**Estequiometría de las reacciones químicas.**

1. En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:

1. Calcule la masa de agua, en gramos, que se forman a partir de 20g de hidrógeno y 60g de oxígeno.
2. ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?
3. Si el agua formada se encuentra a 120ºC y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa.

Datos: R = 0,082 atm·l·K-1 ·mol-1 Masas atómicas: H = 1; O = 16

2.- El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:

CaCO3 + H2SO4 → CaSO4 + CO2 + H2O

1. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad d = 1,84 g/cm3 y 96% de riqueza en peso será necesario para disolver una muestra de 10 g de CaCO3?
2. ¿Qué cantidad de CaCO3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 l de CO2 , medidos en condiciones normales?

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

3. Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:

CaC2 (s) + H2O → Ca(OH)2 (ac) + C2H2 (g)

1. Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán
2. Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.

Datos: R = 0,082 atm·l·K-1 ·mol-1. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40.

1. Cuando se calienta clorato de potasio (KClO3) se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
2. Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio.
3. ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales?

Datos: R = 0,082 atm·l·K-1 ·mol-1. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39.

5.- Sabiendo que el rendimiento de la reacción: FeS2 +O2  Fe2O3 +SO2 es del 75 % a partir de 360 g de disulfuro de hierro, calcule:

a) La cantidad de óxido de hierro (Ill) producido.

b) El volumen de SO2, medido en condiciones normales, que se obtendrá.

Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; 0 =16.

6.- Si 12 g de un mineral que contiene un 60 % de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % en masa y densidad 1'82 g/ml, según:

Zn + H2SO4→ ZnSO4 + H2

Calcule:

a) Los gramos de sulfato de cinc que se obtienen.

b) El volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado.

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

7.- A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1,17 g/ml. Calcule:

a) Su molaridad.

b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 ml de disolución 2,5 M de KOH.

Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

8.- Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 ml de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:

a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 ºC y 760 mmHg se habrá desprendido?

Datos: R = 0,082 atm·l· K-1·mol-1. Masas atómicas: Zn = 65,4; Cl = 35,5; H = 1.

9. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm3 de H2S, medidos en condiciones normales, según la ecuación:

PbS + H2SO4 → PbSO4 + H2S

Calcule:

1. La riqueza de la galena en PbS.
2. El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.