

4º ESO - FÍSICA Y QUÍMICA - Rec. 1ª EVALUACIÓN - (28-enero-2008)

- 1ª- Escriba la fórmula y/o el nombre de los siguientes compuestos: 1: Ácido nítrico ; 2: Cloruro de amonio ; 3: permanganato de potasio ; 4: trioxoclorato(V) de sodio ; 5: H_2SO_4 ; 6: $KMnO_4$; 7: $Al(OH)_3$; 8: NO
- 2º - Determínese la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: 15,79% de aluminio, 28,07% de azufre y el resto oxígeno.
- 3º - En una cucharada de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) caben 3,5 gramos. Calcular:
a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada.
b) Número de átomos de carbono y de moles de hidrogeno que hay en esa cucharada
- 4º -Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/ml
- 5º - A) Escriba ordenados todos los elementos de la fila y columna del NITRÓGENO, en la Tabla Periódica
B) Defina los siguientes conceptos: MOL, ÁTOMO, MAGNITUD FUNDAMENTAL

DATOS: Pesos atómicos:	Ag = 108,0 ;	Al = 27,0 ;	B = 11,0 ;	Br = 80,0 ;	C = 12,0 ;	
	Ca = 40,0 ;	Cl = 35,5 ;	Cr = 52,0 ;	Fe = 56,0 ;	H = 1,0 ;	K = 39,0 ;
	Mn = 55,0 ;	N = 14,0 ;	Na = 23,0 ;	O = 16,0 ;	Pb = 207,0 ;	S = 32,0 ;
	Zn = 65,3					

SOLUCIONES

- 1ª- Escriba la fórmula y/o el nombre de los siguientes compuestos:

- 1: Ácido nítrico ; HNO_3
2: Cloruro de amonio ; NH_4Cl
3: permanganato de potasio ; $KMnO_4$
4: trioxoclorato(V) de sodio ; $NaClO_3$
5: H_2SO_4 ; Ác sulfúrico ; Tetraoxosulfato(VI) de Hidrógeno
6: $KMnO_4$; Permanganato de potasio; Tetraoxomanganato(VI) de potasio
7: $Al(OH)_3$; Trihidróxido de aluminio; Hidróxido de aluminio(III)
8: NO Monóxido de nitrógeno; Óxido de nitrógeno(II)

- 2º - Determínese la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: 15,79% de aluminio, 28,07% de azufre y el resto oxígeno.

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 15,79 g de aluminio, 28,07 g de Azufre y el resto: $100 - 15,79 - 28,07 = 56,14$ 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:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de Al} = \frac{15,79}{27,00} = 0,58 \\ \text{at - g de S} = \frac{28,07}{32,00} = 0,88 \\ \text{at - g de O} = \frac{56,14}{16,00} = 3,51 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } Al_{0,58} S_{0,88} O_{3,51} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay (Al) solamente hay UNO, de manera que dividimos los subíndices por el más pequeño de los tres (0,58) y así:

$$Al_{\frac{0,58}{0,58}} S_{\frac{0,88}{0,58}} O_{\frac{3,50}{0,58}} \implies AlS_{1,5} O_6 \text{ pero para que todos los subíndices sean números enteros,}$$

hemos de multiplicarlos todos por 2, y así nos queda: $(Al_2 S_3 O_{12})_n$

Esta corrección es debida a que la suposición hecha de que había un átomo del elemento que menos tenía no era correcta, ya que hay dos.

- 3º - En una cucharada de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) caben 3,5 gramos. Calcular:

- a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada.
b) Número de átomos de carbono y de moles de hidrogeno que hay en esa cucharada

RESOLUCIÓN

El peso molecular del azúcar (sacarosa) es: $C_{12}H_{22}O_{11} \implies 12.12,0 + 22.1,0 + 11.16,0 = 342$ lo cual nos

indica que:

1 mol de sacarosa ----- 342 gramos ----- 6,023.10²³ moléculas de sacarosa

y con esta relación podemos calcular ya todo lo que nos piden ya que sabemos que se dispone de una masa de 3,5 g. Así:

1 mol de sacarosa ----- 342 gramos ----- 6,023.10²³ moléculas de sacarosa
X moles ----- 3,5 gramos ----- Y moléculas

$$\text{y de aquí: } X = \frac{3,5 \cdot 1}{342} = \mathbf{0,010 \text{ moles de sacarosa}}$$

$$Y = \frac{3,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{342} = \mathbf{6,16 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de sacarosa}}$$

Además, por la propia fórmula de la sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁ sabemos que cada molécula de la misma contiene 12 átomos de carbono, y así:

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de C} = 12 \cdot \text{N}^\circ \text{ moléculas de sacarosa} = 12 \cdot 6,16 \cdot 10^{21} = \mathbf{7,39 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}}$$

También a partir de la fórmula vemos que por cada mol de azúcar (sacarosa) hay 22 átomos-gramo de Hidrógeno, de donde:

$$\text{N}^\circ \text{ átomos-g de H} = 22 \cdot 0,010 = \mathbf{0,22 \text{ átomos-gramo de Hidrógeno}}$$

4º - Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/ml

RESOLUCIÓN

Determinamos del peso molecular del soluto, que en este caso es: NaOH => 23 + 16 + 1 = 40

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	5,64 moles = 225,48 g	+ 964,52 g = 0,965 Kg = 53,58 moles	= 1190 g
Volumen	----	964,52 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molaridad (nº moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **5,46 moles** de soluto, cuya masa será de: M = 5,64 · 40 = **225,48 g de soluto**

También partiendo del dato inicial, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,19 g/ml), que es: m = v · d = 1000 · 1,19 = **1190 g**

y con este dato, determinamos la masa del soluto, que será la diferencia entre la masa de la disolución y la del soluto: 1190 - 225,48 = **964,52 g de disolvente**

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en los ejemplos anteriores.

$$\text{g/litro} = 225,48 / 1 = \mathbf{225,48 \text{ g/litro}}$$

$$\% \text{ en peso} = 225,48 \times 100 / 1190 = \mathbf{18,95 \%}$$

- **p.p.m.** : 225480 mg soluto / 1,19 Kg disolución = **189479 p.p.m.**

MOLARIDAD: M = 5,64 moles/1 litro = **5,64 MOLAR** (Es el dato que se nos facilita)

NORMALIDAD: N = M x v = 5,64 x 1 = **5,64 Normal**

molalidad: m = 5,64 moles soluto/0,96452 Kg disolvente = **5,85 molal**

FRACCIÓN MOLAR: X = 5,64 moles soluto / (5,64 + 53,58) = 5,64 / 59,22 = **0,095**