

4º B eso - FÍSICA Y QUÍMICA - 3ª evaluación - 21 mayo 2009

- 1 - Se tiene una muestra de SULFATO DE CALCIO. Calcular: a) Su composición centesimal; b) ¿Cuántos moles y moléculas de dicho compuesto hay en 13,6 gramos del mismo? c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?
 - 2 - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:
35,37% de Cr, 26,53% de K y el resto O
 - 3 - Se tienen 64 gramos de oxígeno (O₂) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C. ¿Cuántos moles y moléculas se tienen?
 - 4 - Formule los siguientes compuestos:
1- Ác. nítrico; 2- Sulfato de sodio; 3- Óxido de Manganeso(VI); 4- Trisulfuro de dihierro; 5- Ac. Tetraoxocrómico(VI)
 - 5 - Nombre los siguientes compuestos:
1- CaBr₂; 2- SO₃; 3- HClO₃; 4- K₂MnO₄; 5- H₂CO₃
 - 6 - Enuncie y escriba la fórmula de las tres leyes generales de los gases ideales: Boyle, Gay-Lussac y Avogadro
 - 7 - Defina los siguientes conceptos: MOL, ÁTOMO, VOLUMEN MOLAR NORMAL, GAS IDEAL
- DATOS: Masas atómicas: Al = 27; B = 11; Br = 80; Ca = 40; Cl = 35,5; Cr = 52; H = 1; O = 16; S = 32

SOLUCIONES

- 1 - Se tiene una muestra de SULFATO DE CALCIO. Calcular: a) Su composición centesimal; b) ¿Cuántos moles y moléculas de dicho compuesto hay en 13,6 gramos del mismo? c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?**

RESOLUCIÓN

El peso molecular del compuesto que nos dan es: CaSO₄ => 40 + 32 + 4.16 = 136

$$\text{Composición centesimal: Ca: } \left\{ \begin{array}{l} 136 - - - 40 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{40.100}{136} = \mathbf{29,41\% \text{ de Ca}}$$

$$\text{S: } \left\{ \begin{array}{l} 136 - - - 32 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{32.100}{136} = \mathbf{23,53\% \text{ de S}}$$

$$\text{O: } \left\{ \begin{array}{l} 136 - - - 64 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{64.100}{136} = \mathbf{47,06\% \text{ de O}}$$

$$\text{El número de moles es: } \frac{g}{P_m} = \frac{13,6}{136} ; \mathbf{N^{\circ} \text{ moles} = 0,10 \text{ moles}}$$

$$\mathbf{N^{\circ} \text{ de moléculas} = 0,10 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CaSO}_4}$$

Para calcular el número de átomos de cada oxígeno hemos de tener presente la fórmula del compuesto: CaSO₄ en la que podemos ver que en cada molécula del mismo hay 4 átomos de oxígeno, por lo que en las 6,023.10²² moléculas del compuesto tendremos:

$$\mathbf{O : 4 \cdot 6,023 \cdot 10^{22} = 2,40 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}}$$

- 2 - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:**

35,37% de Cr, 26,53% de K y el resto O

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 35,37 g de cromo, 26,53 g de Potasio y el resto: **100 - 35,37 - 26,53 = 38,10 g de Oxígeno** y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

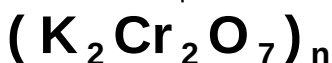
$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de Cr} = \frac{35,37}{52} = 0,68 \\ \text{at - g de K} = \frac{26,53}{39} = 0,68 \\ \text{at - g de O} = \frac{38,10}{16,00} = 2,38 \end{array} \right\}$$

por lo que la fórmula empírica es **K_{0,68}Cr_{0,68}O_{2,38}** Donde, para simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramos hay (K ó Cr) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,68) y así:

$$\frac{K_{0,68}}{0,68} \frac{Cr_{0,68}}{0,68} \frac{O_{2,38}}{0,68} \Rightarrow \mathbf{K Cr O_{3,5}}$$

Y para que sean números enteros,

dado que nos aparece un número decimal, multiplicamos los tres por "2", con lo que la fórmula empírica del compuesto dado nos queda:



3 -Se tienen 64 gramos de oxígeno (O₂) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C. ¿Cuántos moles y moléculas se tienen?

RESOLUCIÓN

Con los datos que tenemos en este caso, podemos calcular directamente el volumen, sin tener en cuenta para nada el hecho que los 64 g se encuentren inicialmente en Condiciones Normales

DATOS QUE SE TIENEN Masa = 64 g de O₂ Masa molecular del O₂ = 2.16 = 32 g/mol Presión: 900 mm Hg = $\frac{900}{760} = \mathbf{1,18 \text{ atm}}$ Volumen = ? Temperatura: 37°C = 37+273 = 310 K	Ecuación a utilizar $P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T$; $1,18.V = \frac{64}{32} \cdot 0,082.310$ de donde $V = \frac{64.0,082.310}{32.1,18} = \mathbf{43,08 \text{ Litros}}$
---	---

$$\text{Nº de moles} = \frac{g}{Pm} = \frac{64}{32} = \mathbf{2 \text{ moles de O}_2}$$

$$\text{Nº de moléculas} = 2.6,023.10^{23} = \mathbf{12,046.10^{23} \text{ moléculas de O}_2}$$

4- Formule los siguientes compuestos:

1- Ác.nítrico; HNO₃

3- Óxido de Manganeso(VI); MnO₃

5- Ac. Tetraoxocrómico(VI): H₂CrO₄

2- Sulfato de sodio: Na₂SO₄

4- Trisulfuro de dihierro: Fe₂S₃ ;

5- Nombre los siguientes compuestos:

1- CaBr₂ ; Dibromuro de calcio Bromuro de calcio(II)

2- SO₃ Trióxido de azufre Óxido de azufre(VI)

3- HClO₃ Trioxoclorato(V) de H Ác. Trioxoclórico(V) Ác. Clórico

4- K MnO₄ Tetraoxomanganato(VII) de potasio Permanganato de potasio

5- H₂CO₃ Trioxocarbonato(IV) de H ... Ác. Trioxocarbónico(IV) .. Ác. Carbónico