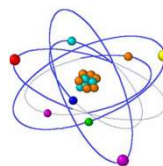


QUÍMICA GENERAL



DOCENTES:

Teórico: Dra. Angélica Heredia

Práctico: Mgter. Darío Gonella

ES MATERIAL GUIA
NO MATERIAL DE ESTUDIO



Metodología de evaluación

- Evaluaciones sumativas: Se efectuarán tres pruebas, obligatorias e individuales (parciales teórico-prácticos). Para los parciales se empleará la siguiente escala de calificación cuantitativa:

Puntaje de evaluación	Calificación Asignada
0 - 20	1
21 - 39	2
40 - 49	3
50 - 56	4
57 - 64	5
65 - 70	6
71 - 76	7
77 - 86	8
87 - 94	9
95 - 100	10

- La nota final que considere el proceso de aprendizaje será construida de la siguiente manera:

$$\text{Nota} = 0,8 X + 0,1 Y + 0,1 Z$$

- donde:
- X = nota promedio de los parciales.
- Y = nota promedio de los informes de laboratorio.
- Z = nota del trabajo integrador.

Condiciones de Regularidad

- Obtener una nota mínima de 4 (cuatro), equivalente a un 50% del parcial, en cada uno de los tres parciales (teórico-práctico).
- Asistir y aprobar los prácticos de laboratorio.
- Aprobar los informes de laboratorio correspondientes.
- Aprobar el trabajo integrador

Condiciones para alcanzar el régimen de Aprobación Directa.

- Obtener en todos los parciales (teórico-práctico) una nota no menor a 6 (seis).
- Asistir, y aprobar los prácticos de laboratorio.
- Aprobar los informes de laboratorio correspondientes.
- Aprobar el trabajo integrador.

Para formalizar la condición de aprobación directa el/la estudiante deberá inscribirse en un turno de examen y la nota será el promedio de las notas logradas en los parciales, considerando la ecuación antes mencionada. La nota se construye considerando hasta dos cifras significativas decimales: en el caso que las cifras decimales sean inferiores a 0,50 la nota es el entero inmediato anterior mientras que si la cifra es igual o superior a 0,50 se considerará la nota entera inmediata posterior.

Recuperatorio

Para regularizar, tendrán la posibilidad de recuperar hasta dos parciales las/los estudiantes ausentes o que no hayan alcanzado el mínimo de 4 (cuatro). Para la aprobación directa podrán recuperar solo un parcial aquellos/aquellas estudiantes ausentes o que no hayan alcanzado una nota mínima de 6 (seis). Las/los estudiantes que no hayan asistido a un práctico de laboratorio o al trabajo integrador, se les pedirá la realización de una evaluación de recuperación. Los mismos deberán realizarse el día que se rindan los recuperatorios.

Estudiante libre

Se considerará en esta condición al estudiante que obtenga menos de 4 (cuatro) en los tres parciales o recuperatorios.

Condiciones para alcanzar la aprobación de la materia en un examen final

- El mismo consiste en teórico/práctico; se considerará aprobado respondiendo correctamente un mínimo del 60% del contenido.
- Para realizar los parciales y/o exámenes, serán indispensables:
 - Libreta de trabajos prácticos y/o DNI con foto actualizada.
 - Tabla periódica y tablas anexas de la guía de ejercicios.

La ausencia de estos elementos o la presencia de otros materiales no autorizados causará la anulación del parcial o examen.

Bibliografía (solo la principal)

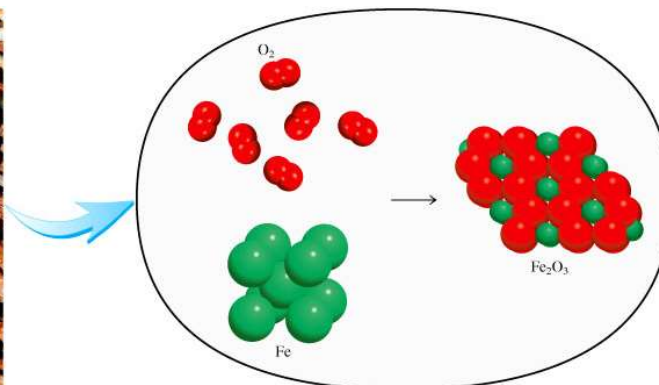
- R. Chang, W. Collage. “Química” 13° Edición. McGraw-Hill Interamericana Editores. México. 2020 (o ediciones anteriores).
- K. Whitten, R. Davis, M. Peck y G. Stanley. “Química” 10° Edición. Editorial Cengage Learning. México. 2015.
 - P. Atkins y L. Jones. “Principios de Química - Los cambios del descubrimiento” 5° Edición. Editorial Panamericana. Buenos Aires – Argentina. 2012.
 - T. Brown, H. LeMay, B. Bursten y C. Murphy. “Química la Ciencia Central” 12° Edición. Editorial Pearson – Prentice Hall. México. 2014.
 - D. Ebbing, S. Gammon. “Química General” 9° Edición. Editorial Cengage Learning, México, 2010.
 - M. Reboiras. “Química – La ciencia básica” 2° Edición. Editorial Thomson, Paraninfo, Cengage Learning. Madrid, España. 2008.
 - Umland, y col. “Química General” 3° Edición Thomson Internacional, 2000.

ESTUDIO DE LA QUÍMICA

Macroscópico



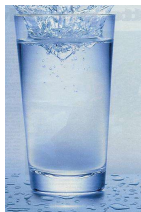
Microscópico



La **QUÍMICA** es la ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, conjuntamente con los cambios que ésta sufre.

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

Sustancia es una forma de materia que tiene una composición dada y propiedades específicas que la distinguen de otras.



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

Mezcla homogénea: la composición de la mezcla es uniforme.



Mezcla heterogénea la composición no es uniforme.



cemento,
limadura de hierro en arena

Los componentes de una *mezcla* se pueden separar mediante *procesos físicos*.



Destilación

Arena-virutas de hierro



Imantación

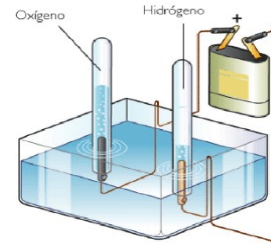
Un *elemento* es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos.

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

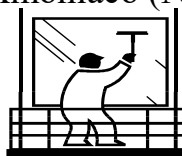
Un **compuesto** es una sustancia constituida por átomos de dos o más elementos químicos unidos en proporciones fijas definidas.

Los **compuestos** sólo se pueden separar en sus elementos puros por **medios químicos** (Ej. *Electrólisis del agua*).



Agua (H_2O)

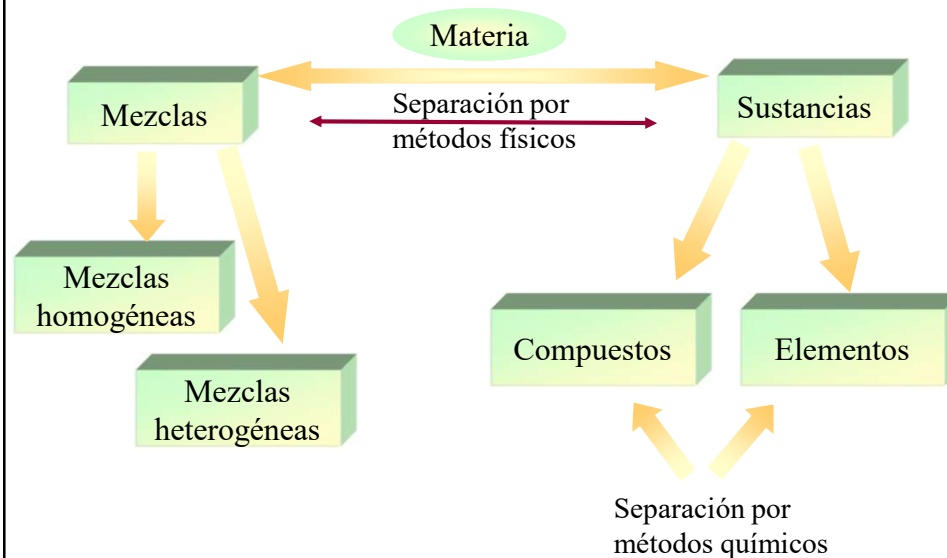
Amoniaco (NH_3)



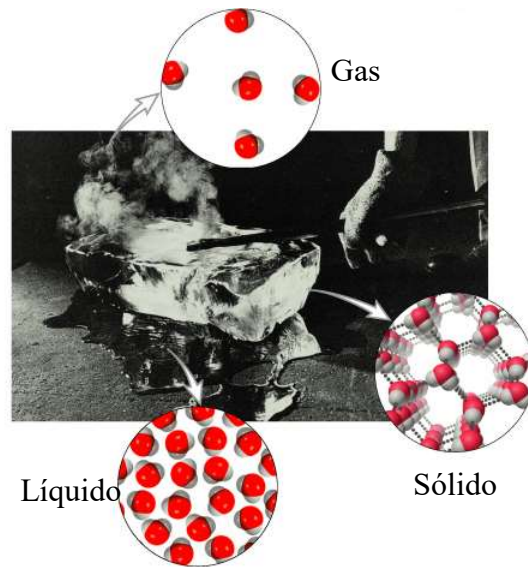
Glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)



CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



Los tres estados de la materia



¿Cambios físicos o químicos?

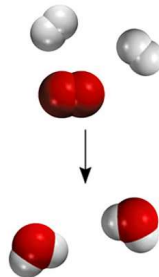
Un ***cambio físico*** no altera la estructura o la identidad de una sustancia.

La fusión del hielo

Ázucar disuelta en agua

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

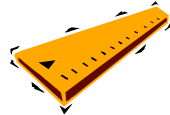
El hidrógeno arde en el
aire para formar agua



Propiedades extensivas e intensivas

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

- masa
- longitud
- volumen



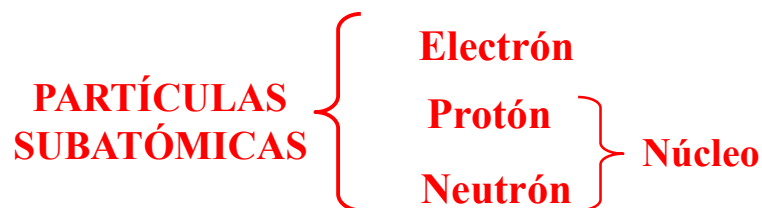
Una **propiedad intensiva** de un material **no** depende de la cantidad total de materia considerada.

- densidad
- temperatura
- color



ÁTOMO: es la partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de todos los cambios físicos y químicos. Puede intervenir en una combinación química

MOLÉCULA: es la unión de dos o más átomos, eléctricamente neutros. Una molécula es la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia estable e independiente



¿Como se representa un átomo?

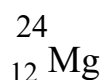


A: Número Másico. Es el número de Protones mas el número de Neutrones.

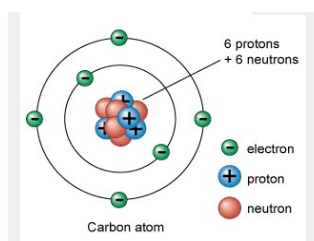
Z: Número Atómico. Cantidad de Protones en el núcleo.

En la tabla periódica los elementos se ordenan según este número.

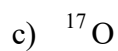
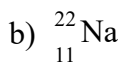
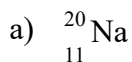
X: Simboliza Cualquier elemento de la tabla periódica.



Magnesio $Z= 12$ $A = 24$



Indique el número de protones, neutrones y electrones para cada una de las siguientes especies:



Neutrones = $A - Z$

Carga = $Z - \text{electrones}$

a) Neutrones = $A - Z$

$$\text{Neutrones} = 20 - 11$$

$$\text{Neutrones} = 9$$

Carga = $Z - \text{electrones}$

$$0 = 11 - \text{electrones}$$

$$\text{electrones} = 11$$

b) Neutrones = $A - Z$

$$\text{Neutrones} = 22 - 11$$

$$\text{Neutrones} = 11$$

Carga = $Z - \text{electrones}$

$$0 = 11 - \text{electrones}$$

$$\text{electrones} = 11$$

c) Neutrones = $A - Z$

$$\text{Neutrones} = 17 - 8$$

$$\text{Neutrones} = 9$$

Carga = $Z - \text{electrones}$

$$0 = 8 - \text{electrones}$$

$$\text{electrones} = 8$$

d) Neutrones = $A - Z$

$$\text{Neutrones} = 14 - 6$$

$$\text{Neutrones} = 8$$

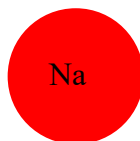
Carga = $Z - \text{electrones}$

$$0 = 6 - \text{electrones}$$

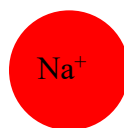
$$\text{electrones} = 6$$

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

cación – ión con una carga positiva. Si un átomo neutro cede uno o más electrones se convierte en un catión.

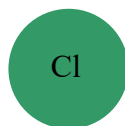


11 protones
11 electrones

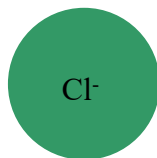


11 protones
10 electrones

anión – ión con una carga negativa. Si un átomo neutro acepta uno o más electrones se convierte en un anión.



17 protones
17 electrones



17 protones
18 electrones

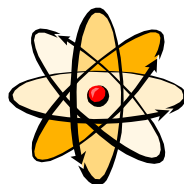
Un ión monoatómico contiene un solo átomo

Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , O^{2-} , Al^{3+} , N^{3-}



Un ión poliatómico contiene más de un átomo

OH^- , CN^- , NH_4^+ , NO_3^-



Responder:

¿Cuántos protones y electrones hay en $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$?

Carga = Z - electrones

$$+3 = 13 - \text{electrones}$$

$$\text{electrones} = 13 - 3$$

$$\text{electrones} = 10$$

13 protones, 10 electrones

¿Cuántos protones y electrones hay en $^{78}_{34}\text{Se}^{2-}$?

Carga = Z - electrones

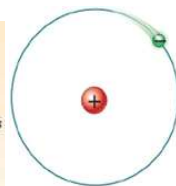
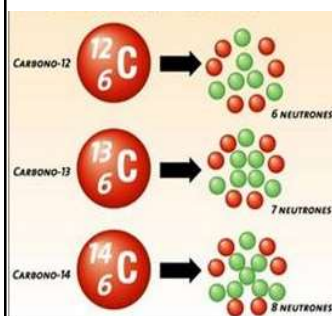
$$-2 = 34 - \text{electrones}$$

$$\text{electrones} = 34 + 2$$

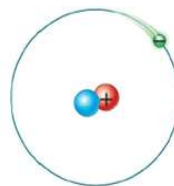
$$\text{electrones} = 36$$

34 protones, 36 electrones

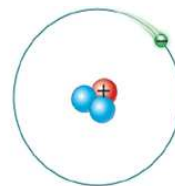
Los **isótopos** son átomos del mismo elemento (X) con diferente número de neutrones en su núcleo



Hidrógeno ^1_1H
1 protón
1 electrón



Deuterio ^2_1H
1 protón
1 electrón
1 neutrón

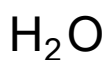


Tritio ^3_1H
1 protón
1 electrón
2 neutrones

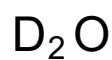


Las **propiedades químicas** de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y los electrones, los isótopos tienen **similar comportamiento químico**

Los isótopos tienen **similar** comportamiento **químico**, pero **diferente** comportamiento **físico**



Agua



Agua pesada

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:

$^1\text{H} = 1.008 \text{ uma}$ (8,4% de la masa del ^{12}C)

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

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:

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

1 1A																	18 8A
1 H 1.008	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Db (260)	106 Sg (263)	107 Nh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112						

Metals

Metalloids

Nonmetals

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

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

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

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

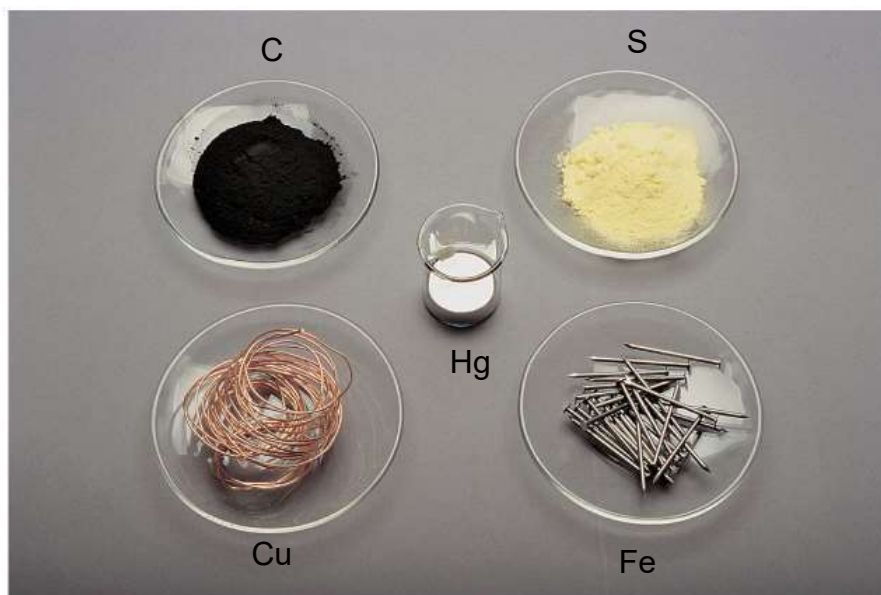
$$1 \text{ mol de átomos de litio} = 6.941 \text{ g de Li}$$

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

\mathcal{M} = masa molar en g/mol

N_A = Número de Avogadro (partículas/mol)

Un mol de:



Masa molar: es la suma de masas atómicas de los elementos de un compuesto.

Masa molar de SO_2	1 mol de S	32.07 g
	2 moles de O	<u>2 x 16 g</u>
	SO_2	64.07 g

Para cualquier compuesto
masa molar = masa en gramos

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

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

1 mol K = 39.10 g de K

1 mol de K = 6.022×10^{23} átomos de K

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

8.49×10^{21} átomos de K

Otra Forma

39,10 g de K ——— 6.022×10^{23} átomos de K

0,551 g de K ——— X = $8,49 \times 10^{21}$ átomos de K

¿Cuántos átomos de H hay en 72.5 g de $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

1 mol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ = (3 x 12 g) + (8 x 1g) + 16 g = 60 g $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

1 mol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ moléculas = 8 mol átomos de H

1 mol H = 6.022×10^{23} átomos H

$$72.5 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}}{60 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol átomos H}} =$$

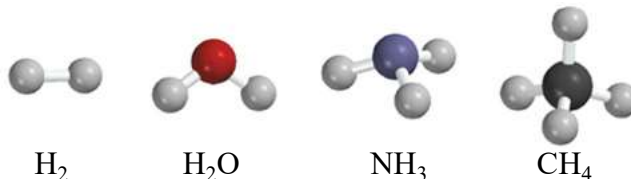
5.82×10^{24} átomos de H

Otra Forma

60 g $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ——— 8 x (6.022×10^{23} átomos H)

72.5 g of $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ——— X = 5.82×10^{24} átomos de H

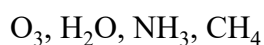
Una molécula es un conjunto de dos o más átomos unidos por fuerzas de atracción electrostática.



Una molécula diatómica contiene dos átomos.



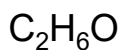
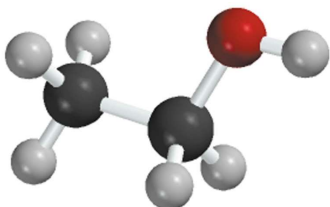
Una molécula poliatómica contiene más de dos átomos.



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



Peso molar = 46,07 g

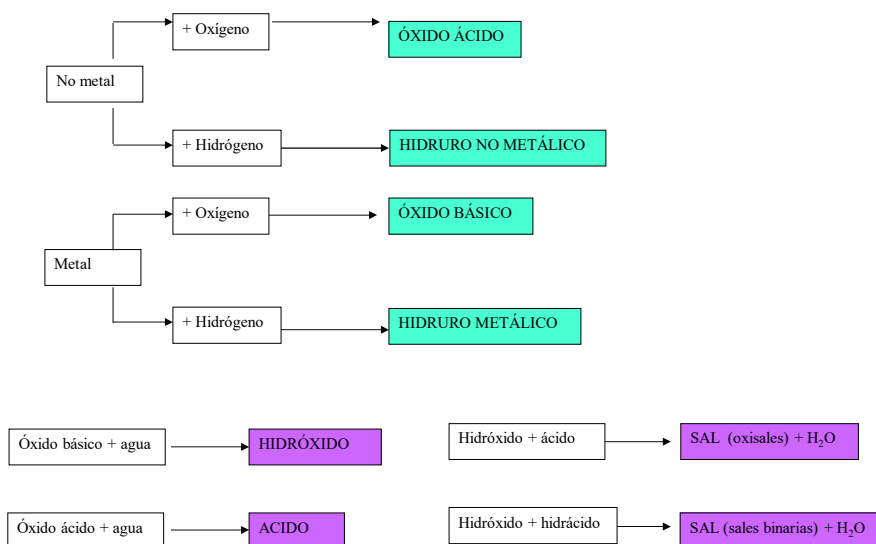
$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

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

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

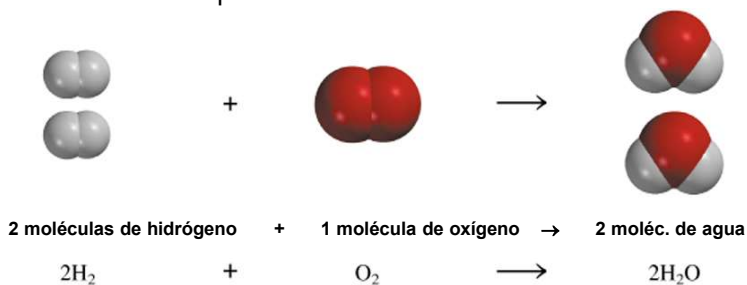
$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

Formación de Compuestos

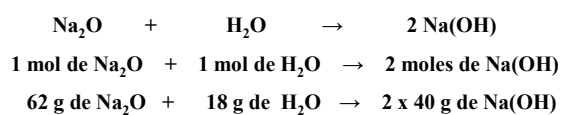


Un proceso en el que una o más sustancias se transforman en una o más nuevas sustancias se llama **reacción química**

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



REACTIVOS \Rightarrow **PRODUCTOS**



Balanced chemical equations

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.



Balanced chemical equations

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 1 carbono en
lado izquierdo el lado derecho

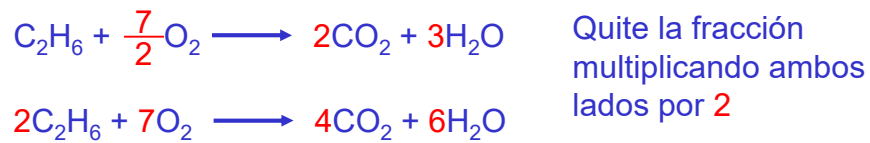
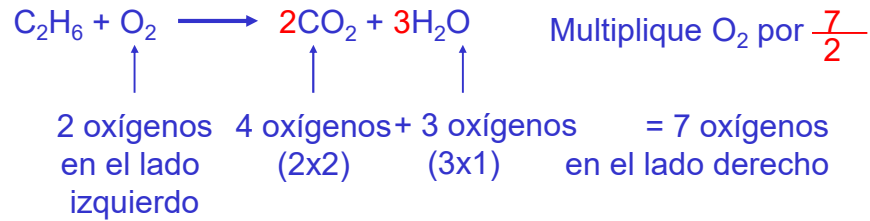


6 hidrógenos en el lado izquierdo 2 hidrógenos en el lado derecho multiplique H_2O por 3



Balanceo de ecuaciones químicas

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



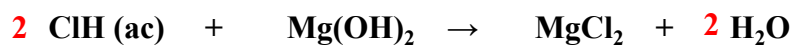
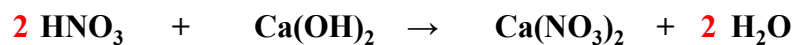
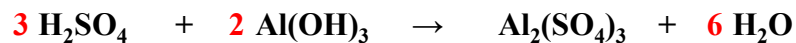
Balanceo de ecuaciones químicas

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



Reactivos	Productos
4 C	4 C
12 H	12 H
14 O	14 O

Balanceo de ecuaciones químicas



El Metanol combustiona con el oxígeno según la siguiente ecuación:

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



Moles	2 mol	3 mol	2 mol	4 mol
-------	-------	-------	-------	-------

Gramos	64 g	96 g	88 g	72 g
--------	------	------	------	------

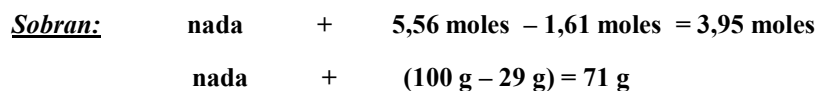
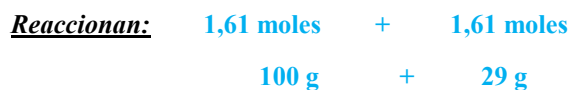
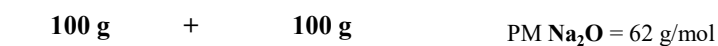
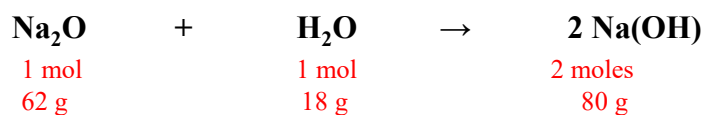
	209 g			X
--	-------	--	--	---

64 g CH₃OH ——— 72 g H₂O

209 g CH₃OH ——— X = 235 g H₂O

Reactivo Limitante y en Exceso

Si reaccionan 100 g de óxido de sodio y 100 g de agua, ¿Quién está en exceso?

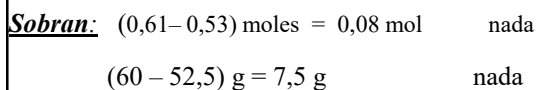
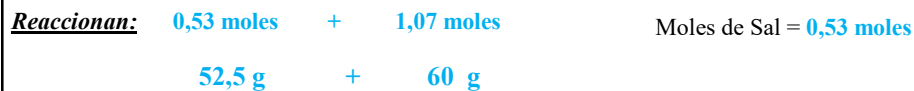
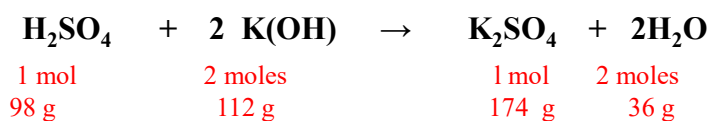


Se puede decir: Reactivo Limitante Reactivo en Exceso

Reactivo Limitante y en Exceso

Si reaccionan 60g de ácido y 60g de hidróxido, ¿Quién está en exceso?

¿Cuanta sal se produce?



Se puede decir: Reactivo en Exceso Reactivo Limitante

Rendimiento de una reacción

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

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

Rendimiento porcentual de la reacción

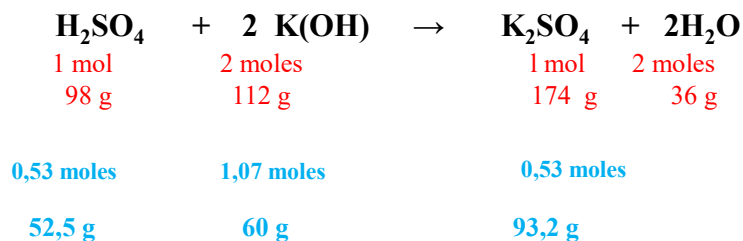
$$[X\%] = \frac{\text{Resultado real}}{\text{Resultado Teórico, estequiométrico}} \times 100$$

(Producto Teórico) ----- 100 %

(Real) ----- $X = \frac{(\text{Real}) \times 100\%}{(\text{Teórico})}$

Rendimiento de una reacción

¿Cuál es el rendimiento de la reacción analizada anteriormente si se obtienen 80 g de la sal sulfato de potasio?



93,2 g de K_2SO_4 (Teórico) ----- 100 %

80 g de K_2SO_4 (Real) ----- $X = \frac{80 \text{ g} \times 100\%}{93,2 \text{ g}} = 85,8 \%$

Pureza

La mayoría de los reactivos no son químicamente puros, ya sea que se los obtenga a nivel industrial o en laboratorios, debido a que muchas veces es difícil separar las impurezas. La pureza de un reactivo puede definirse:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{g Sustancia Pura}}{\text{g Sustancia Impura}} \times 100 \%$$

También:

$$\text{g Sustancia Pura} = \frac{(\% \text{ Pureza}) \times (\text{g Sustancia Impura})}{100\%}$$

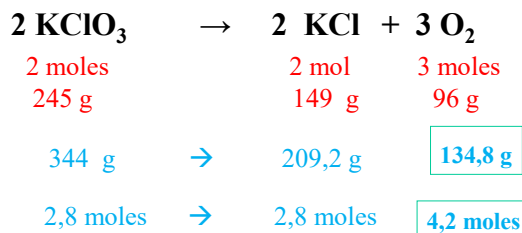
100 % ----- g Sustancia Impura

$$\% \text{ Pureza} \text{ ----- } \text{g Sustancia Pura} = \frac{(\% \text{ Pureza}) \times (\text{g Sustancia Impura})}{100\%}$$

El clorato de potasio se descompone para dar cloruro de potasio y oxígeno.
¿Cuántos moles de oxígeno se obtienen si se tienen 400 g de la muestra de clorato de potasio con una pureza de 86%?

100 % ----- 400 g Muestra de Clorato de potasio

$$86\% \text{ ----- } \text{Sustancia Pura} = \frac{86\% \times 400\text{g}}{100\%} = 344 \text{ g}$$

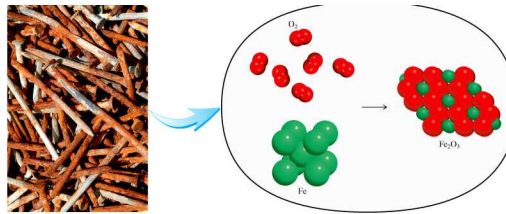


Una **ley** es un enunciado conciso de una relación entre fenómenos que es siempre válido bajo las mismas condiciones.

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

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

Teoría atómica



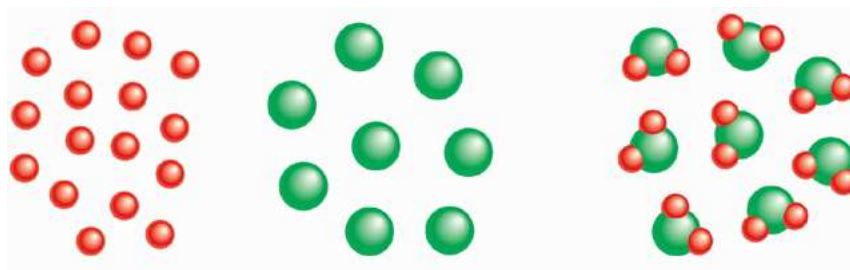
TEORÍA ATÓMICA

Postulados de Dalton (1808)



1. Los **elementos** están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los **átomos** de un elemento son semejantes en tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son distintos de los átomos de otros elementos.
3. Los **compuestos** están formados por varios átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, el número de átomos presentes es siempre un entero o una relación simple.
4. Una **reacción química** implica la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca la creación o destrucción de los mismos.

Teoría Atómica de Dalton



Átomo del
elemento X

Átomo del
elemento Y

Compuesto del
elemento X e Y

Proust (1754-1826)

Ley de las proporciones definidas: Muestras diferentes del mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción en masa.

La teoría atómica de Dalton

Oxígeno en CO y CO₂

monóxido de
carbono



$$\frac{O}{C} = \frac{1}{1} = \frac{1}{1}$$

dióxido de
carbono



$$\frac{O}{C} = \frac{2}{1} = \frac{2}{1}$$

Ley de las proporciones múltiples: Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños.

La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la **Ley de la conservación de la masa:** La materia no se crea ni se destruye.