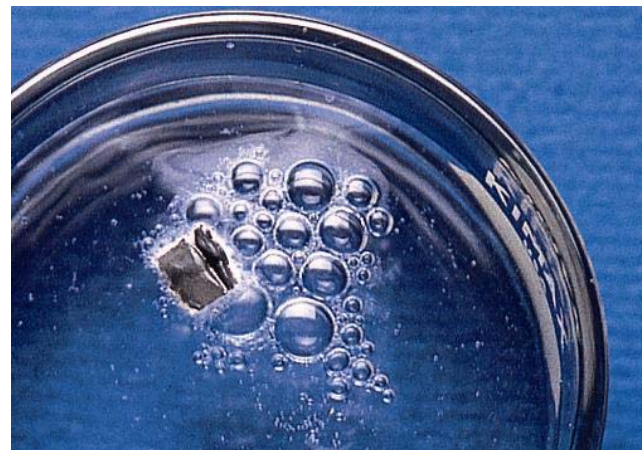


Relaciones de masa en las reacciones químicas

Capítulo 3

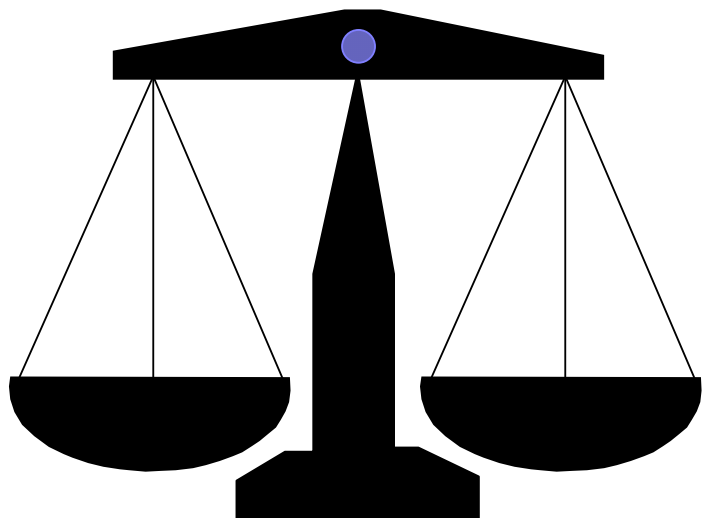


Micro-mundo
Átomos y moléculas



Macro-mundo
gramos

La ***masa atómica*** es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma)



Por definición:
1 átomo ^{12}C “pesa” 12 uma

En esta escala:

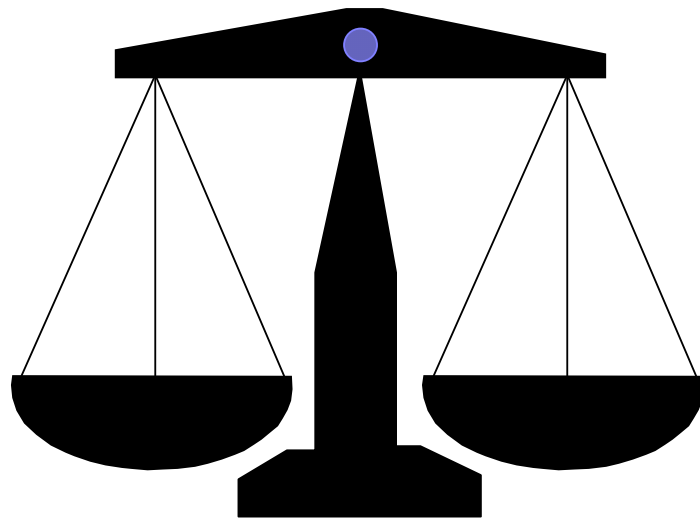
$^1\text{H} = 1.008 \text{ uma}$

$^{16}\text{O} = 16.00 \text{ uma}$

El litio en la naturaleza
se encuentra como
(isótopos):

7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 uma)

92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 uma)



Masa atómica promedio del litio:

$$\frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ uma}$$

DOCENA = 12



PAR = 2



Un *mol* es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos como hay en exactamente 12.00 gramos de ^{12}C .

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

El número de Avogadro (N_A)

La ***masa molar*** es la masa molecular expresada en gramos

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C es} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de átomos de litio} = 6.941 \text{ g de Li}$$

Para cualquier elemento
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)

Un mol de:

C



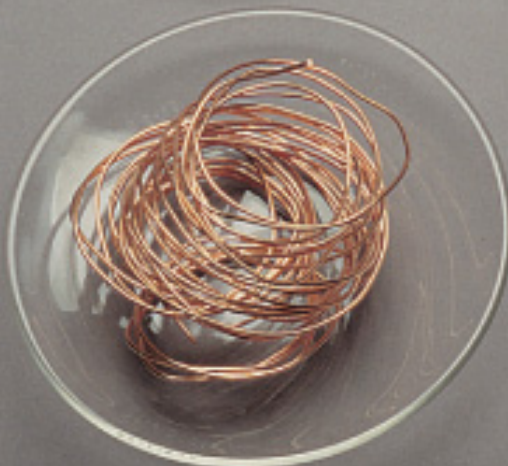
S



Hg



Cu

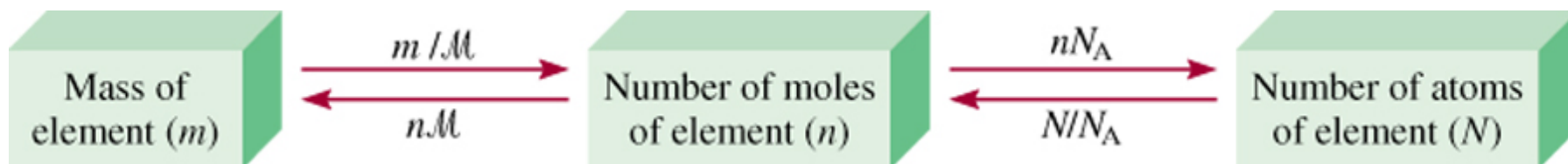


Fe



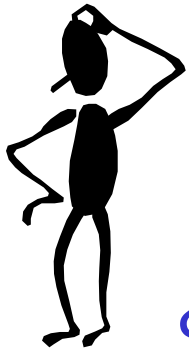
$$\frac{1 \text{ }^{12}\text{C} \text{ átomo}}{12.00 \text{ uma}} \times \frac{12.00 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ }^{12}\text{C} \text{ átomos}} = \frac{1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}}$$

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{o} \quad 1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$



M = masa molar en g/mol

N_A = Número de Avogadro (partículas/mol)



¿Entiendes qué es la masa molar?

¿Cuántos átomos hay en 0.551 g de potasio (K) ?

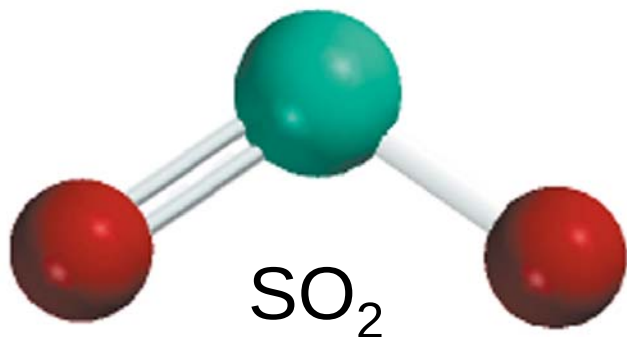
$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

$$1 \text{ mol K} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos K}$$

$$0.551 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos K}}{1 \text{ mol K}} =$$

$$8.49 \times 10^{21} \text{ átomos K}$$

Masa molecular (o peso molecular) es la suma de masas atómicas (en uma) de los elementos de una molécula.



1S	32.07 uma
2O	<u>+ 2 x 16.00 uma</u>
SO ₂	64.07 uma

Para cualquier molécula
masa molecular (uma) = masa molar (gramos)

$$1 \text{ molécula SO}_2 = 64.07 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol SO}_2 = 64.07 \text{ g SO}_2$$



¿Entiendes que es la masa o peso molecular?

¿Cuántos átomos de H hay en 72.5 g of C_3H_8O ?

$$1 \text{ mol } C_3H_8O = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g } C_3H_8O$$

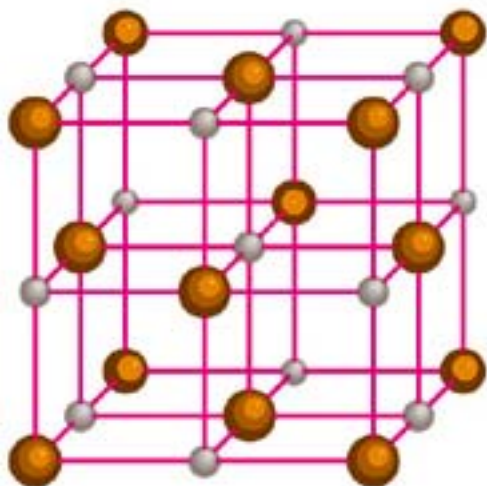
$$1 \text{ mol } C_3H_8O \text{ moléculas} = 8 \text{ mol átomos de H}$$

$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$72.5 \text{ g } C_3H_8O \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8O}{60 \text{ g } C_3H_8O} \times \frac{8 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ mol } C_3H_8O} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol átomos H}} =$$

$$5.82 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

La **masa formular** es la suma de las masas atómicas (en uma) en una fórmula unitaria de un compuesto iónico.



NaCl

$$\begin{array}{rcl} 1\text{Na} & & 22.99 \text{ uma} \\ 1\text{Cl} & + & 35.45 \text{ uma} \\ \hline \text{NaCl} & & 58.44 \text{ uma} \end{array}$$

Para cualquier compuesto iónico
masa de la fórmula (uma) = masa molar (gramos)

$$1 \text{ fórmula unitaria NaCl} = 58.44 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol NaCl} = 58.44 \text{ g NaCl}$$



¿Entiendes qué es la masa formular?

¿Cuál es la masa formular de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

1 fórmula unitaria de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

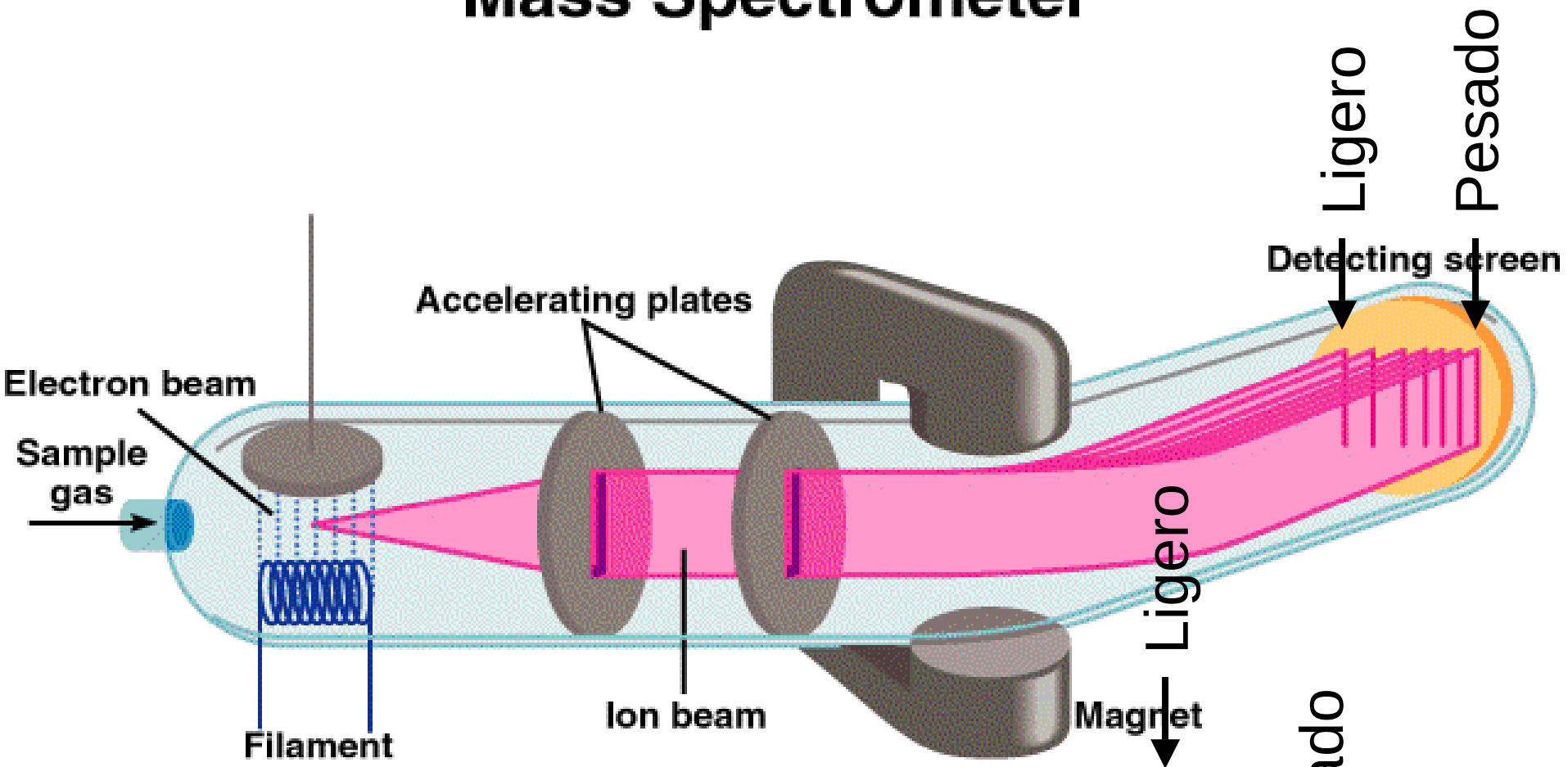
3 Ca 3 x 40.08

2 P 2 x 30.97

8 O + 8 x 16.00

310.18 uma

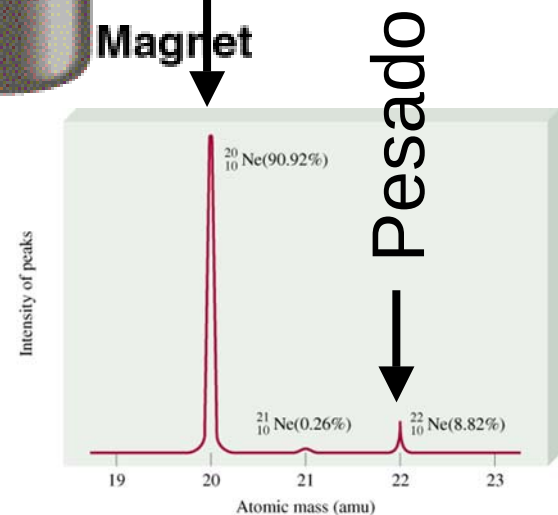
Mass Spectrometer



$$E_k = \frac{1}{2} \times m \times v^2$$

$$v = (2 \times E_k / m)^{1/2}$$

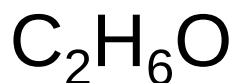
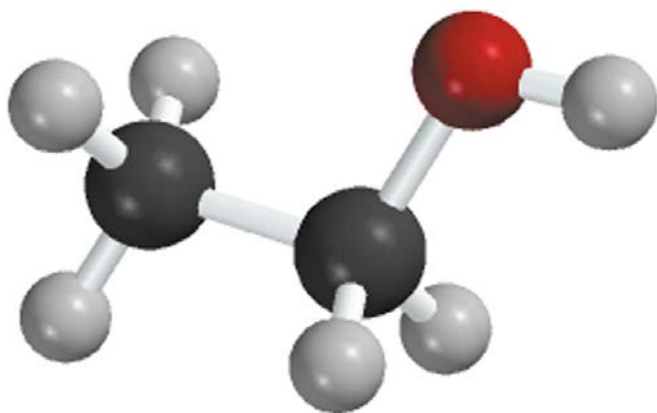
$$F = q \times v \times B$$



Composición porcentual de un elemento en un compuesto =

$$\frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\%$$

n es el número de moles del elemento en **1 mol** del compuesto



$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

Composición porcentual y fórmulas empíricas

Determine la fórmula de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en peso:
24.75 % K, 34.77 % Mn, 40.51 % O

Mass
percent

↓ Convert to grams and
divide by molar mass

Moles of
each element

↓ Divide by the smallest
number of moles

Mole ratios
of elements

↓ Change to
integer subscripts

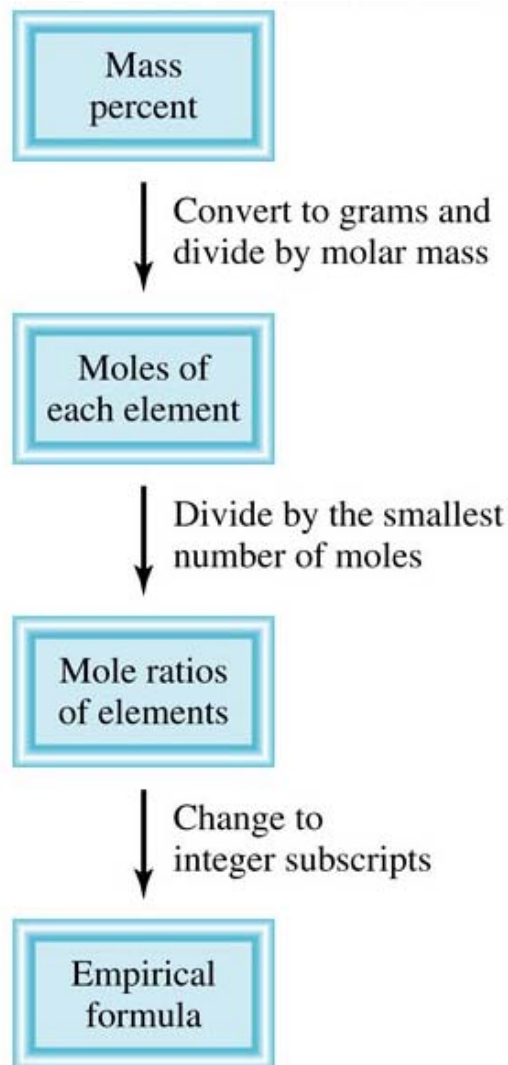
Empirical
formula

$$n_{\text{K}} = 24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6330 \text{ mol K}$$

$$n_{\text{Mn}} = 34.77 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 0.6329 \text{ mol Mn}$$

$$n_{\text{O}} = 40.51 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.532 \text{ mol O}$$

Composición porcentual y fórmulas empíricas



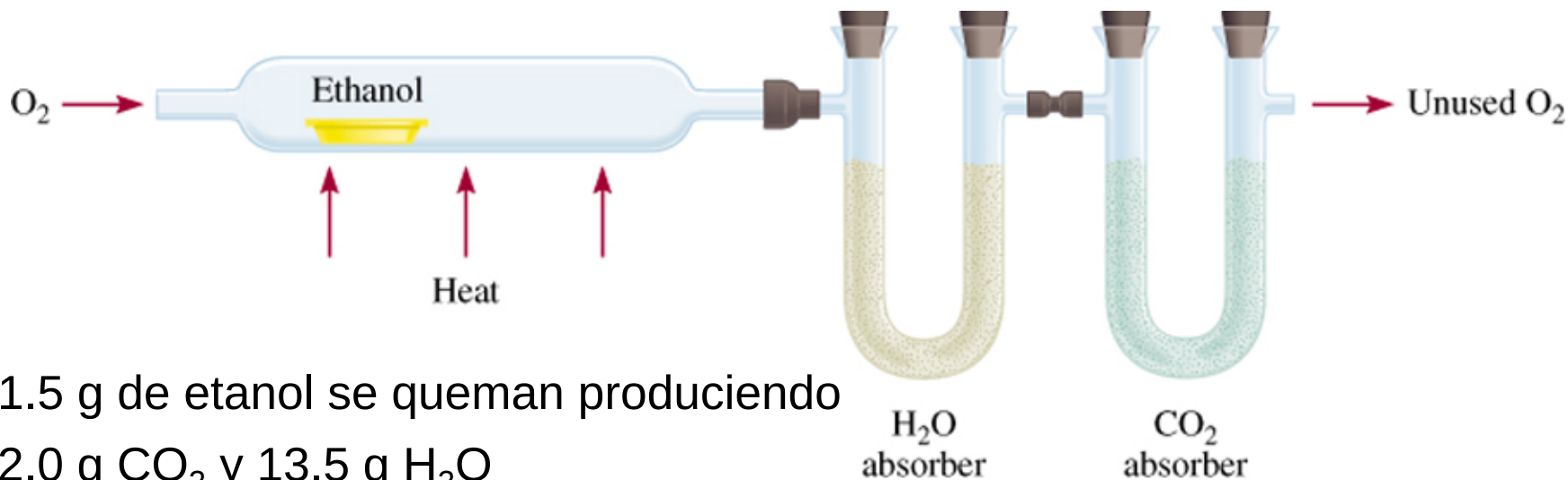
$$n_{\text{K}} = 0.6330, n_{\text{Mn}} = 0.6329, n_{\text{O}} = 2.532$$

$$\text{K} : \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0$$

$$\text{Mn} : \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

$$\text{O} : \frac{2.532}{0.6329} \approx 4.0$$





11.5 g de etanol se queman produciendo
22.0 g CO_2 y 13.5 g H_2O

g $\text{CO}_2 \longrightarrow \text{mol CO}_2 \longrightarrow \text{mol C} \longrightarrow \text{g C}$ 6.0 g C = 0.5 mol C

g $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{mol H}_2\text{O} \longrightarrow \text{mol H} \longrightarrow \text{g H}$ 1.5 g H = 1.5 mol H

g of O = g de la muestra – (g de C + g de H) 4.0 g O = 0.25 mol O

Fórmula empírica $\text{C}_{0.5}\text{H}_{1.5}\text{O}_{0.25}$

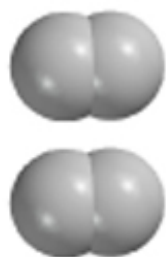
Dividiendo entre el subíndice más pequeño (0.25)

Fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

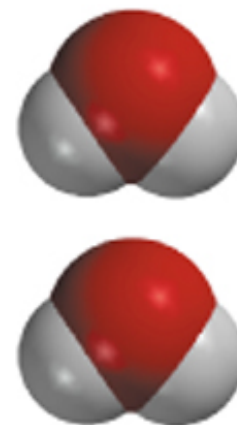
Un proceso en el que una o más sustancias se transforman en una o más nuevas sustancias se llama **reacción química**

Una **ecuación** química emplea símbolos químicos para mostrar lo que ocurre en una reacción química

3 maneras de representar la reacción del H_2 con el O_2 para formar H_2O



+



Two hydrogen molecules

+

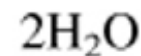
One oxygen molecule



Two water molecules



+



reactivos  productos

Cómo “leer” ecuaciones químicas



2 átomos de Mg + 1 molécula de O₂ forman 2 fórmulas unitarias de MgO

2 moles de Mg + 1 mol O₂ forman 2 moles de MgO

48.6 gramos de Mg + 32.0 gramos de O₂ forman 80.6 g MgO



NO SE LEE :

2 gramos Mg + 1 gramo O₂ forman 2 g MgO

Balanceo de ecuaciones químicas

1. Escriba la(s) fórmula(s) **correctas** para los reactivos en el lado izquierdo de la ecuación y la(s) fórmula(s) correcta(s) de los productos del lado derecho

El etano reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua



2. Cambie los números antecediendo las fórmulas (**coeficientes**) para igualar el número de átomos en ambos lados de la ecuación. No cambie los subíndices.

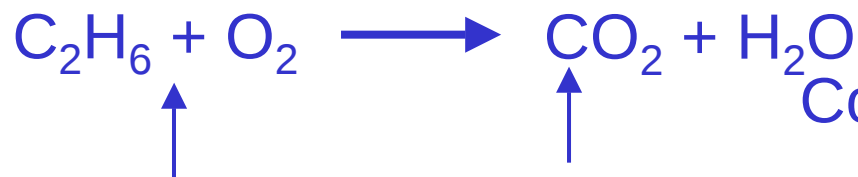


NO ES IGUAL A



Balanceo de ecuaciones químicas

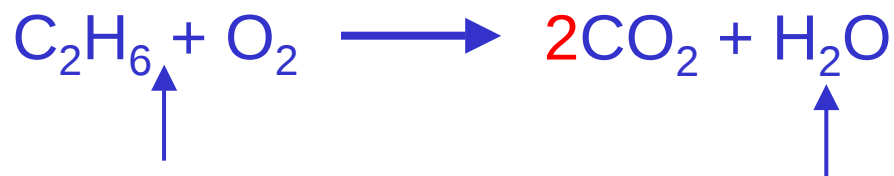
3. Comience balanceando los elementos que aparecen en sólo un reactivo y un producto.



Comience con C o H pero no con O

2 carbonos en el lado izquierdo 1 carbono en el lado derecho

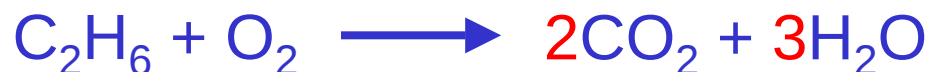
multiplique CO_2 por **2**



6 hidrógenos en el lado izquierdo

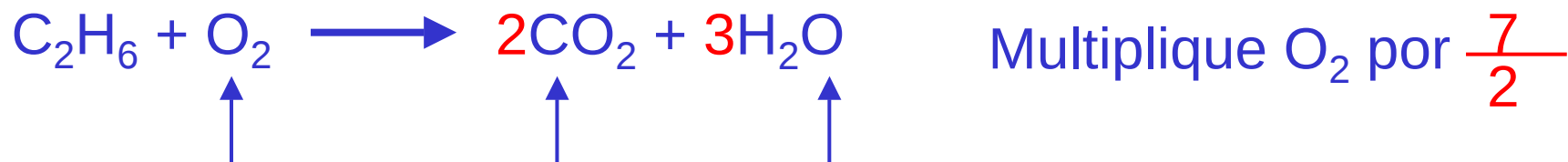
2 hidrógenos en el lado derecho

multiplique H_2O por **3**

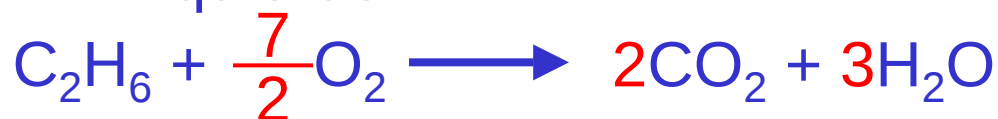


Balanceo de ecuaciones químicas

4. Balancee los elementos que aparecen en dos o más reactivos o productos



2 oxígenos en el lado izquierdo 4 oxígenos (2x2) + 3 oxígenos (3x1) = 7 oxígenos en el lado derecho



Quite la fracción multiplicando ambos lados por 2



Balanceo de ecuaciones químicas

5. Revise que tenga el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación



4 C (2 x 2)

4 C

12 H (2 x 6)

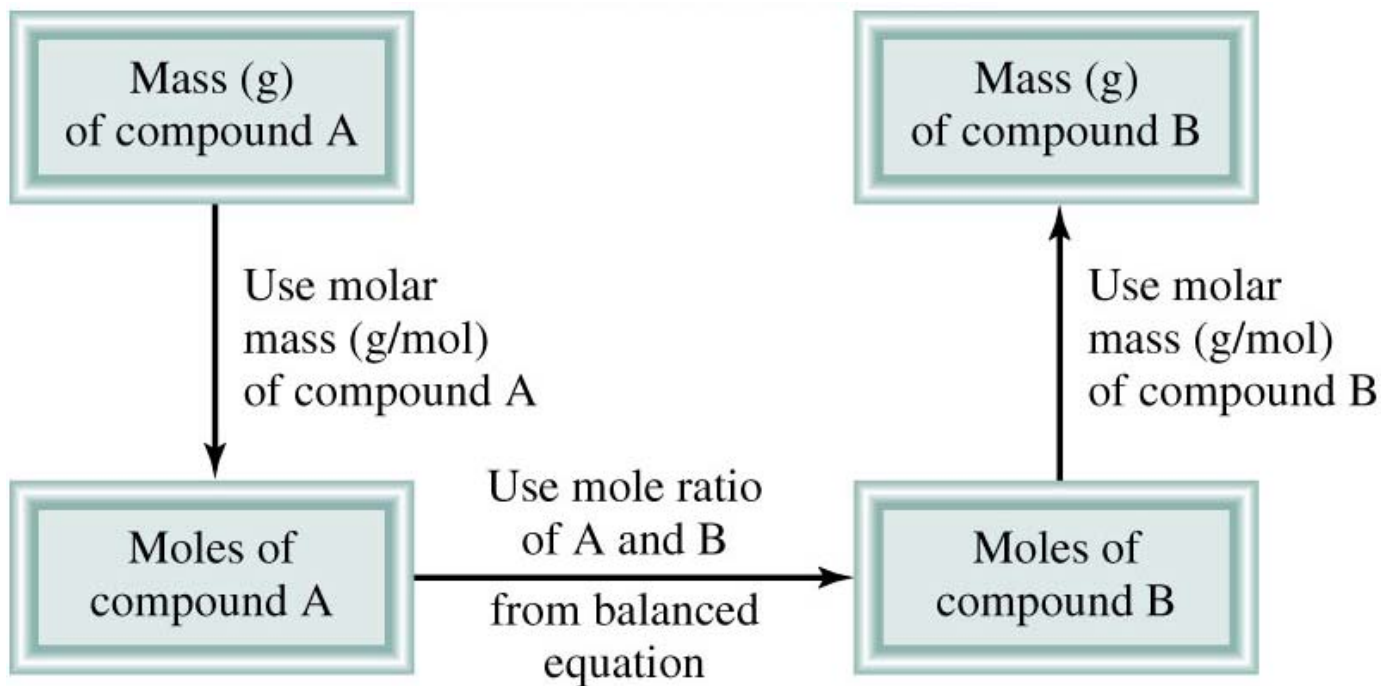
12 H (6 x 2)

14 O (7 x 2)

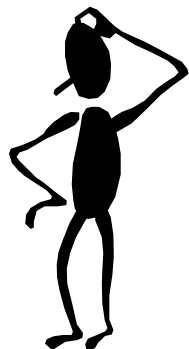
14 O (4 x 2 + 6)

<u>Reactivos</u>	<u>Productos</u>
4 C	4 C
12 H	12 H
14 O	14 O

Cantidad de reactivos y productos



1. Escriba la ecuación química balanceada.
2. Convierta cantidades conocidas de sustancias en moles.
3. Use los coeficientes estequiométricos para calcular el número de moles de la cantidad buscada.
4. Convierta los moles de la cantidad buscada en las unidades deseadas.



El Metanol hace combustión en el aire según la siguiente ecuación:



Si 209 g de metanol se consumen en la combustión,
¿qué masa de agua es producida?

gramos CH_3OH $\longrightarrow$ moles CH_3OH $\longrightarrow$ moles H_2O $\longrightarrow$ gramos H_2O

Masa molar
 CH_3OH

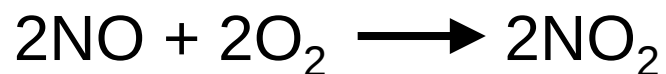
Coeficientes en
la ecuación

Masa molar
 H_2O

$$209 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol CH}_3\text{OH}}}{32.0 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} \times \frac{4 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}}{2 \cancel{\text{ mol CH}_3\text{OH}}} \times \frac{18.0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}} =$$

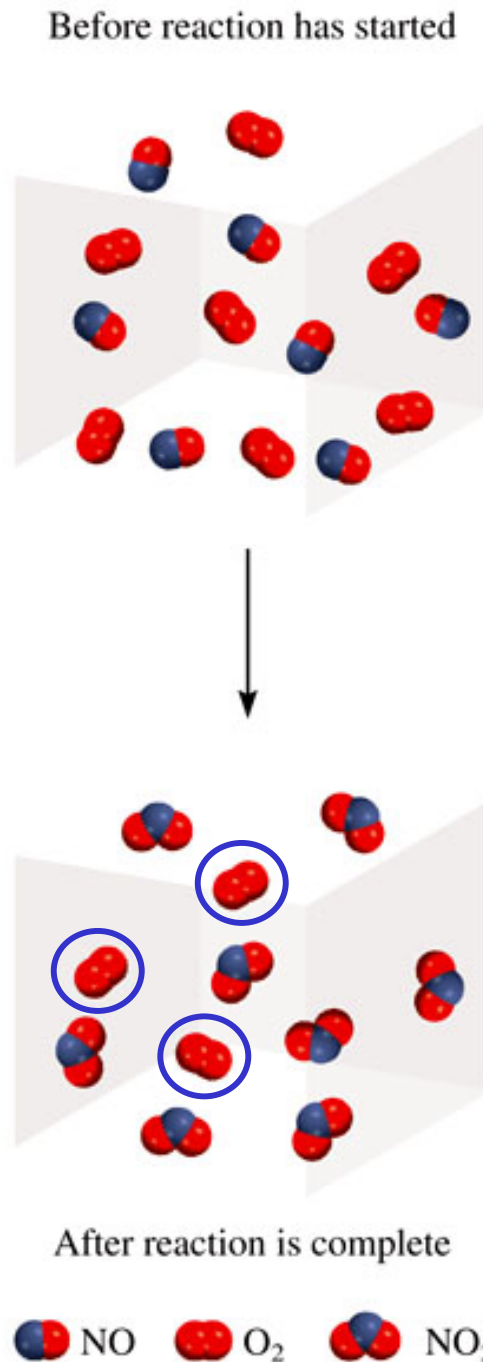
$$235 \text{ g H}_2\text{O}$$

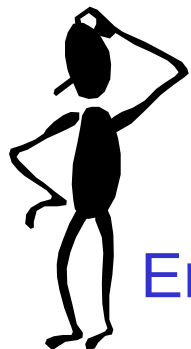
Reactivo limitante



NO es el reactivo limitante

O₂ es el reactivo en exceso





¿Entiendes qué es el reactivo limitante?

En un proceso, 124 g de Al reaccionan con 601 g de Fe_2O_3



Calcule la masa de Al_2O_3 que se forma.

g Al $\longrightarrow$ mol Al $\longrightarrow$ moles Fe_2O_3 necesarios $\longrightarrow$ g Fe_2O_3 necesarios

OR

g Fe_2O_3 $\longrightarrow$ mol Fe_2O_3 $\longrightarrow$ moles Al necesarios $\longrightarrow$ g Al necesarios

$$\cancel{124 \text{ g Al}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}}}{\cancel{27.0 \text{ g Al}}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}}{\cancel{2 \text{ mol Al}}} \times \frac{160. \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{\cancel{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}} = 367 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Comience con 124 g Al $\longrightarrow$ necesita 367 g Fe_2O_3

Como tiene más Fe_2O_3 (601 g), Al es el reactivo limitante

Use el reactivo limitante (Al) para calcular la cantidad de producto que se puede formar



$$\cancel{124 \text{ g Al}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}}}{\cancel{27.0 \text{ g Al}}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{\cancel{2 \text{ mol Al}}} \times \frac{102. \text{ g Al}_2\text{O}_3}{\cancel{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}} = 234 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$



Rendimiento de una reacción

El ***rendimiento teórico*** es la cantidad de producto que resultaría si todo el reactivo limitante reaccionara.

El ***rendimiento real*** es la cantidad de producto que realmente se obtiene de la reacción.

Rendimiento porcentual de la reacción

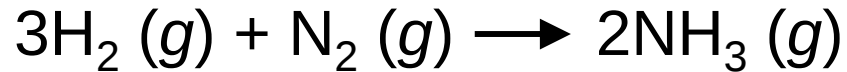
$$\eta [\%] = \frac{\text{Resultado real}}{\text{Resultado teórico}} \times 100$$

La química en acción:

Fertilizantes químicos



Las plantas necesitan: N, P, K, Ca, S, & Mg



fluorapatito

