



ACADEMIA PRE UNIVERSITARIA

PREMIUM

¡La clave para tu ingreso!

R.D.R. 9484

Curso: Química

Ciclo Invierno 2020

TEMA N° 07

8) ESTEQUIOMETRÍA

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u) (peso atómico: P.A.)

Es una unidad utilizada para expresar la masa de partículas diminutas. Antiguamente recibía el nombre de UMA.

$$u = \frac{\text{Masa del } {}^{12}_6\text{C}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

PRINCIPALES MASAS ATÓMICAS PROMEDIO

Elemento	Masa Atómica	Elemento	Masa Atómica
H	1 u	Al	27 u
Na	23u	C	12u
K	39 u	N	14 u
Mg	24 u	P	31 u
Ca	40 u	O	16 u
Fe	56 u	S	32 u
Ag	108 u	Cl	35,5 u
Mn	55 u	Zn	65 u
Br	80 u	F	19 u
Cu	63,5 u	Cr	52 u
I	127 u	Ba	137 u
Pt	195 u	Au	197 u
Hg	200,6 u	Pb	207 u

MASA ATÓMICA PROMEDIO APROXIMADA ($P_{a\text{aproximada}}$)

Se determina en función de los números de masa de los isótopos de un elemento.

$$m.A_{\text{aproximada}} = \frac{\% a_1 \cdot A_1 + \% a_2 \cdot A_2 + \dots + \% a_n \cdot A_n}{100}$$

A : Número de masa
 a_1 : % de abundancia

MASA MOLECULAR (\bar{M}): Es la masa relativa de una molécula. En muchos casos recibe el nombre de masa fórmula y/o peso molecular. Para determina la masa molecular se suman las masas atómicas de los elementos que intervienen en la sustancia.

Ejemplo: $\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 1(2) + 16 = 18$

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98$$

Mol: Es una unidad del Sistema Internacional de Unidades que se utiliza para indicar la cantidad de sustancia. En una mol existen $6,023 \cdot 10^{23}$ unidades. Este número es conocido con el nombre de número de Avogadro (N_A) (N_0).

Ejemplo:

1 mol de átomos de carbono \setminus $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, N_0 átomos de carbono.

1 mol de moléculas de H_2SO_4 \setminus $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 \setminus N_0 moléculas de H_2SO_4 .

ÁTOMO GRAMO (at-g). Es la masa de una mol de átomos, numéricamente igual a la masa atómica promedio expresada en gramos.

1 at-g – PA en g – $6,023 \times 10^{23}$ átomos

Nota: Átomo gramo equivale a decir mol de átomos.

MOLÉCULA GRAMO (mol – g): Es la masa de una mol de moléculas numéricamente igual a la masa molecular expresada en gramos.

1 mol – PMg – 1000 milimoles – $6,023 \times 10^{23}$ moléculas

Nota: Molécula gramo equivalente a decir mol de moléculas.

CONDICIONES NORMALES (C.N.)

Son condiciones especiales de presión y temperatura a las cuales se encuentra sometida una determinada muestra. A condiciones normales se cumplen los siguientes valores:

$$\begin{aligned} \text{Presión normal: } 1 \text{ atmósfera} &= 760\text{mmHg=} \\ &= 101,3\text{kPa}=1033 \text{ g/cm}^2 \\ \text{Temperatura} &= 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

VOLUMEN MOLAR (V_m)

Es el volumen que ocupa una mol-g de un gas. A condiciones normales adquiere el siguiente valor.

$$V_m = 22,4 \frac{L}{\text{mol.} - \text{g}}$$

Ejemplos:

1 mol-g de SO₂ a C.N. ocupa 22,4 L

2 mol-g de CO₂ a C.N. ocupa 44,8 L

0,5 mol-g de CO a C.N. ocupa 11,2 L

1,5 mol-g de CO₂ a C.N. ocupa 33,6 L

ESTEQUIOMETRÍA

Aquella parte de la química general que se encarga del estudio de las reacciones cuantitativas entre sustancias que intervienen en una reacción química.

Para realizar cualquier cálculo estequiométrico la ecuación química deberá estar correctamente balanceada.

Para realizar el análisis cuantitativo se recurre a leyes experimentales de combinación de la química que se agrupa en:

Leyes Ponderales (Relación peso – peso)

Leyes Volumétricas (Relación volumen – volumen)

I) LEYES PONDERALES

Estas leyes establecen las relaciones entre las masas o pesos de los reactantes que se combinan para formar productos.

1) Ley de la Conservación de la Masa (Ley de Lavoisier)

En toda reacción química ordinaria la suma de las masas de las sustancias reaccionantes, es igual a la suma de las masas de sus productos. Sea la reacción balanceada:

$\bar{M} = 64, \bar{M} = 32, \bar{M} = 80$

Ejemplo: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$

Relación molar	2 mol	+	1 mol	→	2 mol
Relación en masa	2(64)g	+	1(32)g	→	2(80)g
	↓		↓		↓
	128 g	+	32 g	→	160 g
			160g	=	160g
	Masas reactantes				Masas productos

2) Ley de Proporciones Múltiples (Ley de Dalton)

Esta ley establece lo siguiente:

La razón entre los pesos de un elemento que se combinan con un peso fijo de un segundo elemento cuando se forman dos o más compuestos es una razón entre números enteros sencillos como 2:1; 3:1; 3:2; 4:3.

Ejemplo:

El azufre forma con el oxígeno tres compuestos:

SO 32g de S se combinan con 16g de oxígeno

SO₂ 32g de S se combinan con 32g de oxígeno

SO₃ 32g de S se combinan con 48g de oxígeno

Se observa que la relación de pesos de oxígeno que reaccionan con un peso fijo de azufre es 1: 2: 3.

3) Ley de Proporciones Recíprocas

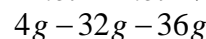
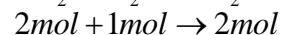
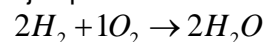
Fue planteada por J.B. Richter y C.F. Wenzel en 1792, quien establece lo siguiente:

Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento dan la relación en que se combinarán entre sí (o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas).

4) Ley de la Composición Constante o Proporciones definidas (Ley de Joseph Proust)

“Cuando dos elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable. Cualquier exceso de los reactantes, sobra, no entra en la combinación final.

Ejemplo:



La relación constante y fija entre las masas de H₂ y O₂ para formar H₂O es:

$$\frac{w_{\text{H}_2}}{w_{\text{O}_2}} = \frac{4\text{g}}{32\text{g}} = \frac{1}{8}$$

Siempre la masa del oxígeno será 8 veces mayor que la masa de H₂.

II) LEYES VOLUMÉTRICAS

Estas leyes establecen la relación entre los volúmenes de los elementos gaseosos reaccionantes y productos a condiciones de Avogadro (P y T = cte).

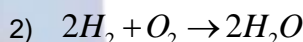
1) Ley volumétrica de Gay – Lussac (Ley de los volúmenes de combinación)

Fue dada a conocer por el científico francés Joseph Gay-Lussac (1808), como producto de sus investigaciones sobre la compresión y expansión de los gases, y la reacción entre ellos; y establece lo siguiente:

A las mismas condiciones de presión y temperatura existe una relación constante y definido de números enteros sencillos, entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química.



$$1 \text{ vol} + 1 \text{ vol} \rightarrow 2 \text{ vol}$$



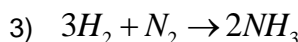
$$2 \text{ vol} + 1 \text{ vol} \rightarrow 2 \text{ vol}$$

Contracción de vol (C)

Suma de los vol reactantes (S)

Volumen final (V)

$$C = \frac{S - V}{S} = \frac{3 - 2}{3} = \frac{1}{3}$$



$$3 \text{ vol} + 1 \text{ vol} \rightarrow 2 \text{ vol}$$

$$C = \frac{S - V}{S} = \frac{4 - 2}{4} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$$

$$C = 0,5 \rightarrow 50\%$$



Para resolver problemas de relaciones cuantitativas, hay que tener en cuenta:

1. La ley de conservación de materia (la materia no se crea ni se destruye solo se transforma).
2. Mientras el enunciado del problema no diga lo contrario, la reacción se lleva a cabo:
 - 2.1 En condiciones normales (273 K y 1 atm)
 - 2.2 Completamente, esto es, al 100%
 - 2.3 Los reactantes están puros.
3. Todos los problemas se resuelven formulando una regla de tres simple directa.
4. Si en un problema nos hablan de eficiencia o rendimiento y % de pureza; para su solución completa se tendrá que realizar una segunda regla de tres simple.
5. Si en los reactantes le dan cantidad de por lo menos dos reactantes, antes de formular la regla de tres tendrá que determinar quién es el reactivo limitante.

Reactivo limitante (R.L): Es el reactivo que interviene en menor proporción que la estequiométrica; por lo tanto, se consume totalmente y limita la cantidad de productos formados.

Reactivo en exceso (R.E.): Es aquel reactivo que interviene en mayor proporción que la estequiométrica; por lo tanto está en exceso cuando termina la reacción química.

Las principales **Relaciones Estequiométricas** son:

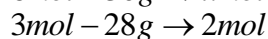
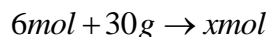
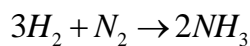
1. Relación masa – masa. (PMg; PMg)
2. Relación mol – mol. (Coefic. Coeficiente)
3. Relación volumen – volumen. (Coeficiente – Coeficiente)
4. Mol – moléculas (coeficiente – n° de Avogadro)
5. Combinación de las anteriores (masa – mol o mol – masa; masa – volumen o volumen – masa; mol – volumen o volumen – mol, etc).

Reactivo limitante: Cuando tenemos dos o más reactantes, la reacción se llevará a cabo hasta que uno de los reactivos se agote primero. Este reactivo se llama el limitante y los otros son los reactivos en exceso. Los cálculos se realizan con el reactivo limitante.

Un método práctico para determinar el reactivo limitante es la multiplicación en cruz y buscando el resultado menor al lado del dato del problema.

Ejemplo:

¿Cuántos moles de amoníaco se obtienen cuando reaccionan 6 moles de hidrógeno con 30 g de nitrógeno?.



$$x = \frac{30 \times 2}{28} = 2,14molNH_3$$

Pureza de reactivo: Se calcula el contenido real del reactante en la muestra que va a reaccionar, esto se realiza antes de hacer los otros pasos.

Ejemplos:

¿Cuántas moles de CaO se obtienen cuando se descompone 200g de una muestra de CaCO₃ del 80% de pureza?

- 1) Cantidad real de CaCO₃ en la muestra:

$$\frac{200 \times 80}{100} = 160g \text{ de CaCO}_3$$

- 2) Ecuación balanceada: CaCO₃ → CaO + CO₂

a) Datos del problema : 160 g – x mol

b) Datos de la ecuación: 100 g – 1 mol

$$x = \frac{160 \times 1}{100} = 1,6 \text{ mol CaO (Rpta)}$$

Rendimiento de la reacción: Cuando se obtiene toda la cantidad posible de un producto de interés en una reacción se dice que el rendimiento de éste es el 100% si el producto es menor es conveniente definir rendimiento como:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad de producto obtenido} \times 100}{\text{Cantidad de producto que es posible obtener estequiométricamente}}$$

Ejemplo

1. Cuál es el rendimiento de una reacción si se obtienen 1,5 moles de CaO cuando se descomponen 200 g de una muestra de CaCO₃?

a) Ecuación balanceada: CaCO₃ → CaO + CO₂

b) Datos del problema: 200g – x mol

c) Datos de la ecuación : 100g – 1 mol

d) Regla de tres simple:

$$x = \frac{200gCaCO_3 \times 1mol \text{ de CaO}}{100gCaCO_3} = 2 \text{ mol de CaO}$$

$$e) \text{Rendimiento} = \frac{1,5 \text{ moles de CaO} \times 100}{2 \text{ mol de CaO}} = 75\%$$

2. ¿Cuántas moles de CaO se obtienen cuando se descomponen 200g de una muestra de CaCO₃ si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

a) Ecuación balanceada: CaCO₃ → CaO + CO₂

b) Datos del problema: 200g – x mol

c) Dtos de la ecuación : 100g – 1 mol

d) Regla de tres simple:

$$x = \frac{250gCaCO_3 \times 1mol \text{ de CaO}}{100gCaCO_3} = 2 \text{ mol de CaO} \quad (\text{al } 100\% \text{ de R})$$

- e) Si:
2 mol de CaO – 100%
x mol de CaO – 80%