

<b>Nombre:</b>		
<b>Curso:</b>	<b>3º ESO A</b>	<b>Examen 5 (FINAL)</b>
<b>Fecha:</b>	<i>16 de Marzo de 2017</i>	<b>2ª Evaluación</b>

**1.-** Si tenemos 100 gramos de tres sustancias diferentes (A, B y C), cuyas densidades son:  
 $d_A = 1,2 \text{ g/mL}$ ;  $d_B = 2,8 \text{ kg/L}$ ;  $d_C = 1,7 \text{ g/cm}^3$ . (0,25p + 0,5p + 0,5p + 0,75p)

- ¿qué sustancia tendrá mayor masa?;
- ¿qué sustancia tendrá más volumen?;
- ¿es cierto que 5 g de la sustancia B pesan más que 10 g de la sustancia A?;
- si ponemos en el platillo de una balanza 10 g de la sustancia B, ¿qué volumen de la sustancia A habrá que poner en el otro platillo para equilibrar la balanza?

**2.-** Una muestra de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 5 litros a una presión de 770 milímetros de mercurio y a una temperatura de 60 °C. Calcula: (0,5p + 1p + 0,5p)

- El volumen que ocupa el gas en condiciones normales de presión y temperatura.
- La presión que ejerce si se trasvasa a un recipiente de 2,25 L mediante un proceso isoterma.
- Con el mismo recipiente ¿qué hay que hacer para que la presión descienda hasta el valor de  $10^5$  pascales?

**3.-** Completa la tabla con las valencias y el símbolo o nombre del elemento:

(1,5 puntos y -0,25 por error)

<b>Sb</b>	<b>Sodio</b>	<b>Zn</b>	<b>Selenio</b>	<b>Hg</b>

<b>Platino</b>	<b>Au</b>	<b>Cu</b>	<b>Cloro</b>	<b>Plomo</b>

**4.-** Una disolución acuosa de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , 15 Molar tiene una densidad de 1,45 g/mL. Calcule: (2 puntos)

- La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de  $\text{HNO}_3$
- El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de  $\text{HNO}_3$  4,5 Molar.

5.- Modelo atómico de Rutherford. (1,5 puntos)

6.- Completa la siguiente tabla:

(1,5 puntos y -0,25 por error)

Especie Química	Z	A	N	Protones	Electrones	Neutrones
$^{197}_{79}\text{Au}$						
$\text{Na}^{+1}$		23	12			
$\text{Cl}^{+3}$	17	35				
$\text{Sr}^{+2}$			50	38		
$\text{P}^{-3}$		31		15		
$\text{Se}$	34		46			

**Bonus.-** Calcula el número de moles de soluto que hay en 100 gr de una disolución acuosa que tiene 2,50 % en masa de sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Datos:  $A(\text{C})=12$ ;  $A(\text{H})=1$ ;  $A(\text{O})=16$ ;  $A(\text{N})=14$

**1.- Si tenemos 100 gramos de tres sustancias diferentes (A, B y C), cuyas densidades son:  $d_A=1,2$  g/mL;  $d_B=2,8$  kg/L;  $d_C=1,7$  g/cm<sup>3</sup>**

Antes de empezar vamos a expresar las densidades todas en las mismas unidades:

$$d_A = 1,2 \text{ g/ml} \quad d_B = 2,8 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{l}}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{\cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{l}}}{10^3 \text{ ml}} = 2,8 \text{ g/ml} \quad d_C = 1,7 \text{ g/cm}^3 = 1,7 \text{ g/ml}$$

**a) ¿qué sustancia tendrá mayor masa?**

Si tenemos 100 gramos de cada una quiere decir que **todas las masas son iguales.**

**b) ¿qué sustancia tendrá más volumen?**

Conocidas la masa y la densidad, utilizando la fórmula de la densidad, podemos calcular el volumen:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d}$$

Por tanto, como todas las masas son iguales, tendrá más volumen aquella que tenga menos densidad, o sea, **la sustancia A es la de mayor volumen.**

**c) ¿es cierto que 5 g de la sustancia B pesan más que 10 g de la sustancia A?**

No, porque 5 gramos es menos que 10 gramos.

**d) si ponemos en el platillo de una balanza 10 g de la sustancia B, ¿qué volumen de la sustancia A habrá que poner en el otro platillo para equilibrar la balanza?**

Si ponemos 10 gramos de B en uno de los platillos, para que la balanza esté equilibrada, tenemos que poner en el otro platillo la misma cantidad de A, es decir 10 gramos también. Como nos piden el volumen, utilizando la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V_A = \frac{m_A}{d_A} = \frac{10 \cancel{\text{g}}}{1,2 \cancel{\text{g}} \cdot \text{ml}^{-1}} = 8,33 \text{ ml}$$

Así que para equilibrar la balanza **hemos de poner 8,33 ml de la sustancia A.**

**2.- Una muestra de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 5 litros a una presión de 770 milímetros de mercurio y a una temperatura de 60 °C. Calcula:**

**a) El volumen que ocupa el gas en condiciones normales de presión y temperatura.**

Como ya sabemos las condiciones normales de presión y de temperatura se corresponden con  $T=273$  K y  $P=1$  atm. Por tanto, utilizando la ecuación general de los gases y despejando el volumen llegamos a:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \leftrightarrow P_1 \cdot V_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot V_2 \cdot T_1 \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{770 \cancel{\text{mmHg}} \cdot 5 \cancel{\text{l}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}}{760 \cancel{\text{mmHg}} \cdot 333 \cancel{\text{K}}} = 4,15 \text{ l}$$

Por tanto, **el volumen que ocupa en c.n. es de 4,15 litros.**

**b) La presión que ejerce si se trasvasa a un recipiente de 2,25 L mediante un proceso isoterma.**

Si el proceso es isoterma, quiere decir que su temperatura no cambia, y utilizando la ley de Boyle:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \leftrightarrow P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{770 \text{ mmHg} \cdot 5 \text{ l}}{2,25 \text{ l}} = 1.711,11 \text{ mmHg} = 2,25 \text{ atm}$$

**Por tanto, la presión es de 2,25 atm.**

**c) Con el mismo recipiente ¿qué hay que hacer para que la presión descienda hasta el valor de 10<sup>5</sup> pascuales?**

Si utilizamos el mismo recipiente, quiere decir que el volumen de gas no va a cambiar, por tanto, se tratará de un proceso isócoro en el que utilizando la Ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \leftrightarrow P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1 \rightarrow T_2 = \frac{P_2 \cdot T_1}{P_1} = \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot 333 \cancel{\text{K}}}{770 \cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{760 \cancel{\text{mmHg}}}} = 324,38 \text{ K}$$

324,38 Kelvin que se corresponden con 51,38 °C. Por tanto, para que la presión descienda a  $10^5$  pascales, **hemos de disminuir la temperatura en:  $60^\circ\text{C} - 51,38^\circ\text{C} = 8,62^\circ\text{C}$ .**

### 3.- Completa la tabla con las valencias y el símbolo o nombre del elemento:

<b>Sb</b>	<b>Sodio</b>	<b>Zn</b>	<b>Selenio</b>	<b>Hg</b>
<b>Antimonio</b>	<b>Na</b>	<b>Zinc</b>	<b>Se</b>	<b>Mercurio</b>
<b>3,5</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>2, 4 y 6</b>	<b>1 y 2</b>
<b>Platino</b>	<b>Au</b>	<b>Cu</b>	<b>Cloro</b>	<b>Plomo</b>
<b>Pt</b>	<b>Oro</b>	<b>Cobre</b>	<b>Cl</b>	<b>Pb</b>
<b>2 y 4</b>	<b>1 y 3</b>	<b>1 y 2</b>	<b>1, 3, 5 y 7</b>	<b>2 y 4</b>

### 4.- Una disolución acuosa de ácido nítrico, $\text{HNO}_3$ , 15 Molar tiene una densidad de 1,45 g/mL. Calcule:

#### a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de $\text{HNO}_3$

Para expresar la concentración de una disolución en tanto por ciento en masa, necesitamos la masa de soluto y la masa de la disolución.

Si tomamos un litro de disolución 15M, el número de moles de soluto viene dado por:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow n_s = M \cdot V_D = 15 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 1\text{l} = 15\text{mol}$$

Si multiplicamos por el peso molecular del ácido nítrico, obtendremos la masa de soluto:

$$P_{m_{\text{HNO}_3}} = 1 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 63\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \rightarrow m = n \cdot P_m = 15\text{mol} \cdot 63\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 945\text{g}$$

Una vez obtenida la masa de soluto, y utilizando la densidad, calculamos la masa de la disolución:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = V \cdot d = 1000\text{ml} \cdot 1,45\text{g} \cdot \text{ml}^{-1} = 1.450\text{g}$$

Y con todo esto ya podemos calcular la concentración en tanto por ciento en masa:

$$\%_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{945\text{g}}{1450\text{g}} \cdot 100 = 65,17\%$$

Por tanto, **la concentración pedida es del 65,17% en masa.**

#### b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de $\text{HNO}_3$ 4,5 Molar.

Sabemos que la concentración de la disolución original es de 15 moles por litro y nos preguntan qué volumen necesitamos para preparar la otra.

Conocida la molaridad y el volumen, podemos calcular el número de moles:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{Disolución}} = 0,5\text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 1\text{l} = 0,5\text{mol}$$

Así que **necesitamos 0,5 moles** de la concentración inicial.

Utilizando de nuevo la expresión de la molaridad, conocida la molaridad y el número de moles, podemos calcular el volumen:

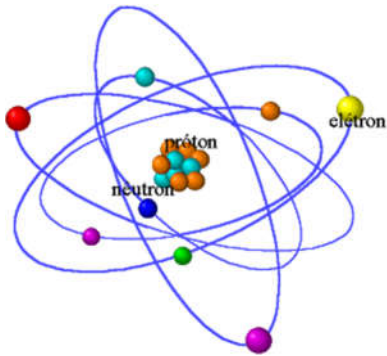
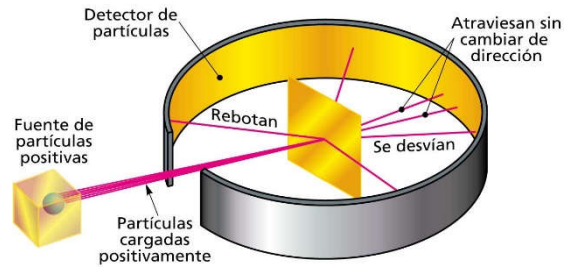
$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} \rightarrow V_{\text{Disolución}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{M} = \frac{0,5\text{mol}}{15\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ litros} = 33,3 \text{ ml}$$

**Por tanto, tenemos que tomar 33,3 ml de ácido y enrasamos hasta 1 litro.**

## 5.- Modelo atómico de Rutherford.

Después de realizar un experimento en el que bombardeaba una lámina de oro con partículas radioactivas, Rutherford constató que:

- El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas  $\alpha$  lo atravesen sin desviarse.
- Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo a la que llamó núcleo.



Así que postuló que el átomo constaba de un núcleo central muy pequeño compuesto por protones, partículas de carga positiva y neutrones, que concentraba casi toda la masa del átomo, y una corteza exterior, que ocupa casi todo el volumen, formada por electrones, partículas de carga negativa, que orbitan con trayectoria circular alrededor del núcleo (de forma similar a un sistema planetario) atraídos por la carga positiva de éste.

## 6.- Completa la siguiente tabla:

Especie Química	Z	A	N	Protones	Electrones	Neutrones
${}_{79}^{197}\text{Au}$	79	197	118	79	79	118
${}_{11}^{23}\text{Na}^{+1}$	11	23	12	11	10	12
${}_{17}^{35}\text{Cl}^{+3}$	17	35	18	17	14	18
${}_{38}^{88}\text{Sr}^{+2}$	38	88	50	38	36	50
${}_{15}^{31}\text{P}^{-3}$	15	31	16	15	18	16
${}_{34}^{80}\text{Se}$	34	80	46	34	34	46

**Bonus.-** Calcula el número de moles de soluto que hay en 100 gr de una disolución acuosa que tiene 2,50 % en masa de sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Datos:  $A(\text{C})=12$ ;  $A(\text{H})=1$ ;  $A(\text{O})=16$ ;  $A(\text{N})=14$

En 100 gramos de disolución, utilizando el porcentaje, hay 2,50 gramos de sacarosa. Para calcular el número de moles no tenemos más que dividir por el peso molecular de la sacarosa:

$$P_{m_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}} = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \rightarrow \quad n = \frac{m}{P_m} = \frac{2,5 \text{ g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

**En 100 gramos de disolución hay  $7,31 \cdot 10^{-3}$  moles de sacarosa.**

<b>Nombre:</b>		
<b>Curso:</b>	<b>3º ESO B</b>	<b>Examen 5 (FINAL)</b>
<b>Fecha:</b>	<i>17 de Marzo de 2017</i>	<b>2ª Evaluación</b>

**1.-** Si tenemos 100 gramos de tres sustancias diferentes (A, B y C), cuyas densidades son:  $d_A = 1,2 \text{ g/mL}$ ;  $d_B = 2,8 \text{ kg/L}$ ;  $d_C = 1,7 \text{ g/cm}^3$ . (0,25p + 0,5p + 0,5p + 0,75p)

- ¿qué sustancia tendrá mayor masa?;
- ¿qué sustancia tendrá más volumen?;
- ¿es cierto que 5 g de la sustancia B pesan más que 10 g de la sustancia A?;
- si ponemos en el platillo de una balanza 10 g de la sustancia B, ¿qué volumen de la sustancia A habrá que poner en el otro platillo para equilibrar la balanza?

**2.-** Una muestra de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 5 litros a una presión de 770 milímetros de mercurio y a una temperatura de 60 °C. Calcula: (0,5p + 1p + 0,5p)

- El volumen que ocupa el gas en condiciones normales de presión y temperatura.
- La presión que ejerce si se trasvasa a un recipiente de 2,25 L mediante un proceso isoterma.
- Con el mismo recipiente ¿qué hay que hacer para que la presión descienda hasta el valor de  $10^5$  pascales?

**3.-** Completa la tabla con las valencias y el símbolo o nombre del elemento:

(1,5 puntos y -0,25 por error)

<b>Sb</b>	<b>Sodio</b>	<b>Zn</b>	<b>Selenio</b>	<b>Hg</b>

<b>Platino</b>	<b>Au</b>	<b>Cu</b>	<b>Cloro</b>	<b>Plomo</b>

**4.-** Una disolución se ha preparado disolviendo 20 g de ácido sulfúrico puro en 80 g de agua. Si su densidad es de 1,143 g/ml:

- ¿Qué concentración de ácido en % en masa hay en esa disolución?
- ¿Cuál es su molaridad?

5.- Modelo atómico de Rutherford. (1,5 puntos)

6.- Completa la siguiente tabla:

(1,5 puntos y -0,25 por error)

Especie Química	Z	A	N	Protones	Electrones	Neutrones
${}^{197}_{79}\text{Au}$						
$\text{Na}^{+1}$		23	12			
$\text{Cl}^{+3}$	17	35				
$\text{Sr}^{+2}$			50	38		
$\text{P}^{-3}$		31		15		
$\text{Se}$	34		46			

**Bonus.-** Calcula el número de moles de soluto que hay en 100 gr de una disolución acuosa que tiene 2,50 % en masa de sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Datos:  $A(\text{C})=12$ ;  $A(\text{H})=1$ ;  $A(\text{O})=16$ ;  $A(\text{S})=14$

324,38 Kelvin que se corresponden con 51,38 °C. Por tanto, para que la presión descienda a 10<sup>5</sup> pascales, **hemos de disminuir la temperatura en: 60°C-51,38°C=8,62°C.**

**3.- Completa la tabla con las valencias y el símbolo o nombre del elemento:**

<b>Sb</b>	<b>Sodio</b>	<b>Zn</b>	<b>Selenio</b>	<b>Hg</b>
<b>Antimonio</b>	<b>Na</b>	<b>Zinc</b>	<b>Se</b>	<b>Mercurio</b>
<b>3,5</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>2, 4 y 6</b>	<b>1 y 2</b>
<b>Platino</b>	<b>Au</b>	<b>Cu</b>	<b>Cloro</b>	<b>Plomo</b>
<b>Pt</b>	<b>Oro</b>	<b>Cobre</b>	<b>Cl</b>	<b>Pb</b>
<b>2 y 4</b>	<b>1 y 3</b>	<b>1 y 2</b>	<b>1, 3, 5 y 7</b>	<b>2 y 4</b>

**4.- Una disolución se ha preparado disolviendo 20 g de ácido sulfúrico puro en 80 g de agua. Si su densidad es de 1,143 g/ml:**

**a) ¿Qué concentración de ácido en % en masa hay en esa disolución?**

Para calcular la concentración en % en masa, utilizamos la expresión:

$$\%_p = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{Disolución}}} \cdot 100 = \frac{20\text{g}}{20 + 80\text{g}} \cdot 100 = 20\%$$

**b) ¿Cuál es su molaridad?**

La molaridad de una disolución se calcula dividiendo el número de moles de soluto entre el volumen de la disolución. Primero calculamos el número de moles:

$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{20\text{g}}{98\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,2\text{mol}$$

Para calcular el volumen de la disolución, utilizamos su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100\text{g}}{1,143\text{g}\cdot\text{ml}^{-1}} = 87,5\text{ml} = 0,0875\text{l}$$

Por tanto, la molaridad será:

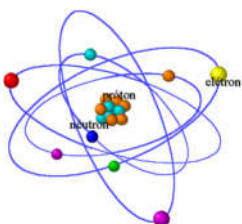
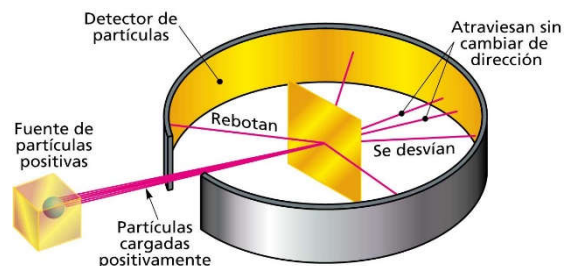
$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,2\text{mol}}{0,0875\text{l}} = 2,29 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$$

**Por tanto, la concentración de la disolución es del 20% en masa y de 2,29 Molar.**

**5.- Modelo atómico de Rutherford.**

Después de realizar un experimento en el que bombardeaba una lámina de oro con partículas radioactivas, Rutherford constató que:

- 🍏 El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas  $\alpha$  lo atravesasen sin desviarse.
- 🍏 Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo a la que llamó núcleo.



Así que postuló que el átomo constaba de un núcleo central muy pequeño compuesto por protones, partículas de carga positiva y neutrones, que concentraba casi toda la masa del átomo, y una corteza exterior, que ocupa casi todo el volumen, formada por electrones, partículas de carga negativa, que orbitan con trayectoria circular alrededor del núcleo (de forma similar a un sistema planetario) atraídos por la carga positiva de éste.