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_{PbSO4}= 303,2 g/mol

a) $Pb + PbO_2 + 2\ H_2SO_4 \Rightarrow 2\ PbSO_4 + 2\ H_2O$

b) $$40 grPb \times \frac{2x303,2 grPbSO_4}{207,2 grPb} = 117 grPbSO_4$$

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_{CaCO3}=100 g/mol ; M_{CO2}=44 g/mol; M_{CaO}=56 g/mol

$CaCO_3 \Rightarrow CaO + CO_2$

a) $$200 grCaCO_3 \times \frac{44 grCO_2}{100 grCaCO_3} = 88 grCO_2$$

b) $$200 grCaCO_3 \times \frac{56 grCaO}{100 grCaCO_3} = 112 grCaO$$

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_{CaCO3}=100 g/mol ; M_{CO2}=44 g/mol

$$CaCO_3 + 2\ HCl \Rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

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

b) $$4,4 grCO_2 \times \frac{1 molCO_2}{44 grCO_2} = 0,1 molesCO_2$$
$$0,1 molesCO_2 \times \frac{22,4 Litros}{1 molCO_2} = 2,24 Litros$$

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

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 g/mol; M_{HCl} = 36,5 g/mol ; M_{NaCl} = 58,5 g/mol

$$NaOH + HCl \Rightarrow NaCl + H_2O$$

a) $$100 grHCl \times \frac{40 grNaOH}{36,5 grHCl} = 109,6 grNaOH$$

b) $$100 grHCl \times \frac{58,5 grNaCl}{36,5 grHCl} = 160,27 grNaCl$$

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 g/mol

$$2\ Mg + O_2 \Rightarrow 2\ MgO$$

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

b) $$12 grMgO \times \frac{1 molO_2}{2 \times 40,3 grMgO} = 0,15 molesO_2$$
$$0,15 molesO_2 \times \frac{22,4 Litros}{1 molO_2} = 3,36 Litros$$

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_{NH4Cl} = 53,5 g/mol

$$2\ NH_4Cl + CaO \Rightarrow CaCl_2 + 2\ NH_3 + H_2O$$

$$38 LitrosNH_3 \times \frac{1 molNH_3}{22,4 Litros} = 1,7 molesNH_3$$
$$1,7 molesNH_3 \times \frac{2 \times 53,5 grNH_4Cl}{2 molesNH_3} = 90,95 grNH_4Cl$$

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:

$$2\ HCl + Zn \Rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

a) $$260 grZn \times \frac{2 grH_2}{65,4 grZn} = 7,95 grH_2$$

$$7,95 grH_2 \times \frac{1 molH_2}{2 grH_2} = 3,975 molesH_2$$

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

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:

$$C + O_2 \Rightarrow CO_2$$

$$120 gr(muestra) \times \frac{80 grC}{100 gr(muestra)} \times \frac{1 molCO_2}{12 grC} \times \frac{22,4 Litros}{1 molCO_2} = 179,2 Litros$$

9.- ¿Cuántos litros de oxígeno a 2 atm y 0°C son necesarios para la combustión completa de 5 litros de etano(C_2H_6) en C.N.?. ¿Cuántos gramos de vapor de agua se obtendrán?.

Masas atómicas: C= 12 ; O=16 ; H = 1

Solución: M_{C2H6} = 30 g/mol ; M_{H2O} = 18 g/mol

$$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \Rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

a)

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

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

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

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

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_{H2SO4} = 98 g/mol

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

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

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

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

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_{CaCO3}=100 g/mol

$$CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

$$100 grCaCO_3 \times \frac{1 molCO_2}{100 grCaCO_3} = 1 molCO_2$$

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

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:

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$150 grZn \times \frac{1 molH_2}{65,4 grZn} = 2,29 molesH_2$$

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

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_{H2SO4} = 98 g/mol

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

a) $$49 grH_2SO_4 \times \frac{65,4 grZn}{98 grH_2SO_4} = 32,7 grZn$$

b) $$49 grH_2SO_4 \times \frac{2 grH_2}{98 grH_2SO_4} = 1 grH_2$$

c) $$1 grH_2 \times \frac{1 molH_2}{2 grH_2} \times \frac{22,4 Litros}{1 molH_2} = 11,2 Litros$$

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: $M_{Ba(OH)2}$ =171,3g/mol ; M_{HCl} = 36,5 g/mol

$$2\ HCl + Ba(OH)_2 \Rightarrow BaCl_2 + 2\ H_2O$$

$$250 grBa(OH)_2 \times \frac{2 \times 36,5 grHCl}{171,3 grBa(OH)_2} = 106,54 grHCl$$

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_{H2SO4} = 98 g/mol

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$196 grH_2SO_4 \times \frac{1 molH_2}{98 grH_2SO_4} = 2 molesH_2$$

$$2 molesH_2 \times \frac{22,4 Litros}{1 molesH_2} = 44,8 Litros$$

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_{CO2} = 44g/mol

$$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \Rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

$$100 grCO_2 \times \frac{\frac{7}{2} molesO_2}{2 \times 44 grCO_2} \times \frac{22,4 Litros}{1 molO_2} = 89,1 Litros$$

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_{HNO3} = 63g/mol

$$4\ HNO_3 + Cu \Rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

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

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

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_{NaCO3}=83g/mol ; M_{H2O} =18g/mol; M_{NaCl} =58,5g/mol

$$2\ HCl + Na_2CO_3 \Rightarrow CO_2 + 2\ NaCl + H_2O$$

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

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

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

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

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 25ºC y 2 atm de presión?.

Masas atómicas: C=12 ; Ca=40 ; O=16

Solución: M_{CaCO3} =100g/mol ; M_{CO2} =44g/mol

$$CaCO_3 + 2HCl \Rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

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

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

c)

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

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

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: $M_{Ca(OH)2}$ =74g/mol ; M_{CaH2} =42g/mol

$$CaH_2 + 2\,H_2O \Rightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2$$

a) $$15 grCaH_2 \times \frac{1 molCa(OH)_2}{42 grCaH_2} = 0,36 molesCa(OH)_2$$

b) $$100 LitrosH_2 \times \frac{1 molH_2}{22,4 LitrosH_2} \times \frac{42 grCaH_2}{2 molesH_2} = 93,75 grCaH_2$$

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_{H2SO4} = 98g/mol

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

a) $$20 grZn \times \frac{1 molH_2}{65,4 grZn} \times \frac{22,4 Litros}{1 molH_2} = 6,85 LitrosH_2$$

b) $$20 grZn \times \frac{98 grH_2SO_4}{65,4 grZn} = 29,97 grH_2SO_4$$

c) $$29,97 grH_2SO_4 \times \frac{100 grDisolución}{30,18 grH_2SO_4} \times \frac{1 mLDisolución}{1,22 grDisolución} =$$
$$= 81,4 mLDisolución$$

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_{CaCO3} **=100g/mol ;**

$$CaCO_3 + 2HCl \Rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

a) $$850 gr CaCO_3 \times \frac{2 moles HCl}{100 gr CaCO_3} \times \frac{1000 mL Disolución}{2 moles HCl} = 8500 mL Disolución$$

b) $$850 gr CaCO_3 \times \frac{1 mol CO_2}{100 gr CaCO_3} \times \frac{22,4 Litros}{1 mol CO_2} = 190,4 Litros$$

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_{Na2CO3} = 106 g/mol

$$2\ NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$

a) $$1 Litro Disolución \times \frac{3 moles NaOH}{1 Litro Disolución} \times \frac{1 mol CO_2}{2 moles NaOH} \times \frac{22,4 Litros}{1 mol CO_2} = 33,6 Litros CO_2$$

b) $$1 Litro Disolución \times \frac{3 moles NaOH}{1 Litro Disolución} \times \frac{106 gr Na_2CO_3}{2 moles NaOH} = 159 gr Na_2CO_3$$

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_{H2SO4}= 98g/mol ; $M_{Al2(SO4)3}$ = 342g/mol

$$2Al + 3\ H_2SO_4 \Rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$$

a) Cantidades iniciales: 6 gramos de aluminio y

$$50mLDisolución \times \frac{0,6molesH_2SO_4}{1000mLdisolución} = 0,03molesH_2SO_4$$

$$0,03molesH_2SO_4 \times \frac{2 \times 27grAl}{3molesH_2SO_4} = 0,54grAl$$

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.

$$0,03molesH_2SO_4 \times \frac{3molesH_2}{3molesH_2SO_4} \times \frac{22,4Litros}{1molH_2} = 0,672LitrosH_2$$

b) $$0,03molesH_2SO_4 \times \frac{342grAl_2(SO_4)_3}{3molesH_2SO_4} = 3,42grAl_2(SO_4)_3$$

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_{H2SO4}= 98g/mol ; M_{ZnSO4}= 161,4g/mol ; 740mmHg= 0,974atm

$$Zn + H_2SO_4 \Rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

a) $$10 grMineral \times \frac{60 grZn}{100 grMineral} \times \frac{161,4 grZnSO_4}{65,4 grZn} = 14,8 grZnSO_4$$

b)

$$10 grMineral \times \frac{60 grZn}{100 grMineral} \times \frac{1 molH_2}{65,4 grZn} = 0,092 molesH_2$$

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

c)

$$10 grMineral \times \frac{60 grZn}{100 grMineral} \times \frac{1 molH_2SO_4}{65,4 grZn} \times \frac{98 grH_2SO_4}{1 molH_2SO_4} \times$$

$$\frac{100 grDisolución}{96 grH_2SO_4} \times \frac{1 mLDisolución}{1,823 grDisolución} = 5,14 mLDisolución$$

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_{MnO2} =87 g/mol

$$MnO_2 + 4\ HCl \Rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

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

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

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_{CaCl2} = 111 g/mol ; $M_{Ca3(PO4)2}$ = 310 g/mol

$$2\ H_3PO_4 + 3\ CaCl_2 \Rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ HCl$$

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

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

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: $M_{Ca(OH)2}$ = 74g/mol ; M_{CaCl2} = 111 g/mol

$$Ca(OH)_2 + 2\ HCl \Rightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$$

a) $$50 grCa(OH)_2 \times \frac{111 grCaCl_2}{74 grCa(OH)_2} = 75 grCaCl_2$$

b)

$$50 grCa(OH)_2 \times \frac{2 molesHCl}{74 grCa(OH)_2} \times \frac{1 LDisoluciónHCl}{0,1 molesHCl} =$$
$$= 13,51 LitrosDisoluciónHCl$$

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 g/mol

$$AgNO_3 + KCl = AgCl + KNO_3$$

a) *moles iniciales de cada sustancia:*

$$500 mLDisoluciónAgNO_3 \times \frac{1 molAgNO_3}{1000 mLDisoluciónAgNO_3} = 0,5 molesAgNO_3$$

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

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

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

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:

$$Ag + 2\ HNO_3 = AgNO_3 + H_2O + NO_2$$

a)
$$2 Litros Disolución HNO_3 \times \frac{10 moles HNO_3}{1 Litro Disolución HNO_3} \times \frac{107,9 gr Ag}{2 moles HNO_3} =$$
$$= 1079 gr Ag$$

b)
$$2 Litros Disolución HNO_3 \times \frac{10 moles HNO_3}{1 Litro Disolución HNO_3} \times \frac{1 mol NO_2}{2 moles HNO_3} \times \frac{22,4 Litros}{1 mol NO_2} =$$
$$= 224 Litros NO_2$$

31.- Se desean preparar 0.5 Litros de cloro (gas). Las condiciones en que se realiza la experiencia son 20ºC 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^3. 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_{MnO2} = 87 g/mol ; M_{HCl} =36,5 g/mol ; 765mmHg=1,0066 atm

$$MnO_2 + 4\ HCl \Rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

a)
$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,0066 atm \times 0,5 Litros Cl_2}{0,082 \frac{atm \times L}{º K \times mol} \times 293º K} = 0,021 moles Cl_2$$
$$0,021 moles Cl_2 \times \frac{87 gr MnO_2}{1 moles Cl_2} = 1,827 gr MnO_2$$

b)
$$0,021 moles Cl_2 \times \frac{4 \times 36,5 gr HCl}{1 mol Cl_2} \times \frac{100 gr Disolución HCl}{36 gr HCl} \times \frac{1 mL Disolución HCl}{1,19 gr Disolución HCl} =$$
$$= 7,16 mL Disolución HCl$$

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_{H2SO4} = 98 g/mol ; M_{CaCO3} = 100 g/mol ; M_{CaSO4} = 136 g/mol

$$H_2SO_4 + CaCO_3 = CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

a)

$$20 grCalcita \times \frac{90 grCaCO_3}{100 grCalcita} \times \frac{98 grH_2SO_4}{100 grCaCO_3} \times \frac{100 grDisoluciónH_2SO_4}{96 grH_2SO_4} \times$$

$$\times \frac{1 mLDisoluciónH_2SO_4}{1,84 grDisoluciónH_2SO_4} = 9,99 mLDisoluciónH_2SO_4$$

b) $$20 grCalcita \times \frac{90 grCaCO_3}{100 grCalcita} \times \frac{136 grCaSO_4}{100 grCaCO_3} = 24,48 grCaSO_4$$

c) $$20 grCalcita \times \frac{90 grCaCO_3}{100 grCalcita} \times \frac{1 molCO_2}{100 grCaCO_3} \times \frac{22,4 Litros}{1 molCO_2} = 4,032 LitrosCO_2$$

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_{AlCl3} = 133,5 g/mol ; $M_{Al(OH)3}$ = 78 g/mol

$$Al(OH)_3 + 3\ HCl \Rightarrow AlCl_3 + 3\ H_2O$$

a) $30 mL Disolución HCl \times \frac{0,5 moles HCl}{1000 mL Disolución HCl} \times \frac{133,5 gr AlCl_3}{3 moles HCl} = 0,67 gr AlCl_3$

b)

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

$$= 4,17 mL Disolución Al(OH)_3$$

34.- Sea la reacción: $2HNO_3 + 2\ H_2S \Rightarrow 2\ S + N_2O_3 + 3H_2O$. ¿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_{HNO3} =63 g/mol

a)

$$grS \times \frac{2 \times 63 grHNO_3}{2 \times 32 grS} \times \frac{100 grDisolución}{65 grHNO_3} \times \frac{1 mLDisolución}{1,3 grDisolución} = 81,54\ \ mLDisoluciónHNO_3$$

b) $$35 grS \times \frac{2 molesH_2S}{2 \times 32 grS} \times \frac{1 LitroDisolución}{2,5 molesH_2S} = 0,44 LitrosDisoluciónH_2S$$

c)

$$35 grS \times \frac{1 molN_2O_3}{2 \times 32 grS} = 0,55 molesN_2O_3$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,55 moles \times 0,082 \frac{atm \times L}{^{o}K \times mol} \times 283^{o} K}{2,5 atm} = 5,1 LitrosN_2O_3$$

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:

$$4Zn + 10\ HNO_3 \Rightarrow 4\ Zn(NO_3)_2 + 5\ H_2O + N_2O$$

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: $M_{Zn(NO3)2}$ = 189,4 g/mol

a) $$50 grZn \times \frac{4 \times 189,4 grZn(NO_3)_2}{4 \times 65,4 grZn} = 144,8 grZn(NO_3)_2$$

b) $$50 grZn \times \frac{10 molesHNO_3}{4 \times 65,4 grZn} \times \frac{1 LitroDisolución}{2,5 molesHNO_3} = 0,76 LitrosDisoluciónHNO_3$$

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_{Cu2S} = 159 g/mol

$$H_2S + 2\,CuCl \Rightarrow Cu_2S + 2\,HCl$$

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

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

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 27ºC y a una presión de 770 mmHg?.
Masas atómicas: C=12 ; O=16 ; Ca=40 ; Cl=35,5

Solución: M_{CaCO3} = 100 g/mol ; M_{CaCl2} = 111 g/mol ; 770mmHg=1,013 atm

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

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

b)

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

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

38.- 50 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico al 35% en masa y densidad 1,2 g/cm^3 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_{HCl} = 36,5 g/mol ; M_{MnO2} = 87 g/mol ; M_{H2O} = 18 g/mol

$$4\ HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Cantidades iniciales de los reactivos son:

$$HCl:\ 50mLDisolución \times \frac{1,2grDisolución}{1mLDisolución} \times \frac{35grHCl}{100grDisolución} = 21grHCl$$

MnO_2 = 5 gramos

Según la estequiometría de la reacción, 5 gramos de MnO_2 reaccionan con:

$$5grMnO_2 \times \frac{4 \times 36,5grHCl}{87grMnO_2} = 8,39grHCl$$

Por tanto hay un exceso de HCl.

a) El reactivo limitante es el MnO_2

b) $5grMnO_2 \times \frac{2 \times 18grH_2O}{87grMnO_2} = 2,07grH_2O$

c) $5grMnO_2 \times \frac{1molgrCl_2}{87grMnO_2} \times \frac{22,4Litros}{1molCl_2} = 1,29LitrosCl_2$

39.- El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: $Ni + H_2SO_4 = NiSO_4 + H_2$

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°C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

R = 0'082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}. Masa atómica: Ni = 58'7

Solución:

a) $$2mLDisolución \times \frac{18molesH_2SO_4}{1000mLDisolución} \times \frac{58,7grNi}{1molH_2SO_4} = 2,113grNi$$

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

b) $$20grNi \times \frac{1molH_2}{58,7grNi} = 0,34molesH_2$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,34moles \times 0,082 \frac{atm \times L}{^{o}K \times mol} \times 300^{o}K}{1atm} = 8,36LitrosH_2$$

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

$$Ni + 4\ CO \rightarrow Ni\ (CO)_4$$

a) Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a 300 °C y 2 atm de presión.

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

Datos: Masa atómica: Ni= 58,7

Solución: $M_{Ni(CO)4}$ = 170,7 g/mol

a)

$$1000 gramosNi \times \frac{4 molesCO}{58,7 gramosNi} = 68,14 molesCO$$

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

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

$$68,14 molesCO \times \frac{170,7 gramosNi(CO)_4}{4 molesCO} = 2907,87 gramosNi(CO)_4$$

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

41.- En la síntesis del amoniaco: Nitrógeno + Hidrógeno → Amoniaco, reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoniaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %.
Datos: Masas atómicas: N=14; H=1

Solución:

a) La reaccion es: $N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$$10 gramos N_2 \times \frac{2 moles NH_3 (teórico)}{28 gramos N_2} \times \frac{40 moles (reales)}{100 moles (teórico)} \times \frac{22,4 Litros}{1 mol NH_3} = 6,4 Litros NH_3$$