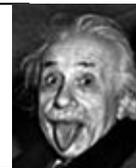




# Estequiometría



## 1. MASA ATÓMICA DE UN ELEMENTO. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u.m.a).

**Dalton** afirmó que *cada átomo tiene una masa propia y diferente de la de cualquier otro átomo*. Por otra parte, hemos visto en el tema anterior, que *la masa de un átomo está prácticamente localizada en el núcleo de éste*.

Las masas de los átomos son *extremadamente pequeñas*, por ejemplo, la masa de un átomo de plomo es de  $3,53 \cdot 10^{-26}$  kg. Si se usa como unidad de masa el kilogramo, resultan números muy pequeños y, por tanto, difíciles de manejar.

¿Dónde encontrar una unidad de masa que sea acorde con las dimensiones del átomo?, solamente la podemos hallar en el propio mundo de los átomos.

Por ello, las masas de los átomos se van a comparar con la masa de uno de ellos, al que llamaremos *átomo patrón*. Aunque, a lo largo de la Historia de la Química, se han escogido varios patrones, actualmente las masas de los átomos se comparan con el átomo de carbono de número másico 12, al que se le asigna el valor de doce unidades. La unidad, por tanto, será la *doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12*.



Masa del átomo de carbono = 12 unidades

$\frac{1}{12}$  de la masa átomo de carbono = 1 u.m.a.

Se define **unidad de masa atómica (u.m.a.)** como la *doceava parte del isótopo de carbono-12*. Lo que equivale a  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg.

Se define **masa atómica** de un elemento al *cociente que resulta de dividir la masa de un átomo de un elemento entre la doceava parte de la masa del isótopo de carbono-12*.

Por ejemplo, cuando se dice que la *masa atómica del cloro es 35,45* lo que se quiere expresar es que un átomo de cloro *tiene 35,45 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12*. Otros ejemplos:

$M_{at}(\text{He}) = 4 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  un átomo de He tiene 4 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

$M_{at}(\text{Na}) = 23 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  un átomo de Na tiene 23 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

$M_{at}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  un átomo de Cu tiene 63,5 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

$M_{at}(\text{U}) = 238 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  un átomo de U tiene 238 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

## 2. MASA MOLECULAR DE UN COMPUESTO.

Al igual que la masa de los átomos, la masa de las moléculas de los compuestos se van a comparar con la masa del átomo patrón C-12.

Como consecuencia, la **masa molecular** de un compuesto es un número que expresa cuantas veces es mayor la masa de una molécula de dicho compuesto que la doceava parte de la masa de carbono-12. La masa molecular se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos presentes en la molécula teniendo en cuenta el número de átomos de cada elemento.

Por ejemplo, la masa molecular del  $\text{CO}_2$  es  $M_{mc}(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ , lo cual significa que la masa de una molécula de  $\text{CO}_2$  es 44 veces la masa de la doceava C-12.

$M_{mc}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  tiene 18 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

$M_{mc}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$  una molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tiene 98 veces la masa de la doceava parte del isótopo de carbono-12.

*Cuestión: ¿Qué tiene mayor masa una molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o un átomo de I?*

## 3. CONCEPTO DE MOL.

¿Qué tiene mayor masa una docena de aceitunas o una docena de naranjas? ¿Por qué? Ahora razona, ¿qué tiene mayor masa una docena de átomos de hidrógeno o una docena de cloro? ¿Por qué?

Aunque resulte muy útil considerar el comportamiento de átomos aislados, en la práctica se necesita trabajar con cantidades enormes de átomos. Es, por ello, por lo que nace el concepto de mol, entendiendo por **mol** de cualquier especie como  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades de dicha especie. A ese número ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) se le denomina **número de Avogadro**. Este número expresa una cantidad de cosas (igual que par indica dos, trío señala tres, decena advierte diez, docena señala doce, millar representa mil, etc.). Por ejemplo, 1 mol de átomos de Li son  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de litio, 1 mol de moléculas de  $\text{CO}_2$  son  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ , 1 mol de electrones son  $6,02 \cdot 10^{23}$  electrones.

☞ El uso de ese número, y no otro, se debe a la coincidencia numérica entre la masa de un átomo expresada en u.m.a. y la masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos expresada en gramos. Ejemplos:

La masa de un átomo de Na es de 23 u.m.a. Si se ponen en una balanza  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de sodio ésta indicará 23 g.

La masa de un átomo de S es de 32 u.m.a. Si se ponen en una balanza  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de azufre ésta indicará 32 g.

Este concepto se puede aplicar a cualquier especie, así por ejemplo:

La masa de una molécula de  $H_2O$  es de 18 u.m.a. Si se ponen en una balanza  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua ésta indicará 18 g.

La masa de una molécula de  $N_2O_3$  es de 72 u.m.a. Si se ponen en una balanza  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de trióxido de dinitrógeno ésta indicará 72 g.



Debes recordar las **reglas** que figuran a continuación:

**1 mol de átomos de X =  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de X = masa atómica gramos de X**

**1 mol de moléculas de AB =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de AB = masa molecular gramos de AB**

---

### PROBLEMAS

---

1. ¿Cuál es la masa molecular del  $CH_4$ ? ¿Cuántos moles y moléculas de  $CH_4$  y átomos de hidrógeno hay en 80 g de  $CH_4$ ?

2. ¿Cuántos moles y gramos de agua hay en  $8 \cdot 10^{25}$  moléculas de agua?

3. ¿Cuántos gramos, moléculas de  $N_2O_5$ , átomos de nitrógeno y átomos de oxígeno hay 0,18 moles de  $N_2O_5$ ?

4. ¿Cuánto pesa un átomo de hierro? ¿Cuánto pesa una molécula de  $SO_2$ ?

5. ¿Cuántos átomos de oro hay en un gramo de dicho metal?

6. Un recipiente contiene 150 g de alcohol etílico,  $C_2H_6O$ . Calcula el número de moles de  $C_2H_6O$ , el número de moléculas de  $C_2H_6O$  y el número de átomos de hidrógeno.

7. La masa de una aspirina ( $C_9H_8O$ ) es de 0,5 g. ¿Cuántas moléculas de aspirina te tragas al tomarte un comprimido?

8. En la respiración, una persona adulta emite, al día, 27 moles de  $CO_2$ . Calcula la masa y el número de moléculas que representa esa cantidad.

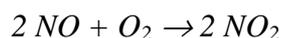
---

#### 4. REACCIÓN QUÍMICA. ECUACIÓN QUÍMICA.

Antes de estudiar las leyes en los cambios químicos, hemos de recordar el concepto de cambio químico contrastándolo con el de cambio físico. *En un cambio químico la naturaleza de las sustancias quedará modificada, mientras que en el cambio físico se producen variaciones en algunas propiedades accidentales de las sustancias, pero sin que éstas se conviertan en otras diferentes.* Por ejemplo, la evaporación de agua sería un cambio físico, mientras que su descomposición en hidrógeno y oxígeno sería un cambio químico.

Por lo tanto, una **reacción química** es un proceso mediante el cual unas sustancias se convierten en otras.

Por ejemplo, el ácido nítrico reacciona con el cobre metálico para formar nitrato cúprico, monóxido de nitrógeno y agua. A su vez, el monóxido de nitrógeno reacciona con el oxígeno atmosférico para dar dióxido de nitrógeno. Las ecuaciones químicas que rigen estos procesos serán:



La función de la ecuación química es describir la reacción cualitativamente y cuantitativamente. Las sustancias que están antes de la flecha son los reaccionantes y las que están después los productos. La flecha puede leerse como “forma ...”, “reacciona para dar ...”, etc.

Los coeficientes estequiométricos que aparecen en la ecuación serán aquellos que justifiquen que el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación química sea el mismo. Una ecuación que cumple tal requisito se dice que está ajustada.

#### 5. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA O DE LAVOISIER.

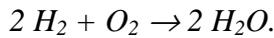
Fue enunciada en 1789 y dice que en toda reacción química la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de los productos resultantes de la reacción.

Lavoisier, trabajando con recipientes herméticamente cerrados pudo comprobar que la masa se conservaba en cualquier reacción química.

Así si, por ejemplo, calentamos durante un tiempo suficiente 10 g de  $\text{PtO}_2$  en un recipiente cerrado se descompondrán en 8,59 g de Pt y 1,41 g de  $\text{O}_2$ , según la reacción  $\text{PtO}_2 \rightarrow \text{Pt} + \text{O}_2$ . Con reacciones similares a ésta, químicos anteriores a Lavoisier, al no trabajar con recipientes cerrados, cuando se liberaba alguna sustancia gaseosa resultante de la reacción, la masa no se les conservaba, y es que las masas de las sustancias gaseosas hay que considerarlas.

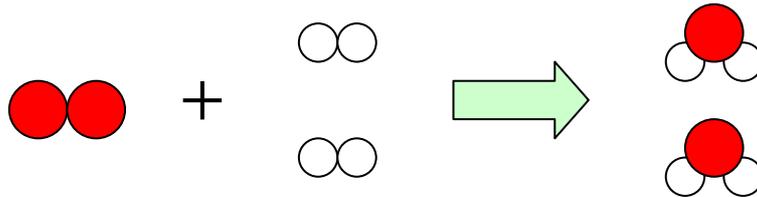
## 6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

El hidrógeno reacciona con el oxígeno para dar agua según la ecuación:

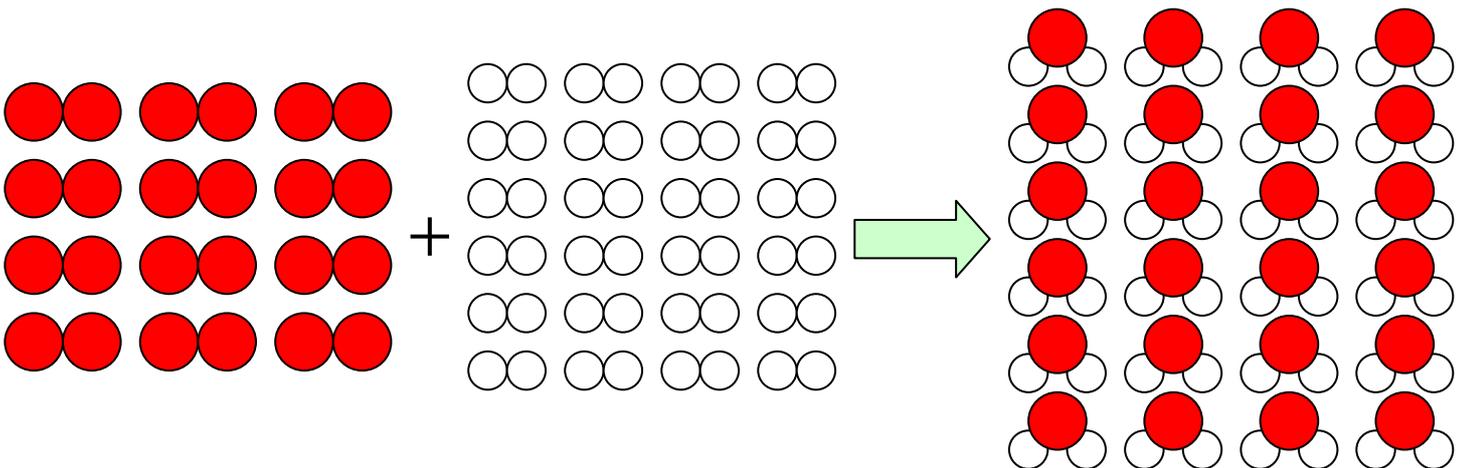


Esta ecuación la podemos interpretar de varias formas:

a) Una molécula de oxígeno reacciona con dos moléculas de hidrógeno para dar dos moléculas de agua.



b) Una docena (12) de moléculas de oxígeno reaccionan con dos docenas (24) de moléculas de hidrógeno para dar dos docenas (24) de moléculas de agua.



c) Un mol de moléculas de oxígeno ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) reaccionan con dos moles de moléculas de hidrógeno ( $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ ) para dar dos moles de moléculas de agua ( $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ ).

Lo que **nunca** expresa la ecuación es que 1 kg de oxígeno reaccionan con 2 kg de hidrógeno para dar 2 kg de agua.

Por tanto, una reacción perfectamente ajustada puede interpretarse como una relación de equivalencia entre el número de moles de las sustancias que intervienen en dicha reacción. Sea, por ejemplo, la reacción:  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$ . De esta ecuación se deduce que para que reaccione un mol de propano se necesitarán 5 moles de oxígeno molecular, o por cada 5 moles de oxígeno molecular que reaccionan se forman 4 moles de agua, etc.

☞ En todo cálculo estequiométrico se deben dar los siguientes **pasos**:

1. Se ha de hallar el *número de moles de la sustancia dato*.
2. Se buscará la *equivalencia entre el número de moles entre la sustancia dato y la sustancia problema a partir de la ecuación química*.
3. Se halla el *número de moles de la sustancia problema*.
4. A partir del número de moles de la sustancia problema se calculará la *magnitud que se nos pida: masa, volumen en determinadas condiciones de presión y temperatura, número de moléculas, o cualquier otra magnitud que dependa del número de moles*.

---

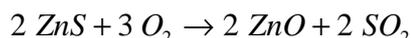
### PROBLEMAS

9. Reaccionan 100 g de hidrógeno con oxígeno según la ecuación:

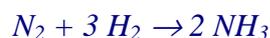


Calcule: a) La masa de oxígeno necesaria para la reacción de todo el hidrógeno. b) La masa de agua formada. c) Compruébese que se cumple la ley de Lavoisier. **Resp.:** a) 800 g de  $\text{O}_2$ . b) 900 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

10. Cuando reacciona el sulfuro de cinc con el oxígeno se obtiene óxido de cinc y se desprende dióxido de azufre. Si se dispone de 8,5 kg de sulfuro de cinc, calcular: a) La cantidad de óxido que se producirá b) La masa de oxígeno que reaccionará **Resp.:** a) 7104 g de  $\text{ZnO}$ . b) 4189 g de  $\text{O}_2$ .

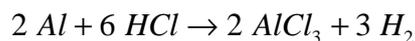


11. Reaccionan 112 g de  $\text{N}_2$  según la reacción:



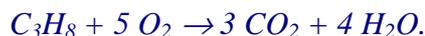
Calcule: a) Masa de hidrógeno necesaria. b) Número de moléculas de amoníaco formadas. **Resp.:** a) 12 g de  $\text{H}_2$ . b)  $4,816 \cdot 10^{24}$  mc. de  $\text{H}_2\text{O}$ .

12. El aluminio es atacado por el  $\text{HCl}$  según la siguiente reacción:



Si reaccionan 14,3 g de aluminio, calcular: a) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno obtendremos? b) ¿Qué masa de  $\text{HCl}$  necesitaremos? c) ¿Cuántos moles de cloruro de aluminio se producirán? **Resp.:** a)  $4,79 \cdot 10^{23}$  mc. de  $\text{H}_2$ . b) 58,03 g de  $\text{HCl}$ . c) 0,53 moles de  $\text{AlCl}_3$ .

13. El propano en combustión con el oxígeno origina dióxido de carbono y agua, según la reacción:



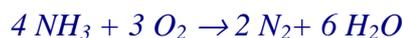
Si reaccionan completamente 220 g de propano, calcule: a) La masa de oxígeno necesaria para la combustión completa del propano. b) El número de moléculas de agua que se forman. **Resp.: a) 800 g de  $O_2$ . b)  $1,205 \cdot 10^{24}$  mc. de  $H_2O$ .**

14. Reaccionan  $9 \cdot 10^{24}$  moléculas de hidrógeno con nitrógeno para formar amoníaco según la ecuación:



Calcule: a) La masa de nitrógeno necesaria para la reacción. c) El número de moles de amoníaco formado. **Resp.: a) 119,6 g de  $N_2$ . b) 9,97 moles de  $NH_3$ .**

15. Reaccionan 34 g de amoníaco según la reacción:



Calcule : a) La masa de oxígeno necesaria. b) El número de moléculas de  $N_2$  formadas. **Resp.: a) 48 g  $O_2$ . b)  $1,806 \cdot 10^{24}$  mc de  $N_2$ .**

16. ¿Cuál es la composición centesimal en masa del  $H_2O$ ? **Resp.: H  $\Rightarrow$  11,1 %, O  $\Rightarrow$  88,9 %.**

17. ¿Cuál es la composición centesimal en masa del  $Cu(NO_3)_2$ ? **Resp.: Cu  $\Rightarrow$  33,9 %, O  $\Rightarrow$  51,2 %, N  $\Rightarrow$  14,9 %.**

18. Un compuesto presenta la siguiente composición centesimal en masa: H: 2 %, O: 65,3 %, S: 32,7 %. Halle su fórmula.

19. Un compuesto presenta la siguiente composición centesimal en masa: Na: 43,4 %, C: 11,3 %, O: 45,3 %. Halle su fórmula.

20. El análisis de un óxido de cromo indica que su contenido en cromo es de un 68,4 %. ¿Cuál es su fórmula? **Resp.:  $(Cr_2O_3)$ .**

---

## 7. VOLUMEN MOLAR DE UN GAS EN CONDICIONES NORMALES. ECUACIÓN GENERAL DE GASES IDEALES.

Se denomina **volumen molar de un gas** al **volumen que ocupa 1 mol de ese gas**. Experimentalmente se sabe que *en condiciones normales de presión y temperatura (0°C y 1 atm) 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros*.

Es decir, 1 mol de  $\left\{ \begin{array}{l} H_2 \\ O_2 \\ CO_2 \end{array} \right\}$  tiene una masa de  $\left\{ \begin{array}{l} 2\text{ g} \\ 32\text{ g} \\ 34\text{ g} \end{array} \right\}$  contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$

*moléculas y ocupa 22,4 litros en condiciones normales.*

El volumen ocupado por las moléculas de un gas *no depende de la naturaleza del gas sino del número de moléculas que contiene, cómo explica el principio de Avogadro*. Así, 7 litros de cualquier gas a 125 °C y 6 atm contienen el mismo número de moléculas.

Existe una ecuación que liga las variables (P,V,Tª) de un gas en *dos estados diferentes de presión, volumen y temperatura*, esta expresión se denomina **ecuación de estado de los gases ideales** :

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Si consideramos que un mol de un gas en c.n. (T = 273 K, P = 1 atm) ocupa un volumen de 22,4 l y sustituimos en el 2º miembro de la anterior ecuación, llegaremos a la siguiente expresión:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\xrightarrow{\text{Generalizando}} P \cdot V = R \cdot T$$

La constante  $0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{mol} \cdot \text{K}$  se denomina *constante de gases (R)*.

Si en vez de considerar 1 mol de gas consideramos *n moles* la ecuación se transformaría en :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Esta expresión es una nueva *ecuación de estado para gases ideales*.

*Se considera gas ideal aquel que cumple las leyes de los gases.*

## 8. DISOLUCIONES

### 8.1. CONCEPTO. COMPONENTES DE UNA DISOLUCIÓN.

Una **disolución** era un sistema material homogéneo pero de composición variable formado por dos o más sustancias puras (elementos o compuestos). En toda disolución podemos distinguir dos componentes:

**a) Disolvente:** es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad o la que determina el estado físico de la disolución.

**b) Solute:** es la sustancia disuelta en el disolvente y normalmente se encuentra en menor cantidad que éste.

Cuando se disuelven 0,6 g de NaCl en 100 ml de agua, el NaCl es el soluto y el agua es el disolvente.

### 8.2. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

Con objeto de expresar la relación entre las cantidades de soluto y disolvente en una disolución se define una variable de la misma denominada **concentración** que es la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución (o, a veces, de disolvente). Las principales formas de expresar la concentración de una disolución son :

**1. Concentración centesimal en peso o % en peso (C (%)) :** es el número de gramos de soluto que hay en 100 g de disolución. Se calcula mediante :

$$C(\%) = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Cuando se dice que una disolución de HCl tiene una concentración del 36 % en peso, esto supone que hay 36 g de HCl por cada 100 g de disolución (evidentemente hay 64 g de agua por cada 100 g de disolución).

**2. Molaridad (M) :** es el número de moles de soluto que hay contenidos en cada litro de disolución. Se halla mediante :

$$M = \frac{n_s}{V_D(L)}$$

Así si tenemos una disolución de CuSO<sub>4</sub> 0,5 M, deducimos que por cada litro de disolución hay 0,5 moles de CuSO<sub>4</sub>.

**3. Fracción molar de un componente :** es el cociente que resulta de dividir el número de moles de dicho componente y el número de moles totales. Así :

$$\left. \begin{aligned} x_s &= \frac{n_s}{n_{total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} \\ x_d &= \frac{n_d}{n_{total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d} \end{aligned} \right\} x_s + x_d = 1$$

### 8.3. SOLUBILIDAD DE UN COMPUESTO.

Supongamos que disponemos de una determinada cantidad de agua en un recipiente. Si vamos añadiendo pequeñas cantidades de  $NaCl$  y a continuación agitamos la mezcla, observaremos que las primeras cantidades de  $NaCl$  se disuelven rápidamente; pero, a medida que el líquido se va concentrando, la disolución de nuevas dosis se hace cada vez más difícil, hasta el punto de que *llega un momento en que es imposible disolver más soluto, por mucho que se agite*. Todo soluto añadido a partir de ese punto precipitará, es decir, se depositará en el fondo del recipiente.

Atendiendo a la proporción relativa de soluto y disolvente las disoluciones pueden clasificarse en :

- 1. Diluidas** : si la proporción de soluto respecto al disolvente es pequeña.
- 2. Concentradas** : si la proporción de soluto respecto al disolvente es grande. Lógicamente, las disoluciones concentradas sólo son posibles si el soluto es muy soluble.
- 3. Saturadas** : cuando poseen la mayor cantidad posible de soluto disuelto.
- 4. Sobresaturadas** : si contiene más cantidad de soluto de la que realmente admite el volumen de disolvente. Esta disolución no será estable y precipitará el soluto hasta que la disolución se vuelva saturada.

Es obvio que hay sustancias que se disuelven mejor que otras. Se denomina **solubilidad** de una sustancia a la *máxima cantidad de sustancia que puede disolverse por litro de disolución*. Es decir, la solubilidad representa la concentración de una disolución saturada.

1. Se disuelven 49 g de ácido sulfúrico en 250 cm<sup>3</sup> de disolución. Hallar la Molaridad (M) de dicha disolución. **Resp: 2 M.**
2. ¿Qué masa de hidróxido de potasio es necesaria para preparar 500 ml de disolución 3 M en dicha sustancia? **Resp: 84,15 g.**
3. ¿Qué volumen de disolución es necesario para disolver 175,5 g de cloruro de sodio y que la disolución resulte 0,5 M? **Resp : 6 l.**
4. Disponemos de 3 l de una disolución de ácido clorhídrico 4 M. Si le añadimos 5 l. de agua. ¿Cuál será la concentración final de la disolución? **Resp: 1,5 M.**

**PROBLEMAS DE REFUERZO**

---

**R1.** ¿Cuántos moles y moléculas de amoníaco y átomos de hidrógeno hay en 85 g de amoníaco?

**R2.** ¿Cuántos moles y gramos de metano hay en  $8 \cdot 10^{25}$  moléculas de metano?

**R3.** ¿Cuánto pesa un átomo de sodio? ¿Cuánto pesa una molécula de anhídrido perclórico?

**R4.** ¿Cuántos átomos de cinc hay en un gramo de dicho metal?

**R5.** Halle la composición porcentual en masa de las siguientes sustancias: a) Sulfato de sodio. b) Tricloruro de cromo. c) Nitrato de cobalto (II). d) Óxido de hierro (III).

**R6.** La bauxita es un mineral que contiene óxido de aluminio. Halle la composición centesimal del óxido de aluminio. A partir de este óxido se puede obtener aluminio por medio de la electrolisis del óxido fundido. Si disponemos de 380 g de óxido de aluminio, ¿qué cantidad máxima de aluminio podremos obtener? **Resp.:** Al  $\Rightarrow$  52,9 %, O  $\Rightarrow$  47,1 %,  $m_{Al} = 201$  g de Al

**R7.** Un compuesto presenta la siguiente composición centesimal en masa: K: 26,57 %, Cr: 35,36 %, O: 38,07 %. Halle su fórmula.

**R8.** Un óxido no metálico presenta la siguiente composición centesimal en masa: S: 40 %, O: 60 %. ¿De qué compuesto se trata?

**R9.** Un óxido metálico presenta la siguiente composición centesimal en masa: Ni: 70,98 %, O: 29,02 %. ¿De qué compuesto se trata?

**R10.** La glucosa presenta la siguiente composición centesimal en masa: C: 40 %, H: 6,67 %, O: 53,33 %. Halle su fórmula molecular sabiendo que su peso molecular es 180.

**R11.** Un hidrocarburo presenta la siguiente composición centesimal en masa: C: 85,7 %, H: 14,3 %. Halle su fórmula empírica. Halle su fórmula molecular sabiendo que 84 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 15,47 l a 3 atm y 10 °C.

**R12.** El análisis de una sustancia orgánica nos proporciona la composición centesimal siguiente: C = 40 %, O = 53,34 %, H = 6,66 %. Hállese la fórmula empírica y molecular sabiendo que 0,7 g de la sustancia ocupan un volumen de 0,259 litros a 150 °C y 1 atm.

**R13.** Reaccionan 1280 g de  $O_2$  según la reacción:  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ . Calcule: a) Masa de  $H_2$  necesaria. b) Masa de agua formada. c) Número de moléculas de agua formadas. **Resp.:** a) 160 g de  $H_2$ . b) 1440 g de  $H_2O$ . c)  $4,82 \cdot 10^{25}$  mc de  $H_2O$ .

**R14.** Reaccionan 718,8 g de  $FeS_2$  según:  $4 FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3 + 8 SO_2$ . Halle: a) La masa de óxido férrico obtenida. b) Las moléculas de  $SO_2$  producidas. c) El volumen de  $O_2$  que se necesita en condiciones normales de presión y temperatura. **Resp.: a) 478,8 g. b)  $7,2 \cdot 10^{24}$  mc  $SO_2$ . c) 269,6 l de  $O_2$ .**

**R15.** Reaccionan 667,5 g de *cloruro de aluminio* según la siguiente reacción:  $2 AlCl_3 + 3 H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6 HCl$ . Determínese: a) La masa de  $H_2SO_4$  necesaria para la reacción. b) Volumen de  $HCl$  obtenido a 600 mmHg y 27°C. **Resp.: a) 735 g de  $H_2SO_4$  b) 467,4 litros de  $HCl$**

**R16.** Reaccionan  $3,01 \cdot 10^{24}$  mc. de *cloro molecular* según la ecuación química:  $3 Cl_2 + 2 CrBr_3 \rightarrow 3 Br_2 + 2 CrCl_3$ . Halle: a) La masa de *bromuro crómico* que se necesita. b) El volumen de  $Br_2$  obtenido a 3,69 atm y 27 °C. **Resp.: a) 972 g de  $CrBr_3$ . b) 33,3 litros de  $Br_2$ .**

**R17.** Se obtienen 25 litros de  $NO$  medidos a 25 °C y 1100 mmHg según la reacción:  $4 NH_3 + 5 O_2 \rightarrow 4 NO + 6 H_2O$ . Calcule: a) La masa de *amoníaco* necesaria. b) Las moléculas de *agua* obtenidas. c) El volumen de  $O_2$  necesario en las mismas condiciones de  $P$  y  $T^\circ$ . **Resp.: a) 25,2 g. b)  $1,34 \cdot 10^{24}$  mc. c) 31,24 l.**

**R19.** ¿Cuántos gramos de *hidróxido de sodio* se necesitan para preparar 0,6 l. de una disolución 0,2 M de dicho compuesto? **Resp : 4,8 g**

**R20.** ¿Qué volumen de disolución es necesario para disolver 126 g de *ácido nítrico* y que la disolución resulte 0,8 M? **Resp : 1,6 l.**

**R21.** Disponemos de una disolución de *cloruro de sodio* 3 M. ¿Qué volumen de disolución se necesita para obtener, mediante evaporación, 80 g de *cloruro de sodio puro*? **Resp : 0,66 l.**

**R22.** Se disuelven 2 g de *hidróxido de calcio* en 200  $cm^3$  de *agua*. La densidad de la disolución resultante es 1050  $g/dm^3$ . Hallar la *Molaridad (M)*. **Resp: 0,14 M.**

**R23.** Se prepara una disolución añadiendo 10 g de  $NaCl$  a 40 g de *agua*. Una vez disuelta el volumen total es de 43,3  $cm^3$ . Calcular la concentración en % (en peso) y *Molaridad*. **Resp: 20 %, 3,9 M.**

**R24.** Disponemos de 4 l. de una disolución de  $H_2SO_4$  5 M. Si le añadimos 2 l. de *agua*. ¿Cuál será la concentración final de la disolución? **Resp: 3,33 M.**

**R25.** ¿Cuál es la concentración final que resulta al mezclar 5 l. de una disolución de  $HCl$  2 M con 6 l. de otra 4 M en  $HCl$ ? **Resp: 3,09 M.**

**R26.** El *cloro* se obtiene en el laboratorio según la ecuación química siguiente:  $MnO_2 + 4 HCl \rightarrow MnCl_2 + 2 H_2O + Cl_2$ . Calcular : a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de *cloro* medidos a 15°C y 720 mm de Hg. b) El volumen de *ácido clorhídrico* 0,6 M que habrá que utilizar. **Resp.: a) (348 g de  $MnO_2$  y 586 g de  $HCl$ ). b) (26,8 l de disolución de  $HCl$ ).**

---