

4º ESO (Grupo B)- FÍSICA Y QUÍMICA -1ª evaluación - (13-diciembre-2006)

Elija TRES PREGUNTAS entre las cuatro siguientes

- 1ª- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos: 1: Ácido sulfúrico ; 2: Cloruro de fósforo(III) ; 3: permanganato de sodio ; 4: tetraoxofosfato(V) de calcio(II) ; 5: trióxido de cromo
- 2ª- Escriba el nombre de los siguientes compuestos: 1: H_2CO_3 ; 2: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 3: $\text{Ni}(\text{OH})_3$; 4: NO_2 ; 5: Na_3BO_3
- 3ª- a) Escriba ordenados todos los elementos de la fila y columna del BROMO, en la Tabla Periódica
B) Defina los conceptos de MAGNITUDES ESCALARES Y VECTORIALES, y ponga al menos tres ejemplos de cada una de ellas.
- 4ª -Expresiones cuantitativas de la concentración de una disolución. Defina al menos tres de ellas.
- 5ª - Calcular la concentración como molalidad, fracción molar y % en peso de una disolución de ácido clorhídrico 2 MOLAR y $d = 1,05 \text{ g/ml}$.
- 6ª -Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:
a) 24,39% de Ca, 17,07% de N y el resto O
- 7º - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de amoníaco? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?
- 8ª -Se tienen 64 gramos de oxígeno (O_2) en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Qué volumen ocupan? ¿Cuántas moles y moléculas contiene? ¿Qué volumen ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C ?

DATOS: Pesos atómicos:	Ag = 108,0 ;	Al = 27,0 ;	B = 11,0 ;	Br = 80,0 ;	C = 12,0 ;
	Ca = 40,0 ;	Cl = 35,5 ;	Cu = 63,5 ;	Fe = 56,0 ;	H = 1,0 ;
	Mn = 55,0 ;	N = 14,0 ;	Na = 23,0 ;	O = 16,0 ;	Pb = 207,0 ;
	Zn = 65,3				S = 32,0 ;

SOLUCIONES

1ª- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- 1: Ácido sulfúrico ; H_2SO_4 ;
2: Cloruro de fósforo(III) ; PCl_3
3: permanganato de sodio ; NaMnO_4
4: tetraoxofosfato(V) de calcio(II) ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
5: trióxido de cromo CrO_3

2ª- Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

- 1: H_2CO_3 ; Ác. Carbónico - Trioxocarbonato(IV) de hidrógeno ; Ác. Trioxocarbónico(IV)
2: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Dicromato de potasio ; Heptaoxodicromato(VI) de potasio
3: $\text{Ni}(\text{OH})_3$; Hidróxido de níquel(III) ; Trihidróxido de Níquel
4: NO_2 ; Óxido de nitrógeno (IV) ; Dióxido de nitrógeno
5: Na_3BO_3 ; (Orto)Borato de sodio ; Trioxoborato(III) de sodio

5ª - Calcular la concentración como molalidad, fracción molar y % en peso de una disolución de ácido clorhídrico 2 MOLAR y $d = 1,05 \text{ g/ml}$. Datos: Pesos atómicos: Cl = 35,5 ; H = 1,0

RESOLUCIÓN

Se determina del peso molecular del soluto, que en este caso es el H Cl ==> $P_m = 35,5 + 1,0 = 36,5$

Para completar la tabla de datos de la disolución, 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	2 moles = $2 \cdot 36,5 = 73 \text{ g}$	+ 977	= 1050 g
Volumen	----	1000 g	$\approx$ 1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de Molaridad (n° moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **2 moles de soluto**, cuya masa será de: $M = 2 \cdot 36,5 = 73 \text{ g de soluto}$.

Dado que conocemos la densidad de la disolución ($1,05 \text{ g/mL}$), la masa de la misma se calcula a partir de la

fórmula de la densidad, que es: $d = \frac{m}{V}$; $1,05 = \frac{m}{1000}$; $m = 1050 \text{ g de disolución}$

por lo que la cantidad de disolvente será la diferencia entre la masa total de la disolución y la del soluto:

gramos de disolvente = 1050 - 73 = **977 g de disolvente**

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la disolución sin más que tomar las cantidades que se necesiten:

$$\text{MOLALIDAD } m = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DVTE}}}; m = \frac{73}{36,5 \cdot 977}; \mathbf{m = 2,05 \text{ molal}}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{Nº moles soluto} + \text{Nº moles disolvente}}; X = \frac{2}{2 + \frac{977}{18}}; \mathbf{X = 0,035}$$

$$\% \text{ EN PESO: } \left. \begin{array}{l} 1050 \text{ g disolucion} - - - 73 \text{ g soluto} \\ 100 - - - - - X \end{array} \right\} X = \frac{73 \cdot 100}{1050}; \mathbf{\% = 6,95\%}$$

6º - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:

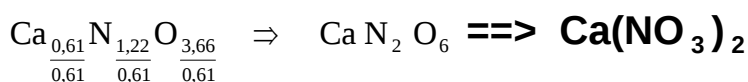
a) 24,39% de Ca, 17,07% de N y el resto O

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 24,39 g de calcio, 17,07 g de Nitrógeno y el resto: **100 - 24,39 - 17,07 = 58,54 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:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de Ca} = \frac{24,39}{40,00} = 0,61 \\ \text{at - g de N} = \frac{17,07}{14,00} = 1,22 \\ \text{at - g de O} = \frac{58,54}{16,00} = 3,66 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{Ca_{0,61} N_{1,22} O_{3,66}}$$

Donde, para simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay (Ca) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,61) y así:



7º - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de amoníaco? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?

RESOLUCIÓN

Sabiendo que el peso molecular del AMONIACO: NH_3 es $14,0 + 3 \cdot 1 = 17$, lo cual quiere decir que la masa de un mol de amoníaco es 17 gramos, y que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas,

$$\text{Nº de moles de } \text{NH}_3 = \frac{0,003 \text{ gramos}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad \mathbf{n = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{NH}_3}$$

Para determinar el número de moléculas, hemos de tener en cuenta que cada mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$\mathbf{\text{Nº de moléculas} = 1,76 \cdot 10^{-4} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,06 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de } \text{NH}_3}$$

El número de átomos de cada elemento se determina teniendo en cuenta que la fórmula del amoníaco, que es NH_3 lo cual nos indica que en una molécula hay un átomo de N y tres átomos de hidrógeno. Así:

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de N} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de NH}_3 = \mathbf{1,06 \cdot 10^{20} \text{ átomos de N}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de H} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de NH}_3 \cdot 3 = 3 \cdot 1,06 \cdot 10^{20} = \mathbf{3,19 \cdot 10^{20} \text{ átomos de H}}$$

8º - Se tienen 64 gramos de oxígeno (O₂) en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas contiene? ¿Qué volumen ocupan? ¿Qué volumen ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C?

SOLUCIÓN

Para aplicar la ecuación general de los gases ideales, hemos de calcular antes el volumen que ocupa la cantidad de Oxígeno que tenemos. Para ello, hemos de recordar el Volumen Molar Normal: "Un mol de cualquier gas en Condiciones Normales de Presión y Temperatura ocupa 22,4 litros". En este caso, el número de moles que tenemos, sabiendo que el peso molecular del O₂ es: 2 · 16 = 32 g/mol, es

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Oxígeno} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso molecular}} = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

El nº de moléculas lo calculamos teniendo en cuenta que 1 mol contiene 6,023·10²³ moléculas, así:

$$\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,20 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}}$$

Y el volumen que ocupan estos dos moles en condiciones normales, teniendo en cuenta que cada mol ocupa 22,4 litros, es:

$$2 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ litros/mol} = \mathbf{44,8 \text{ litros}}$$

También podemos calcular este volumen aplicando la ecuación general de los gases ideales (La ecuación de Clapeyron en este caso) teniendo en cuenta que Condiciones Normales son: P = 1 atm y T = 0°C = 273°K, así:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{64}{32} \cdot 0,082 \cdot 273; \mathbf{V = 44,8 \text{ litros}}$$

y por tanto las condiciones iniciales y finales de esta cantidad de gas serán:

CONDICIONES INICIALES	CONDICIONES FINALES
Presión: P_i = 1 atm	P_f = 900 mm Hg = $\frac{900}{760} = 1,184 \text{ atm}$
Volumen: V_i = 2 moles · 22,4 l/mol = 44,8 litros	V_f = ? Litros
Temperatura: T_i = 0°C = 273 °K	T_f = 37 + 273 = 310 °K

Y ahora, se le aplica la ecuación general de los gases ideales, y nos quedará:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}; \frac{1 \text{ atm} \cdot 44,8 \text{ l}}{273^\circ \text{ K}} = \frac{1,184 \text{ atm} \cdot V}{310^\circ \text{ K}} \text{ de donde: } V_f = \frac{1 \cdot 44,8 \cdot 310}{1,184 \cdot 273}; \mathbf{V_f = 42,97 \text{ litros}}$$

Como en el caso anterior, podemos calcular el volumen en estas últimas condiciones de P y T aplicándole la ecuación de Clapeyron:

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow 1,184 \cdot V = \frac{64}{32} \cdot 0,082 \cdot 310 \quad \mathbf{V_f = 42,94 \text{ litros}}$$