



# REPASO SOBRE CÁLCULOS EN QUÍMICA

## 1. LA MEDIDA DE LA MASA EN QUÍMICA.

### 1.1 La masa de un átomo y de una molécula.

Tanto si se trata de elementos químicos como de compuestos, la materia está formada por átomos; así pues, en la medida de la masa estará implícita la masa de los átomos.

**La masa atómica ( A )** viene determinada por la masa de sus protones y neutrones, ya que la masa de los electrones ( unas 2000 veces menor) se considera despreciable. Si tomamos como unidad de masa atómica ( **uma** o **u** ) la masa del protón ( casi igual a la del neutrón), la masa de un átomo expresada en uma, coincide con su número másico.

Cuando se habla de la masa de un elemento químico, se utiliza la masa atómica media de todos sus isótopos, teniendo en cuenta la abundancia de cada uno de ellos. Es la razón de que casi todos los elementos tengan como masa atómica un número no entero.

La masa de una molécula o **masa molecular (M)** es la suma de la masa de cada uno de los átomos que la forman.

### 1.2 La masa de un mol

En la práctica manejamos cantidades del orden del gramo ( entre 1 mg y 1 kg ) ; por eso necesitamos un múltiplo operativo de esas cantidades.

- Un **mol de átomos** es la cantidad de un elemento químico equivalente a la que representa su masa atómica expresada en gramos.
- Un **mol de un compuesto** es la cantidad del mismo equivalente a la que representa su masa molecular expresada en gramos.

*En un mol de cualquier sustancia pura hay  $N_A$  de partículas ( átomos, moléculas ..... ) de esa sustancia y su masa sería la **molar ( M)** que se expresa en **g/mol** y coincide con el valor numérico de la masa atómica o molecular.*

## 2. LA FÓRMULA DE UN COMPUESTO.

Todas las sustancias químicas se representan mediante una fórmula que indica su composición, es decir, los elementos que la forman y la proporción en que se combinan sus átomos.

Distinguimos entre:

- **Fórmula molecular** de una sustancia que indica cuántos átomos de cada elemento se combinan para formar una molécula de compuesto.
- **Fórmula empírica** de una sustancia que indica la proporción ( expresada con los números enteros más sencillos) se combinan los átomos de cada elemento para formar un compuesto. La glucosa (  $C_6 H_{12} O_6$  ) se podría expresar mediante la fórmula empírica (  $CH_2O$  )<sub>n</sub>.

### 2.1 Composición centesimal.

Expresa el % en masa de cada uno de los elementos que integran la sustancia.



## 2.2. Obtención de la fórmula de un compuesto.

Se trata de averiguar la fórmula de un compuesto si se conoce su composición centesimal o la proporción en masa en que se combinan los átomos de los elementos que lo forman. Se siguen los siguientes pasos:

- Calculamos los moles de cada elemento.
- Puesto que los subíndices deben ser números enteros sencillos, para encontrarlos y que mantengan la proporción, dividimos cada uno de estos números entre el más pequeño.
- Si al dividir seguimos sin encontrar una serie de números enteros, multiplicaremos todos los coeficientes por un mismo número para conseguir la fórmula empírica.
- Para averiguar la fórmula molecular, se calcula la masa molar correspondiente a la fórmula empírica y se compara con la masa molecular del compuesto dada directa o indirectamente en el enunciado.

$$M \text{ ( fórmula molecular )} = n M^{\wedge} \text{ ( fórmula empírica )}$$

## 3. GASES.

Si un gas ideal pasa de un estado 1, a otro 2, su  $p$ ,  $V$  y  $T$  se relacionan mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

En esta expresión  $p$  y  $V$  se pueden expresar en cualquier unidad, siempre que sea la misma en ambos estados, pero  $T$  ha de indicarse necesariamente en K. (  $K = ^\circ C + 273,15$  ).

Para conocer la cantidad de una sustancia gaseosa, se mide la presión que ejerce, el volumen que ocupa y la temperatura a la que se encuentra. Estas magnitudes se relacionan mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p V = n R T \quad \text{donde } R \text{ es la constante de los gases y vale } 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/ K mol.}$$

Un gas se encuentra en **condiciones normales** ( c.n.) si está a  $0^\circ \text{C}$  y 1 atm de presión. En c.n. un mol de cualquier gas ideal ocupa 22,4 L.

Si en un recipiente hay una mezcla de gases ideales, la presión total que ejerce la mezcla es igual a la suma de las **presiones parciales** que ejercerían cada uno de esos gases si estuvieran solos en las mismas condiciones. La presión parcial de cada componente de la mezcla es igual a la presión total por su fracción molar:

$$p_i = p_T \cdot x_i \quad \text{donde} \quad x_i = n_i / n_T$$

**Ley de Avogadro** ( 1881 ) : " En condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes tienen el mismo nº de moléculas" .

## 4. DISOLUCIONES.

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias en la que no se distinguen sus componentes. En una disolución, el componente que está en mayor proporción se denomina **disolvente**, y el que está en menor proporción, **soluto**. Si uno de los componentes es el agua se suele considerar como disolvente.

Para conocer en qué proporción se encuentran el soluto y el disolvente en una disolución, necesitamos conocer la concentración de esta. Se puede expresar de diversas maneras:

• **Molaridad ( M )**  $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{n}{V}$  ; Indica los moles de soluto por cada litro de disolución



• **Molalidad ( m )**       $m = \frac{\text{moles de soluto}}{m \text{ (Kg) disolvente}} = \frac{n}{m}$  ; Indica los moles de soluto por kg de disolvente.

\* **Fracción molar ( x )**       $x_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{n_s}{n_T}$  ; Relaciona los moles de un componente con los totales

• **% en masa**       $\% \text{ masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}} \cdot 100$  ; Indica los gramos de soluto en 100 g de disolución.

## 5. LA REACCIÓN QUÍMICA

Una **reacción química** es una transformación que experimenta la materia en el transcurso de la cual cambia su naturaleza. Se denominan **reactivos** las sustancia que sufren la reacción, y **productos** las que se obtienen. Para representar una reacción, se usa una ecuación en la que se indican las fórmulas de los reactivos y las de los productos, el estado de agregación y los coeficientes estequiométricos que se obtienen teniendo en cuenta la ley de conservación de la materia ( según esta ley, todos los átomos que formaban parte de los reactivos deben aparecer en los productos.

### 5.1 Interpretación de una ecuación química.

	2 CO (g)	+	O <sub>2</sub> (g)		2 CO <sub>2</sub> (g)
* Interpretación microscópica	2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
* Relación de moles	2 moles		1 mol		2 moles
* Relación de masas	56 g		32 g		88 g
* Relación de volúmenes ( c.n.)	44,8 L		22,4 L		44,8 L

Los cálculos que permiten conocer cantidades de materia de las distintas sustancias que intervienen en una reacción se llaman **cálculos estequiométricos**. Para resolver problemas de estequiometría se puede seguir el siguiente esquema:

- Se escribe la ecuación química del proceso ajustada.
- El dato de partida (puede venir expresado en masa, volumen de gas, volumen de disolución,...) se pasa a nº de moles utilizando factores de conversión.
- Utilizando la información de la ecuación química ajustada se transforma el nº de moles de la sustancia de partida en nº de moles de la sustancia que se quiere determinar.
- Los moles calculados de la sustancia se pasan a la forma que pida el problema (masa,volumen de gas, volumen de disolución...)
- Cuando inicialmente se disponga de cantidades determinadas de varios reactivos, uno de ellos suele estar en menor proporción estequiométrica y el proceso avanza hasta que ese reactivo se consume en su totalidad : es el **reactivo limitante**. Es éste el que debe usarse como dato de partida.

### 5.2. Procesos con un rendimiento menor al 100 %.

Se calcula la cantidad pedida suponiendo que el rendimiento fuese del 100 % y se compara esta cantidad con la que se obtiene realmente:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

### 5.3. Pureza

Cantidad de sustancia pura que hay en una muestra. Se suele expresar en %.



**EJERCICIOS TEMA 0: CÁLCULOS EN QUÍMICA**

**2º BACH.**

1. Ajusta la ecuación:  $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CH}_4$  **Solución** 1, 12, 4, 3.
2. Ajusta e interpreta la siguiente ecuación química:  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- Solución:**  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \longrightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- |    |             |              |             |                            |
|----|-------------|--------------|-------------|----------------------------|
| a) | 2 moléculas | 13 moléculas | 8 moléculas | 10 moléculas               |
| b) | 2 moles     | 13 moles     | 8 moles     | 10 moles                   |
| c) | 116 g       | 416 g        | 352 g       | 180 g                      |
| d) | 44,8litros  | 291,2litros  | 179,2litros | 224 litros (todos en c.n.) |
3. En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno. ¿ Cuántos gramos de cloruro de potasio se obtienen a partir de 1 kg de clorato de potasio ? .Masas atómicas: K= 39 u, O = 16 u, Cl = 35,45 u.  
**Solución:** se obtienen 608,00 g de cloruro de potasio.
4. Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contienen un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de  $\text{H}_2$  desprendida. Dato: masa atómica del Zn= 65,38 u. **Solución:** 0,645 g de  $\text{H}_2$
5. Al añadir agua a 80 g de carburo de calcio (  $\text{CaC}_2$ ), se produce hidróxido cálcico y acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ).¿ Qué volumen de oxígeno a 20 °C y 747 mm de Hg se consumirá en la combustión de éste? **Solución:** 76,4 L.
6. En la combustión completa de 320 g de gas metano se obtienen 440 g de dióxido de carbono. ¿ Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a la presión de 0,82 atm y a la temperatura de 293 K? **Solución:** 293 L
7. Dada la reacción  $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$  , ¿qué volumen de  $\text{SO}_3$  se obtendrá a partir de 30 L de  $\text{O}_2$  , medido en condiciones normales de presión y temperatura? .Solución: 60 litros de  $\text{SO}_3$  .
8. ¿ Cómo variará el volumen del trióxido de azufre obtenido en el ejercicio anterior si mantenemos constante la temperatura y duplicamos la presión? .**Solución:** el volumen se reducirá a la mitad.
9. Cómo variará el volumen del trióxido de azufre obtenido en el ejercicio nº 7, si mantenemos constante la presión y triplicamos la temperatura?. **Solución:** el volumen se triplica.
10. En un recipiente de 25 L se encierran (a 25 ° C) 15 g de dióxido de carbono y 20 g de monóxido de carbono.  
a) ¿Cuál será la presión total ejercida?. b) ¿Cuál será la presión parcial que ejerce cada uno? .**Solución:** a) 1,03 atm .b) p  $\text{CO}_2$  = 0,331 atm p  $\text{CO}$  = 0,697 atm.
11. Se hacen reaccionar 50 g de Zn con una disolución acuosa de ácido sulfúrico que contiene 60 g de ácido. Formula y ajusta la reacción producida e indica cuál es el reactivo limitante. Masas atómicas: Zn = 65,38 u; S= 32; O= 16 u; H= 1 u. **Solución :**El ácido sulfúrico es el reactivo limitante.
12. Una disolución de ácido clorhídrico al 37,2 % en masa, tiene una densidad de 1,19 g/ml. a) ¿ Qué masa de ácido clorhídrico hay en 50 ml de disolución? .S: 22,13 g . b) ¿Cuál es su molaridad? **S:** 12,13 M.
13. Un frasco de ácido nítrico indica en su etiqueta: 69 % masa y d = 1,41 g/mL. Calcula el volumen necesario para preparar un litro de disolución 0,1 M de ácido nítrico. **Sol:** 6,5 mL.
- 14 Calcular los gramos de dióxido de manganeso que serán necesarios disolver en agua destilada para obtener 0,500 litros de disolución  $3,5 \cdot 10^{-2}$  M. **R :** 1,52 g. **( Madrid, sept. 98)**

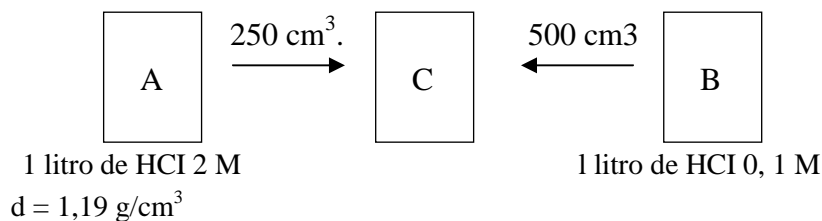


15. ¿Qué masa de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), se necesitará para preparar  $500\text{ cm}^3$  de una disolución  $0,3\text{ M}$ ? **Oviedo, sept. 98**)

16. A partir de los datos de la figura, responde a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál es el porcentaje en masa en el recipiente A antes de extraer  $250\text{ cm}^3$ ? **Solución:**  $6,13\%$

b) ¿Cuál será al final la molaridad de la disolución contenida en C? **Solución:**  $0,73\text{ molar}$



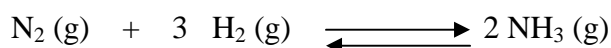
17. Calcula el volumen de disolución  $0,1\text{ M}$  de  $AgNO_3$  que se necesita para reaccionar exactamente con  $100\text{ cm}^3$  de  $Na_2S\ 0,1\text{ M}$ . Masas moleculares:  $AgNO_3 = 169,88\text{ u}$ ;  $Na_2S = 78\text{ u}$ . **Solución:**  $200\text{ cm}^3$ .

18. Calcula la cantidad de sulfuro de hierro (II),  $FeS$ , del  $90,6\%$  en masa y la cantidad de ácido sulfúrico  $1\text{ M}$  que proporcionan  $2$  litros de  $H_2S$  medidos a  $23\text{ }^\circ\text{C}$  y  $765\text{ mm}$  de Hg. Masas moleculares:  $FeS = 87,92\text{ u}$ .

**Solución:**  $7,8\text{ g}$  de muestra y  $83\text{ cm}^3$  de ácido sulfúrico.

19. Se calcinan en un horno  $143\text{ g}$  de carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ), obteniéndose  $80\text{ g}$  de óxido de calcio ( $CaO$ ) y  $47,19\text{ g}$  de dióxido de carbono ( $CO_2$ ). ¿Qué pérdidas tiene el horno? ¿Cuál es el rendimiento en  $CaO$ ? ¿y en  $CO_2$ ? **Solución:** pérdidas de  $15,81\text{ g}$ ; rendimiento de  $CaO$  del  $100\%$ ; rendimiento de  $CO_2$  del  $75\%$

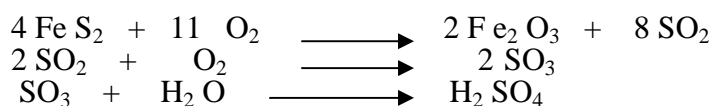
20. En la síntesis del amoníaco se produce la reacción reversible



Si a partir de  $3\text{ g}$  de hidrógeno se han obtenido  $15,2\text{ g}$  de amoníaco, calcula el rendimiento de la reacción. Masas atómicas.  $N=14\text{ u}$ ;  $H = 1\text{ u}$ . **Solución:** rendimiento  $89,4\%$ .

21. Se desea obtener en el laboratorio un caudal de  $1$  litro por minuto de gas hidrógeno, medido en condiciones normales. El ácido clorhídrico disponible es  $0,1\text{ mol/dm}^3$ . ¿Cuántas gotas por minuto deben dejarse caer sobre cinc? (en  $1\text{ ml}$  hay aproximadamente  $20$  gotas de líquido.) **Solución:**  $17\ 860$  gotas por minuto.

22. La producción de ácido sulfúrico a partir de pirita ( $FeS_2$ ) tiene lugar según la siguiente serie de reacciones:



A partir de  $100\text{ kg}$  de pirita, ¿cuál es la máxima cantidad (en  $kg$ ) de ácido sulfúrico que se podrá obtener? Masas moleculares:  $FeS_2 = 119,97\text{ u}$ ;  $H_2SO_4 = 98,08\text{ u}$ . **Solución:**  $163,51\text{ kg}$

23. a) Se queman  $1,95\text{ g}$  de un compuesto orgánico formado por  $C$ ,  $H$  y  $S$  obteniéndose  $2,94\text{ g}$  de  $CO_2$  y  $1,19\text{ g}$  de  $H_2O$ . Determina la fórmula empírica.

b) Determina la fórmula molecular sabiendo que  $0,14\text{ g}$  del compuesto ocupan estado gaseoso  $0,1\text{ L}$  medidos a  $200\text{ }^\circ\text{C}$  y  $0,45\text{ atm}$ . **Solución:** a)  $C_2H_4S$  b)  $C_4H_8S_2$

24. Se desea preparar  $500\text{ ml}$  de etanol  $0,035\text{ M}$  a partir de una disolución al  $95\%$  y  $d = 0,790\text{ g/ml}$  y agua. Calcula:

a) El volumen de la disolución al  $95\%$  que hay que tomar. **Solución:** a)  $1,07\text{ ml}$

b) Indica los pasos para preparar la disolución y el material necesario.