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

29. Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso 1 litro de metano, 2 litros de nitrógeno y 1'5 litros de ozono (O_3), respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?.

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?.

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?.

Masas atómicas: C=12 ; H=1 ; N=14 ; O=16.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

30. Un litro de CO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:

a) El número de moles que contiene.

b) El número de moléculas de CO_2 presentes.

c) La masa en gramos de una molécula de CO_2 .

Masas atómicas: C=12;O=16.

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

31. a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?.

b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2'5g de ese elemento.

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono?.

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; Cu=63'5 ; Cl=35'5 .

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

32. Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

a) El número de moles de agua.

b) El número total de átomos de hidrógeno.

c) La masa en gramos de una molécula de agua.

Datos: Densidad del agua: 1 g/mL. Masas atómicas: O=16 ;H=1.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

33. Expresar en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

a) 11,2 L, medidos en condiciones normales.

b) $6,023 \times 10^{22}$ moléculas.

c) 25 L medidos a $27^\circ C$ y 2 atmósferas.

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

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

34. a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1'5 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

b) Determine la masa en kilogramos de $2'6 \times 10^{20}$ moléculas de NO

c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0'76 g de NH_4NO_3 .

Masas atómicas: O=16 ; N=14 ; H=1

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

35. Un cilindro contiene 0'13 g de etano, calcule:

a) El número de moles de etano.

b) El número de moléculas de etano.

c) El número de átomos de carbono.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

36. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0'1 atmósferas. Calcule

a) La masa de amoníaco presente.

b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.

c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

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

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 2. OPCIÓN B

37. Se tienen 8'5 g de amoníaco y se eliminan $1'5 \times 10^{23}$ moléculas.

a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?.

b) ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?.

c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?.

Masas atómicas: N=14 ; H=1

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

38. Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:

a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco

b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.

c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 4. OPCIÓN A

39. Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupan un volumen de 22'4 litros.

b) Contiene $6'02 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

c) El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.

QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

40. a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?

b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0'5 g de este elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 g de BCl_3 ?

Masas atómicas: Ca=40; B=11; Cl=35'5.

QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

41. Calcular el número de átomos y moléculas presentes en:

a) En 0,5 moles de SO_2 .

b) En 14,0 g de nitrógeno (gas)

c) En 4,0 g de hidrógeno (gas)

Sol: a) $9,03 \cdot 10^{23}$ átomos; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2

b) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2

c) $2,41 \cdot 10^{24}$ átomos de H; $1,20 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2

42. Se tienen 8,5 g de amoníaco y eliminamos $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- ¿Cuántos moles de amoníaco quedan?
 - ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
 - ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?
- Sol:** a) 0,25 moles de NH_3 ; b) $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas ; c) 4,3 g de NH_3
43. En estado gaseoso las moléculas de azufre están formadas por agrupamientos de ocho átomos (S_8). Si consideramos una muestra de 5 g de azufre gaseoso, calcular:
- El número de moles de moléculas (S_8)
 - El número de moléculas de azufre contenidas en la muestra.
 - El número de átomos de azufre.
- Sol:** a) 0,02 moles de S_8 ; b) $1,20 \cdot 10^{22}$ moléculas S_8 ; c) $9,62 \cdot 10^{22}$ átomos de S;
44. Determinar el número de moles presentes en cada caso:
- 80 g de hierro
 - 50 litros de CO_2 medido en c.n.
 - 10 litros de NH_3 medidos a 800 mm y 20°C
- Sol:** a) 1,43 moles de Fe ; b) 2,23 moles de CO_2 ; c) 0,47 moles de NH_3
45. Calcular el número de moléculas presentes en 1 cm^3 de gas en c.n. (Número de Loschmidt)
¿Importa la naturaleza del gas para el cálculo?
- Sol:** $2,7 \cdot 10^{19}$ moléculas
46. Calcular el número de moléculas de agua presentes en 1 cm^3 de agua líquida ($d = 1 \text{ g/cm}^3$).
Compara el resultado con el del ejercicio anterior ¿qué conclusión extraes de la comparación?
- Sol:** $3,3 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2O
47. Una botella de acero de 5 litros contiene oxígeno en c.n. ¿Qué cantidad de oxígeno deberá introducirse para que, manteniendo constante la temperatura, la presión se eleve a 4 atm?
- Sol:** 21,45 g de O_2
48. Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 4,5 litros a 770 mm y 50°C . Calcular:
- El volumen que ocuparía en c.n.
 - Manteniendo el mismo recipiente ¿qué habría que hacer para que la presión fuera como máximo de 700 mm?
 - La presión que ejercería si se trasvasa a un recipiente de 1,25 L manteniendo $T = \text{cte}$
- Sol:** a) 3,855 litros; b) Bajar la temperatura hasta 293,7 K ($20,4^\circ\text{C}$); c) 2772 mm (3,65 atm)
49. Un recipiente rígido de 28 L contiene He. Si la presión ejercida por el gas es de 1780 mm y su temperatura 30°C :

- a) ¿Qué masa de He hay en el recipiente?
b) Si la presión máxima que pueden soportar las paredes del recipiente es de 3 atm ¿Cuál sería el límite de temperatura al que se podría trabajar sin que se rompa el recipiente?

Sol: a) 10, 56 g He ; b) 388 K (115 °C)

50. 2, 49 g de un compuesto gaseoso se recogen en un recipiente de 2,18 litros a 27 ° C y 949 hPa de presión. (1 atm = 1013 hPa)

- a) Calcular el número de moles de gas presentes en el recipiente.
b) La masa molecular del gas

Sol: a) 0,083 moles ; b) 30 g/mol

51. Un recipiente de 5 L contiene 14,0 g de nitrógeno a la temperatura de 127 °C. La presión exterior es de 760 mm. Se abre el recipiente hasta que se iguale la presión con la del exterior. Calcular:

- a) La cantidad de nitrógeno que sale
b) La temperatura que debería tener el nitrógeno que queda en el recipiente si se desea que su presión sea la inicial.

Sol: a) 9,73 g de N₂ ; b) 1312 K (1039 °C)

52. En un recipiente de 5 L en el que se ha hecho previamente el vacío se inyectan 5,32 g de aire. Si la presión ejercida es de 894 hPa (1 atm = 1013 hPa) y la temperatura 20 °C

- a) ¿Cual es la densidad del aire en c.n?
b) ¿Cuál será su densidad a 760 mm y 70 ° C?

Sol: a) 28,96 g/mol; b) 1,29 g/L; c) 1,03 g/L

53. ¿Cuál es la masa molecular de un gas cuya densidad en c.n. es 3,17 g/L?

Sol: 71 g/mol

54. A presión normal, ¿cuál es la temperatura a la que se deben calentar 1,29 g de aire para que ocupen un volumen de 1,29 litros?

DATO: M_{aire} = 28,96 g/mol

Sol: 353 K (80 ° C)

55. Dos esferas A y B de 5 y 10 litros de capacidad respectivamente, contienen oxígeno gaseoso a la temperatura de 20 °C. La esfera A contiene 96 g y la B 64 g. Calcular la presión de equilibrio si ambas se ponen en comunicación.

Sol: 8 atm

56. El aire, aunque es una mezcla de gases, se puede considerar como "un gas". Calcula la "masa molecular" del aire sabiendo que su densidad es 1,29 g/L en c.n.

Sol: 28,87 g/mol

57. El alcohol C₂H₅OH tiene una densidad de 790 kg/m³. En un cm³ de alcohol. ¿Cuántos gramos de alcohol hay? ¿Cuántos moles? ¿Cuántas moléculas?

Sol: 0,79 g, 0,017 moles, $1,034 \times 10^{22}$ moléculas.

58. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,48 g/L. ¿Cuál será su densidad a 320 K y 730 mmHg? **Sol: 1,21 g/L**

59. Un recipiente cerrado de 0,75L contiene CO_2 a la presión de 6 atm y 27°C de temperatura. Calcula:

- a) La masa de CO_2 que contiene.
- b) La presión cuando la temperatura es de -173°C .

Sol: a) 7,92 g, b) 2 atm.

60. Se sabe que 0,702 g de un gas encerrado en un recipiente de 100 cm^3 ejerce una presión de 700 mmHg cuando la temperatura es de 27°C . El análisis del gas ha mostrado la siguiente composición: 38,4% de C, 4,8% de H, y 56,8% de Cl. Calcula su fórmula molecular. **Sol:** $\text{C}_6\text{H}_9\text{Cl}_3$

61. Una cantidad de 35,2 g de un hidrocarburo ocupa en estado gaseoso 13,2 L medidos a 1 atm y 50°C . Sabiendo que el 85,5% es carbono, calcula su fórmula molecular. **Sol:** C_5H_{10}

62. Un recipiente contiene 50L de un gas de densidad 1,45 g/L. La temperatura a la que se encuentra el gas es de 323K, y su presión, de 10 atm. Calcula:

- a) Los moles que contiene el recipiente.
- b) La masa de un mol del gas.

Sol: a) 18,87 mol, b) 3,8 g

Mezcla de gases

63. En un recipiente añadimos 0,21 moles de nitrógeno, 0,12 moles de hidrógeno y 2,32 moles de amoníaco. Si la presión total es de 1,24 atm, ¿Cuál es la presión parcial de cada componente?

Sol: 0,98 atm; 0,56 atm; 10,86 atm

64. En un recipiente de 25 litros de capacidad introducimos 36 g de agua y 40 g de etano (C_2H_6) a 150°C . Calcula la presión total en el interior del recipiente.

Sol: 4,6 atm

65. En un recipiente de 10 litros de capacidad introducimos 1,8 g de H_2O y 32 g de metano (CH_4). Elevamos posteriormente la temperatura hasta 150°C . Calcula la presión total en el interior del recipiente.

Sol: 7,29

66. Tenemos, en condiciones normales, un recipiente de 750 mL lleno de gas nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Si la presión correspondiente al oxígeno es de 0'21 atm y la correspondiente al nitrógeno es de 0'77 atm:

- a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay en el recipiente?
- b) ¿Y gramos de N_2 ?

c) ¿Cuál es la fracción molar del O_2 ?
Dato: $M(N)=14\text{ u}$; $M(C)=12\text{ u}$; $M(O)=16\text{ u}$.
Sol: $6,7 \times 10^{-4}$ moles; 0,72 g de N_2 ; 0,21

Disoluciones

67. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de $1,05\text{ g/mL}$, a 20°C , y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

- a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución $0,5\text{ M}$ del citado ácido?

Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $S = 32$.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

68. Una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) tiene una riqueza del 10% en masa y una densidad de $1,05\text{ g/mL}$. Calcule:

- a) La molaridad de esa disolución.
- b) Las fracciones molares de cada componente

Datos: Masas atómicas: $C=12$; $O=16$; $H=1$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

69. Se dispone de ácido nítrico concentrado de densidad $1,505\text{ g/mL}$ y riqueza 98% en masa.

- a) ¿Cuál será el volumen necesario de este ácido para preparar 250 mL de una disolución 1 M ?
- b) Se toman 50 mL de la disolución anterior, se trasvasan a un matraz aforado de 1 L y se enrasa posteriormente con agua destilada. Calcule los gramos de hidróxido de potasio que son necesarios para neutralizar la disolución ácida preparada.

Datos: Masas atómicas $H=1$; $N=14$; $O=16$; $K=39$.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

70. En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa, densidad $1,18\text{ g/mL}$. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución y la fracción molar del ácido.
- b) El volumen de éste ácido concentrado que se necesita para preparar 1 litro de disolución 2 M Masas atómicas: $H=1$; $O=16$; $Cl=35,5$.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

71. Una disolución acuosa de alcohol etílico (C_2H_5OH), tiene una riqueza del 95% y una densidad de $0,90\text{ g/mL}$.

Calcule:

- a) La molaridad de esa disolución.
- b) Las fracciones molares de cada componente. Masas atómicas: $C=12$; $O=16$; $H=1$.

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN B

72. A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL. Calcule:
- a) Su molaridad.
 - b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2'5 M de KOH.
- Masas atómicas: S=32; O=16; H=1.

QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN B

73. Una disolución de ácido acético tiene un 10% en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule:
- a) La molaridad de la disolución.
 - b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.
- Masas atómicas: H=1 ; C=12 ; O=16

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

74. Una disolución de HNO_3 15M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:
- a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3 .
 - b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0'05 M.
- Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1.

QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

75. a) Calcule la molaridad de una disolución de HNO_3 del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.
- b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25 M?
- Masas atómicas: H=1; N=14; O=16

QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

76. Calcular la molaridad de una disolución que contiene:
- a) 4,41 gramos de cloruro sódico en 0,75 litros de disolución.
 - b) 34,8 gramos de sulfato de potasio en 2 litros de disolución.
- Sol:** a) 0,1M; b) 0,1 M

77. En 300 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico hay 12 gramos de dicha sustancia. Calcular la concentración molar o molaridad.
- Sol:** 1,1M

78. ¿Qué cantidad de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se necesita para preparar 100 mL de disolución 0,1 M?
- Sol:** 1,8g

79. Se disuelven 50 g de amoníaco en agua hasta obtener 650 mL de disolución. Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 950 kg/m³. Indicar la concentración de la misma en: g/L, molaridad y porcentaje másico (%).
- Sol:** 76,9 g/L; 4,52M; 8,1%

-
80. 15 g de cloruro de sodio se disuelven en 60 g de agua. Calcular el porcentaje másico de soluto en la disolución obtenida, y las fracciones molares de soluto y disolvente.
Sol: 20%; 0,071; 0,929
81. Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular la masa de ácido clorhídrico disuelta en 100 mL de dicha disolución.
Sol: 0,3645g
82. Calcula la concentración en g/L, la molaridad, la molalidad y el porcentaje másico de una disolución de KClO_3 , sabiendo que al evaporar 20 mL de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de KClO_3 .
Sol: 72,5 g/L; 0,6M; 0,604 mol/kg; 7%
83. ¿Cuántos gramos de una disolución de porcentaje másico igual al 8% de sulfato de sodio necesitamos para que el contenido en sulfato de sodio sea de 3 g?
Sol: 37,5g
84. ¿Qué % de sal común (NaCl) contiene el agua de mar si de 2 kg de agua salada obtenemos 50g de sal?
Sol: 2,5%
85. ¿Cuántos gramos de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) hay en un litro de vinagre cuya concentración es 0,6 M?
Sol: 36g
86. Se prepara una disolución, colocando en un vaso 5 g de sal común (cloruro sódico) y añadiendo 20 g de agua. Una vez disuelta la sal se tiene un volumen de 21,7 mL. Calcular:
a) Concentración de dicha disolución en % en peso.
b) Concentración en g/L y la molaridad.
c) Molalidad
d) Fracción molar de soluto y disolvente.
Sol: 20%; 230,4 g/L; 3,94M; 4,275 m; 0,072 y 0,928
87. Disponemos de una disolución acuosa de HCl al 10% de masa. Si su densidad es de 1056 kg/m^3 , calcula: a) la molaridad del soluto, b) la molalidad, c) las fracciones molares.
Sol: 2,89M, 3,04m, 0,052 y 0,948
88. Se disuelven 30,5 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) hasta obtener 0,5L de disolución. Sabiendo que la densidad a 20°C es de 1027,6 kg/m^3 . Calcula:
a) La concentración en porcentaje en masa.
b) La molaridad.
c) La molalidad.
d) Las fracciones molares.
Sol: 5,94%, 1,14M, 1,18m, 0,02 y 0,98

-
89. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 0,40 M que hemos de tomar para que contenga 0,32 moles. **Sol:** 800 ml
90. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico al 98%, cuya densidad es 1,80 g/ml. **Sol:** 18,00 M
91. Para cierta reacción química se necesitan 0,25 moles de HCl. ¿Qué volumen se ha de tomar de un ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,18 g/ml? **Sol:** 22,1 ml
92. Calcular la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico al 37,23%, cuya densidad es 1,19 g/ml. **Sol:** 12,14 M
93. Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3) ¿Qué volumen de ácido del 36 % y densidad 1,22 g/ml deberemos tomar? **Sol:** 186,5 ml
94. ¿Cuántos mL de una disolución 1,5 M de: HCl deberemos tomar para tener 15 g de HCl? **Sol:** 273,4 mL
95. Calcular qué volumen de disolución de cloruro sódico 1 M se necesita para preparar 100 mL de una disolución de cloruro de sodio 0,02 M.
Sol: 2 mL de la primera disolución
96. Se tiene una disolución de H_2SO_4 al 95,6% (p/p) y cuya densidad es 1,7 g/mL. Calcular la concentración de la disolución en g/L y molaridad.
Sol: 16,58 M, 1625,2 g/L
97. Calcular la molaridad de una disolución acuosa de ácido nítrico al 33,82% en peso si su densidad es 1,22 g/mL.
Sol: 6,55 M
98. Calcular la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico concentrado de la que conocemos su densidad ($d=1,12$ g/mL) y su riqueza o porcentaje másico 35%.
Sol: 11,52M
99. Calcular el volumen de agua que debe añadirse a 250 mL de una disolución 1,25 M, para hacerla 0,5M.
Sol: 375 mL
100. ¿Qué volumen de una disolución 5 M de ácido sulfúrico hemos de tomar para preparar otra disolución de ácido sulfúrico cuyas características son: 500 mL, 0,5 M.
Sol: 50 mL
101. Tenemos una disolución 0,693 M de ácido clorhídrico y necesitamos para una reacción 0,0525 moles de ácido. ¿Qué volumen debemos tomar?
Sol: 75 mL

102. 9,013g de propanol se disuelven en una cantidad suficiente de agua para obtener 0,750 L. de disolución; 50mL de esta se diluyen a 500 mL. ¿Qué molaridad tienen las dos disoluciones?

Sol: 0,2M y 0,02M

103. ¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico al 36% y densidad 1,22 g/mL, es necesario para preparar 0,25 L. de disolución 0,25 M?

Sol: 9 mL

104. ¿Qué concentración molar tendrá una disolución de ácido perclórico, si tomamos 50 mL de la misma y le añadimos agua hasta alcanzar un volumen final de 1 L y una concentración 0,5 M?

Sol: 10 M

105. Se quiere preparar 500 ml de una disolución 0,30 M de ácido sulfúrico a partir de ácido de 98 % ($d = 1,80$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir. **Sol:** medir 8,3 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando (echar el ácido sobre el agua) y completar, una vez disuelto, hasta los 500 ml

106. Se quiere preparar 2,0 litros de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de ácido del 37 % ($d = 1,19$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir. **Sol:** medir 82,9 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando y completar, una vez disuelto, hasta los 2,0 litros.

107. Se toman 72,0 g de ácido acético ($C_2H_4O_2$) y se disuelve en un poco de agua, completando posteriormente con agua hasta los 600 ml. Posteriormente se toman 100 ml a los que se añaden 200 ml de una disolución 4,0 M de ácido acético y después se completa con agua hasta el medio litro. ¿Cuál será la molaridad de la disolución final? **Sol:** 2,0 M

108. Para realizar cierta reacción se necesitan 0,25 moles de zinc y el doble de ácido clorhídrico.

a) ¿Qué masa deberíamos pesar de cada sustancia?

b) Si en vez de ácido clorhídrico puro disponemos de ácido del 36 % de pureza (36 g de HCl / 100 g ácido), cuánto deberíamos tomar?

Sol: a) 16,34 g de Zn y 18,25 g de HCl ; b) 50,69 g de ácido del 36%

109. Un ácido sulfúrico de densidad $1,8$ g/cm³ tiene una pureza del 90,5%. Calcula:

a) Su concentración en g/L.

b) El volumen necesario para preparar 1/4 L de disolución 0,2M.

Sol: 1629 g/L; 3 cm³

110. En 40 g de H₂O se disuelven 5 g de ácido sulfhídrico (H₂S). La densidad de la disolución formada es de $1,08$ g/cm³. Calcula el porcentaje en masa, la molaridad y la fracción molar de cada componente de la disolución.

Sol: 11,11%, 3,53M, 3,67m, 0,062 y 0,938

111. Se desea preparar 1L de disolución de ácido clorhídrico 0,5M. Para ello se dispone de dos disoluciones de ácido clorhídrico uno comercial al 5% en masa y densidad $1,095 \text{ g/cm}^3$ y otro de concentración 0,1M. Calcula la molaridad del ácido clorhídrico comercial al 5% en masa y el volumen necesario que hay que tomar de cada disolución para obtener la disolución deseada (no puede añadirse agua).

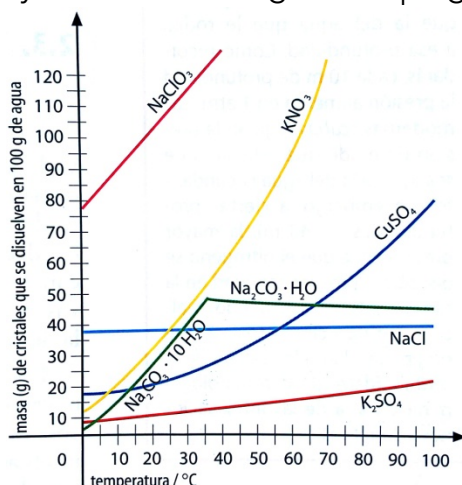
Sol: 1,5M; $V=0,286\text{L}$ y $V'=0,714\text{L}$

112. El agua del mar contiene 2,8% de cloruro de sodio y tiene una densidad de $1,02 \text{ g/cm}^3$ a una cierta temperatura. Calcula el agua de mar necesaria para obtener 1 kg de sal.

Sol: 35L

Solubilidad

113. Observa la siguiente figura y contesta a las siguientes preguntas:



- ¿Qué sustancia de las representadas presenta una mayor solubilidad?
- ¿Qué sustancia posee mayor variación de la solubilidad con la temperatura?
- ¿Qué sustancia presenta una menor dependencia de la solubilidad con la temperatura?
- ¿Qué sucede con el carbonato de sodio a partir de 35°C ?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio pueden disolverse en 200 cm^3 de agua a 60°C ?

114.a) Calcula la concentración en tanto por ciento en masa de una disolución saturada de cloruro de sodio en agua. La solubilidad del cloruro de sodio a 20°C es de 36 g por cada 100 g de agua.

b) Calcula la masa de cloruro de sodio necesaria para preparar una disolución saturada de 20°C con 5L de agua.

Sol: 26,47%, 1800 g.

115. Determina si una disolución 4,3 molar de MgCl_2 en agua está saturada. La solubilidad del MgCl_2 es de 55,81 g en 100 cm^3 de agua. Considera iguales el volumen de agua inicial y el volumen final de la disolución.

Propiedades coligativas

-
116. Para secar tu bañador, ¿lo enjuagarías en agua salada o dulce? ¿Por qué?
117. ¿Por qué cuando hace mucho frío se echa sal sobre las placas de hielo formadas en las calles y carreteras?
118. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 125 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 100 g de agua a $25^{\circ}C$. Datos: $M(C)=12$ u, $M(H)=1$ u, $M(O)=16$ u, presión de vapor del agua pura a $25^{\circ}C=23,8$ mmHg
Sol: 22,37 mmHg
119. Calcula el ascenso en el punto de ebullición que sufre 1 kg de agua cuando se disuelve en él 1 mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Datos: $K_e=0,52$ ($^{\circ}C$ kg)/mol
120. La presión de vapor del agua a $28^{\circ}C$ es de 28,35 mmHg. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 68 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 1000 g de agua a $28^{\circ}C$.
Sol: 28,25 mmHg
121. Calcula el ascenso en el punto de ebullición que sufre 1 kg de agua cuando se disuelve en él 1 mol de glicerina ($C_3H_8O_3$). Datos: $K_e=0,52$ ($^{\circ}C$ kg)/mol