

3º B - ESO- FÍSICA Y QUÍMICA - 2ª evaluación - 30 marzo 2009

- 1ª - En 100 cm³ de una disolución acuosa de ácido sulfúrico hay 0,49 g. de ácido sulfúrico. Determinar su concentración en g/l, % en peso y molaridad.
- 2ª - El ácido nítrico reacciona con el cobre, obteniéndose nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno(IV) y agua. Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.
- 3ª - Se deja gotear una disolución de ácido sulfúrico sobre 13 g de zinc. ¿Qué cantidad de ácido es necesaria para que la reacción sea completa? ¿Cuanto hidrógeno y sulfato de zinc se obtendrán?
- 4ª - Si se tratan 17,4 g de dióxido de manganeso con una disolución 0,2 Molar de ácido clorhídrico, se obtiene cloruro de manganeso(II), cloro (Cl₂) y agua. Calcule: a) los gramos de HCl que se necesitarán; b) el volumen de la disolución de ácido clorhídrico que será necesario, c) Los gramos de cloro que se obtendrán.
- 5ª - Defina los siguientes conceptos: a) DISOLUCIÓN SATURADA, b) MOLARIDAD; c) REACCIÓN QUÍMICA; d) REACCIÓN DE FORMACIÓN; e) ESTEQUIOMETRÍA
- DATOS: Pesos atómicos: C = 12 ; Cl = 35,5 ; H = 1 ; Mn = 55 ; N = 14 ; Na= 23 ; O = 16 ;
S = 32 ; Zn = 65

SOLUCIONES

- 1ª - En 100 cm³ de una disolución acuosa de ácido sulfúrico hay 0,49 g. de ácido sulfúrico. Determinar su concentración en g/l, % en peso y molaridad.

RESOLUCIÓN

El ácido sulfúrico es: H₂SO₄, y su peso molecular es: 2.1 + 1.32 + 4.16 = 98

	Soluto (H ₂ SO ₄)	+	Disolvente (Agua)	=	Disolución
Masa	0,49		100		100,49 g
Volumen			100		100 mL

$$\text{g/L} = \frac{0,49}{0,1} = 4,9 \text{ g/L}$$

$$\%: \left\{ \begin{array}{l} 100,49 - 0,49 \\ 100 - X \end{array} \right\} X = 0,488\%$$

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; M = \frac{0,49}{98 \cdot 0,1}; M = 0,05 \text{ Molar}$$

- 2ª - El ácido nítrico reacciona con el cobre, obteniéndose nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno(IV) y agua. Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.

RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es: **a** · HNO₃ + **b** · Cu → **c** · Cu(NO₃)₂ + **d** · NO₂ + **e** · H₂O

a = 4 b = 1 c = 1 d = 2 e = 2	Ecuaciones H=> a = 2.e N=> a = 2.c + d O=> 3.a = 6.c + 2.d + e Cu=> b = c	Hacemos: b = 1 y así: 1 = c a = 2.e a = 2 + d 3.a = 6 + 2d + e	Sustituimos a por 2.e 2.e = 2 + d 6.e = 6 + 2.d + e	Despejamos "d" en la 1ª: d = 2.e - 2 y sustituimos en la 2ª : 6.e = 6 + 2.(2.e - 2) + e y así: e = 2 , con lo que: d = 2.2 - 2 = 2; y a = 2.2 = 4
-------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Y la reacción ajustada es: **4 · HNO₃ + Cu → Cu(NO₃)₂ + 2 · NO₂ + 2 · H₂O**

- 3ª - Se deja gotear una disolución de ácido sulfúrico sobre 13 g de zinc. ¿Qué cantidad de ácido es necesaria para que la reacción sea completa? ¿Cuanto hidrógeno y sulfato de zinc se obtendrán?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada y las cantidades que intervienen son:

	H ₂ SO ₄	+	Zn	→	ZnSO ₄	+	H ₂
Cantidades estequiométricas	1 mol = 98 g		1 mol = 65 g		1 mol = 161 g		1 mol = 2 g
Cantidades de la reacción	X		13 g		Y		Z

$$\left. \begin{array}{l} 98gH_2SO_4 - - 65gZn \\ H_2SO_4: \quad X - - 13 \end{array} \right\} X = \frac{98 \cdot 13}{65} = 19,6 \text{ g de } H_2SO_4 \text{ se necesitan}$$

$$\text{ZnSO}_4: \left. \begin{array}{l} 65\text{gZn} - - 161\text{gZnSO}_4 \\ 13 - - - - - Y \end{array} \right\} X = \frac{161.13}{65} = \mathbf{32,2 \text{ g de ZnSO}_4 \text{ se obtienen}}$$

$$\text{H}_2: \left. \begin{array}{l} 65\text{gZn} - - 2\text{gH}_2 \\ 13 - - - - - Z \end{array} \right\} X = \frac{2.13}{65} = \mathbf{0,4 \text{ g de H}_2 \text{ se obtienen}}$$

4ª - Si se tratan 17,4 g de dióxido de manganeso con una disolución 0,2 Molar de ácido clorhídrico, se obtiene cloruro de manganeso(II), cloro (Cl₂) y agua. Calcule: a) los gramos de HCl que se necesitarán; b) el volumen de la disolución de ácido clorhídrico que será necesario, c) Los gramos de cloro que se obtendrán.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada y las cantidades que intervienen son:

	MnO ₂ +	4.HCl	→	MnCl ₂ +	Cl ₂ +	2.H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol=87g	4mol= 4.36,5 g		1 mol=161 g	1 mol=71 g	2 mol = 2.18 g
Cantidades de la reacción	17,4 g	X		Y	Z	V

$$\text{HCl:} \left. \begin{array}{l} 87\text{gMnO}_2 - - 4.36,5\text{gHCl} \\ 17,4 - - - - - X \end{array} \right\} X = \frac{17,4 \cdot 4 \cdot 36,5}{87} = \mathbf{29,2 \text{ g de HCl se necesitan}}$$

Puesto que este HCl está en una disolución 0,2 Molar, para determinar el volumen de esta disolución en el cual haya 29,2 g de HCl, aplicamos la expresión de la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; \quad 0,2 = \frac{29,2}{36,5 \cdot L}; \quad L = \frac{29,2}{0,2 \cdot 36,5} \quad \mathbf{L = 4 \text{ litros de disolución}}$$

$$\text{Cl}_2: \left. \begin{array}{l} 87\text{gMnO}_2 - - 71\text{gCl} \\ 17,4 - - - - - Z \end{array} \right\} Z = \frac{17,4 \cdot 71}{87} = \mathbf{14,2 \text{ g de Cl}_2 \text{ se obtienen}}$$