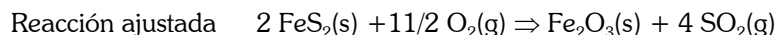


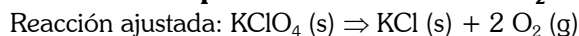
ALGUNOS EJERCICIOS RESUELTOS DEL TEMA 6:

- 41.-En la tostación de la pirita se forma SO₂ como producto importante: FeS₂(s) + O₂(g) ⇒ Fe₂O₃(s) + SO₂(g)**
a)¿Cuánto óxido férrico se podrá obtener a partir de 1 tonelada de pirita de hierro, sabiendo que esta tiene una riqueza del 95% y el rendimiento de la reacción es del 84%?
b)¿Qué volumen de SO₂ medido en C.N. se obtendrá?



- a) $Mm(\text{FeS}_2) = 119,8$; 1 mol FeS₂ = 119,8 g FeS₂;
 Riqueza del 95%: cada 100 g de roca impura contienen 95 g de FeS₂
 Por cada 2 moles de FeS₂ que reaccionan, se produce 1 mol de Fe₂O₃
 $Mm(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6$; 1 mol Fe₂O₃ = 159,6 g Fe₂O₃;
 Rendimiento de la reacción: 84%: sólo se producen realmente 84 g de cada 100 g de producto.
 $10^6 \text{ g pirita} \cdot \frac{95 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{119,8 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{84 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \text{ reales}}{100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \text{ teóricos}} = 5,316 \cdot 10^5 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 = 531,6 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3$
- b) Por cada 2 moles de FeS₂ que reaccionan, se produce 4 moles de SO₂
 1 mol de gas en c.n ocupa un volumen de 22,4 L;
 Rendimiento de la reacción: 84%: sólo se producen realmente 84 L de cada 100 L de producto.
 $10^6 \text{ g pirita} \cdot \frac{95 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{119,8 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{84 \text{ L SO}_2 \text{ reales}}{100 \text{ L SO}_2 \text{ teóricos}} = 298417 \text{ L SO}_2 \approx 300000 \text{ L SO}_2$

- 44.-Dada la siguiente reacción: $\text{KClO}_4(\text{s}) \Rightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$**
a)¿g de cloruro de potasio obtenidos a partir de 250g del perclorato de potasio de riqueza 90%?
b)¿g de perclorato de potasio necesarios para obtener 1000 L de O₂ en C.N, con rendimiento del 90%?

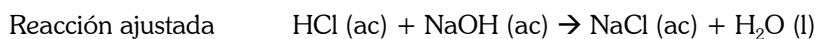


- a) $Mm(\text{KClO}_4) = 138,5$; 1 mol KClO₄ = 138,5 g KClO₄;
 Riqueza del 90%: cada 100 g de reactivo impura contienen 90 g de KClO₄
 Por cada mol de KClO₄ que reacciona, se produce 1 mol de KCl
 $Mm(\text{KCl}) = 74,5$; 1 mol KCl = 74,5 g KCl;
 $250 \text{ g reactivo} \cdot \frac{90 \text{ g KClO}_4}{100 \text{ g reac.}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{138,5 \text{ g KClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_4} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 121 \text{ g KCl se obtienen}$
- b) Por cada mol de KClO₄ que reacciona, se producen 2 moles de O₂
 1 mol de gas en c.n ocupa un volumen de 22,4 L;
 Rendimiento de la reacción: 90%: para que reaccionen 90g de reactivo, necesitamos 100 g de reactivo.
 $1000 \text{ L O}_2 \text{ c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2 \text{ c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{2 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{138,5 \text{ g KClO}_4}{1 \text{ mol KClO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g reactivo}}{90 \text{ g KClO}_4} = 3435 \text{ g reactivo son necesarios}$

Nota: Podemos hacer el problema de otra forma, aplicando el rendimiento en los productos formados:

$$1000 \text{ L O}_2 \text{ reales} \cdot \frac{100 \text{ L O}_2 \text{ teóric. c.n.}}{90 \text{ L O}_2 \text{ reales}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2 \text{ c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_4}{2 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{138,5 \text{ g KClO}_4}{1 \text{ mol KClO}_4} = 3435 \text{ g reactivo son necesarios}$$

- 45.-¿Qué volumen de disolución de HCl 0,6M es necesario para conseguir reaccionar completamente con 40mL de NaOH 0,8M y, sabiendo que los productos de la reacción son el NaCl y el H₂O? $R = 53,3 \text{ mL}$**



Cada litro de disolución de NaOH contiene 0,8 moles de NaOH

Cada mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH

Cada litro de disolución de HCl contiene 0,6 moles de HCl

$$0,04 \text{ L disol NaOH} \cdot \frac{0,8 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L disol HCl}}{0,6 \text{ mol HCl}} = 0,0533 \text{ L disol HCl necesitamos}$$

39.-Escribir ajustada la ecuación correspondiente a la reacción: $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \Rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) ¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 reaccionaran con 450 mL de disolución de clorhídrico 0,8M?

b) ¿Qué volumen de CO_2 se forma en el reacción si se suponen C.N. se presión y temperatura?



a) Cada litro de disolución de HCl contiene 0,8 moles de HCl

Cada 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de Na_2CO_3

$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$; 1 mol $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$;

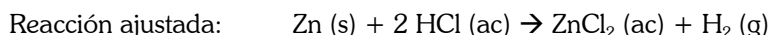
$$0,45 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{0,8 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 19,08 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ reaccionan}$$

b) Por cada 2 moles de HCl que reaccionan se produce 1 mol de CO_2

1 mol de gas en c.n ocupa un volumen de 22,4 L;

$$0,45 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{0,8 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 4 \text{ L CO}_2 \text{ producidos}$$

33.-Una muestra de 50g de cinc impuro reacciona con 129mL de disolución de HCl, de densidad 1,18 g/cm³ y que contiene el 35% (P/P) de HCl puro. ¿Cuál es el % de cinc puro en la muestra? $R = 95,46\%$



De los 50 de cinc impuro, sólo reaccionará una cierta cantidad, que calcularemos sabiendo que reacciona con 129 mL de disolución de HCl

Disolución: 35 g HCl por cada 100 g de disolución. Densidad: 1,18 g disol. por cada cm³ disol.

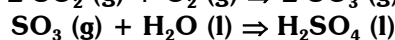
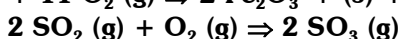
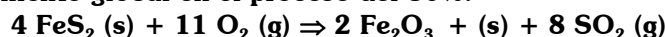
Cada mol de Zn reacciona con 2 moles de HCl.

$M(\text{Zn}) = 65,4$; 1 mol Zn = 65,4 g Zn.

$$129 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,18 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 47,73 \text{ g Zn reaccionan realmente}$$

Así, el porcentaje de Zn en la muestra es de $\frac{47,7 \text{ g}}{50 \text{ g}} \cdot 100 = 95,46\% \text{ riqueza}$

53.-Determina qué masa de piritita pura (FeS_2) se necesitará para la producción de 500 toneladas de ácido sulfúrico, suponiendo un rendimiento global en el proceso del 80%.



Tenemos una cadena de tres reacciones para obtener ácido sulfúrico a partir de piritita. En primer lugar, por cada 4 moles de FeS_2 que reaccionan, se producen 8 moles SO_2 . Luego, cada 2 moles SO_2 producen 2 moles SO_3 . Finalmente, cada mol de SO_3 produce 1 mol H_2SO_4 . Usaremos estas proporciones en el cálculo, partiendo del ácido sulfúrico producido.

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$; 1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

$M(\text{FeS}_2) = 119,8$; 1 mol $\text{FeS}_2 = 119,8 \text{ g FeS}_2$.

Rendimiento del 80 %: son necesarios 100 g de reactivo para que realmente reaccionen 80 g.

$$500 \cdot 10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol SO}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol FeS}_2}{8 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{119,8 \text{ g FeS}_2}{1 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{100 \text{ g FeS}_2 \text{ necesarios}}{80 \text{ g FeS}_2 \text{ reaccionan}} = 3,82 \cdot 10^8 \text{ g FeS}_2$$

Son necesarias 382.000 kg (382 toneladas) de piritita para producir la reacción.

Nota: Podemos hacer el problema de otra forma, aplicando el rendimiento en los productos formados:

$$500 \cdot 10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ reales} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ teórica}}{80 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ reales}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol SO}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol FeS}_2}{8 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{119,8 \text{ g FeS}_2}{1 \text{ mol FeS}_2} = 3,82 \cdot 10^8 \text{ g FeS}_2$$