

QUIMICA EN ACCION!

Periodo																					
1	2															18					
1	H																	He			
2	3	4											10	11	12	13	14	15	16	17	18
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuq	Uuh	Uuo						
Lantánidos																					
8	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
Actínidos																					
7	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	Ko	Lr							

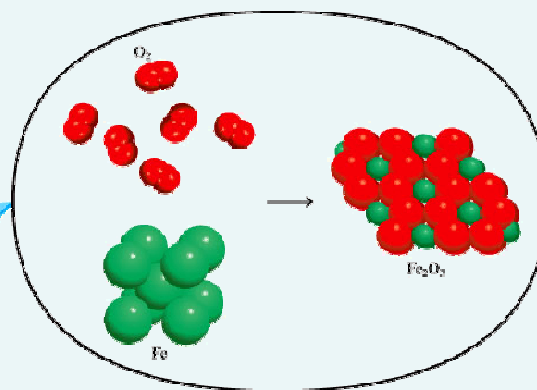
Notas:
 [Verde] Metales [Amarillo] Metaloides [Rojo] No metales [Azul] Gases nobles [15] Base en peso atómico carbono de 12 g / mol [16] indica el más estable de los isótopos más comunes.

QUIMICA by Raymond Chang, novena edición, Ed. The McGraw Hill Companies.

La química es el estudio de la materia, sus cambios y comportamiento.



Macroscópico



Microscópico

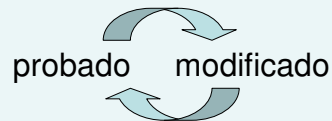
Vista molecular simplificada de la formación de la herrumbre (Fe_2O_3) a partir de átomos de hierro (Fe) y moléculas de oxígeno (O_2). En realidad, el proceso requiere agua y la herrumbre también contiene moléculas de agua.

1.2

El método científico es un procedimiento sistemático para investigar.



Una **hipótesis** es una explicación tentativa para un conjunto de observaciones.



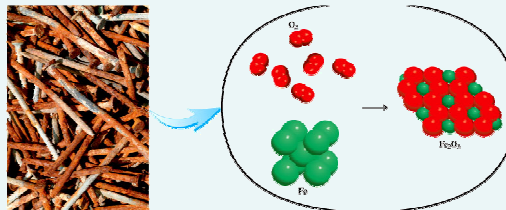
1.3

Una **ley** es un enunciado conciso de una relación entre fenómenos que es siempre válido bajo las mismas condiciones.

$$\text{Fuerza} = \text{masa} \times \text{aceleración}$$

Una **teoría** es un principio unificador que explica un conjunto de hechos y/o aquellas leyes que se basan en ellos.

Teoría atómica



1.3

La **química** es el estudio de la materia, sus cambios y comportamiento.

化学

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

- Una **substancia** es una forma de materia que tiene una composición dada y propiedades específicas que la distinguen de otras.

agua, amoníaco, azúcar de mesa (sacarosa), oro, oxígeno

1.4

2. Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias puras en la que cada una conserva sus propiedades particulares.

aire, leche, cemento

1. **Una mezcla homogénea** – su composición de la mezcla es la misma en cualquier punto.

leche



2. **Mezcla heterogénea** – su composición no es igual en cualquier punto de la misma

arena con virutas de hierro

1.4

Los componentes de una mezcla pueden ser separados mediante **procesos físicos**.



un imán permite separar las virutas de hierro de la mezcla

1.4

Elementos y compuestos

Un **elemento** es una sustancia que no puede ser separada en sustancias más simples por medios químicos.

114 elementos (82 Tierra + 32 hombre)

TABLE 1.1 Some Common Elements and Their Symbols

Name	Symbol	Name	Symbol	Name	Symbol
Aluminum	Al	Fluorine	F	Oxygen	O
Arsenic	As	Gold	Au	Phosphorus	P
Barium	Ba	Hydrogen	H	Platinum	Pt
Bismuth	Bi	Iodine	I	Potassium	K
Bromine	Br	Iron	Fe	Silicon	Si
Calcium	Ca	Lead	Pb	Silver	Ag
Carbon	C	Magnesium	Mg	Sodium	Na
Chlorine	Cl	Manganese	Mn	Sulfur	S
Chromium	Cr	Mercury	Hg	Tin	Sn
Cobalt	Co	Nickel	Ni	Tungsten	W
Copper	Cu	Nitrogen	N	Zinc	Zn



1.4

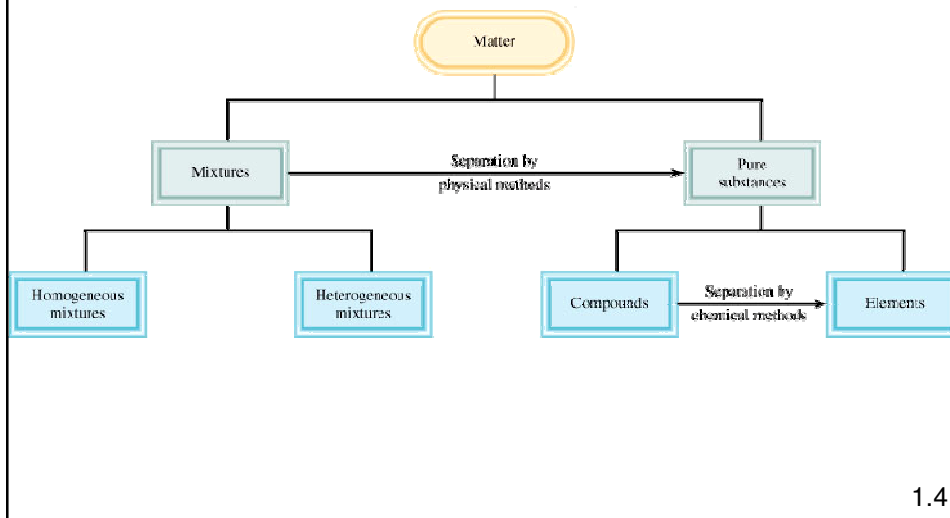
Un **compuesto** es una sustancia constituida por átomos de dos o más elementos químicos unidos en proporciones fijas definidas.

A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

agua (H_2O), glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

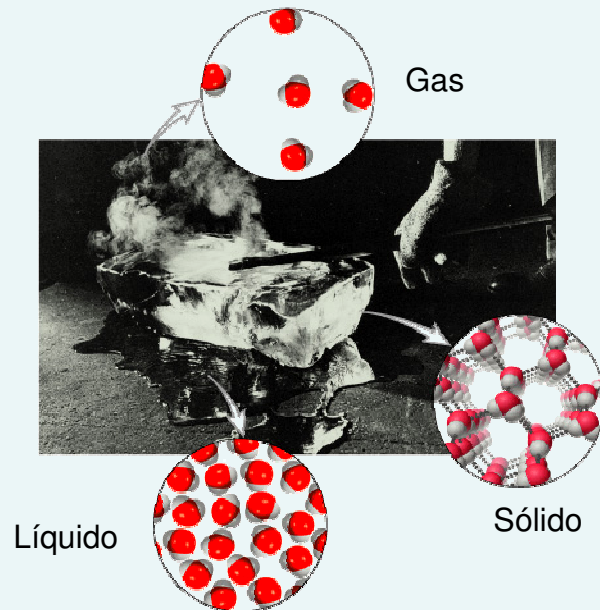
1.4

RESUMEN



1.4

Los tres estados de la materia



Son posibles las conversiones entre los tres estados de la materia sin que cambie la composición de la sustancia. 1.5

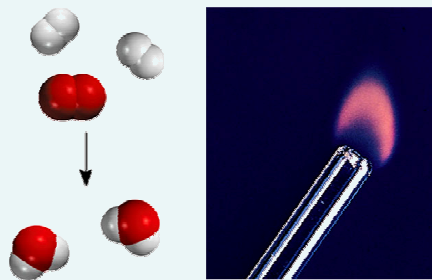
¿Cambios físicos o químicos?

Un **cambio físico** no altera la estructura o la identidad de una sustancia.

fusión del hielo

Un **cambio químico** altera la estructura o la identidad de las sustancias involucradas.

el hidrógeno arde en el aire para formar agua



Propiedades extensivas e intensivas

Una **propiedad extensiva** de una sustancia depende de la cantidad total de materia considerada.

- masa
- longitud
- volumen

Una **propiedad intensiva** de un material **no** depende de la cantidad total de materia considerada.

- densidad
- temperatura
- color

1.6

Materia - todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene **masa**.

masa – medida de la cantidad de materia

peso – Es el resultado de la fuerza que la gravedad ejerce sobre la masa de un objeto

$\text{peso} = c \times \text{masa}$

en la tierra, $c = 1.0$

en la luna, $c \sim 0.1$



Una barra de 1 kg pesará

1 kg en la tierra

0.1 kg en la luna

1.7

Sistema Internacional de Unidades (SI)

TABLE 1.2 SI Base Units

Base Quantity	Name of Unit	Symbol
Length	meter	m
Mass	kilogram	kg
Time	second	s
Electrical current	ampere	A
Temperature	kelvin	K
Amount of substance	mole	mol
Luminous intensity	candela	cd

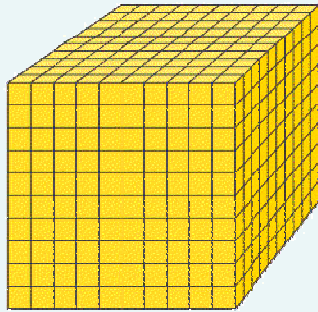
1.7

TABLE 1.3 Prefixes Used with SI Units

Prefix	Symbol	Meaning	Example
tera-	T	1,000,000,000,000, or 10^{12}	1 terameter (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1,000,000,000, or 10^9	1 gigameter (Gm) = 1×10^9 m
mega-	M	1,000,000, or 10^6	1 megameter (Mm) = 1×10^6 m
kilo-	k	1,000, or 10^3	1 kilometer (km) = 1×10^3 m
deci-	d	1/10, or 10^{-1}	1 decimeter (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100, or 10^{-2}	1 centimeter (cm) = 0.01 m
milli-	m	1/1,000, or 10^{-3}	1 millimeter (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1,000,000, or 10^{-6}	1 micrometer (μ m) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1,000,000,000, or 10^{-9}	1 nanometer (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1,000,000,000,000, or 10^{-12}	1 picometer (pm) = 1×10^{-12} m

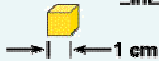
1.7

Volumen – (SI) la unidad derivada para el volumen es el metro cúbico (m³)



→ | ← 1 cm
← 10 cm = 1 dm →

Volume: cm³;
 mL



$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$



Densidad – La unidad derivada en el SI para la densidad es el kg/m³

TABLA 1.4

Densidad de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm ³)
Aire*	0.001
Etanol	0.79
Agua	1.00
Mercurio	13.6
Sal de mesa	2.2
Hierro	7.9
Oro	19.3
Osmio [†]	22.6

* Medido a 1 atmósfera.

[†] El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce.

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

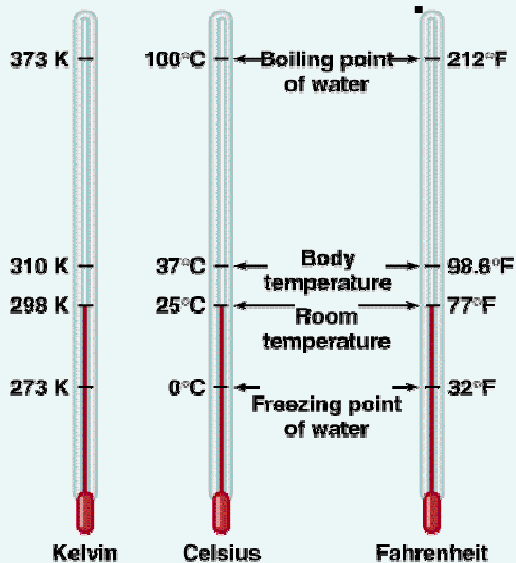
$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad d = \frac{m}{V}$$



Una pieza metálica de platino con una densidad de 21.5 g/cm³ tiene un volumen de 4.49 cm³. ¿Cuál es su masa?

1.7

Escalas de temperatura



$$K = ^\circ C + 273.15$$

$$273 \text{ K} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$373 \text{ K} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$^\circ\text{F} = \frac{9}{5} \times ^\circ\text{C} + 32$$

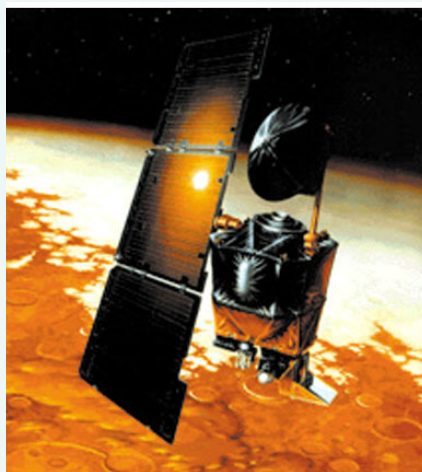
$$32 \text{ } ^\circ\text{F} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$212 \text{ } ^\circ\text{F} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$

1.7

La química en acción: **la importancia de las unidades**

El 9/23/99, \$125,000,000 Mars Climate Orbiter entered Mar's atmosphere 100 km (62 miles) lower than planned and was destroyed by heat.



$$1 \text{ lb} \neq 1 \text{ N}$$

$$1 \text{ lb} = 4.45 \text{ N}$$

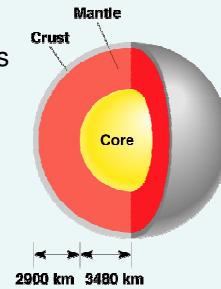
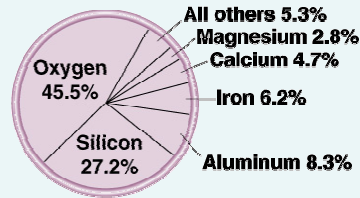
“This is going to be the cautionary tale that will be embedded into introduction to the metric system in elementary school, high school, and college science courses till the end of time.”

error en la conversión de las unidades

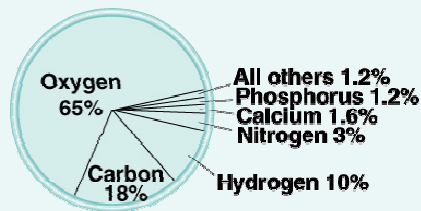
1.7

La Química en acción

En la corteza terrestre hay muchos elementos naturales



Los elementos naturales también abundan en el cuerpo humano



2.4

ATOMO

Un **átomo** se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

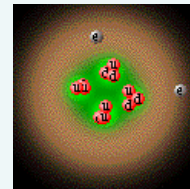
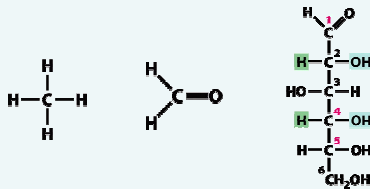


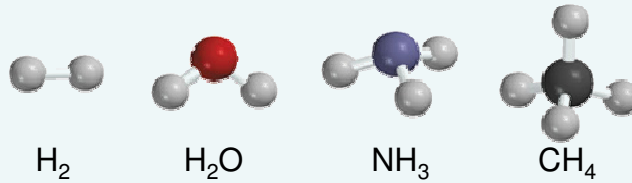
Imagen cortesía del Contemporary Physics Education Project

MOLECULAS

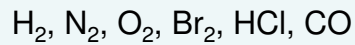
Una **molécula** es un agregado de, por lo menos, dos átomos en una colocación definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (enlaces químicos).



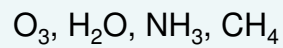
Una **molécula** es un conjunto de dos o más átomos unidos por fuerzas de atracción electrostática.



Una molécula diatómica contiene dos átomos.

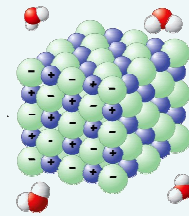


Una molécula poliatómica contiene más de dos átomos.

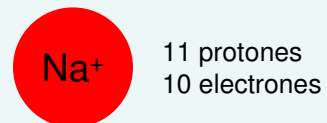
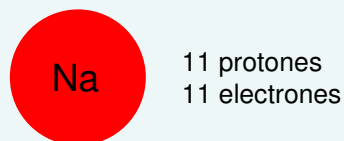


IONES

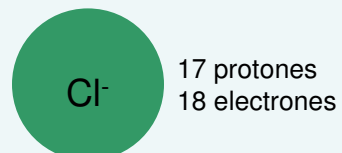
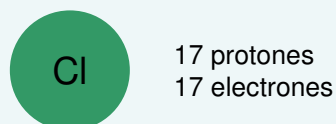
Un **ión** es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa



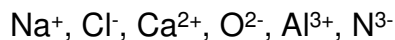
cación – ión con una carga positiva



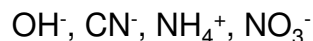
anión – ión con una carga negativa



Un ión monoatómico contiene un solo átomo



Un ión poliatómico contiene más de un átomo



¿Cuántos protones y electrones hay en?



13 protones, 10 (13 – 3) electrones

¿Cuántos protones y electrones hay en ?



34 protones, 36 (34 + 2) electrones

FORMULAS QUIMICAS

Una **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia.

La **fórmula estructural** muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula

La **fórmula empírica** indica cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada.

molecular

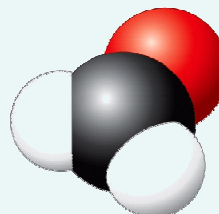
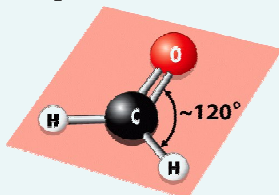


empírica

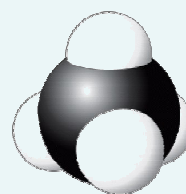
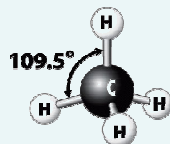
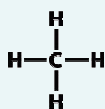


FORMULAS Y MODELOS MOLECULARES

(a) Formaldehyde



(b) Methane



Chemical
structure

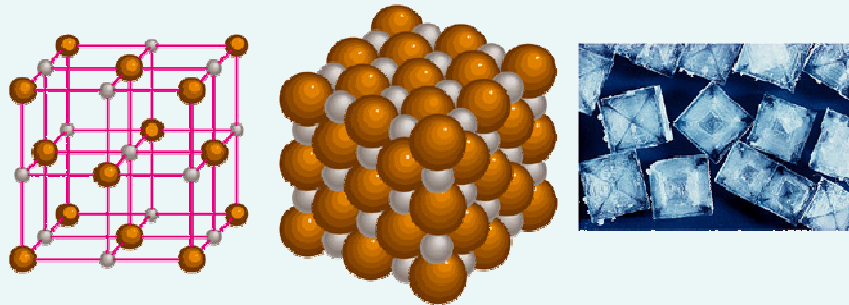
Ball-and-stick
model

Space-filling
model

Los **compuestos iónicos** consisten de una combinación de cationes y aniones.

- La fórmula es siempre igual a la fórmula empírica.
- La suma de las cargas de los cationes y aniones debe dar cero.

NaCl



2.6

PREGUNTAS Y PROBLEMAS

1- Escriba la fórmula empírica de las siguientes moléculas:

Acetileno (C_2H_2)
Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)
Óxido nitroso N_2O

CH
CH₂O
N₂O

2- Cuál es la diferencia entre una molécula y un ion?

3- Proporcione un ejemplo para: a) un catión monoatómico, b) un anión monoatómico, c) un catión poliatómico, d) un anión poliatómico

4- Qué representa una fórmula química?. Cuál es la proporción de los átomos en las siguientes fórmulas moleculares?.

- a) NO
- b) NCl_3
- c) P_4O_6

5- Proporcione un ejemplo de un caso en el cual dos moléculas tengan diferente fórmula molecular pero igual fórmula empírica.

DETERMINACIÓN DE FORMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

Determine la FORMULA EMPÍRICA y la FORMULA MOLECULAR de un compuesto que contiene 40.0 % de C, 6.67 % de H y 53.3 % de O y tiene un peso molecular de 180.2 g/mol .

PARA DETERMINAR LA FORMULA EMPÍRICA:

Cuando los datos se expresan como porcentaje, se pueden considerar 100 gramos del compuesto para realizar los cálculos. Los pesos atómicos son:

C = 12.0, O = 16.0 y H = 1.0

El primer paso para el cálculo es determinar el número de moles de cada elemento.

moles de C = $40/12.0 = 3.33$

moles de O = $53.3/16.0 = 3.33$

moles de H = $6.67/1.0 = 6.67$

El siguiente paso consiste en dividir cada valor entre el valor más pequeño.

C = $3.33/3.33 = 1$

O = $3.33/3.33 = 1$

H = $6.67/3.33 = 2$

Los valores obtenidos son los números enteros más pequeños y la fórmula empírica será: **C₁H₂O**

PARA DETERMINAR LA FORMULA MOLECULAR:

Calculemos el peso de la Fórmula empírica:

C = $(12.0) \times (1) = 12.0$

H = $(1.0) \times (2) = 2.0$

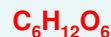
O = $(16.0) \times (1) = 16.0$

Suma = 30.0

Ahora se divide el Peso Molecular entre el Peso de la Fórmula Empírica

$180/30 = 6$

La Fórmula Molecular será igual a 6 veces la Fórmula empírica: **C₆H₁₂O₆**



Un **ácido** es una sustancia que libera iones de hidrógeno (H⁺) en solución acuosa

HCl: Sustancia pura, ácido clorhídrico; disuelto en agua (H⁺ Cl⁻)

Un oxiácido es un ácido que contiene hidrógeno, oxígeno, y algún otro no metal.

HNO ₃	Ácido nítrico
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico

Una **base** es una sustancia que libera iones (OH⁻) en solución acuosa

NaOH	Hidróxido de sodio
KOH	Hidróxido de potasio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario

2.7

Los **hidratos** son *compuestos que contienen un número específico de moléculas de agua.*

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Cloruro de bario dihidratado

$\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ Cloruro de litio monohidratado

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ Sulfato de magnesio heptahidratado

$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ Nitrato de estroncio tetrahidratado

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



CuSO_4

2.7

La **masa atómica** (peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica unificada (**u**, antes llamada uma; IUPAC). Una unidad de masa atómica unificada se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de ^{12}C .

El valor de 1u en gramos se obtiene dividiendo 12 gramos entre 12 por el número de Avogadro:

$$12 / (12 \cdot 6,022 \cdot 10^{23})$$

De ésta forma averiguamos que:

$$1 \text{ u} = 1,660 \text{ 737 86} \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

En **bioquímica**, la unidad de masa atómica se denomina **dalton** (Da o D). **Se corresponde aproximadamente con la masa de un protón** (o un átomo de hidrógeno).

Un **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo de ^{12}C . Este número se denomina **número de Avogadro** (N_A).

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

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

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

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

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

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

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

La **masa molecular** (M) se define como la masa, en gramos o en kilogramos, de 1 mol de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia. La unidad de M es g/mol.

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

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

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

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

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

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

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

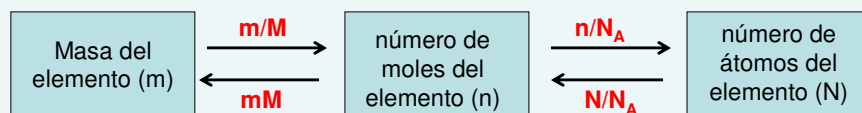
¿Cuántos átomos hay en 0.551 g de potasio (K) ?

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

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

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

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



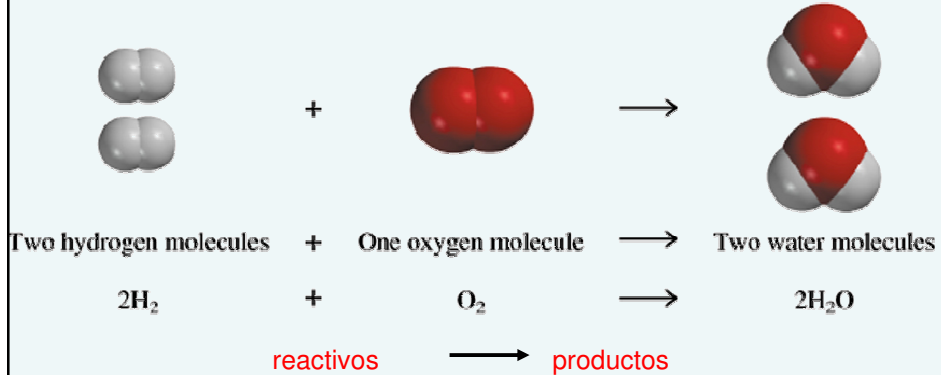
M = masa molar en g/mol

N_A = Número de Avogadro (partículas/mol)

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 H₂ con el O₂ para formar H₂O



SOLUTIONS, MIXTURES, AND MEDIA

Concentration: an amount of some substance per a set volume

$$\text{concentration} = \frac{\text{amount}}{\text{volume}}$$

For example, 1M Tris, pH 8.0, 500 mM EDTA, 20% SDS, 70% ethanol, 10X TBE

There are several methods that can be used to calculate the concentration of a diluted reagent

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

How many μL of 20% sugar should be used to make 2 mL of 5% sucrose?

C_1 is the initial concentration of the stock solution

V_1 is the amount of stock solution taken to perform the solution

C_2 is the concentration of the diluted sample

V_2 is the final, total volume of the diluted sample

$$\text{starting C} \times \text{conversion factor} \times \frac{\text{unknown V}}{\text{final V}} = \text{desired C}$$

Preparing percent solutions (percent by definition means “per 100”)

Depending on the solute’s initial physical state, its concentration can be expressed as:

a weight per volume percent (% w / v)

or

a volume per volume percent (% v / v)

How can 47 mL of a 7% (w / v) solution of NaCl be prepared?

How many μL of 20% SDS are required to bring 1.5 mL of solution to 0.5%?

Molarity and Normality: definitions

Molarity (M) is the concentration of a solution measured as the number of moles of solute per liter of solution. For example, a 6 M HCl solution contains 6 moles of HCl per liter of solution.

$$\text{molarity (M)} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liter of solution}}$$

What is the molar concentration of a 10% NaCl solution?

What is the molarity of a solution made by dissolving 2.5 g of NaCl in enough water to make 125 ml of solution?

Molality (m) is the number of moles of solute dissolved in one kilogram of solvent.

$$\text{molality (m)} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{Kg of solvent}}$$

Compare the molar and molal volumes of 1 mol of solute dissolved in CCl_4 ($d = 1.59 \text{ g / mL}$)

Normality

Normality (N) is defined as the number of equivalents per liter of solution.

$$\text{normality (N)} = \text{number of equivalents} / 1 \text{ L of solution}$$

For an acid solution, n is the number of H⁺ provided by a formula unit of acid. For a basic solution, n is the number of OH⁻ provided by a formula unit of base.

$$N = n \times M \text{ (where n is an integer)}$$

A 3 M H₂SO₄ solution is the same as a 6 N H₂SO₄ solution. A 1 M Ca(OH)₂ solution is the same as a 2N Ca(OH)₂ solution.

Remember! The normality of a solution is NEVER less than the molarity.