

4º C - ESO - FÍSICA Y QUÍMICA - 2ª evaluación - (7-Febrero-2007)

- 1ª - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:
 SULFATO DE HIERRO(II) + ÁCIDO SULFÚRICO + OXÍGENO (O₂) →
 → SULFATO DE HIERRO(III) + AGUA
- 2ª- El metano (CH₄) puede obtenerse descomponiendo el carburo de aluminio (Al₄C₃) con agua, formándose también hidróxido de aluminio. ¿Qué cantidad de carburo se necesita para obtener 600 ml de metano en C.N. si el rendimiento de la reacción es del 92%?
- 3ª - ¿Qué cantidad de aire (21% de oxígeno y 79% de nitrógeno en volumen) medido en C.N. se necesita para quemar completamente 1 Kg de antracita, si ésta contiene un 95% de carbono? ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, medido también en C.N.?
- 4ª - ¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de HCl 0,2 M. Calcular la concentración del hidróxido de sodio y los gramos de NaOH existentes en ese volumen
- 5ª- a) ¿Qué es el REACTIVO LIMITANTE?
 B) ¿Qué es el rendimiento de una reacción?
- 6ª- Tipos de reacciones químicas según el tipo de proceso que tenga lugar. Defina al menos tres de ellas y ponga un ejemplo de cada una.

DATOS: Pesos atómicos: Al = 27,0 ; B = 11,0 ; Ba = 137,0 ; C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; Cr = 52,0 ; He = 4,0 ; 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

- 1º - Ajuste la siguiente reacción por el método de los coeficientes:
 SULFATO DE HIERRO(II) + ÁCIDO SULFÚRICO + OXÍGENO (O₂) →
 → SULFATO DE HIERRO(III) + AGUA

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Colocamos un coeficiente delante de cada una de las sustancias que aparecen en la reacción:



Planteamos ahora una ecuación para cada uno de los elementos que nos aparecen:

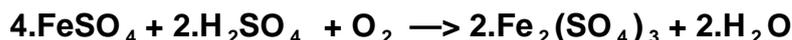
Fe: $a = 2.d$ S: $a + b = 3.d$ O: $4.a + 4b + 2c = 12.d + e$ H: $2.b = 2e$	Le asignamos el valor 2 a la incógnita a , con lo que: $2 = 2.d$; $d = 1$ y sustituimos en la segunda ecuación, tenemos: $2+b = 3$ Por lo que $b = 1$, y por tanto $2.1 = 2.e \implies e = 1$	a = 2 b = 1 c = d = 1 e = 1
---	---	---

Y sustituyendo ahora en la ecuación que nos queda: $4.2 + 4.1 + 2.c = 12.1 + 1$	de donde $12 + 2.c = 13$; $2.c = 1$ $c = \frac{1}{2}$	$a = 2$ $b = 1$ $c = \frac{1}{2}$ $d = 1$ $e = 1$
--	--	---

Y para que todos estos coeficientes sean números enteros, los multiplicamos todos por 2, así:

$a = 2 \cdot 2 = 4$ $b = 1 \cdot 2 = 2$ $c = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1$ $d = 1 \cdot 2 = 2$ $e = 1 \cdot 2 = 2$

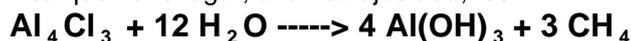
Y sustituimos estos coeficientes en la reacción dada, la cual nos quedará:



- 2º - El metano (CH₄) puede obtenerse descomponiendo el carburo de aluminio (Al₄C₃) con agua, formándose también hidróxido de aluminio. ¿Qué cantidad de carburo se necesita para obtener 600 ml de metano en C.N. si el rendimiento de la reacción es del 92%?

RESOLUCIÓN

La reacción química que tiene lugar, una vez ajustada, es:



en la cual vemos que para obtener TRES moles de gas metano se necesita UN mol de carburo de aluminio.

El número de moles de metano se calcula por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1.0,600 = n.0,082.273 ; n = \frac{0,600}{0,082.273} ; n = \mathbf{0,027 \text{ moles de metano}}$$

Si el rendimiento de la reacción fuera del 100%, la cantidad de carburo de aluminio, expresada en moles, será la tercera parte de 0,027:

$$\text{moles de Al}_4\text{C}_3 = \frac{0,027}{3} ; n = \mathbf{0,009 \text{ moles de Al}_4\text{C}_3 \text{ se necesitarían con un rendimiento del 100\%}$$

pero como el rendimiento es del 92%, quiere decir que necesitamos poner algo más del reactivo Carburo de aluminio, ya que esas 0,009 moles son las que efectivamente reaccionan (el 97% del total, así:

$\begin{array}{r} 100 \text{ moles de reactivo} \\ X \end{array} \begin{array}{l} \text{-----} \\ \text{-----} \end{array} \begin{array}{r} 97 \text{ moles reaccionan} \\ 0,009 \end{array}$	$\mathbf{x = 0,0093 \text{ moles de Al}_4\text{C}_3 \text{ se necesitan,}}$
---	---

si queremos expresar esta cantidad en gramos, hemos de tener en cuenta el peso molecular de este compuesto, que es: $\text{Al}_4\text{C}_3 : 4.27 + 3.12 = 144$

$$\text{Gramos que se necesitan: } 0,0093 \cdot 144 = \mathbf{1,34 \text{ g de Al}_4\text{C}_3 \text{ se necesitan}}$$

3º - ¿Qué cantidad de aire (21% de oxígeno y 79% de nitrógeno en volumen) medido en C.N. se necesita para quemar completamente 1 Kg de antracita, si ésta contiene un 95% de carbono? ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, medido también en C.N.?

RESOLUCIÓN

Si quemamos 1 Kg de antracita que contiene un 95% de carbono, estamos quemando solamente el

carbono, que es: $\frac{95}{100} \cdot 1000 = 950 \text{ g de carbono que se quemarán.}$

La reacción de combustión es: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, de cuya estequiometría podemos calcular todo lo que nos piden:

C +	O₂	→	CO₂
1 mol = 12 g	1 mol = 32 g		1 mol = 44 g
950 g	X		Y

de donde $x = \frac{950.32}{12} = \mathbf{2533,3 \text{ g de oxígeno se necesitan}}$, los cuales en C.N. ocuparán:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \quad 1.V = \frac{2533,3}{32} \cdot 0,082.273 ; \mathbf{V = 1773,3 \text{ litros de Oxígeno en C.N,}}$$

y como este oxígeno supone el 21% del aire en volumen, la cantidad de aire necesaria es:

$$\mathbf{X = 8444,4 \text{ litros de aire se necesitan.}}$$

Para el CO₂ se procede de igual forma:

$$Y = \frac{950.44}{12} = \mathbf{3483,3 \text{ g de CO}_2 \text{ se desprenden}}$$
, los cuales, en C.N. ocuparán $P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T$

$$1.V = \frac{3483,3}{44} \cdot 0,082.273 ; \mathbf{V = 1773,3 \text{ litros de CO}_2 \text{ en C.N,}}$$

4º - ¿Se neutralizan 25 ml de una disolución de NaOH con 15,7 ml de H Cl 0,2 M. Calcular la concentración del hidróxido de sodio y los gramos de NaOH existentes en ese volumen

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{H Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$ y su estequiometría:

	H Cl +	NaOH	→	Na Cl +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol = 36,5 g	1 moles = 40 g		1 mol	2 moles
Cantidades reaccionantes	0,115	x			

Sabiendo que se gastan 15,7 ml de H Cl 0,2 Molar, vamos a calcular los gramos de este (H Cl) que habrá, partiendo de la fórmula que nos da la Molaridad de esa disolución:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; 0,2 = \frac{g_{\text{soluto}}}{36,5 \cdot 0,0157}; g_{\text{SOLUTO}} = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 0,0157 = 0,115 \text{ g de H Cl}$$

y a partir de ese dato, calculamos los gramos que teníamos de NaOH:

$$\left. \begin{array}{l} 36,5\text{gHCl} \text{ --- } 40\text{gNaOH} \\ 0,115\text{gHCl} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{0,115 \cdot 40}{36,5} = 0,126 \text{ g de NaOH hay en la cantidad que ha reaccionado}$$

Y como sabemos que esa cantidad de NaOH se encuentra en los 25 mL que habíamos cogido, podemos calcular su molaridad partiendo de la fórmula que nos la da:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot L_{\text{disolucion}}}; M = \frac{0,126}{40 \cdot 0,025}; \mathbf{M = 0,126 \text{ Molar en NaOH}}$$