

Química

Andrés Cedillo, AT-250

cedillo@xanum.uam.mx

www.fqt.izt.uam.mx/cedillo

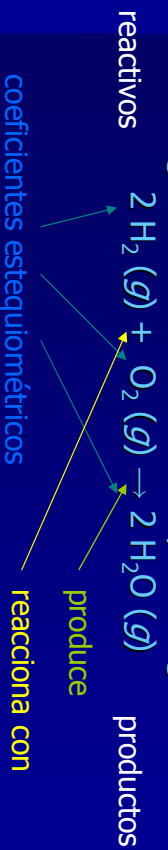
3. Fórmulas y ecuaciones químicas

- 3.1. Ecuaciones químicas
- 3.2. Masa molecular y masa fórmula
- 3.3. El concepto del mol
- 3.4. Relaciones estequiométricas

3.1. Ecuaciones químicas

- Una **reacción química** permite conocer la cantidad necesaria de los reactivos y la cantidad de productos formados.
- Toda reacción química se representa por una **ecuación química**.

Ejemplo. Cuando el hidrógeno gaseoso se quema con el oxígeno del aire se forma vapor de agua.



3.1. Ecuaciones químicas

...2

Ecuación química

- Escribir los reactivos del lado izquierdo y los productos del lado derecho.
- Indicar el estado físico de cada compuesto (*g*, *l*, *s*, *ac*).
- **Balancear la ecuación**.

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

3.1. Ecuaciones químicas

...3

- Dado que el número de átomos de cada elemento no puede cambiar, debe haber el mismo número de cada lado de la ecuación química. En este caso, se dice que la ecuación está **balanceada**.
- Para todo **cálculo de cantidades**, se necesita que la reacción esté balanceada.

3.1. Ecuaciones químicas

...4

- **Balanceo**
 1. Se deben conocer las fórmulas de todos los reactivos y productos de la reacción.
 - Escribir la ecuación sin balancear.
 2. Se eligen los coeficientes adecuados para cumplir la condición de conservación.
 - Se recomienda iniciar con los elementos que aparecen en menos compuestos.
 - **Nunca se modifican los subíndices de las fórmulas.**

Ejercicio. Balancee la ecuación química de la combustión del metano.

3.1. Ecuaciones químicas ...5

■ Tipos de reacciones

Es importante identificar algunos tipos de reacción para **predecir los productos**.

Reconocer las **regularidades en la reactividad** facilita su comprensión.

– Reacciones de **combinación**

Una o más sustancias reaccionan para formar un **producto**.



El Mg pierde dos electrones para formar Mg^{2+} y los recibe el oxígeno.

En una reacción de combinación entre un metal y un no metal se forma un compuesto iónico.

3.1. Ecuaciones químicas ...6

■ Tipos de reacciones (cont.)

– Reacciones de **descomposición**

Un **compuesto produce dos o más sustancias**.

Ejemplos.



La última reacción se usa en las bolsas de aire de los automóviles, ya que 100 g del sólido producen rápidamente 50 L de gas.

En muchos casos la descomposición ocurre al calentar, pero no siempre es así.

3.1. Ecuaciones químicas

...7

■ Tipos de reacciones (cont.)

– Reacciones de **combustión**

Es una reacción rápida que requiere de oxígeno y que produce una flama.

Al quemar hidrocarburos, se forma agua y dióxido de carbono, si hay oxígeno suficiente.

Ejemplos,



La última reacción la usan los seres vivos como fuente de energía.

Estas reacciones son de oxidación.

3.2. Masa molecular y masa fórmula

■ Masa atómica en el S. XIX

- A partir de 100.0 *g* de agua se obtienen 11.1 *g* de hidrógeno y 88.9 *g* de oxígeno. Esto es, hay 8.01 veces más oxígeno que hidrógeno.
- El volumen que ocupa el hidrógeno es el doble que el oxígeno. Se asume que el número de partículas es el doble y que la relación es 2H:1O.
- Así, el oxígeno es 16.0 veces más pesado que el hidrógeno (masa atómica relativa).
- El valor actual de la masa relativa del oxígeno es 15.871.

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...2

- 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,

$$m_{\frac{12}{6}\text{C}} = 12 \text{ uma}$$

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...3

Así, $1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m_{\frac{12}{6}\text{C}}$

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

$$m_{\frac{19}{9}\text{F}} = 19.00 \text{ uma}$$

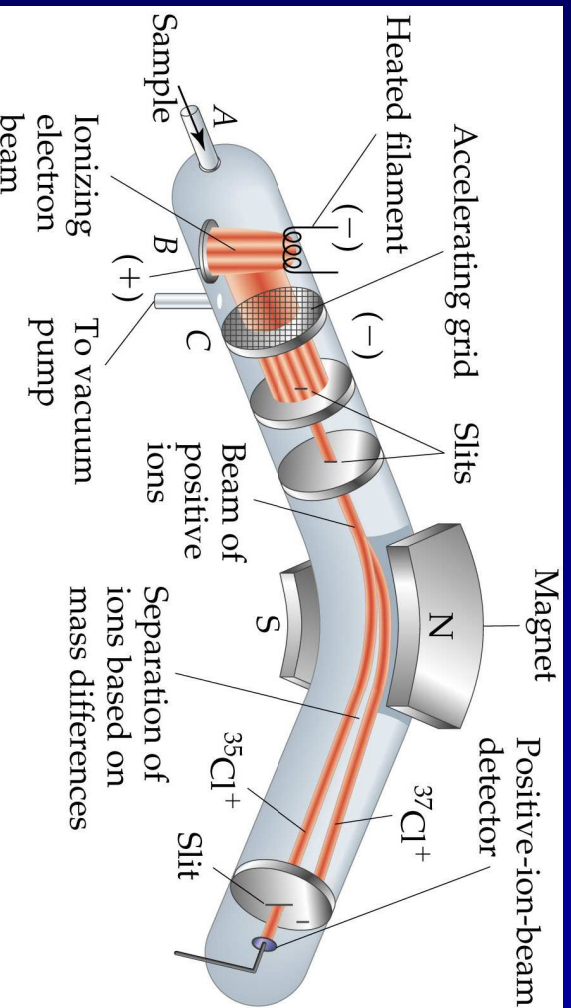
3.2. Masa molecular y masa fórmula ...4

Para otros isótopos, se conoce su masa relativa.

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

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...5

Espectrometría de masas



3.2. Masa molecular y masa fórmula ...6

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

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

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

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...7

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,

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

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,

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

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

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...8

- Masa molecular

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}C presentes en una muestra de 12 g de ^{12}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.

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

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...9

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}C , hay N_A átomos de ^{12}C (12 uma);
en 35.46 g de Cl, hay N_A átomos de Cl (35.46 uma);
en 34.97 g de ^{35}Cl , hay N_A átomos de ^{35}Cl (34.97 uma);
en 18.02 g de H_2O , hay N_A moléculas de H_2O (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.

Si se cubre la tierra con N_A canicas, se formaría una capa de 5 km de espesor.

Al apllar N_A monedas de un peso, la columna mediría 10^{18} km.

(d^{Tierra-Sol} $\sim 1.5 \times 10^8$ km, r^{Sistema solar} $\sim 6.0 \times 10^9$ km, año luz $\sim 10^{13}$ km, r^{Vía láctea} $\sim 10^{18}$ km.)

3.2. Masa molecular y masa fórmula ...10

■ Masa fórmula

La masa fórmula de una sustancia es la suma de las masas atómicas de cada átomo de su fórmula química.

- En un compuesto molecular, la masa fórmula coincide con la masa molecular.
- Para las sustancias iónicas sólo se usa la masa fórmula, ya que no hay moléculas neutras en el cristal.

3.3. El concepto del 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 |

3.3. El concepto del 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**.

3.3. El concepto del mol ...3

Ejemplos.

| | |
|------------------------------|--|
| 1 mol de átomos de H | 6.022×10^{23} átomos de H |
| 1 mol de moléculas de H_2 | 6.022×10^{23} moléculas de H_2 1.204×10^{24} átomos de H |
| 1 mol de moléculas de H_2O | 6.022×10^{23} moléculas de H_2O 1.204×10^{24} átomos de H 6.022×10^{23} átomos de O |

Un mol de H_2O y un mol de H_2 contienen el mismo número de moléculas pero cada muestra tiene masa distinta.

$$\# \text{partículas} = N_A n$$

3.3. El concepto del mol

...4

- Masa molar

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

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

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

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

3.3. El concepto del 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. El concepto del mol ...6

■ Composición de un compuesto

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

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

Ejemplo. Un mol de H₂O contiene dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno.

| <i>i</i> | <i>A_i</i> | <i>M_i/g mol⁻¹</i> | <i>n_i/mol</i> | <i>m/g</i> | <i>composición</i> |
|----------|----------------------|---|--------------------------|------------|--------------------|
| 1 | H ₂ O | 18.02 | 1 | 18.02 | |
| 2 | H | 1.008 | 2 | 2.016 | 11.19% |
| 3 | O | 16.00 | 1 | 16.00 | 88.79% |

3.3. El concepto del mol ...7

Ejercicio. Obtenga la composición porcentual de la glucosa, C₆H₁₂O₆. (40.00% de carbono, 6.714% de hidrógeno y 53.29% de oxígeno.)

Ejercicio.

- ¿Qué cantidad de hierro se puede extraer de 1.000 kg de Fe₂O₃?
- ¿Qué cantidad del mineral hematita (con 66.4% de Fe₂O₃) se requiere para obtener 1.00 kg de hierro?

Un mol de Fe₂O₃ contiene dos moles de Fe,

$$n_{\text{Fe}} / n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 / 1 = 2. \text{ Por lo tanto,}$$

$$n_{\text{Fe}} = 2 n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$$

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

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

3.3. El concepto del mol

...8

- **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.

La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, el acetaldehído, CH_2O , y el ácido acético, $C_2H_4O_2$, tienen la misma fórmula empírica, CH_2O .

3.3. El concepto del mol

...9

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 |
| 4 | compuesto | 5.00 | | | |

Fórmula empírica: $K_2Cr_2O_7$

3.3. El concepto del mol ...10

- La **combustión** de un compuesto de C, H, y O produce dióxido de carbono y agua.
 - El carbono del CO₂ sólo proviene del compuesto.
 - El hidrógeno del H₂O sólo proviene del compuesto.
 - El oxígeno de los productos de combustión proviene tanto del compuesto como del O₂.

3.3. El concepto del mol ...11

Ejemplo. Una muestra de 5.00 g de ácido acético se quema en aire y se producen 7.33 g de CO₂ y 3.00 g de H₂O. Obtenga la fórmula empírica.

$$n_{\text{C}} / n_{\text{CO}_2} = 1$$

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = m_{\text{CO}_2} / M_{\text{CO}_2}$$

$$n_{\text{H}} / n_{\text{H}_2\text{O}} = 2$$

$$n_{\text{H}} = 2 n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 (n_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}})$$

| <i>i</i> | <i>A_i</i> | <i>n_i/mol</i> | <i>M_i/g mol⁻¹</i> | <i>m_i/g</i> | <i>n_i/n_{min}</i> |
|----------|----------------------|--------------------------|---|------------------------|--------------------------------------|
| 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 |
| 4 | compuesto | | | 5.00 | |

La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica.
El benceno, C₆H₆, y el acetileno, C₂H₂, tiene la misma fórmula empírica, CH.

3.3. El concepto del mol ...12

- 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. Ésta es aproximadamente 60 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 estequiométricas

- Cálculos con reacciones

Una reacción balanceada permite **relacionar cantidades de sustancia** entre productos y reactivos. no. de moléculas → 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:

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

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

$1 \text{ mol de N}_2\text{H}_4$ reaccionan con $0.5 \text{ mol de N}_2\text{O}_4$...

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

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

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

3.4. Relaciones estequiométricas ...2

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 hidrazina, N_2H_4 , necesarios para producir 1.80 mol de nitrógeno gaseoso, N_2 .
b) Calcule el número de moles de nitrógeno molecular formados al reaccionar 2.60 mol de tetraóxido de dinitrógeno.

Ejercicio. Considere la reacción de síntesis del amoníaco,



- Calcule el número de moles de amoníaco producidos cuando reaccionan 1.34 mol de nitrógeno.
- Obtenga la masa de nitrógeno necesaria para formar $1.00 \times 10^3 \text{ g}$ amoníaco.
- Encuentre el número de moléculas de amoníaco formadas al reaccionar 1.34 g de hidrógeno.

3.4. Relaciones estequiométricas ...3

■ 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 estequiométricas ...4

| | | |
|----------------------------------|--------------------|---|
| Proporciones estequiométricas | | |
| | 2 Sb (s) | $+ 3 \text{ I}_2 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{ SbI}_3 \text{ (s)}$ |
| inicio | 2.00 mol | 3.00 mol |
| reacciona | 2.00 mol | 3.00 mol |
| final | 0.00 mol | 0.00 mol |
| n_i^0 / a_i | 1.00 | 1.00 |
| Proporciones no estequiométricas | | |
| | 2 Sb (s) | $+ 3 \text{ I}_2 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{ SbI}_3 \text{ (s)}$ |
| inicio | 2.00 mol | 2.00 mol |
| reacciona | 1.33 mol | 2.00 mol |
| final | 0.67 mol | 0.00 mol |
| n_i^0 / a_i | 1.00 | 0.67 |

$$\frac{n_i^0}{n_j^0} = \frac{a_i}{a_j}$$

$$\frac{n_i^0}{a_i} = \frac{n_j^0}{a_j}$$

En exceso

$$\frac{n_i^0}{a_i} > \frac{n_j^0}{a_j}$$

El reactivo con el menor cociente es el reactivo limitante.

3.4. Relaciones estequiométricas ...5

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 estequiométricas ...6

- 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 estequiométricas ...7

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