

# Transformaciones químicas

Andrés Cedillo, AT-250

[cedillo@xanum.uam.mx](mailto:cedillo@xanum.uam.mx)

[www.fqt.izt.uam.mx/cedillo](http://www.fqt.izt.uam.mx/cedillo)

## 3. Estequiometría

- 3.1. Masa atómica
- 3.2. El concepto de mol
- 3.3. Relaciones en fórmulas químicas
- 3.4. Relaciones en reacciones químicas

## 3.1. Masa atómica

Los átomos son muy pequeños, por lo que se usa una escala de masas atómicas, **la escala del carbono 12.**

En esta escala, al isótopo  $^{12}_6\text{C}$  se le asignan exactamente 12 unidades de masa atómica,

$$m_{^{12}_6\text{C}} = 12 \text{ uma}$$

## 3.1. Masa atómica ...2

Así,  $1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m_{^{12}_6\text{C}}$

Como el isótopo  $^{19}_9\text{F}$  es 19.00/12 veces más masivo que el isótopo de referencia, entonces

$$m_{^{19}_9\text{F}} = 19.00 \text{ uma}$$

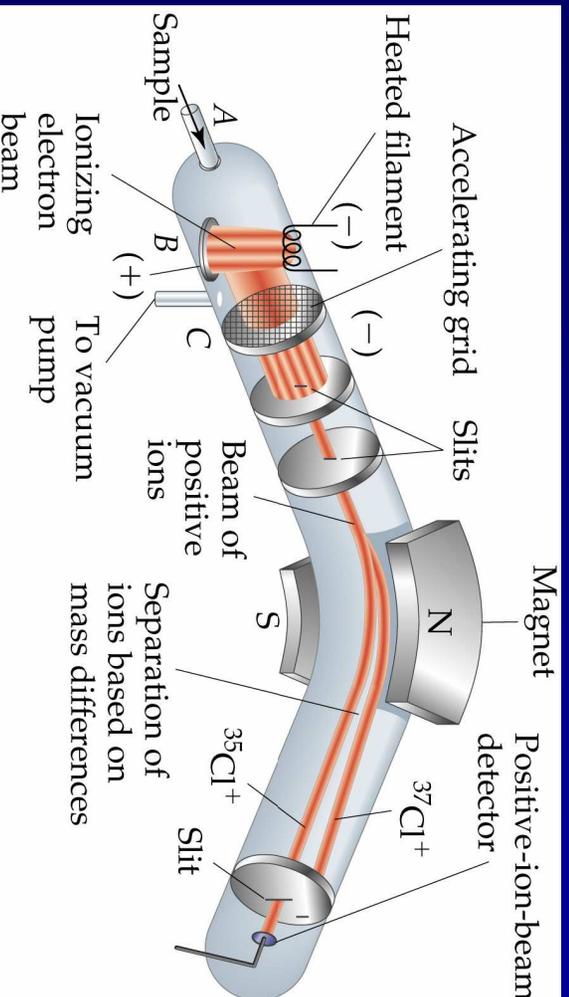
## 3.1. Masa atómica ...3

Para otros isótopos, se conoce su masa relativa.

La **espectrometría de masas** permite determinar **masas relativas**. También **separar isótopos** y conocer su **abundancia relativa**.

## 3.1. Masa atómica ...3

### Espectrometría de masas



## 3.1. Masa atómica ...5

Al separar los isótopos de un átomo, también se puede determinar su **abundancia relativa**.

$$m_{17}^{35}\text{Cl} = 34.97 \text{ uma} \quad (75.53\%)$$

$$m_{17}^{37}\text{Cl} = 36.97 \text{ uma} \quad (24.47\%)$$

## 3.1. Masa atómica ...6

Masa atómica promedio de un elemento

$$m_x = \sum_i a_i m_i$$

$a_i$  : abundancia relativa de cada isótopo

$m_i$  : masa atómica de cada isótopo

Ejemplo. Para el cloro,

$$m_{\text{Cl}} = a_{17}^{35} m_{17}^{35}\text{Cl} + a_{17}^{37} m_{17}^{37}\text{Cl} = 35.46 \text{ uma.}$$

Cuando sólo hay dos isótopos, la masa atómica promedio permite conocer la abundancia.

Ejercicio. La masa atómica promedio del Br es 79.90 uma, calcule la abundancia de los dos isótopos estables,

$$m_{35}^{79}\text{Br} = 78.92 \text{ uma,}$$

$$m_{35}^{81}\text{Br} = 80.92 \text{ uma.}$$

## 3.1. Masa atómica ...7

La masa de una molécula, o **masa molecular**, es la suma de la masa de los átomos que la forman.

$$m_{\text{agua}} = 2 \times 1.008 \text{ uma} + 16.00 \text{ uma} = 18.02 \text{ uma}$$

**Número de Avogadro**: número de átomos de  $^{12}\text{C}$  presentes en una muestra de 12 g de  $^{12}\text{C}$ .

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

La masa de un átomo se calcula a partir de la masa de una muestra, con un número de partículas conocido.

$$m_{\text{individual}} = \frac{m_{\text{muestra}}}{N_{\text{partículas}}}$$

## 3.1. Masa atómica ...7

La relación entre la masa de dos átomos siempre es la misma,

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{2m_1}{2m_2} = \frac{10m_1}{10m_2} = \frac{1000m_1}{1000m_2} = \frac{N_A m_1}{N_A m_2}$$

así,

en 12 g de  $^{12}\text{C}$ , hay  $N_A$  átomos de  $^{12}\text{C}$  (12 uma);

en 35.46 g de Cl, hay  $N_A$  átomos de Cl (35.46 uma);

en 34.97 g de  $^{35}\text{Cl}$ , hay  $N_A$  átomos de  $^{35}\text{Cl}$  (34.97 uma);

en 18.02 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , hay  $N_A$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  (18.02 uma).

Ejercicio. Calcule la masa de un átomo de titanio y el número de átomos de titanio presentes en 10.00 g de este metal.

## 3.2. El concepto de mol

Los átomos son muy pequeños para manipularlos o contarlos individualmente, por esta razón es más conveniente tratar con una colección de objetos.

12 objetos	docena
100 objetos	centena
$N_A$ objetos	mol

## 3.2. El concepto de mol ...2

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene  $N_A$  partículas de dicha sustancia.

El número de moles se denota con  $n$  y su unidad es el *mol*.

## 3.2. El concepto de mol ...3

### Ejemplos

1 mol de átomos de H	$6.022 \times 10^{23}$ átomos de H
1 mol de moléculas de H <sub>2</sub>	$6.022 \times 10^{23}$ moléculas de H <sub>2</sub> $1.204 \times 10^{24}$ átomos de H
1 mol de moléculas de H <sub>2</sub> O	$6.022 \times 10^{23}$ moléculas de H <sub>2</sub> O $1.204 \times 10^{24}$ átomos de H $6.022 \times 10^{23}$ átomos de O

Un mol de H<sub>2</sub>O y un mol de H<sub>2</sub> contienen el mismo número de moléculas pero cada muestra tiene masa distinta.

## 3.2. El concepto de mol ...4

La **masa molar** ( $M$ ) es la masa por cada un mol de sustancia.

$$\frac{m_{\text{molécula}}}{m_{\frac{12}{6}\text{C}}} = \frac{N_A m_{\text{molécula}}}{N_A m_{\frac{12}{6}\text{C}}} = \frac{M}{M_{\frac{12}{6}\text{C}}}$$

$$M = m_{\text{molécula}} \frac{M_{\frac{12}{6}\text{C}}}{m_{\frac{12}{6}\text{C}}} = m_{\text{molécula}} \frac{12 \text{ g mol}^{-1}}{12 \text{ uma}} = m_{\text{molécula}} \frac{1 \text{ g mol}^{-1}}{1 \text{ uma}}$$

Numéricamente, la masa molar y la masa molecular coinciden, pero tienen unidades distintas.

## 3.2. El concepto de mol ...5

Así, la masa es proporcional a la cantidad de materia,

$$m = nM$$

$$n = \frac{m}{M}$$

Ejercicio. El ácido acetilsalicílico,  $C_9H_8O_4$ , es el ingrediente activo de la aspirina.

- Calcule la masa de 0.509 mol de  $C_9H_8O_4$ .
- Calcule el número de moles de ácido acetilsalicílico presentes en 1.000 g de aspirina con 91.6% de  $C_9H_8O_4$ .

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas

- Composición de un compuesto
  - A partir de la fórmula de un compuesto es posible calcular la composición porcentual.

$$\text{composición} = \frac{m_{\text{parte}}}{m_{\text{total}}}$$

Ejemplo. Un mol de  $H_2O$  contiene dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno.

$i$	$A_i$	$M_i/g\ mol^{-1}$	$n_i/mol$	$m_i/g$	composición
1	$H_2O$	18.02	1	18.02	
2	H	1.008	2	2.016	11.19%
3	O	16.00	1	16.00	88.81%

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas ...2

Ejercicio.

- ¿Qué cantidad de hierro se puede extraer de 1.000 kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?
- ¿Qué cantidad del mineral hematita (con 66.4% de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) se requiere para obtener 1.00 kg de hierro?

Un mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  contiene dos moles de Fe.

$$\% \text{Fe} = m_{\text{Fe}} / m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$$

$$\% \text{Fe}_2\text{O}_3 = m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} / m_{\text{mineral}}$$

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas ...3

- Fórmula a partir de análisis químico
  - La información sobre la composición permite obtener la proporción de átomos presentes en una molécula.
    - La **fórmula empírica** es la relación más simple entre el número de átomos de una sustancia.
    - La **fórmula molecular** indica la cantidad de átomos de cada elemento que presentes en una sustancia.

El benceno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , Y el acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , tienen la misma fórmula empírica,  $\text{CH}$ .

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas ...4

Ejemplo.

Una muestra de 25.00 g de un compuesto sólido, de color anaranjado, contiene 6.64 g de potasio, 8.84 g de cromo y 9.52 g de oxígeno. Encuentre su fórmula empírica.

<i>i</i>	$A_i$	$m_i/g$	$M_i/g\ mol^{-1}$	$n_i/mol$	$n_i/n_{min}$
1	K	6.64	39.10	0.170	1.00
2	Cr	8.84	52.00	0.170	1.00
3	O	9.52	16.00	0.595	3.50
		25.00			

Fórmula empírica:  $K_2Cr_2O_7$

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas ...5

- La **combustión** de un compuesto de C, H, y O produce dióxido de carbono y agua.
  - El carbono del  $CO_2$  sólo proviene del compuesto.
  - El hidrógeno del  $H_2O$  sólo proviene del compuesto.
  - El oxígeno de los productos de combustión proviene tanto del compuesto como del  $O_2$ .

Ejemplo. Una muestra de 5.00 g de ácido acético se quema en aire y se producen 7.33 g de  $CO_2$  y 3.00 g de  $H_2O$ . Obtenga la fórmula empírica.

<i>i</i>	$A_i$	$n_i/mol$	$M_i/g\ mol^{-1}$	$m_i/g$	$n_i/n_{min}$
1	C	0.167	12.01	2.00	1.00
2	H	0.333	1.008	0.336	2.00
3	O	0.166	16.00	2.66	1.00
				5.00	

$CH_2O$

La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica

## 3.3. Relaciones en fórmulas químicas ...6

- La **masa molar** se puede determinar por otros métodos y ésta permite encontrar la **fórmula molecular**.

Ejemplo. La masa molar del ácido acético se determinó con un espectrómetro de masas y es aproximadamente  $60 \text{ g mol}^{-1}$ . Encuentre la fórmula molecular.

$$M_{\text{CH}_2\text{O}} = 30.02 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{acético}} / M_{\text{CH}_2\text{O}} = 2.0$$



## 3.4. Relaciones en reacciones químicas

Una reacción química permite conocer la cantidad necesaria de los reactivos y la cantidad de productos formados.

Para todo cálculo de cantidades, se necesita que la reacción esté balanceada.

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...2

### Reacción química

- Escribir los reactivos del lado izquierdo y los productos del lado derecho.
- Indicar el estado físico de cada compuesto.
- **Balancear la reacción** (Verificar que el número de átomos de cada elemento es igual en ambos lados de la reacción).

Ejemplo. Escriba la reacción que ocurre entre dos líquidos, hidrazina y tetraóxido de dinitrógeno, para formar nitrógeno gaseoso y vapor de agua.



Ejercicio. Cristales de hidróxido de sodio reaccionan con dióxido de carbono del aire para formar un polvo blanco, carbonato de sodio, y agua líquida

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...3

- Cálculos con reacciones

Una reacción balanceada permite **relacionar cantidades de sustancia** entre productos y reactivos.

no. de moléculas  $\rightarrow$  no. de moles

Ejemplo. Para la reacción  $2 \text{N}_2\text{H}_4 (\text{l}) + \text{N}_2\text{O}_4 (\text{l}) \rightarrow 3 \text{N}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ , se cumplen las siguientes afirmaciones:

2 mol de  $\text{N}_2\text{H}_4$  reaccionan con 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,

4 mol de  $\text{N}_2\text{H}_4$  reaccionan con 2 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,

1 mol de  $\text{N}_2\text{H}_4$  reaccionan con 0,5 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , ...

$$\frac{n_{\text{N}_2\text{H}_4}}{n_{\text{N}_2}} = \frac{2}{3}$$

$$\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{4}$$

$$\frac{n_{\text{N}_2\text{H}_4}}{n_{\text{N}_2\text{O}_4}} = 2$$

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...4

Ejercicio. Para la reacción  $2 \text{N}_2\text{H}_4 (\text{l}) + \text{N}_2\text{O}_4 (\text{l}) \rightarrow 3 \text{N}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ , a) calcule el número de moles de  $\text{N}_2\text{H}_4$  necesarios para producir  $1.80 \text{ mol}$  de  $\text{N}_2$ ;

b) Calcule el número de moles de  $\text{N}_2$  formados al reaccionar  $2.60 \text{ mol}$  de  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

Ejercicio. Considere la reacción de síntesis del amoníaco,



a) Calcule el número de moles de amoníaco producidos cuando reaccionan  $1.34 \text{ mol}$  de nitrógeno.

b) Obtenga la masa de nitrógeno necesaria para formar  $1.00 \times 10^3 \text{ g}$  amoníaco.

b) Encuentre el número de moléculas de amoníaco formadas al reaccionar  $1.34 \text{ g}$  de hidrógeno.

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...5

### ■ Reactivo limitante

– Cuando los reactivos no están en condiciones estequiométricas, aquel que se consume totalmente limita la reacción y se denomina **reactivo limitante**.

■ Todos los cálculos deben realizarse con el **reactivo limitante**.

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...6



$$n_i^0 / a_i = 1.00 \quad 1.00$$

Proporciones no estequiométricas



$$n_i^0 / a_i = 1.00 \quad 0.67$$

El reactivo con el menor cociente es el reactivo limitante.

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...7

Ejercicio. Inicialmente se tienen 1.24 mol de antimonio y 1.50 mol de yodo que siguen la reacción  $2 \text{ Sb (s)} + 3 \text{ I}_2 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{ SbI}_3 \text{ (s)}$ .

- Determine al reactivo limitante.
- Indique que cantidad de producto se forma.
- Calcule la cantidad de reactivos que quedan sin reaccionar.

Ejercicio. Determine la cantidad final de cada compuesto para la reacción anterior, si inicialmente se tienen 1.20 g de antimonio y 2.40 g de yodo.

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...8

- Rendimiento de una reacción
  - Cuando una reacción química no se completa en su totalidad, el **rendimiento** se determina a partir de la cantidad de productos formados, o bien, con la cantidad de reactivo limitante consumido.

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad esperada}}$$

## 3.4. Relaciones en reacciones químicas ...9

Ejercicio. Inicialmente se tienen 1.24 mol de antimonio y 1.50 mol de yodo que siguen la reacción  $2 \text{Sb (s)} + 3 \text{I}_2 \text{(s)} \rightarrow 2 \text{SbI}_3 \text{(s)}$ .  
Calcule la masa de producto formado, si la reacción se completa en 78.2%.