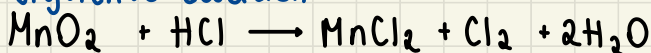


Corrección control 1

• Control primer semestre

1. El cloro gaseoso (Cl_2) puede obtenerse en el laboratorio en pequeñas cantidades, haciendo reaccionar el dióxido de manganeso con ácido clorhídrico concentrado según la siguiente ecuación:



a) Balancee la ecuación:



b) Calcule el número de: moles; moléculas y átomos de oxígeno contenidos en 100 g de MnO_2

$$m = 100 \text{ g}$$

$$\bar{M} = 87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{m}{\bar{M}} \Rightarrow n = \frac{100 \text{ g}}{87 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 1,15 \text{ moles de } \text{MnO}_2$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1,15 \text{ moles} \longrightarrow x \text{ moléculas}$$

$$x = 6,92 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{MnO}_2$$

$$1 \text{ molécula de } \text{MnO}_2 \longrightarrow 2 \text{ átomos de O}$$

$$6,92 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{MnO}_2 \longrightarrow x \text{ átomos de O}$$

$$x = 1,38 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O.}$$

FORMA ALTERNATIVA

$$1,15 \text{ moles de } \text{MnO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{MnO}_2}{1 \text{ mol de } \text{MnO}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{MnO}_2}$$

$$\Rightarrow 6,92 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{MnO}_2$$

$$\Rightarrow 1,38 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

c) Si reaccionan 100 g de HCl con 100 g de MnO_2 , que posee un 84% de pureza, determine (mediante cálculos) cuál corresponde al reactivo limitante y reactivo en exceso

$$n_{\text{HCl}} = \frac{100 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 2,73 \text{ moles de HCl}$$

pureza $\text{MnO}_2 \rightarrow 84\%$

$$x \text{ g} \rightarrow 84\%$$

$$100 \text{ g} \rightarrow 100\%$$

$$x = 84 \text{ g de MnO}_2$$

calcular pureza	
masa inicial	$\rightarrow 100\%$ pureza
masa x	$\rightarrow \%$ pureza

$$\Rightarrow n_{\text{MnO}_2} = \frac{84 \text{ g}}{87 \text{ g/mol}} = 0,96 \text{ moles de MnO}_2$$



$$x \text{ moles de MnO}_2 \quad 2,73 \text{ moles de HCl}$$

$$x = 0,68 \text{ moles de MnO}_2$$

MnO_2 está en exceso

HCl reactivo limitante

d) Calcular cuánto sobra en moles y masa en gramos del reactivo en exceso.

$$0,96 \text{ moles de MnO}_2 - 0,68 \text{ moles de MnO}_2$$

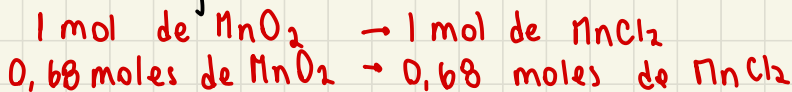
$$\Rightarrow 0,28 \text{ moles de MnO}_2 \text{ en exceso}$$

$$m_{\text{MnO}_2} = 0,28 \text{ moles} \cdot 87 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow 24,36 \text{ g de MnO}_2$$

e) Calcular cuántas moléculas se obtendrán de cloruro de manganeso (II), use los datos de c).

cloruro de manganeso (II) \rightarrow MnCl_2



$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &\longrightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,68 \text{ moles} &\longrightarrow x \text{ moléculas de } \text{MnCl}_2 \\ x &= 4,09 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{MnCl}_2 \end{aligned}$$

f) Si se obtuvieron 61 gramos de MnCl_2 , ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

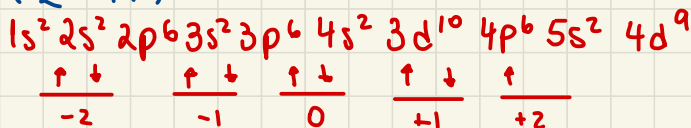
$$\text{rendimiento} = \frac{\text{real}}{\text{teórico}} \cdot 100$$

$$\text{masa } \text{MnCl}_2 = 0,68 \text{ moles} \cdot 125,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 85,61 \text{ g de } \text{MnCl}_2$$

$$\text{rendimiento} = \frac{61}{85,61} \cdot 100 = 71,25 \%$$

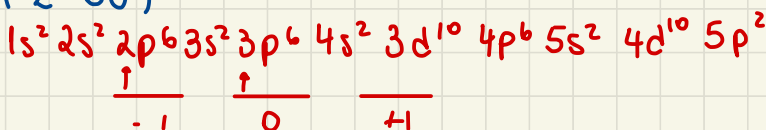
2. Escriba la configuración electrónica completa para los siguientes elementos y/o iones y determine los cuatro números cuánticos (n, l, m, s) del último electrón.

a) Ag ($Z=47$)



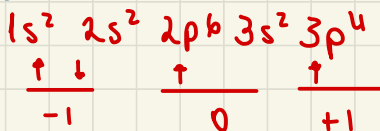
$$n = 5, \quad l = 2, \quad m = 1, \quad s = -1/2$$

b) Sn ($Z=50$)



$$n = 5, \quad l = 1, \quad m = 0, \quad s = +1/2$$

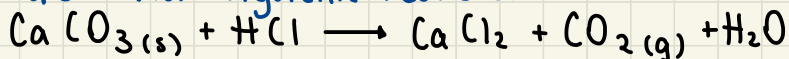
c) S ($Z=16$)



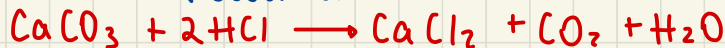
$$n = 3, \quad l = 1, \quad m = -1, \quad s = -1/2$$

- Control segundo semestre

1. De acuerdo a la siguiente reacción:



a) Balancee la ecuación



b) Calcule el número de: moles; moléculas y átomos de oxígeno contenidos en 15,6 g de CaCO_3

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{15,6 \text{ g}}{100,1 \text{ g/mol}} = 0,15 \text{ moles de CaCO}_3$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CaCO}_3$$

$$0,15 \text{ moles} \longrightarrow x \text{ moléculas de CaCO}_3$$

$$x = 9,033 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CaCO}_3$$

$$1 \text{ molécula} \longrightarrow 3 \text{ átomos de O}$$

$$9,033 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \longrightarrow x \text{ átomos de O}$$

$$x = 2,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

c) Si reaccionan 25 g de HCl con 25 g de CaCO_3 , que posee un 73% de pureza, determine (mediante cálculos) cuál corresponde al reactivo limitante y reactivo en exceso

$$n_{\text{HCl}} = \frac{25 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,68 \text{ moles de HCl}$$

$$25 \text{ g} \longrightarrow 100\%$$

$$x \text{ g} \longrightarrow 73\%$$

$$x = 18,25 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

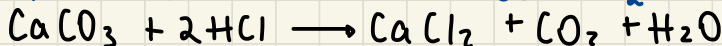
$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{18,25 \text{ g}}{100,1 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ moles de } \text{CaCO}_3$$



$$x = 0,34 \text{ moles de } \text{CaCO}_3$$

\therefore El reactivo en exceso es el CaCO_3
y el limitante el HCl.

d) Calcular cuántas moléculas de CaCl_2



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,18 \text{ moles} \longrightarrow x \text{ moléculas de } \text{CaCl}_2$$

$$x = 1,08 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CaCl}_2$$

e) Si se obtuvieron 18,4 g de CaCl_2 , ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

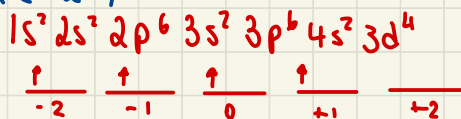
$$\text{rendimiento} = \frac{\text{real}}{\text{teórico}} \cdot 100$$

$$\text{masa } \text{CaCl}_2 = 0,18 \text{ moles} \cdot 111,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 20 \text{ g de } \text{MnCl}_2$$

$$\text{rendimiento} = \frac{18,4}{20} \cdot 100 = 92\%$$

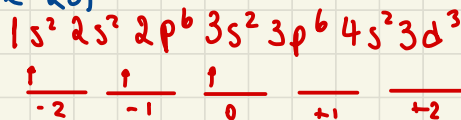
2. Escriba la configuración electrónica completa para los siguientes elementos y/o iones y determine los cuatro números cuánticos (n, l, m, s) del último electrón.

a) Cr ($Z=24$)



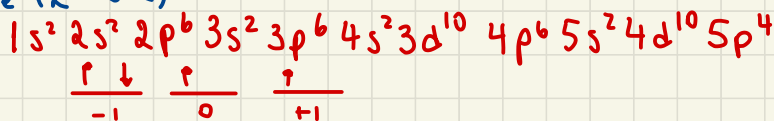
$$n=4, \quad l=2, \quad m=1, \quad s=+\frac{1}{2}$$

b) V ($Z=23$)



$$n=4, \quad l=2, \quad m=0, \quad s=+\frac{1}{2}$$

c) Te ($Z=52$)



$$n=5, \quad l=1, \quad m=-1, \quad s=-\frac{1}{2}$$

3. Calcule el volumen en mL de ácido fluorhídrico a 48% m/m y densidad de 1,15 g/mL, que se requiere para preparar una solución diluida de 500 mL cuya concentración sea 3,9 M

$$3,9 \text{ M} = \frac{48\% \text{ m/m} \cdot 1,15 \text{ g/mL} \cdot V}{20 \text{ g/mol}}$$

ácido fluorhídrico
↳ HF
↳ $\bar{M} = 20 \text{ g/mol}$

$$V = 1,41 \text{ L} \Rightarrow 1413 \text{ mL}$$

4. Un gas ideal a 13°C y a una presión de 3,2 atm está contenido en un recipiente de 4L.

a) ¿Cuál es la cantidad de moles del gas ideal?

$$P = 3,2 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = 4 \text{ L}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$T = 13^\circ\text{C} \rightarrow 286 \text{ K}$$

$$n = \frac{3,2 \cdot 4}{0,082 \cdot 286}$$

$$n = x$$

$$n = 0,545 \text{ moles}$$

b) Si la temperatura Kelvin aumenta al triple y su volumen aumenta 4 veces, ¿Cuál es la presión final?

$$T = 286 \text{ K} \rightarrow 858 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = 4 \text{ L} \rightarrow 16 \text{ L}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$n = 0,545 \text{ moles}$$

$$P = \frac{0,545 \cdot 0,082 \cdot 858}{16}$$

$$P = x$$

$$P = 239 \text{ atm}$$