

Curso de química de 2º de Bachillerato

Marcel Gisbert

Contents

1 Naturaleza de la materia	1
1.1 Clasificación de la materia	1
1.2 Las leyes ponderales	1
1.2.1 Ejercicios resueltos	1
1.2.2 Actividades	2
1.3 Teoría atómica de Dalton	3
1.3.1 Ejercicios resueltos	3
1.3.2 Actividades	3
1.4 Ley de Avogadro	3
1.4.1 Actividades	3
1.4.2 Ejercicios resueltos	4

1 Naturaleza de la materia

1.1 Clasificación de la materia

1.2 Las leyes ponderales

1.2.1 Ejercicios resueltos

1 Al reaccionar 1,50g de hierro con 1,50g de azufre, queda un exceso de 0,64g de azufre. Si ahora hacemos reaccionar 1,80g de hierro con 0,80g de azufre:

a) ¿Quedará alguna sustancia en exceso?

$$1,50g - 0,64g = 0,86g \text{ reaccionan con } 1,50g \text{ de Fe} \quad (1)$$

$$R_1 = \frac{1,50}{0,86} = 1,74 \Rightarrow 1,74 : 1 \quad (2)$$

$$R_2 = \frac{1,80}{0,80} = 2,25 \Rightarrow 2,25 > 1,74 \Rightarrow \text{exceso de Fe} \quad (3)$$

$$0,80 \cdot 1,74 = 1,39 \Rightarrow 1,80 - 1,39 = 0,41g \quad Fe \quad (4)$$

b) ¿Qué masa de sulfuro de hierro se formará?

$$0,80g \quad S + 1,39g \quad Fe = 2,19g \quad FeS \quad (5)$$

c) ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada elemento químico en el compuesto?

$$\frac{FeS2,19}{Fe1,39} = \frac{100\%}{x} \Rightarrow x = 63,47\% \quad (6)$$

$$\frac{FeS_{2,19}}{S_{0,80}} = \frac{100\%}{y} \Rightarrow y = 36,53\% \quad (7)$$

2 El oxígeno y el plomo forman dos óxidos diferentes.
El primero de ellos tiene un 7,2% de oxígeno, y el segundo, 13,4%.
Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

$$\text{Primer óxido } 7,2 \Rightarrow \begin{array}{l} 1g \rightarrow 100\% \\ x \rightarrow 7,2\% \end{array} \rightarrow 0,072g \text{ Oxígeno} \quad (8)$$

$$1gPbO - 0,072O = 0,928Pb \quad R \Rightarrow \frac{0,928}{0,072} \Rightarrow 12,89 : 1 \quad (9)$$

$$\text{Segundo óxido } 13,4 \Rightarrow \begin{array}{l} 1g \rightarrow 100\% \\ x \rightarrow 13,4\% \end{array} \rightarrow 0,134g \text{ Oxígeno} \quad (10)$$

$$1gPbO - 0,134O = 0,866Pb \quad R \Rightarrow \frac{0,866}{0,134} \Rightarrow 6,46 : 1 \quad (11)$$

$$PM \Rightarrow \frac{12,89}{6,46} = \frac{1}{2} \quad \text{Sí cumple} \quad (12)$$

1.2.2 Actividades

1. El oxígeno se combina con el silicio en una relación de masa 1,14:1
 - a) ¿Qué masa de silicio es necesaria para reaccionar con 1g de oxígeno?

$$\begin{array}{l} 1,14g \\ 1g \end{array} \begin{array}{l} \rightarrow \\ \rightarrow \end{array} \begin{array}{l} 1g \\ x \end{array} \Rightarrow 0,88g \text{ Si} \quad (13)$$

- b) ¿Qué masa de óxido de silicio se formará?

$$O \quad 1g + Si \quad 0,88 = 1,88 \quad SiO_2 \quad (14)$$

1. De acuerdo con los datos del ejercicio resuelto 1, explica qué ocurrirá si hacemos reaccionar:
 - a) 3,0g de Fe con 5,0g de S.

$$\frac{3,0g \text{ Fe}}{1,74g \text{ S}} = 1,72 \quad FeS \quad (15)$$

3g de Fe reaccionan con 1,72g de S y sobran 3,28g de S

Se forman $3 + 1,72 = 4,72g$ de FeS

- b) 4,0mg de Fe con 2,0mg de S.

$2 \times 1,74 = 3,48mg$ Fe reaccionan con 2mg S

Se forman 5,48mg FeO y sobran $4,0 - 3,48 = 0,52mg$ Fe

- c) 6,09kg de Fe con 3,5kg de S.

Reacciona exactamente todo y forma 9,59kg FeS

1.3 Teoría atómica de Dalton

1.3.1 Ejercicios resueltos

1. Tenemos dos muestras de óxido de cromo, la primera de 12,4g, y la segunda, de 16,9g. Su análisis químico nos indica que en la primera hay 9,5g del metal, y 11,7g en la segunda. ¿Se trata del mismo compuesto?

12,4 g - 9,5 g = 2,9 g de oxígeno

16,9 g - 11,7 g = 5,2 g de oxígeno

Proporción 1ª: $2,9/9,5 \times 100 = 30,5\%$

Proporción 2ª: $5,2/11,7 \times 100 = 44,4\%$

No son el mismo compuesto.

1.3.2 Actividades

1. Justifica, a partir de la teoría de Dalton, por qué la composición porcentual de un compuesto es fija y constante.
2. ¿Por qué
3. Cada una de las siguientes proposiciones cuestiona alguna de las hipótesis de Dalton. Indícalas.
 - a) El oxígeno tiene varios isótopos. 2ª
 - b) Los electrones y los protones son partículas subatómicas. 1ª
 - c) La fórmula molecular de la sacarosa (azúcar) es $C_{12}H_{22}O_{11}$. 3ª

1.4 Ley de Avogadro

1.4.1 Actividades

1. Experimentalmente se...

1 litro de hidrógeno + 1 litro de cloro = 2 litros de HCl \rightarrow HCl

1. Tenemos dos recipientes...

a) ¿Dónde hay mayor número de moléculas? ¿Por qué?

Como ocupan el mismo volumen, contienen el mismo número de moléculas

b) ¿Qué relación existe entre las masas de una molécula de acetileno y una de cloro?

$0,391 / 0,143 = 2,7:1$

1. ¿Por qué unas veces se habla de hipótesis de Avogadro y otras de ley de Avogadro?

Porque se produce antes o después de la confirmación experimental.

1.4.2 Ejercicios resueltos

1. Calcula el volumen de vapor de agua que podemos obtener a partir de 80 L de oxígeno. Expresa el resultado en metros cúbicos.

Agua = H₂ O => Relación de oxígeno en el agua => 1:2

$$\frac{1L_{oxgeno}}{2L_{agua}} = \frac{80L_{oxgeno}}{volumen} \Rightarrow volumen = 160L \quad (16)$$

$$volumen = 160L \quad \frac{10^{-3}m^3}{1L} = 0,16m^3 \quad (17)$$

1. Tenemos dos recipientes en las mismas condiciones de presión y temperatura. El primer contiene 0,95g de butano, y el segundo, de doble volumen, 1,05g de oxígeno.

a) Compara el número de moléculas que hay en los dos recipientes

A doble volumen, doble cantidad de moléculas de oxígenos que de butano.

b) ¿Qué relación hay entre la masa de una molécula de butano y una de oxígeno?
1,05g de oxígeno en doble volumen significa que $1,05/2 = 0,525g$ de oxígeno en el mismo volumen

$0,525g \text{ oxígeno} / 0,95g \text{ butano} = 0,553 \Rightarrow 1,81:1$

1. Sabemos que 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno para dar 2 L de amoníaco. Determina la fórmula molecular del amoníaco. ¿Se conserva el número de moléculas?

$1 \cdot n \text{ moléculas } N_2 + 3 \cdot n \text{ moléculas } H_2 = 2 \cdot n \text{ moléculas amoníaco}$

Por cada molécula hay:

$2 \cdot N$ y $2 \cdot H$

Por tanto:

$1 \cdot 2 \cdot N + 3 \cdot 2 \cdot H = 2 \cdot \text{amoníaco}$

$2N + 6H = 2 \text{ amoníaco} \Rightarrow 1N + 3H = NH_3$

1.