

## Problemas Cálculos Estequiométricos

1.- Sea la reacción: plomo + dióxido de plomo + ácido sulfúrico = sulfato de plomo(II) + agua. Ajustarla y calcular la masa de sulfato de plomo(II) que se forma a partir de 40 g de plomo.

**Masas atómicas:** Pb=207,2 ; O=16 ; S=32

**Solución:**  $M_{PbSO_4} = 303,2 \text{ g/mol}$



$$\text{b) } 40 \text{ gr Pb} \times \frac{2 \times 303,2 \text{ gr PbSO}_4}{207,2 \text{ gr Pb}} = 117 \text{ gr PbSO}_4$$

2.- El carbonato de calcio se descompone al calentarlo, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcular la cantidad de dióxido de carbono y de óxido de calcio que se obtiene al descomponerse 200 g de carbonato de calcio.

**Masas atómicas:** Ca=40 ; C=12 ; O=16

**Solución:**  $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CaO} = 56 \text{ g/mol}$



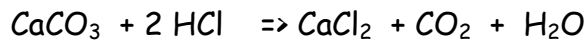
$$\text{a) } 200 \text{ gr CaCO}_3 \times \frac{44 \text{ gr CO}_2}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 88 \text{ gr CO}_2$$

$$\text{b) } 200 \text{ gr CaCO}_3 \times \frac{56 \text{ gr CaO}}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 112 \text{ gr CaO}$$

3.- Sea la reacción: carbonato de calcio + ácido clorhídrico = cloruro de calcio + dióxido de carbono + agua. Si hacemos reaccionar 10 g de carbonato de calcio, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen?. ¿Qué volumen ocuparían en C. N.?. ¿Y si estuviesen sometidos a 25 °C y 2 atm ?.

**Masas atómicas:** Ca=40 ; C=12 ; O=16

**Solución:**  $M_{CaCO_3}=100 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CO_2}=44 \text{ g/mol}$



$$a) 10 \text{ gr } CaCO_3 \times \frac{44 \text{ gr } CO_2}{100 \text{ gr } CaCO_3} = 4,4 \text{ gr } CO_2$$

$$b) \quad 4,4 \text{ gr } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ gr } CO_2} = 0,1 \text{ moles } CO_2$$

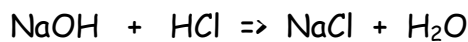
$$0,1 \text{ moles } CO_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,24 \text{ Litros}$$

$$c) \quad V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,1 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 298 \text{°K}}{2 \text{ atm}} = 1,22 \text{ Litros}$$

4.- Calcular la cantidad de hidróxido de sodio que reaccionarían totalmente con 100 g de ácido clorhídrico puro. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio se obtendría?. En la reacción se forma también agua.

**Masas atómicas:** Cl=35,5 ; Na=23 ; O=16

**Solución:**  $M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$ ;  $M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$



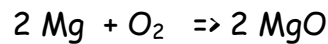
$$a) 100 \text{ gr } HCl \times \frac{40 \text{ gr } NaOH}{36,5 \text{ gr } HCl} = 109,6 \text{ gr } NaOH$$

$$b) 100 \text{ gr } HCl \times \frac{58,5 \text{ gr } NaCl}{36,5 \text{ gr } HCl} = 160,27 \text{ gr } NaCl$$

5.- Se ha quemado magnesio y se obtuvieron 12 g de óxido de magnesio. ¿Cuánto magnesio se quemó?. ¿Qué volumen de oxígeno en C.N. se quemó?.

Masas atómicas: Mg= 24,3 ; O=16

**Solución:**  $M_{MgO} = 40,3 \text{ g/mol}$



$$\text{a) } 12 \text{ grMgO} \times \frac{2 \times 24,3 \text{ grMg}}{2 \times 40,3 \text{ grMgO}} = 7,24 \text{ grMg}$$

$$\text{b) } 12 \text{ grMgO} \times \frac{1 \text{ molO}_2}{2 \times 40,3 \text{ grMgO}} = 0,15 \text{ molesO}_2$$

$$0,15 \text{ molesO}_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ molO}_2} = 3,36 \text{ Litros}$$

6.- Sea la reacción: cloruro de amonio + óxido de calcio = cloruro de calcio + amoniaco + agua. ¿Cuánto cloruro de amonio se necesita para obtener 38 litros de amoniaco gaseoso en condiciones normales?.

Masas atómicas: Cl= 35,5 ; N= 14 ; H=1

**Solución:**  $M_{NH_4Cl} = 53,5 \text{ g/mol}$



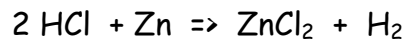
$$38 \text{ LitrosNH}_3 \times \frac{1 \text{ molNH}_3}{22,4 \text{ Litros}} = 1,7 \text{ molesNH}_3$$

$$1,7 \text{ molesNH}_3 \times \frac{2 \times 53,5 \text{ grNH}_4\text{Cl}}{2 \text{ molesNH}_3} = 90,95 \text{ grNH}_4\text{Cl}$$

7.- ¿Cuántos gramos de hidrógeno se desprenden cuando reacciona ácido clorhídrico en exceso con 260 g de cinc?. ¿Qué volumen ocupará a 13 °C y 3 atm de presión?. En la reacción se obtiene además cloruro de cinc.

Masas atómicas: Zn= 65,4 ; H=1

**Solución:**



$$\text{a) } 260 \text{ gr Zn} \times \frac{2 \text{ gr H}_2}{65,4 \text{ gr Zn}} = 7,95 \text{ gr H}_2$$

$$7,95 \text{ gr H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ gr H}_2} = 3,975 \text{ moles H}_2$$

b)

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,975 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 286^\circ \text{K}}{3 \text{ atm}} = 31,1 \text{ Litros}$$

8.- Determinar el volumen de dióxido de carbono obtenido al quemar, en C.N, 120 g de carbón de 80% de riqueza.

Masas atómicas: C= 12 ; O=16

**Solución:**

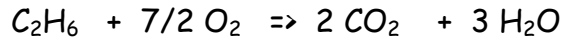


$$120 \text{ gr(muestra)} \times \frac{80 \text{ gr C}}{100 \text{ gr(muestra)}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{12 \text{ gr C}} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol CO}_2} = 179,2 \text{ Litros}$$

9.- ¿Cuántos litros de oxígeno a 2 atm y 0°C son necesarios para la combustión completa de 5 litros de etano(C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) en C.N.?. ¿Cuántos gramos de vapor de agua se obtendrán?.

Masas atómicas: C= 12 ; O=16 ; H = 1

**Solución:** M<sub>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub></sub> = 30 g/mol ; M<sub>H<sub>2</sub>O</sub> = 18 g/mol



a)

$$5 \text{ Litros } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{22,4 \text{ Litros}} = 0,22 \text{ moles } C_2H_6$$

$$0,22 \text{ moles } C_2H_6 \times \frac{\frac{7}{2} \text{ moles } O_2}{1 \text{ moles } C_2H_6} = 0,77 \text{ moles } O_2$$

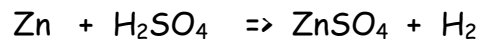
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,77 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 273 \text{°K}}{2 \text{ atm}} = 8,62 \text{ Litros}$$

$$b) \quad 0,22 \text{ moles } C_2H_6 \times \frac{3 \times 18 \text{ gr } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_6} = 11,88 \text{ gr } H_2O$$

10.- Se introduce cinc en 49 g de ácido sulfúrico. ¿Cuánto cinc se necesita para que reaccione totalmente el ácido?. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán?. ¿Qué volumen ocupará ese hidrógeno en C.N.?. En la reacción se obtiene además sulfato de cinc.

Masas atómicas: Zn=65,4 ; O=16 ; S=32; H = 1

**Solución:** M<sub>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></sub> = 98 g/mol



$$a) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{65,4 \text{ gr } Zn}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 32,7 \text{ gr } Zn$$

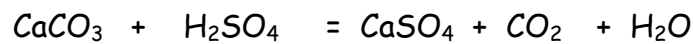
$$b) \quad 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ gr } H_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 1 \text{ gr } H_2$$

$$c) \quad 1 \text{ gr } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ gr } H_2} = 0,5 \text{ moles } H_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol}} = 11,2 \text{ Litros}$$

11.- Se hacen reaccionar 100 g de carbonato de calcio con ácido sulfúrico, dando sulfato de calcio, dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono desprendido a 27°C y 2 atm?

Masas atómicas: C=12 ; O=16 ; Ca=40;

**Solución:**  $M_{CaCO_3}=100 \text{ g/mol}$



$$100 \text{ grCaCO}_3 \times \frac{1 \text{ molCO}_2}{100 \text{ grCaCO}_3} = 1 \text{ molCO}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 300^\circ \text{K}}{2 \text{ atm}} = 12,3 \text{ Litros}$$

12.- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 10°C y 1,5 atm, se desprende al tratar 150 g de cinc con exceso de sulfúrico?

Masas atómicas: Zn=65,4 ; H=1

**Solución:**



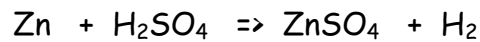
$$150 \text{ grZn} \times \frac{1 \text{ molH}_2}{65,4 \text{ grZn}} = 2,29 \text{ molesH}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{2,29 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 283^\circ \text{K}}{1,5 \text{ atm}} = 35,43 \text{ Litros}$$

13.- Se tratan 49 g de ácido sulfúrico con cinc, para dar sulfato de cinc e hidrógeno. a) ¿cuánto cinc se necesita para realizar totalmente la reacción?. b) ¿qué cantidad de hidrógeno se obtiene?. c) ¿qué volumen ocupará este hidrógeno en C.N.?

**Masas atómicas:** Zn=65,4 ; H=1 ; S=32 ; O=16

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$



$$a) 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{65,4 \text{ gr } Zn}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 32,7 \text{ gr } Zn$$

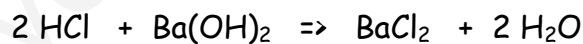
$$b) 49 \text{ gr } H_2SO_4 \times \frac{2 \text{ gr } H_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 1 \text{ gr } H_2$$

$$c) 1 \text{ gr } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ gr } H_2} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } H_2} = 11,2 \text{ Litros}$$

14.- ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico reaccionará totalmente con 250 g de hidróxido de bario, para dar cloruro de bario y agua?

**Masas atómicas:** Ba=137,3 ; H=1 ; Cl=35,5 ; O=16

**Solución:**  $M_{Ba(OH)_2} = 171,3 \text{ g/mol}$  ;  $M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$

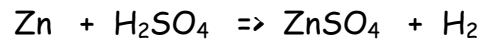


$$250 \text{ gr } Ba(OH)_2 \times \frac{2 \times 36,5 \text{ gr } HCl}{171,3 \text{ gr } Ba(OH)_2} = 106,54 \text{ gr } HCl$$

15.- ¿Qué volumen de hidrógeno medido en C.N. se desprenderá al tratar 196 g de ácido sulfúrico con exceso de cinc, obteniéndose sulfato de cinc e hidrógeno?

**Masas atómicas:** H=1 ; S=32 ; O=16

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$



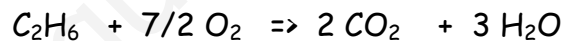
$$196 \text{ grH}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ molH}_2}{98 \text{ grH}_2\text{SO}_4} = 2 \text{ molesH}_2$$

$$2 \text{ molesH}_2 \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ molesH}_2} = 44,8 \text{ Litros}$$

16.- En la combustión del etano( $C_2H_6$ ) (reacción con el oxígeno) se obtiene dióxido de carbono y agua. Determinar el volumen, en C.N. de oxígeno consumido para obtener 100 gramos de dióxido de carbono.

**Masas atómicas:** H=1 ; C=12 ; O=16

**Solución:**  $M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$



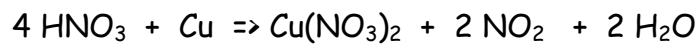
$$100 \text{ grCO}_2 \times \frac{\frac{7}{2} \text{ molesO}_2}{2 \times 44 \text{ grCO}_2} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ molO}_2} = 89,1 \text{ Litros}$$



17.- El ácido nítrico reacciona con el cobre para dar nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua. a) calcular cuánto ácido nítrico será necesario para disolver 3 kg de cobre; b) ¿qué volumen de dióxido de nitrógeno, medido en C.N. se obtendrá?

**Masas atómicas:** N=14 ; Cu=63,5 ; O=16

**Solución:**  $M_{HNO_3} = 63g/mol$



$$a) 3000grCu \times \frac{4 \times 63grHNO_3}{63,5grCu} = 11.905,51grHNO_3$$

$$b) 3000grCu \times \frac{2molesNO_2}{63,5grCu} \times \frac{22,4Litros}{1molNO_2} = 2116,54Litros$$

18.- a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico será necesaria para reaccionar completamente con 52 g de carbonato de sodio?. En la reacción se obtiene dióxido de carbono, cloruro de sodio y agua. b) ¿Qué cantidad se formará de cada uno de los productos?.

**Masas atómicas:** C=12 ; Ca=40 ; O=16 ; Cl=35,5 ; H=1

**Solución:**  $M_{HCl} = 36,5g/mol$ ;  $M_{Na_2CO_3} = 83g/mol$  ;  $M_{H_2O} = 18g/mol$ ;  $M_{NaCl} = 58,5g/mol$



$$a) 52grNa_2CO_3 \times \frac{2 \times 36,5grHCl}{83grNa_2CO_3} = 45,74grHCl$$

$$b) 52grNa_2CO_3 \times \frac{44grCO_2}{83grNa_2CO_3} = 27,57grCO_2$$

$$c) 52grNa_2CO_3 \times \frac{2 \times 58,5grNaCl}{83grNa_2CO_3} = 73,3grNaCl$$

$$d) 52grNa_2CO_3 \times \frac{18grH_2O}{83grNa_2CO_3} = 11,28grH_2O$$

19.- Diez gramos de mármol (carbonato de calcio) se hacen reaccionar totalmente con ácido clorhídrico, obteniendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen?. ¿Qué volumen ocuparían en C.N.? ¿Y si estuviesen sometidos a 25°C y 2 atm de presión?

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; O=16

**Solución:**  $M_{CaCO_3} = 100g/mol$  ;  $M_{CO_2} = 44g/mol$



$$a) 10grCaCO_3 \times \frac{44grCO_2}{100grCaCO_3} = 4,4grCO_2$$

$$b) 4,4grCO_2 \times \frac{1molCO_2}{44grCO_2} \times \frac{22,4Litros}{1molCO_2} = 2,24Litros$$

c)

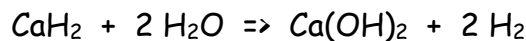
$$4,4grCO_2 \times \frac{1molCO_2}{44grCO_2} = 0,1molesCO_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,1moles \times 0,082 \frac{atm \times L}{\text{°K} \times mol} \times 298\text{°K}}{2atm} = 1,22Litros$$

**20.-** Dada la reacción: hidruro de calcio + agua = hidróxido de calcio + hidrógeno, ajustarla y calcular: a) los moles de hidróxido de calcio que se forman a partir de 15 g de hidruro de calcio con suficiente agua; b) los gramos de hidruro de calcio que han de consumirse para obtener 100 litros de hidrógeno en condiciones normales.

**Masas atómicas:** H=1 ; Ca=40 ; O=16

**Solución:**  $M_{Ca(OH)_2} = 74\text{g/mol}$  ;  $M_{CaH_2} = 42\text{g/mol}$



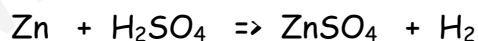
$$a) 15\text{grCaH}_2 \times \frac{1\text{molCa(OH)}_2}{42\text{grCaH}_2} = 0,36\text{molesCa(OH)}_2$$

$$b) 100\text{LitrosH}_2 \times \frac{1\text{molH}_2}{22,4\text{LitrosH}_2} \times \frac{42\text{grCaH}_2}{2\text{molesH}_2} = 93,75\text{grCaH}_2$$

**21.-** Se hacen reaccionar 20 g de cinc con ácido sulfúrico puro. ¿Qué volumen de hidrógeno, en C.N., se obtiene?. ¿Cuántos gramos de sulfúrico puro serán necesarios para que la reacción sea total?. Si en lugar de sulfúrico puro se emplea una disolución acuosa de éste, que tiene un 30,18% en peso de sulfúrico y densidad 1,22 g/ml, ¿qué volumen de disolución se precisará?. En la reacción además de hidrógeno se obtiene sulfato de cinc.

**Masas atómicas:** Zn=65,4 ; S=32 ; O=16 ; H=1

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98\text{g/mol}$



$$a) 20\text{grZn} \times \frac{1\text{molH}_2}{65,4\text{grZn}} \times \frac{22,4\text{Litros}}{1\text{molH}_2} = 6,85\text{LitrosH}_2$$

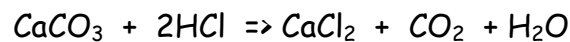
$$b) 20\text{grZn} \times \frac{98\text{grH}_2\text{SO}_4}{65,4\text{grZn}} = 29,97\text{grH}_2\text{SO}_4$$

$$c) 29,97\text{grH}_2\text{SO}_4 \times \frac{100\text{grDisolución}}{30,18\text{grH}_2\text{SO}_4} \times \frac{1\text{mLDisolución}}{1,22\text{grDisolución}} = 81,4\text{mLDisolución}$$

**22.-** Se tratan 850 g de carbonato de calcio con una disolución 2 M de ácido clorhídrico. Calcular: a) el volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato; b) el volumen de dióxido de carbono obtenido en C.N. En la reacción se obtiene además cloruro de calcio y agua.

**Masas atómicas:** C=12 ; Ca=40 ; O=16 ; H=1

**Solución:**  $M_{CaCO_3} = 100\text{g/mol}$  ;



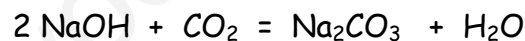
$$a) 850\text{grCaCO}_3 \times \frac{2\text{molesHCl}}{100\text{grCaCO}_3} \times \frac{1000\text{mLDisolución}}{2\text{molesHCl}} = 8500\text{mLDisolución}$$

$$b) 850\text{grCaCO}_3 \times \frac{1\text{molCO}_2}{100\text{grCaCO}_3} \times \frac{22,4\text{Litros}}{1\text{molCO}_2} = 190,4\text{Litros}$$

**23.-** Por un litro de disolución 3 M de hidróxido de sodio se hace pasar una corriente de dióxido de carbono hasta que reaccione todo el hidróxido disuelto, obteniéndose carbonato de sodio y agua. Calcular el volumen, en C.N., de dióxido de carbono consumido y el peso del carbonato originado.

**Masas atómicas:** C=12 ; Na=23 ; O=16 ; H=1

**Solución:**  $M_{Na_2CO_3} = 106\text{ g/mol}$



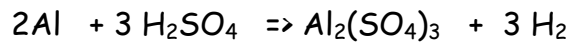
$$a) 1\text{LitroDisolución} \times \frac{3\text{molesNaOH}}{1\text{LitroDisolución}} \times \frac{1\text{molCO}_2}{2\text{molesNaOH}} \times \frac{22,4\text{Litros}}{1\text{molCO}_2} = 33,6\text{LitrosCO}_2$$

$$b) 1\text{LitroDisolución} \times \frac{3\text{molesNaOH}}{1\text{LitroDisolución}} \times \frac{106\text{grNa}_2\text{CO}_3}{2\text{molesNaOH}} = 159\text{grNa}_2\text{CO}_3$$

24.- Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 ml de disolución 0,6 M de ácido sulfúrico, obteniéndose sulfato de aluminio e hidrógeno. Calcular: a) el volumen de hidrógeno obtenido en C.N.; b) los gramos de sulfato que resultan de la reacción.

**Masas atómicas:** Al=27 ; S=32 ; O=16 ; H=1

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$  ;  $M_{Al_2(SO_4)_3} = 342 \text{ g/mol}$



a) Cantidades iniciales: 6 gramos de aluminio y

$$50 \text{ mL Disolución} \times \frac{0,6 \text{ moles } H_2SO_4}{1000 \text{ mL disolución}} = 0,03 \text{ moles } H_2SO_4$$

$$0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{2 \times 27 \text{ gr Al}}{3 \text{ moles } H_2SO_4} = 0,54 \text{ gr Al}$$

*Por tanto como se necesitan 0,54 gramos de Al para que reaccione el ácido sulfúrico y en la reacción hay 6 gramos; el reactivo que está en exceso es el Al.*

*Es decir el reactivo limitante es el ácido sulfúrico.*

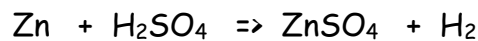
$$0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{3 \text{ moles } H_2}{3 \text{ moles } H_2SO_4} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } H_2} = 0,672 \text{ Litros } H_2$$

$$b) 0,03 \text{ moles } H_2SO_4 \times \frac{342 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3}{3 \text{ moles } H_2SO_4} = 3,42 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3$$

**25.-** Diez gramos de un mineral que tiene un 60% de cinc, se hacen reaccionar con una disolución de sulfúrico del 96% y densidad 1,823 g/ml. Calcular: a) el peso del sulfato de cinc obtenido; b) el volumen de hidrógeno que se desprende, si las condiciones del laboratorio son 25°C y 740 mm de Hg; c) el volumen de disolución de sulfúrico necesario.

**Masas atómicas:** Zn=65,4 ; S=32 ; O=16 ; H=1

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$  ;  $M_{ZnSO_4} = 161,4 \text{ g/mol}$  ;  $740 \text{ mmHg} = 0,974 \text{ atm}$



$$\text{a) } 10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{161,4 \text{ gr ZnSO}_4}{65,4 \text{ gr Zn}} = 14,8 \text{ gr ZnSO}_4$$

b)

$$10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ gr Zn}} = 0,092 \text{ moles H}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,092 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 298^\circ \text{K}}{0,974 \text{ atm}} = 2,31 \text{ Litros}$$

c)

$$10 \text{ gr Mineral} \times \frac{60 \text{ gr Zn}}{100 \text{ gr Mineral}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{65,4 \text{ gr Zn}} \times \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100 \text{ gr Disolución}}{96 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mL Disolución}}{1,823 \text{ gr Disolución}} = 5,14 \text{ mL Disolución}$$

**26.-** El cloro se obtiene según la reacción: dióxido de manganeso + ácido clorhídrico = cloruro de manganeso (II) + cloro + agua. Calcular: a) la cantidad de dióxido de manganeso necesaria para obtener 10 Litros de cloro en C.N.; b) el volumen de ácido clorhídrico 0,5 M que habrá que utilizar.

**Masas atómicas:** Mn=55 ; O=16

Solución:  $M_{MnO_2} = 87 \text{ g/mol}$



$$a) 10 \text{ Litros } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22,4 \text{ Litros}} \times \frac{87 \text{ gr } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 38,84 \text{ gr } MnO_2$$

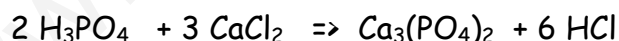
b)

$$10 \text{ Litros } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22,4 \text{ Litros}} \times \frac{4 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución } HCl}{0,5 \text{ moles } HCl} = 3,57 \text{ Litros Disolución } HCl$$

**27.-** Una disolución acuosa 0,5 M de ácido fosfórico se hace reaccionar con 50 g de cloruro de calcio, obteniéndose fosfato de calcio y ácido clorhídrico. Calcular la cantidad de fosfato que se obtiene y el volumen de disolución de ácido fosfórico que se consume.

**Masas atómicas:** P=31 ; Ca=40; Cl=35,5 ; O=16

Solución:  $M_{CaCl_2} = 111 \text{ g/mol}$  ;  $M_{Ca_3(PO_4)_2} = 310 \text{ g/mol}$



$$a) 50 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{310 \text{ gr } Ca_3(PO_4)_2}{3 \times 111 \text{ gr } CaCl_2} = 46,55 \text{ gr } Ca_3(PO_4)_2$$

$$b) 50 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{2 \text{ moles } H_3PO_4}{3 \times 111 \text{ gr } CaCl_2} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución}}{0,5 \text{ moles } H_3PO_4} = 0,6 \text{ Litros Disolución}$$

**28.-** Se hacen reaccionar 50 g de hidróxido de calcio con una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico. Calcular la cantidad de cloruro de calcio que se obtiene y el volumen de ácido que se consume. En la reacción se forma también agua.

**Masas atómicas:** Ca=40; Cl=35,5 ; O=16

**Solución:**  $M_{Ca(OH)_2} = 74\text{g/mol}$  ;  $M_{CaCl_2} = 111\text{ g/mol}$



$$a) \quad 50\text{grCa(OH)}_2 \times \frac{111\text{grCaCl}_2}{74\text{grCa(OH)}_2} = 75\text{grCaCl}_2$$

b)

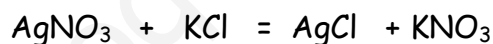
$$50\text{grCa(OH)}_2 \times \frac{2\text{molesHCl}}{74\text{grCa(OH)}_2} \times \frac{1\text{LDisoluciónHCl}}{0,1\text{molesHCl}} =$$

$$= 13,51\text{LitrosDisoluciónHCl}$$

**29.-** ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 500 ml de una disolución 1 M de nitrato de plata, si se le añaden 16 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de potasio?. En la reacción se obtiene también nitrato de potasio.

**Masas atómicas:** Ag=107,9; Cl=35,5

**Solución:**  $M_{AgCl} = 143,4\text{ g/mol}$



a) *moles iniciales de cada sustancia:*

$$500\text{mLDisoluciónAgNO}_3 \times \frac{1\text{molAgNO}_3}{1000\text{mLDisoluciónAgNO}_3} = 0,5\text{molesAgNO}_3$$

$$16\text{mLDisoluciónKCl} \times \frac{0,2\text{molesKCl}}{1000\text{mLDisoluciónKCl}} = 0,0032\text{molesKCl}$$

De estos datos se deduce que el reactivo limitante es el KCl, por tanto se formarán:

$$0,0032\text{molesKCl} \times \frac{143,4\text{grAgCl}}{1\text{molesKCl}} = 0,46\text{grAgCl}$$



**30.-** ¿Cuántos gramos de plata metálica reaccionarán con 2 litros de ácido nítrico 10 M, para dar nitrato de plata, agua y dióxido de nitrógeno?. ¿Qué volumen de éste gas se obtendrá en condiciones normales?.

**Masas atómicas:** Ag=107,9

**Solución:**



$$\begin{aligned} \text{a)} \quad & 2\text{LitrosDisoluciónHNO}_3 \times \frac{10\text{molesHNO}_3}{1\text{LitroDisoluciónHNO}_3} \times \frac{107,9\text{grAg}}{2\text{molesHNO}_3} = \\ & = 1079\text{grAg} \\ \text{b)} \quad & 2\text{LitrosDisoluciónHNO}_3 \times \frac{10\text{molesHNO}_3}{1\text{LitroDisoluciónHNO}_3} \times \frac{1\text{molNO}_2}{2\text{molesHNO}_3} \times \frac{22,4\text{Litros}}{1\text{molNO}_2} = \\ & = 224\text{LitrosNO}_2 \end{aligned}$$

**31.-** Se desean preparar 0.5 Litros de cloro (gas). Las condiciones en que se realiza la experiencia son 20°C y 765 mm de Hg. Para ello se dispone de dióxido de manganeso puro y de ácido clorhídrico cuya riqueza es del 36% y su densidad 1.19 g/cm<sup>3</sup>. Calcular los gramos de dióxido de manganeso y el volumen de ácido que se necesitan. En la reacción se obtiene, además del cloro, cloruro de manganeso (II) y agua.

**Masas atómicas:** Mn=55; Cl=35,5 ; O =16 ; H=1

**Solución:**  $M_{\text{MnO}_2} = 87 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$  ;  $765\text{mmHg}=1,0066 \text{ atm}$



a)

$$\begin{aligned} n &= \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,0066\text{atm} \times 0,5\text{LitrosCl}_2}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 293^\circ \text{K}} = 0,021\text{molesCl}_2 \\ 0,021\text{molesCl}_2 &\times \frac{87\text{grMnO}_2}{1\text{molesCl}_2} = 1,827\text{grMnO}_2 \end{aligned}$$

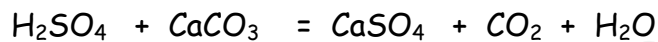
b)

$$\begin{aligned} 0,021\text{molesCl}_2 &\times \frac{4 \times 36,5\text{grHCl}}{1\text{molCl}_2} \times \frac{100\text{grDisoluciónHCl}}{36\text{grHCl}} \times \frac{1\text{mLDisoluciónHCl}}{1,19\text{grDisoluciónHCl}} = \\ &= 7,16\text{mLDisoluciónHCl} \end{aligned}$$

**32.-** ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado, cuya densidad es 1.84 g/ml y del 96% de riqueza, se necesita para reaccionar con 20 g de calcita, si contiene un 90% de carbonato cálcico?. Calcular los gramos de sulfato de calcio que se obtendrán y el volumen de dióxido de carbono que se produce en C.N. Se obtiene también agua.

**Masas atómicas:** S=32; Ca=40 ; C =12; O =16 ; H=1

**Solución:**  $M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CaSO_4} = 136 \text{ g/mol}$



a)

$$20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ gr CaCO}_3} \times \frac{100 \text{ gr Disolución H}_2\text{SO}_4}{96 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mL Disolución H}_2\text{SO}_4}{1,84 \text{ gr Disolución H}_2\text{SO}_4} = 9,99 \text{ mL Disolución H}_2\text{SO}_4$$

b)  $20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{136 \text{ gr CaSO}_4}{100 \text{ gr CaCO}_3} = 24,48 \text{ gr CaSO}_4$

c)  $20 \text{ gr Calcita} \times \frac{90 \text{ gr CaCO}_3}{100 \text{ gr Calcita}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{100 \text{ gr CaCO}_3} \times \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol CO}_2} = 4,032 \text{ Litros CO}_2$

**33.-** Sea la reacción: hidróxido de aluminio + ácido clorhídrico = cloruro de aluminio + agua. ¿Qué cantidad de cloruro se obtiene al hacer reaccionar totalmente 30 mL de una disolución 0,5 M de ácido?. ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de aluminio 1,2 M habría que utilizar?.

**Masas atómicas:** Al=27; Cl=35,5 ; O =16 ; H=1

**Solución:**  $M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Al(OH)}_3} = 78 \text{ g/mol}$



a)  $30 \text{ mL Disolución HCl} \times \frac{0,5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución HCl}} \times \frac{133,5 \text{ gr AlCl}_3}{3 \text{ moles HCl}} = 0,67 \text{ gr AlCl}_3$

b)

$$30 \text{ mL Disolución HCl} \times \frac{0,5 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL Disolución HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{3 \text{ moles HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL Disolución Al(OH)}_3}{1,2 \text{ moles Al(OH)}_3} =$$
$$= 4,17 \text{ mL Disolución Al(OH)}_3$$

**34.-** Sea la reacción:  $2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \Rightarrow 2\text{S} + \text{N}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ . ¿Qué volumen de ácido nítrico (65% y densidad 1,3 g/mL) se necesitará para obtener 35 gr de azufre?. ¿Qué volumen de disolución de sulfhídrico 2,5 M ha de utilizarse?. ¿Qué volumen de óxido de nitrógeno a 2,5 atm y 10°C se originarán?.

**Masas atómicas:** N=14; O =16 ; H=1

**Solución:**  $M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$

a)

$$\text{grS} \times \frac{2 \times 63 \text{ grHNO}_3}{2 \times 32 \text{ grS}} \times \frac{100 \text{ grDisolución}}{65 \text{ grHNO}_3} \times \frac{1 \text{ mLDisolución}}{1,3 \text{ grDisolución}} = 81,54 \text{ mLDisoluciónHNO}_3$$

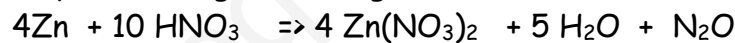
b)  $35 \text{ grS} \times \frac{2 \text{ molesH}_2\text{S}}{2 \times 32 \text{ grS}} \times \frac{1 \text{ LitroDisolución}}{2,5 \text{ molesH}_2\text{S}} = 0,44 \text{ LitrosDisoluciónH}_2\text{S}$

c)

$$35 \text{ grS} \times \frac{1 \text{ molN}_2\text{O}_3}{2 \times 32 \text{ grS}} = 0,55 \text{ molesN}_2\text{O}_3$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,55 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 283^\circ \text{K}}{2,5 \text{ atm}} = 5,1 \text{ LitrosN}_2\text{O}_3$$

**35.-** Se hacen reaccionar 50 g de cinc con una disolución 2,5 M de ácido nítrico. Si la reacción que tiene lugar es la siguiente:



a) ¿Qué cantidad de nitrato de cinc se obtiene?.

b) ¿Qué volumen de nítrico se consume?.

**Masas atómicas:** Zn=65,4; N=14 ; O=16 ; Na=23

**Solución:**  $M_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 189,4 \text{ g/mol}$

a)  $50 \text{ grZn} \times \frac{4 \times 189,4 \text{ grZn}(\text{NO}_3)_2}{4 \times 65,4 \text{ grZn}} = 144,8 \text{ grZn}(\text{NO}_3)_2$

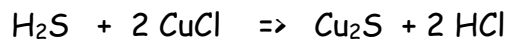
b)  $50 \text{ grZn} \times \frac{10 \text{ molesHNO}_3}{4 \times 65,4 \text{ grZn}} \times \frac{1 \text{ LitroDisolución}}{2,5 \text{ molesHNO}_3} = 0,76 \text{ LitrosDisoluciónHNO}_3$

**36.-** Si se mezcla ácido sulfhídrico con cloruro de cobre(I), reaccionan formando sulfuro de cobre(I) y ácido clorhídrico.

Si en dicha reacción se obtuvieron 35 g de sal de cobre, determinar el volumen de disolución de sulfhídrico 2 M que hubo de emplearse. Calcular también qué volumen de disolución 3 M de cloruro de cobre(I) intervino en la reacción.

**Masas atómicas:** Cu=63,5 ; Cl=35,5

**Solución:**  $M_{Cu_2S} = 159 \text{ g/mol}$



$$a) 35 \text{ gr } Cu_2S \times \frac{1 \text{ mol } H_2S}{159 \text{ gr } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución}}{2 \text{ mol } H_2S} = 0,11 \text{ Litros Disolución } H_2S$$

$$b) 35 \text{ gr } Cu_2S \times \frac{2 \text{ mol } CuCl}{159 \text{ gr } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ Litro Disolución}}{3 \text{ mol } CuCl} = 0,147 \text{ Litros Disolución } CuCl$$

**37.-** En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

a) Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 82%, que se necesita para obtener 2,1 Kg de cloruro de calcio. b) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 27°C y a una presión de 770 mmHg?

**Masas atómicas:** C=12 ; O=16 ; Ca=40 ; Cl=35,5

**Solución:**  $M_{CaCO_3} = 100 \text{ g/mol}$  ;  $M_{CaCl_2} = 111 \text{ g/mol}$  ;  $770 \text{ mmHg} = 1,013 \text{ atm}$



$$a) 2100 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{100 \text{ gr } CaCO_3}{111 \text{ gr } CaCl_2} \times \frac{100 \text{ gr } Caliza}{82 \text{ gr } CaCO_3} = 2307,2 \text{ gr } Caliza$$

b)

$$2100 \text{ gr } CaCl_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{111 \text{ gr } CaCl_2} = 18,92 \text{ moles } CO_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{18,92 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 300^\circ \text{K}}{1,013 \text{ atm}} = 459,46 \text{ Litros } CO_2$$

**38.-** 50 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido clorhídrico al 35% en masa y densidad 1,2 g/cm<sup>3</sup> reaccionan con 5 gramos de dióxido de manganeso. Si en la reacción se forman cloruro de manganeso (II), agua y cloro. Calcular: a) El reactivo que está en exceso. b) Los gramos de agua que se forman. c) El volumen que ocupará el cloro obtenido medido en condiciones normales.

**Masas atómicas:** Mn=55 ; O=16 ; H=1 ; Cl=35,5

**Solución:**  $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{MnO}_2} = 87 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$



*Cantidades iniciales de los reactivos son:*

$$\text{HCl} : 50 \text{mL Disolución} \times \frac{1,2 \text{gr Disolución}}{1 \text{mL Disolución}} \times \frac{35 \text{gr HCl}}{100 \text{gr Disolución}} = 21 \text{gr HCl}$$

$$\text{MnO}_2 = 5 \text{ gramos}$$

*Según la estequiometría de la reacción, 5 gramos de MnO<sub>2</sub> reaccionan con:*

$$5 \text{gr MnO}_2 \times \frac{4 \times 36,5 \text{gr HCl}}{87 \text{gr MnO}_2} = 8,39 \text{gr HCl}$$

*Por tanto hay un exceso de HCl.*

a) *El reactivo limitante es el MnO<sub>2</sub>*

$$\text{b) } 5 \text{gr MnO}_2 \times \frac{2 \times 18 \text{gr H}_2\text{O}}{87 \text{gr MnO}_2} = 2,07 \text{gr H}_2\text{O}$$

$$\text{c) } 5 \text{gr MnO}_2 \times \frac{1 \text{mol gr Cl}_2}{87 \text{gr MnO}_2} \times \frac{22,4 \text{Litros}}{1 \text{mol Cl}_2} = 1,29 \text{Litros Cl}_2$$

39.- El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:  $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 Molar. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a  $27^\circ\text{C}$  y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masa atómica: Ni = 58,7

**Solución:**

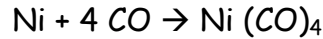
$$\text{a) } 2\text{mL Disolución} \times \frac{18\text{moles H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL Disolución}} \times \frac{58,7\text{ grNi}}{1\text{mol H}_2\text{SO}_4} = 2,113\text{ grNi}$$

$$\text{Por tanto el \% de riqueza es: } \frac{2,113\text{ grNi}}{3\text{ grMuestra}} \times 100 = 70,43\%$$

$$\text{b) } 20\text{ grNi} \times \frac{1\text{mol H}_2}{58,7\text{ grNi}} = 0,34\text{ moles H}_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,34\text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}} \times 300^\circ\text{K}}{1\text{atm}} = 8,36\text{ Litros H}_2$$

**40.-** En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo ,  $\text{Ni}(\text{CO})_4$  , mediante la reacción:



a) Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a  $300^\circ\text{C}$  y 2 atm de presión.

b) Una vez terminada la reacción se determina la cantidad de  $\text{Ni}(\text{CO})_4$  obtenida, obteniéndose 2 326,2 g . ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

Datos: Masa atómica: Ni= 58,7

**Solución:**  $M_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 170,7 \text{ g/mol}$

a)

$$1000 \text{ gramos Ni} \times \frac{4 \text{ moles CO}}{58,7 \text{ gramos Ni}} = 68,14 \text{ moles CO}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{68,14 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (300 + 273) \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 1600,8 \text{ Litros CO}$$

b) Calculemos los gramos teóricos que deben obtenerse de  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ :

$$68,14 \text{ moles CO} \times \frac{170,7 \text{ gramos Ni}(\text{CO})_4}{4 \text{ moles CO}} = 2907,87 \text{ gramos Ni}(\text{CO})_4$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{gramos}(\text{obtenidos})}{\text{gramos}(\text{teóricos})} \times 100 = \frac{2326,2}{2907,87} \times 100 = 80\%$$



**41.-** En la síntesis del amoníaco: Nitrógeno + Hidrógeno → Amoníaco, reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoníaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %.

Datos: Masas atómicas: N=14; H=1

**Solución:**

a) La reacción es:  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

$$10 \text{gramos N}_2 \times \frac{2 \text{moles NH}_3 (\text{teóricos})}{28 \text{gramos N}_2} \times \frac{40 \text{moles (reales)}}{100 \text{moles (teóricos)}} \times \frac{22,4 \text{Litros}}{1 \text{mol NH}_3} = 6,4 \text{Litros NH}_3$$

www.yoquieroaprobar.es