

1.- Se hacen reaccionar 10 g de carbonato de calcio con 70 mL de una disolución 5 M de ácido clorhídrico, obteniéndose cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Escribe la reacción. Calcula:

- La cantidad que ha quedado sin reaccionar del reactivo en exceso.
- La cantidad que obtenemos de cloruro de calcio.
- Calcula el rendimiento de la reacción en laboratorio, en una experiencia en que sólo se han producido 9'6 g de cloruro de calcio.



a) 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  reacciona con 2 moles de HCl

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ — } 73 \text{ g de HCl} \\ 10 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ — } x \text{ g de HCl} \end{array} \right\} x = 7'3 \text{ g de HCl}$$

$M = \frac{m}{L} \rightarrow 5 = \frac{m}{0'07} \rightarrow m = 0'35$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de HCl — } 36'5 \text{ g} \\ 0'35 \text{ moles de HCl — } x \text{ g} \end{array} \right\} x = 12'775 \text{ g}$$

Reactivo en exceso: HCl

$12'775 - 7'3 = 5'475 \text{ g}$

Sin reaccionar: 5'475 g

b) 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  produce 1 mol de  $\text{CaCl}_2$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ — } 111 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \\ 10 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ — } x \text{ g de } \text{CaCl}_2 \end{array} \right\} x = 11'1 \text{ g de } \text{CaCl}_2$$

c)  $\left. \begin{array}{l} 11'1 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \text{ — } 100\% \text{ rendimiento} \\ 9'6 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \text{ — } x \% \text{ rendimiento} \end{array} \right\} x = 86'49\% \text{ rendimiento}$

2.- Al tostar 1 Kg de cinabrio [sulfuro de mercurio (II)] del 75 % de pureza, se obtiene mercurio y se desprende dióxido de azufre.

- Escribe y ajusta la reacción de tostación (calentamiento en atmósfera de oxígeno).
- Calcula el volumen de  $\text{SO}_2$  que se desprende, medido a 27 °C y 1 atm.
- Calcula el volumen de mercurio obtenido, sabiendo que su densidad es 13'6 g/mL.



b)  $PV = nRT$  1 mol de HgS produce 1 mol de  $\text{SO}_2$

$$\left. \begin{array}{l} m = 1000 \text{ g} \cdot 0'75 = 750 \text{ g HgS} \\ 232'6 \text{ g HgS — } 1 \text{ mol de } \text{SO}_2 \\ 750 \text{ g HgS — } x \text{ moles de } \text{SO}_2 \end{array} \right\} x = 3'22 \text{ moles de } \text{SO}_2$$

$T = 27^\circ\text{C} = 300\text{K}$

$V = \frac{nRT}{P} \rightarrow V(\text{SO}_2) = \frac{3'22 \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = 79'32 \text{ L de } \text{SO}_2$

c)  $d = \frac{m}{V}$

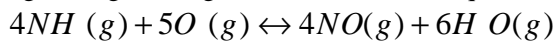
1 mol de HgS produce 1 mol de Hg

$$\left. \begin{array}{l} 232'6 \text{ g de HgS — } 200'6 \text{ g de Hg} \\ 750 \text{ g de HgS — } x \text{ g de Hg} \end{array} \right\} x = 646'82 \text{ g de Hg}$$

$V = \frac{m}{d} \rightarrow V(\text{Hg}) = \frac{646'82 \text{ g}}{13'6 \text{ g/mL}} = 47'56 \text{ mL de Hg}$

2

3.- Por combustión del amoníaco y como proceso intermedio en la fabricación de ácido nítrico, se produce monóxido de nitrógeno según la siguiente reacción, en la que todos los componentes son gases:



Inicialmente, en la torre de reacción de 2000 L de capacidad, se introducen 800 moles de amoníaco, 1000 moles de oxígeno y 20 moles de vapor de agua.

- a) ¿Cuál será la composición de la mezcla en el equilibrio, si se comprueba que hay 600 moles de NO?  
 b) ¿Cuál es el valor de  $K_c$  en estas condiciones?

③

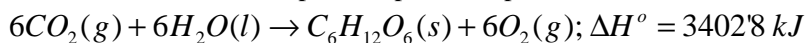
	NH <sub>3</sub>	O <sub>2</sub>	NO	H <sub>2</sub> O	
n <sub>0</sub>	800	1000	0	20	
variación	-4x	-5x	+4x	+6x	4x = 600 → x = 150
n <sub>e</sub>	200	250	600	920	
[ ]	0'1	0'125	0'3	0'46	

a) Las concentraciones son las siguientes:  $[NH_3] = 0'1$ ,  $[O_2] = 0'125$ ,  $[NO] = 0'3$  y  $[H_2O] = 0'46$ , todas ellas en el equilibrio.

b)  $K_c = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5} = \frac{(0'3)^4 \cdot (0'46)^6}{(0'1)^4 \cdot (0'125)^5} = \boxed{25146'75 \text{ mol/L}}$

2

4.- El proceso de la fotosíntesis se puede representar por la ecuación



Calcula:

- a) La entalpía de formación estándar de la glucosa.  
 b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa.

Datos:  $\Delta H_f [H_2O(l)] = -285'5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ [CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$

④

a)  $\Delta H^\circ = \Sigma \text{productos} - \Sigma \text{reactivos}$

$$3402'8 = \Sigma \text{productos} - [6(-285'5) + 6(-393'5)]$$

$$3402'8 = \Sigma \text{productos} + 4074$$

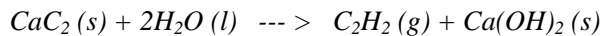
$$\Sigma \text{productos} = -671'25 \text{ kJ/mol}$$

$$\boxed{\Delta H_f^\circ [C_6H_{12}O_6] = -671'25 \text{ kJ/mol}}$$

b) 
$$\left. \begin{array}{l} 180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \text{ — } -671'25 \text{ kJ} \\ 500 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \text{ — } x \text{ kJ} \end{array} \right\} x = \boxed{-1864'58 \text{ kJ/mol}}$$

2-

5.- Las lámparas antiguas de los mineros funcionaban quemando gas acetileno (etino), que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio  $\text{CaC}_2$ , según la siguiente reacción:



Calcula:

- La cantidad de agua (en gramos) que se necesita para reaccionar con 50 g de carburo de calcio del 80 % de pureza.
- El volumen de acetileno (en L), medido a 30 °C y 740 mmHg, producido como consecuencia de la anterior reacción.
- La cantidad (en gramos) de hidróxido de calcio producida como consecuencia de la anterior reacción.

Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $Ca = 40$ ;  $S = 32$ ;  $Hg = 200.6$ .

$R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$ ;  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ .

⑤

a) 1 mol de  $\text{CaC}_2$  reacciona con 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

$$\left. \begin{array}{l} 64 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } 36 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \\ 40 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } x \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \end{array} \right\} x = 22.5 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$m(\text{CaC}_2) = 50 \cdot 0.8 = 40 \text{ g}$$

b) 1 mol de  $\text{CaC}_2$  produce 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$

$$\left. \begin{array}{l} 64 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } 1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2 \\ 40 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } x \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_2 \end{array} \right\} x = 0.625 \text{ moles}$$

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{0.625 \cdot 0.082 \cdot 303}{740/760} = 15.95 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_2$$

2

c) 1 mol de  $\text{CaC}_2$  produce 1 mol de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$\left. \begin{array}{l} 64 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } 74 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ 40 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ — } x \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \end{array} \right\} x = 46.25 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$