

UNIDAD VII

ESTEQUIOMETRIA. LA ARITMETICA EN LA QUIMICA

OBJETIVO :

Demostrar el cumplimiento de las leyes estequiométricas mediante cálculos en sustancias, reacciones químicas y en algunos procesos industriales, reconociendo la utilidad de éstos en la obtención de satisfactores y el detrimento (daño) que pueden ocasionar en el medio ambiente.

METAS.

- 7.1) Explicará el significado de las leyes estequiométricas.
- 7.2) Calculará la masa o peso molecular de una sustancia a partir de su fórmula química.
- 7.3) Definirá el concepto de mol en base al número de átomos, moléculas y fórmulas unitarias, relacionándolo con el número de Avogadro.
- 7.4) Efectuará conversiones de masa - mol y mol - masa en una sustancia.
- 7.5) Calculará la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula química.
- 7.6) Determinará fórmulas empíricas y moleculares a partir de datos experimentales, basados en porcentos de composición o en números de gramos.
- 7.7) Interpretará una ecuación química balanceada en términos de mol, con base en los reactivos y productos que la constituyen.
- 7.8) Realizará cálculos estequiométricos de masa y/o mol en ecuaciones químicas.
- 7.9) Determinará el porcentaje de rendimiento en reacciones químicas a partir de datos teóricos y experimentales.

Estequiometría :

Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones.

Leyes Estequiométricas :

- a) Ley de la Conservación de la Masa (Lavoisier) : En todos los fenómenos químicos, la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción permanece constante.

Ejemplo : Si al reaccionar 16 gramos de oxígeno con 2 gramos de hidrógeno observamos que se producen 18 gramos de agua.

- b) Ley de las Proporciones Constantes o Definidas (Proust) : La relación en peso de dos o más elementos que se unen para dar una combinación química definida.

Ejemplo : Cuando el oxígeno y el carbono se combinan para formar el bióxido de carbono lo hacen siempre en la misma proporción de masa : 3 partes de carbono por cada 8 partes de oxígeno.

- c) Ley de las Proporciones Múltiples. (Daltón) : Las proporciones de las masas de dos elementos que se combinan entre si para formar una serie de compuestos siempre serán números enteros y pequeños.

Ejemplo : El azufre puede reaccionar con el oxígeno de dos formas para dar dos compuestos diferentes, el bióxido de azufre y el trióxido de azufre.

CALCULO DE MASA O PESO MOLECULAR :

Masa o peso molecular :

Es la suma de las masas o pesos atómicos de los átomos en una molécula.

Ejemplo : Determina la masa o peso molecular de los siguientes compuestos :

1) $\text{LiCl} = 42.39 \text{ uma.}$

2) $\text{Ca(OH)}_2 = 74.08 \text{ uma}$

Masas atómicas

$\text{Li} = 6.94$

$\text{Cl} = 35.45$

42.39 u. m. a

Masas atómicas

$\text{Ca} = 40.08 \times 1 = 40.08$

$\text{O} = 16.00 \times 2 = 32.00$

$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2$
74.8 uma

3) $\text{Al}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3 = 701.96 \text{ uma}$

4) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 248.12$

Masas atómicas

$\text{Al} = 26.98 \times 2 = 53.96$

$\text{Cr} = 52.00 \times 6 = 312.00$

$\text{O} = 16.00 \times 21 = 336$
701.96 uma

Masas atómicas

$\text{Na} = 22.99 \times 2 = 45.98$

$\text{S} = 32.07 \times 2 = 64.14$

$\text{O} = 16.00 \times 3 = 48.00$

$\text{H} = 1.00 \times 10 = 10.00$

$\text{O} = 16.00 \times 5 = 80.00$
248.12 uma

5) $\text{Br}_2 = 159.80 \text{ uma}$

Masas atómicas

$\text{Br} = 79.90 \times 2 = 159.80 \text{ uma}$

MOL. Y SU RELACIÓN CON EL NÚMERO DE AVOGADRO

Mol :

Es una cantidad de sustancia que contenga el número de Avogadro de partículas unitarias.

$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$

$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

ejemplo :

1) 0.6 mol de Zn . A cuantos átomos de Zn equivalen.

Si 1 mol de Zn = 6.02×10^{23} átomos de Zn , entonces

$$= \frac{0.6 \text{ mol de Zn} \mid 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 3.612 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}$$

2) 1.3×10^{24} moléculas de H_2O . A cuantas mol de H_2O equivalen

Si 1 mol de $\text{H}_2\text{O} = 6.02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

$$= \frac{1.3 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \mid 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 0.215 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

RELACIÓN MOL - MASA O MASA - MOL

Ejemplos :

1) 16.6 gramos de CaBr_2 . A cuantos mol de CaBr_2 equivalen.

Masas atómicas

$$\text{Ca} = 40.08 \times 1 = 40.08$$

$$\text{Br} = 79.90 \times 2 = 159.80$$

$$199.88 \text{ uma} \quad \text{entonces :}$$

$$1 \text{ mol de } \text{CaBr}_2 = 199.88 \text{ g de } \text{CaBr}_2$$

$$= \frac{16.6 \text{ g de } \text{CaBr}_2}{199.88 \text{ g de } \text{CaBr}_2} \times 1 \text{ mol de } \text{CaBr}_2 = 0.083 \text{ mol de } \text{CaBr}_2$$

2) 2.504 mol de Ag .A cuantos gramos de Ag equivalen

Masa atómica

$$\text{Ag} = 107.9 \text{ uma} \quad \text{entonces :}$$

$$1 \text{ mol de Ag} = 107.9 \text{ g de Ag}$$

$$= \frac{2.504 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} \times 107.9 \text{ g de Ag} = 270.18 \text{ g de Ag}$$

COMPOSICION PORCENTUAL

La composición porcentual nos ayuda a determinar la cantidad de un elemento en un compuesto.

$$\% \text{ Elemento} = \frac{n (M.A) 100}{M.M}$$

en donde : n = subíndice del elemento

M.A = masa atómica

M.M = masa molecular

ejemplo :

Determina el % Al, % S y % O en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Masas atómicas

$$\text{Al} = 26.98 \times 2 = 53.96$$

$$\text{S} = 32.07 \times 3 = 96.21$$

$$\text{O} = 16.00 \times 12 = 192.00$$

$$342.17$$

$$\% \text{ Al} = \frac{2 (26.98) 100}{342.17} = 15.77 \% \text{ Al}$$

$$\% \text{ S} = \frac{3 (32.07) 100}{342.17} = 28.11 \% \text{ S}$$

$$\% \text{ O} = \frac{12 (16) 100}{342.17} = 56.11 \% \text{ O}$$

FORMULA EMPIRICA Y FORMULA MOLECULAR

Fórmula Empírica llamada también fórmula mínima es la razón mas simple entre los átomos de un compuesto.

$$\text{Elemento (n)} = \frac{\text{gramos o \%}}{\text{masa atómica}} \quad \text{y luego se divide entre el mas pequeño}$$

Ejemplo :

Busca la fórmula empírica de :

1) 1.69 g de Ce y 4.54 g de I

Masas atómicas

$$\text{Ce} = 140.1$$

I = 126.9 y aplicando la fórmula

$$\text{Ce (n)} = \frac{1.69}{140.1} = \frac{0.0119}{0.0119} = 1$$

$$\text{I (n)} = \frac{4.54}{126.9 \cdot 0.0119} = \frac{0.0357}{0.0119} = 3$$

por lo que la fórmula empírica será



2) 96.2 % Tl y 3.77 % O

Masa atómicas

$$\text{Tl} = 204.4$$

$$\text{O} = 16.0$$

$$\text{Tl (n)} = \frac{96.2}{204.4} = \frac{0.4706}{0.2350} = 2$$

$$\text{O (n)} = \frac{3.77}{16} = \frac{0.2350}{0.2350} = 1 \quad \text{Tl}_2\text{O}$$

Fórmula Molecular nos proporciona el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula.

$$N = \frac{\text{M.M dada}}{\text{M.M}}$$

Ejemplo :

Si la fórmula empírica es CH y su masa atómica es 26. Cuál es la fórmula molecular.

Masas atómicas

$$\text{C} = 12$$

$$\text{H} = 1$$

13 y aplicando la fórmula

$$N = \frac{26}{13} = 2$$

por lo que la fórmula molecular será : C_2H_2

INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA EN TÉRMINOS DE MOL

Ejemplo :



$$2 \text{ mol de Sb} = 3 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$2 \text{ mol de Sb} = 1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3$$

$$2 \text{ mol de Sb} = 3 \text{ mol de H}_2$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{O} = 3 \text{ mol de H}_2$$

$$1 \text{ mol de Sb}_2\text{O}_3 = 3 \text{ mol de H}_2$$

CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS

Calculo de MOL a MOL

Ejemplo :

En la reacción : $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Cuantas MOL de Cl_2 se pueden producir con 5.6 mol de HCl.

Primero se establece la relación de mol entre el que me dan y el que me preguntan.

$$2 \text{ mol de Cl}_2 = 4 \text{ mol de HCl}$$

y luego se hace lo siguiente :

$$\frac{5.6 \text{ mol de HCl}}{4 \text{ mol de HCl}} \times \frac{2 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ mol de HCl}} = 2.8 \text{ mol de Cl}_2$$

Calculo de MOL a MASA

Ejemplo :

En la siguiente reacción : $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$. Qué masa de H_2 puede producirse haciendo reaccionar 6 mol de Al.

Primero se establece la relación de mol entre la sustancia que me dan y la que me preguntan :

$$2 \text{ mol de Al} = 3 \text{ mol de H}_2$$

después se determina la masa molecular de la sustancia que me preguntan los gramos. en este caso el de H_2 .

Masa atómica :

$$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2 \text{ entonces : } 1 \text{ mol de H}_2 = 2 \text{ g de H}_2$$

y luego :

$$\frac{6 \text{ mol de Al}}{2 \text{ mol de Al}} \times \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Al}} \times \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 18 \text{ g de H}_2$$

Calculo de MASA a MOL

Ejemplo :

En la reacción siguiente : $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Cuantas mol de H_3PO_4 se necesitan para producir 74 g de Na_3PO_4 .

Primero se establece la relación de mol entre la sustancia que me dan y la que me preguntan : $1 \text{ mol de H}_3\text{PO}_4 = 1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4$