



UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES

Facultad de Ciencias, Exactas, Químicas
y Naturales

Módulo: Química INGRESO 2023 GUÍA DE PROBLEMAS

**ARTICULACIÓN NIVEL MEDIO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES**

DEPARTAMENTO DE FISICOQUÍMICA: “Proyecto Principal Departamental”

Integrantes proyecto:

Dra. Kruyeniski, Julia

Dr. Kramer, Gustavo Raúl

Dr. Kociubczyk, Alex Iván

Morinisi, Rodrigo (alumno avanzado carrera ingeniería química)

Dra. Ramos, Silvina Gabriela

Dra. Román, Alejandra Silvina

Bienvenido

En este curso se abordarán los temas de química general que le serán de utilidad para adquirir con mayor facilidad aquellos conocimientos necesarios para afrontar con éxito las materias iniciales de la carrera escogida.

Se considera prerrequisito indispensable para el cursado en forma amena la revisión de contenidos concretos incluidos en los programas de nivel medio.

La presente construye una guía de ejercitación que incluye algunos conceptos necesarios para la resolución de problemas. Se sugiere sea abordada previamente a su participación en las clases. En las mismas, los docentes del área y los estudiantes tratarán las situaciones problemáticas, brindándole el marco teórico necesario. Como herramienta adicional, se presentan una serie de problemas resueltos sobre los temas principales, acompañados de un sintético desarrollo teórico, los cuales son presentados a modo de orientación.

En cuanto a la bibliografía recomendada a consultar para el seguimiento del módulo, cabe aclarar que el material que haya sido empleada en la enseñanza media le será de gran utilidad.

Química

Denominamos “QUÍMICA” al módulo integrado por conceptos básicos pero imprescindibles para acceder al aprendizaje de la **FISICOQUÍMICA**, que es una ciencia cuyo objetivo es el estudio de los procesos químicos desde un punto de vista físico. Los recursos necesarios para su abordaje incluyen temas de la química general básica.

Objetivo general

Brindar al estudiante una idea global sobre química general como recurso elemental para la ciencia fisicoquímica; su lenguaje, su simbología y objetivos.

Objetivos específicos

Por parte de los estudiantes.

- Adquirir un hábil manejo de la tabla periódica, y comprender los conceptos vinculados a la información contenida en ella.
- Comprender, relacionar, y aplicar formulación química, nomenclatura, valencias de los elementos y estequiometría.
- Desarrollar habilidades suficientes para interpretar y resolver problemas relacionados a la estequiometría de las reacciones químicas.
- Resolver las situaciones problemáticas planteadas, con el auxilio de los conceptos fundamentales.

Bibliografía recomendada

- ✓ QUÍMICA GENERAL INORGÁNICA. Autor: M. Fernández. Editorial: Serventi
- ✓ TEMAS DE QUÍMICA GENERAL. Autor: M. Angelini y otros. Editorial: Eudeba.
- ✓ QUÍMICA: *Estructura, comportamiento y transformaciones de la materia*. Autor: M. Alegría y otros. Editorial: Santillana.
- ✓ QUÍMICA. Autor: R. Chang. Editorial: Mc. Graw Hill.

CONTENIDOS MÍNIMOS QUÍMICA

Fundamentos básicos de química. Metodología de formulación y nomenclatura química inorgánica. Nomenclatura: enfoques clásico y moderno. SALES: formulación, nomenclatura y clasificación. Balances estequiométricos; métodos de determinación de coeficientes estequiométricos: prueba/error y algebraico. Cálculos estequiométricos: relaciones de masas, números de moles y volúmenes.

GUÍA DE PROBLEMAS

Temas Introductorios

PROBLEMA 1 (RESUELTO): El átomo normal (neutro) de un cierto elemento, cuenta con $15e^-$

- Indicar su número atómico.
- Ubicarlo en la tabla periódica y obtener de ésta su símbolo, número de protones y cantidad de neutrones más probable.
- Tomar de la misma fuente su masa atómica relativa y calcular su masa atómica absoluta [en gramos]
- Indicar el número de electrones que posee en cada nivel ocupado y su configuración electrónica simplificada.
- Determinar de la tabla, a qué grupo y período pertenece; indicando si se trata de un metal, un no metal o un gas noble.

Todo átomo cuenta con un núcleo, donde se sitúan los protones y los neutrones. Los electrones se ubican en la periferia del átomo, en niveles energéticos definidos. Estos niveles se escalonan, no resultando los valores intermedios posibilidades de presencia de electrones. Por ello estas partículas pueden tomar o ceder solo cantidades discretas de energía denominadas cuantos y corresponden a las diferencias energéticas entre niveles.

Todos los átomos de un mismo elemento cuentan con igual número de protones en su núcleo, a este número se denomina número atómico (Z) y es entonces característico del elemento. En un átomo normal (neutro) el número de electrones coincide con el de protones (la carga de un electrón [-] coincide en valor absoluto con la del protón [+]). El número de neutrones puede diferir con el de protones (frecuentemente es mayor). La suma de protones más neutrones en un átomo se denomina número másico (A).

Cada electrón se caracteriza en un átomo a través de cuatro números ("cuánticos"), no pudiendo haber dos con todos ellos iguales ("principio de exclusión").

*Los números cuánticos son: **n**: principal (define el nivel), **l**: azimutal (define el subnivel), **m**: magnético y **m_s**: spin. Los niveles se denominan con los números 1, 2, 3, 4, y los subniveles con las letras s, p, d, f,(poseen además una denominación numérica).*

La configuración electrónica "simplificada" consiste en dar el detalle de electrones que posee el átomo de un elemento consignando nivel, subnivel y número de electrones como supraíndice de este último (respetando el orden en que se van completando subniveles).

Ejemplificando: el átomo de Cl tiene $Z = 17 \Rightarrow 17 e^-$, resultando su configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. La mejor manera de determinar el orden de llenado por subniveles, lo constituye la tabla periódica: las dos primeras columnas (grupos) representan las zonas de llenado de los sucesivos subniveles s, indicando el nivel la fila o período a que corresponde. Las seis últimas columnas (grupos) corresponden al llenado de los subniveles p, el nivel se obtiene del período al igual que para los s. Las 10 columnas al medio de la tabla corresponden al llenado de los subniveles d comenzando por el 3d y las series de 14 que habitualmente se adicionan al pie de la tabla, corresponden al llenado de los orbitales f, comenzando por el 4f.

La Tabla Periódica consiste en un ordenamiento natural de los elementos según números atómicos crecientes. Como las propiedades de los elementos son función periódica de tales números, se van agrupando a la vez en grupos de elementos análogos (en general

dados por las columnas). Estas analogías surgen precisamente de las similitudes de las configuraciones electrónicas de los últimos niveles.

- a) El número de protones coincidirá con el de electrones $\Rightarrow Z = 15$
- b) El elemento es el fósforo, símbolo **P**. Posee **15 protones** y el número más probable de **neutrones es 16** (dada que el número másico es $A=31$).
- c) La masa atómica relativa (de tabla periódica) es 30,97 (valor comparado con la 1/12 de la masa del ^{12}C). La unidad de masa atómica relativa se relaciona con el gramo con el número de Avogadro; $1 \text{ g} \equiv 6,023 \times 10^{23}$ unidades de masa at. \Rightarrow masa atómica absoluta del P es: $m = 30,97 \div 6,023 \cdot 10^{23} = 5,142 \times 10^{-23} \text{g}$
- d) Nivel 1: $2 e^-$; Nivel 2: $8 e^-$ y Nivel 3: $5 e^-$.
Configuración electrónica: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$**
- e) Es un **no metal** perteneciente al **período 3** y el **grupo V** (del nitrógeno)

PROBLEMA 2: Para los siguientes elementos: oxígeno, cloro, silicio, potasio, bario, cobalto, argón y mercurio; con el auxilio de la tabla periódica, precise:

	Número atómico	Grupo y período a que pertenece	Es metal, no metal o gas inerte
Oxígeno			
Cloro			
Silicio			
Potasio			
Bario			
Cobalto			
Argón			
Mercurio			

PROBLEMA 3: Indique el número atómico y número másico para cada uno de los siguientes átomos:

- a) átomo de plomo que cuenta en su núcleo con 125 neutrones
- b) átomo de calcio que posee igual cantidad de neutrones que electrones
- c) átomo neutro que posee 56 electrones y el número de neutrones excede en 25 al número de protones de su núcleo.

PROBLEMA 4: Indique de cuál se trata (consignando símbolo y número atómico):

- a) elemento del 4º período que cuenta con un electrón en su último nivel
- b) elemento perteneciente al grupo del N, que posee electrones en sus primeros cuatro niveles
- c) elemento del grupo de los halógenos, que posee igual número de niveles ocupados por electrones, que el antimonio
- d) elemento que posee 3 electrones en el subnivel 4p

PROBLEMA 5: En la tabla periódica se ordenan a los elementos estrictamente según:

a) números atómicos crecientes

b) masas atómicas crecientes

Analice cual o cuales de las aseveraciones es o son correctas. En caso de que alguna fuera falsa, busque de la tabla dos ejemplos que lo demuestren (elementos consecutivos)

PROBLEMA 6: Calcule las masas moleculares de las siguientes sustancias:

a) H_2O b) HNO_3 c) $\text{Na}(\text{OH})$ d) $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$ e) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$

PROBLEMA 7 (RESUELTO): Dados 0,008 mol de NH_3 calcular qué cantidad representa: a) en gramos; b) en moles de N y H; c) en gramos de N y H; d) en moléculas de NH_3 ; e) en átomos de N y H.

*El mol, cuyo símbolo es mol, es la unidad de cantidad de sustancia del SI (Sistema Internacional de Unidades) que se define como **la cantidad de sustancia de un sistema que contiene $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales** (como ser átomos, moléculas, iones, electrones, cualquier otra partícula o un grupo especificado de tales partículas)*

A este número ($6,02214076 \cdot 10^{23}$) se lo llama número de Avogadro en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856), y se lo simboliza como N_A .

El mol también tiene equivalencia con la masa, a través de la masa molar de la sustancia considerada, que tendrá la unidad g/mol (para el caso de expresar la masa en gramos).

El número de Avogadro también representa la relación entre unidad de masa atómica y gramos, tomando en este caso la unidad uma/g. Esta similitud de relación de dimensiones: $6,022 \cdot 10^{23}$ uma/g y $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas o átomos/mol; hace que la cifra representativa de la masa de un mol [g] coincida con la cifra que en uma representa la masa (por ejemplo) de la molécula. Por caso: masa de 1 molécula de agua = 18 uma y masa de un mol de agua = 18 g (representando esta última cantidad $6,022 \cdot 10^{23}$ veces la primera).

a) Masa molecular NH_3 : $M_{\text{AN}} + 3 M_{\text{AH}} = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ _ Mmol} = 17 \text{ g}$

masa = $N^\circ \text{ moles} \times \text{masa molar} = 0,008 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = \mathbf{0,136 \text{ g}}$

b) A partir de la fórmula del compuesto: c/mol de NH_3 contiene 1 mol de átomos de N y 3 moles de átomos de H \rightarrow **moles N** = moles $\text{NH}_3 = \mathbf{0,008 \text{ mol}}$ y

moles H = $3 \times \text{moles } \text{NH}_3 = 3 \times 0,008 = \mathbf{0,024 \text{ mol}}$

c) **masamol N** = 14 g **masamol H** = 1 g

masa N = $N^\circ \text{ moles} \times \text{masa molar} = 0,008 \text{ mol} \times 14 \text{ g/mol} = \mathbf{0,112 \text{ g}}$

masa H = $0,024 \text{ mol} \times 1 \text{ g/mol} = \mathbf{0,024 \text{ g}}$

d) **moléculas NH_3** = $N^\circ \text{ moles} \times \text{Avogadro} = 0,008 \text{ moles} \times 6,022 \cdot 10^{23} = \mathbf{4,818 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}$.

e) de la fórmula: **átomos N** = moléculas $\text{NH}_3 = \mathbf{4,818 \cdot 10^{21} \text{ átomos}}$

Átomos H = $3 \times \text{moléculas } \text{NH}_3 = \mathbf{1,4455 \cdot 10^{22} \text{ átomos}}$

PROBLEMA 8: Calcular la masa (en gramos) que corresponde a cada caso.

a.- 1,2 mol de H_2O

b.- 0,04 mol de CO_2

c.- 20 moles de O_3

d.- $1,2 \times 10^{-4}$ moles de $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$

e.- Un número igual al de dos veces el de Avogadro de moléculas de H_2SO_4

PROBLEMA 9:

Determinar el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos (o iones):

- a) P_2O_3
- b) CO_2
- c) C_2H_2
- d) HNO_3
- e) H_2SO_3

- f) Cl_2
- g) Br_2O_7
- h) Ca
- i) Li_2SO_4
- j) H^+

Solución punto a)

El número de oxidación de un átomo, también llamado estado de oxidación, es un número empírico que simboliza las cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un ion o compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente (o también si todos sus enlaces fueran iónicos).

a) P_2O_3

Aplicando una de las reglas básicas que dice que “la suma de los números de oxidación de los átomos que componen una molécula neutra es cero” (y en el caso de ser un ión, la suma es igual a la carga del ión), podemos escribir:

$$\text{Nro. Ox. (Fósforo)} + \text{Nro. Ox. (Oxígeno)} = 0$$
$$2 X + 3 Y = 0$$

Dónde: X = número de oxidación del fósforo;

Y = número de oxidación del oxígeno;

2 es la atomicidad del fósforo en la molécula y 3 es la atomicidad del oxígeno en la molécula;

y Nro. Ox. es la abreviatura de número de oxidación.

Resulta una ecuación con dos incógnitas. Para su resolución es necesario conocer el valor de una de ellas. Existen elementos que tienen números de oxidación definidos y fijos cuando se combinan con ciertos elementos cumpliendo las siguientes reglas:

- ✓ El número de oxidación de un elemento en su estado libre es cero.
- ✓ Para los iones monoatómicos el número de oxidación es igual a la carga del ión.
- ✓ El número de oxidación del oxígeno es -2 (excepto en los peróxidos, donde es -1 y en el ión superóxido O_2^- es $-1/2$).
- ✓ El número de oxidación del hidrógeno es +1 (excepto en los hidruros metálicos, donde es -1).
- ✓ El flúor tiene número de oxidación -1 en *todos* sus compuestos. El número de oxidación de los halógenos, en los halogenuros, es -1. Cuando están combinados con oxígeno (anhídridos) y oxianiones tienen valores positivos (exceptuado el flúor).
- ✓ El número de oxidación de los metales alcalinos es +1.
- ✓ El número de oxidación de los metales alcalinos térreos es +2.
- ✓ El número de oxidación del azufre, en los sulfuros, es -2.

Sabiendo entonces que en este caso el número de oxidación del oxígeno es -2, se deduce que **Y = -2**

Entonces, aplicándolo a la ecuación anterior:

$$2 \cdot X + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow X = 6/2 \Rightarrow X = \boxed{+3}$$

Es decir que el número de oxidación del P en el anhídrido fosforoso es +3

Tema principal

PROBLEMA 1: Consigne el **tipo de sustancia** que obtendría de la reacción entre:

- a.- Metal + Oxígeno → _____
- b.- Sodio + Oxígeno → _____
- c.- No metal + Oxígeno → _____
- d.- Carbono + Oxígeno → _____
- e.- Metal + Hidrógeno → _____
- f.- No metal + Hidrógeno → _____
- g.- Óxido ácido + agua → _____
- h.- Sodio + Hidrógeno → _____
- i.- Trióxido de dinitrógeno + agua → _____
- j.- Óxido básico + agua → _____
- k.- Óxido de sodio + agua → _____
- l.- Anhídrido + agua → _____
- m.- Pentóxido de dinitrógeno + agua → _____
- n.- Hidrácido + hidróxido → _____
- o.- Cloruro de Hidrógeno + Hidróxido Ferroso → _____
- p.- Oxácido + Base → _____
- q.- Ácido clórico + Hidróxido férrico → _____

PROBLEMA 2: Dados los elementos: Boro, Magnesio, Hierro, Carbono, Cobre, Plomo, Azufre, Cloro y Fósforo:

- a.- Indicar sus símbolos y sus valencias. Clasificarlos en metales y no metales.
- b.- Desarrollar las fórmulas de todos los óxidos posibles para tales elementos y escribir los correspondientes nombres.

PROBLEMA 3: Escribir las fórmulas de los siguientes óxidos:

- a.- Óxido ferroso
- b.- Monóxido de hierro.
- c.- Trióxido de dinitrógeno.
- d.- Óxido plúmbico.
- e.- Anhídrido perclórico.
- f.- Pentóxido de diyodo.
- g.- Óxido cobáltico.
- h.- Óxido mercuríco.
- i.- Anhídrido sulfuroso.
- j.- Anhídrido nítrico.

PROBLEMA 4: Expresar simbólicamente:

- a.- Óxido de paladio (II)
- b.- Óxido de uranio (VI)
- c.- Óxido de azufre (VI)
- d.- Óxido de mercurio (I)
- e.- Óxido de nitrógeno (III)
- f.- Óxido de carbono (IV)

PROBLEMA 5 (RESUELTO):

I) Consigne las fórmulas de los siguientes compuestos, desarrollando reacciones de formación a partir de sustancias más sencillas:

- a) Anhídrido nítrico
- b) Óxido férrico

- c) Hidróxido de aluminio
- d) Ácido sulfúrico
- e) Ácido sulfhídrico

- f) Carbonato de calcio
- g) Nitrato níquelico
- h) Cloruro plúmbico

II) Exprese los nombres de los siguientes compuestos:

- a) Cl_2O_5 b) Cu_2O c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ d) HClO_4
- e) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ f) CaBr_2 g) Na_2HPO_4 h) NaH_2PO_4

Respuestas:

- I)**
- a) N_2O_5 (también: pentóxido de dinitrógeno)
 $2 \text{N}_2 + 5 \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O}_5$
 - b) Fe_2O_3 [también: óxido de hierro (III)]
 $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - c) $\text{Al}(\text{OH})_3$ (también: trihidróxido de aluminio)
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3$
 - d) H_2SO_4 (también: tetraoxo sulfato de dihidrógeno)
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - e) H_2S (también: sulfuro de hidrógeno)
 $\text{S} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$
 - f) CaCO_3
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{CaCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ó $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3$
 - g) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_3$ [también: nitrato de níquel (III)]
 $\text{Ni}(\text{OH})_3 + 3 \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 - h) PbCl_4 [también: cloruro de plomo (IV)]
 $\text{Pb}(\text{OH})_4 + 4 \text{HCl} \leftrightarrow \text{PbCl}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 ó $\text{Pb} + 4 \text{HCl} \leftrightarrow \text{PbCl}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

- II)**
- a) Pentóxido de dicloro ó anhídrido clórico u óxido de cloro (V)
 - b) Monóxido de dicobre u óxido de cobre (I)
 - c) Hidróxido férrico ó hidróxido de hierro (III)
 - d) Ácido perclórico ó tetraoxoclorato de hidrógeno
 - e) Nitrato de aluminio
 - f) Bromuro de calcio
 - g) Hidrógeno fosfato de sodio ó ortofosfato ácido de sodio
 - h) Dihidrógeno fosfato de sodio u ortofosfato diácido de sodio

(Nota: pueden haber otras formas de nombrar a estos compuestos, que no se consignan)

PROBLEMA 6: Dar el nombre de los siguientes compuestos binarios:

- a.- HCl h.- SO_3
- b.- NiO i.- P_2O_3
- c.- N_2O_3 j.- CaCl_2
- d.- Cl_2O_5 k.- Sb_2O_3
- e.- CO_2 l.- H_2S
- f.- LiH
- g.- Li_2O

PROBLEMA 7: Formular los hidróxidos de los siguientes elementos:

- a) K b) Ca c) Al d) Cu e) Ni f) Pb

PROBLEMA 8: Completar las siguientes expresiones.

- a.- $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- b.- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- c.- $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- d.- $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

e.-..... +→ HNO₃

PROBLEMA 9: Teniendo en cuenta la reacción: ácido + hidróxido → sal + agua, completar las siguientes ecuaciones, escribiendo el nombre del compuesto faltante:

- a.- Ácido Clorhídrico + →cloruro de sodio + agua
- b.- Ácido bromhídrico + hidróxido férrico →..... + agua
- c.- Ácido sulfúrico + hidróxido de calcio →..... + agua
- d.- Ácido hipocloroso + hidróxido de calcio→ + agua
- e.- + hidróxido férrico → sulfito férrico + agua
- f.- + hidróxido de potasio →perclorato de potasio + agua
- g.- Ácido sulfuroso + →sulfito cúprico + agua

PROBLEMA 10: Indicar de qué ácidos provienen las siguientes sales:

- a.- Cloruro de sodio
- b.- Sulfato de potasio
- c.- Nitrito de bario
- e.- Hipoclorito de sodio

PROBLEMA 11: Dados los siguientes compuestos, escribir las fórmulas correspondientes y sus sinónimos.

- a.- Amoníaco
- b.- Anhídrido clórico
- c.- Anhídrido nítrico
- d.- Trióxido de azufre
- e.- Hidróxido cúprico
- f.- Óxido de Cobre
- g.- Pentóxido de difósforo
- h.- Fosfatina: PH₃ (trihidruro de fósforo)

PROBLEMA 12: Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

- | | |
|--|--------------------------------------|
| a.- HClO | h.- Sn(OH) ₂ |
| b.- HClO ₂ | i.- Sn(OH) ₄ |
| c.- HClO ₃ | j.- Na ₂ SO ₄ |
| d.- HClO ₄ | k.- NaHSO ₄ |
| e.- HPO ₂ | l.- NaKSO ₄ |
| f.- H ₃ PO ₃ | m.- Na ₂ HPO ₄ |
| g.- H ₄ P ₂ O ₅ | n.- NaH ₂ PO ₄ |

PROBLEMA 13: Dados los siguientes compuestos por sus fórmulas, expresar sus nombres:

- | | |
|---|---------------------------------------|
| a.- Co ₂ O ₃ | j.- BiCl ₃ |
| b.- Cu ₂ O | k.- NiS |
| c.- ZnO | l.- MnS |
| d.- PbO ₂ | m.- Ag ₂ S |
| e.- MoO ₃ | n.- CuNO ₃ |
| f.- Al ₂ (SO ₄) ₃ | o.- KNO ₂ |
| g.- FeBr ₃ | p.- NaIO ₃ |
| h.- BaCl ₂ | q.- Sn(SO ₄) ₂ |
| i.- TiCl ₄ | |

PROBLEMA 14: Dar directamente los nombres de las siguientes sales:

- a.- KClO₃ b.- PbSO₄ c.- Pb(SO₃)₂ d.- NH₄NO₂ e.- Ca₃(PO₄)₂

PROBLEMA 15: Nombrar los siguientes compuestos:

- a.- NH_4NO_3
- b.- $\text{Mg}(\text{ClO})_2$
- c.- FeSO_4
- d.- $\text{Ba}(\text{PO}_3)_2$
- e.- HClO_3

PROBLEMA 16: (RESUELTO) Plantear las reacciones de formación de los diferentes ácidos del P (V) que se obtienen con sus distintos posibles grados de hidratación, a partir del anhídrido fosfórico; indicando el nombre.

- a) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{HPO}_3$ (ácido metafosfórico)
- b) $\text{P}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (ácido pirofosfórico)
- c) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$ (ácido ortofosfórico)

PROBLEMA 17: Nombrar los siguientes compuestos:

- a.- H_3PO_3
- b.- H_2SiO_3
- c.- HPO_2
- d.- $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$
- e.- H_3BO_3
- f.- H_4SiO_4

PROBLEMA 18: De las sales cuyas fórmulas se consignan a continuación:

- I. Descomponerlas en los ácidos e hidróxidos de los cuales provienen (hidrólisis)
- II. Dar el nombre de esos ácidos e hidróxidos.
- III. A partir de los nombres obtenidos en el punto II, deducir el nombre de la sal.

Sal	Hidróxido	Ácido	Nombre
KNO_3			
CaBr_2			
FeCl_3			
K_2CO_3			
SnCl_4			
PbSO_4			
PbS_2			
NH_4Cl			
NaHSO_3			

PROBLEMA 19: Plantear las fórmulas y dar los nombres para todas las sales teóricamente posibles de obtener a partir de los siguientes ácidos y bases:

- a.- HCl
- Ácido cloroso $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- Ácido perclórico $\text{Sn}(\text{OH})_4$

b.- Ácido sulfúrico



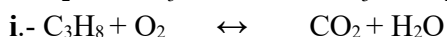
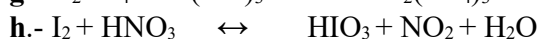
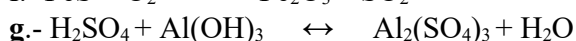
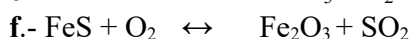
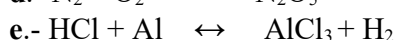
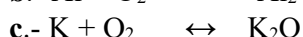
Ácido sulfhídrico

Hidróxido ferroso

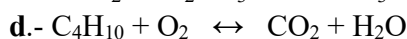
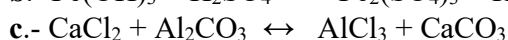
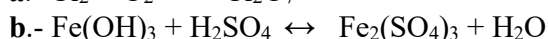
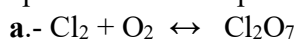
Hidróxido férrico

Ácido	Base	Fórmula Sal	Nombre sal
HCl	Sn(OH)_2		
HCl	Sn(OH)_4		
Ácido cloroso	Sn(OH)_2		
Ácido cloroso	Sn(OH)_4		
Ácido perclórico	Sn(OH)_2		
Ácido perclórico	Sn(OH)_4		
Ácido sulfúrico	Hidróxido ferroso		
Ácido sulfúrico	Hidróxido férrico		
H_2SO_3	Hidróxido ferroso		
H_2SO_4	Hidróxido férrico		
Ácido sulfhídrico	Hidróxido ferroso		
Ácido sulfhídrico	Hidróxido férrico		

PROBLEMA 20: Balancear las siguientes reacciones químicas:



PROBLEMA 21: (RESUELTO) Balancear las siguientes expresiones a las que pueden aplicarse métodos particulares para lograrlo.

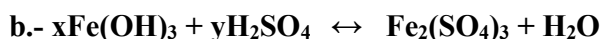
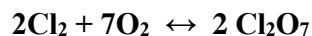


En cualquier caso (incluyendo los métodos generales), el criterio básico a aplicar es el cuidado de la Ley de Lavoisier referida a los elementos (número de átomos de cada uno de ellos igual en “reactivos y productos”).



Caso de compuestos binarios obtenidos a partir de las respectivas sustancias simples:

“La relación estequiométrica básica para los reactivos, se obtiene de los subíndices de los elementos en el producto” En el caso: $x = 2$; $y = 7$, luego se define el coeficiente del producto directamente desde tales valores:



Se trata de la reacción de neutralización (“formación de sales”). Debe atenderse que en la neutralización, el número de OH⁻ que interviene, se iguala con el número de H⁺ en la formación de agua (tantas de OH⁻ o H⁺ que participan).

→ 3x = 2y → el menor par de números naturales que satisface, es: x = 2 ; y = 3

2Fe(OH)₃ + 3H₂SO₄ ↔ Fe₂(SO₄)₃ + 6H₂O (es claro que 6OH⁻ + 6H⁺ → 6H₂O)

c.- $x\text{CaCl}_2 + y\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \leftrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{CaCO}_3$

Conocida como “reacción de intercambio (de cationes)”, en la que los átomos metálicos (cationes) de una sal se intercambian con los de la otra.

En este caso, considerar que los enlaces que aportan ambos metales en ambas sales deben estar igualados: (valencia Ca=2 ; valencia Al=3) → $2.x = 2.3.y \rightarrow x = 3y \rightarrow x=3 ; y=1$
 $3\text{CaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \leftrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{CaCO}_3$ (números de átomos de metales en reactivos, definen número de moléculas de los productos directamente)

d.- $\text{C}_4\text{H}_{10} + z\text{O}_2 \leftrightarrow x\text{CO}_2 + y\text{H}_2\text{O}$

Representa una reacción de combinación con oxígeno (oxidación), de todos los elementos de una sustancia dada. En el caso particular: combustión.

Ver que de cada átomo de C, se obtiene un CO₂; y de cada dos de H, una de H₂O. → x = 4 ; y = 10/2 = 5 ; luego z se obtiene del total de oxígeno en producto. z = 5 + 2.4 = 13/2 → z = 13/2 → C₄H₁₀ + 13/2O₂ ↔ 4CO₂ + 5H₂O ó 2C₄H₁₀ + 13O₂ ↔ 8CO₂ + 10H₂O

PROBLEMA 22: Determine los coeficientes estequiométricos para las siguientes reacciones:

a.- $\text{C}_{10}\text{H}_{20} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

b.- Ácido pirofosfórico+ hidróxido de aluminio ↔ pirofosfato biácido de aluminio+ agua

PROBLEMA 23 (RESUELTO):

I) Balancear la expresión siguiente por el método algebraico:

$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Al}$

II) Calcular en qué relación de moles se producen H₂CO₃ y Al.

III) Si reaccionan 153 g de Al₂O₃, calcular cuántos moles de H₂CO₃ se obtendrán.

IV) Para la misma cantidad de óxido, ¿cuántos gramos de Al se producirán?

V) Determinar que volumen de CO (gaseoso en CETP) ha intervenido en la reacción, para la cantidad indicada de Al₂O₃.

Como ampliación de la Ley de conservación de la masa (Lavoisier), puede decirse que: los átomos no se crean ni se destruyen durante ninguna reacción química. Por ello, una ecuación química debe tener iguales cantidades de átomos de cada elemento a izquierda (habitualmente reactivos) y a derecha (habitualmente productos) Ello hace que, a través del número de átomos igualado para cada elemento entre reactivos y productos, se tenga una ecuación a cumplir.

Los números que se anteponen a cada fórmula de sustancia se denominan coeficientes estequiométricos; y el número de átomos de cada elemento que tal sustancia aporta, se obtiene multiplicando su coeficiente por el subíndice propio del elemento (indica número de átomos de éste por unidad de fórmula)

“Balancear una ecuación” consiste entonces en encontrar los valores de los coeficientes que satisfacen todas las ecuaciones planteadas de la forma indicada.

Manteniendo las proporciones que los coeficientes estequiométricos establecen, se tienen las relaciones entre moles para reactivos y productos (equivale a multiplicar todos los

coeficientes por el número de Avogadro). Ej.: si 2 moléculas de H_2 se combinan con una de O_2 , para dar 2 moléculas de agua: 2 moles de H_2 se combinarán con uno de O_2 , para dar 2 moles de agua.

Si se multiplican los moles por sus masas molares en cada caso, se obtendrán naturalmente las relaciones en masas, también para reactivos y productos. Además, pueden obtenerse relaciones en volumen, cuando se trata de gases, en los que para comportamiento ideal (gases suficientemente expandidos), el volumen por cada mol es de 22,414 l en CETP (Condiciones Estándar de Presión y Temperatura, esto significa: $T = 273K (=0^\circ C)$ y $P = 1 atm$).

I) de la expresión: $a CO + b H_2O + c Al_2O_3 \leftrightarrow d H_2CO_3 + Al$, deben calcularse: a, b, c, d y e, para ello se plantea una ecuación por cada elemento:

C: $a = d$

O: $a + b + 3c = 3d$

H: $2b = 2d$

Al: $2c = e$

Hay una variable más que ecuaciones (es lo que habitualmente ocurre), en consecuencia, el sistema tendría infinitas soluciones que representan todas las mismas proporciones entre las especies reaccionantes. Se busca una, fijando arbitrariamente el valor de una variable. En este caso, se hará $d = 1$.

dando a **d** el valor **1** resultan: **d = 1** y de la ecuación de C **a = 1**

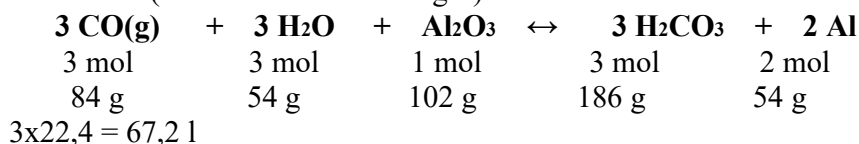
de la ecuación de H: **2b = 2d** \rightarrow **d = b = 1**

de la ecuac. de O: $a + b + 3c = 3d \rightarrow 1 + 1 + 3c = 3.1 \rightarrow 3c = 3 - 2 \rightarrow$ **c = 1/3**

de la ecuación de Al: $2c = e \rightarrow e = 2.1/3 \rightarrow$ **e = 2/3**

Es posible multiplicar todos los coeficientes por un mismo número, pues de tal manera se mantienen las proporciones. Se hará por 3, para eliminar las fracciones, resultando: **a = 3, b = 3, c = 1, d = 3 y e = 2**

A la ecuación que así queda planteada se acompaña de las proporciones en moles, masas y volúmenes (éste en caso de ser un gas):



II) De la relación al pie de la ecuación: **3 moles de H_2CO_3 por cada 2 moles de Al**

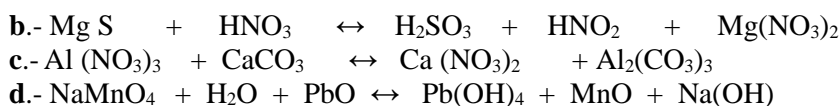
III) La relación es: moles H_2CO_3 / masa $Al_2O_3 = 3 \text{ mol} / 102 \text{ g}$
 \rightarrow **mol $H_2CO_3 = (3 \text{ mol} / 102 \text{ g}) / 153 \text{ g} = 4,5 \text{ mol}$**

IV) masa Al / masa $Al_2O_3 = 54 \text{ g} / 102 \text{ g} \rightarrow$
masa Al = (54 g / 102 g) / 153 g = 81 g

V) volumen CO / masa $Al_2O_3 = 67,2 \text{ l} / 102 \text{ g} \rightarrow$
volumen CO = (67,2 l / 102 g). 153 g = 100,8 l (litros)

PROBLEMA 24: Balancear las siguientes expresiones por el método algebraico:

a.- $Fe(NO_3)_3 + CO + H_2O \leftrightarrow Fe(NO_2)_3 + H_2CO_3$



PROBLEMA 25: Plantee las ecuaciones respectivas de las reacciones que se indican, balanceándolas por el método algebraico.

- a.- Anhídrido bórico + magnesio \leftrightarrow óxido de magnesio + boro
 b.- Óxido de aluminio + carbono + cloro \leftrightarrow cloruro de aluminio + monóxido decarbono
 c.- Óxido de aluminio + ácido sulfhídrico \leftrightarrow sulfuro de aluminio + agua
 d.- Óxido plumboso + sulfuro plumboso \leftrightarrow anhídrido sulfuroso + plomo
 e.- sulfuro arsenioso + oxígeno \leftrightarrow anhídrido sulfuroso + trióxido de diarsénico
 f.- Ortofosfato de calcio + anhídrido silícico + carbono \leftrightarrow metasilicato de calcio + monóxido de carbono + fósforo (P_2)

PROBLEMA 26. Dada la reacción:



- a) Balancear la expresión.
 b) Calcular la **relación en masas** entre el I_2O_3 y el $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ reaccionados en proporción estequiométrica.
 c) Determinar la relación en moles entre $\text{Mg}(\text{IO}_2)_2$ y H_3PO_4 obtenidos.

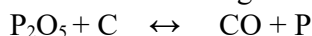
PROBLEMA 27: El hierro reacciona con ácido clorhídrico, formando cloruro férrico y desprendiendo hidrógeno. Calcular las masas de hierro y ácido clorhídrico necesarias estequiométricamente, que permitan la obtención de 8 gramos de hidrógeno. Determinar la relación de número de moles de ácido clorhídrico a número de moles de cloruro férrico ($\text{nHCl}/\text{n FeCl}_3$).

PROBLEMA 28: El dióxido de manganeso y el ácido clorhídrico reaccionan para dar cloruro manganoso, cloro y agua. Calcular las masas de dióxidos de manganeso y ácido clorhídrico necesarias estequiométricamente para obtener 1420 gramos de cloro. ¿Cuál es la relación $\text{n MnO}_2/\text{m HCl}$ (relación número de moles/masa)?

PROBLEMA 29: El ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ reaccionan en una relación de 3 moles a 2 moles. Indique en cada caso si las cantidades señaladas guardan las proporciones estequiométricas. Expresar la relación de masas entre los reactivos y utilizarla para los cálculos.

- a.- $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 + $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{Al}(\text{OH})_3$
 b.- 20 g de H_2SO_4 + 15 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$
 c.- 1,5 g de H_2SO_4 + 78,01 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$

PROBLEMA 30: En la obtención del fósforo, el anhídrido fosfórico es reducido por el carbón de acuerdo a la siguiente expresión **no balanceada**:



¿Cuántos moles de carbono serán necesarios para la obtención de 2,480 Kg. de fósforo?

PROBLEMA 31: 2260,5 gramos de óxido estáñico reaccionan exactamente con 30 moles de carbono (C) para dar 0,84 kg de monóxido de carbono más cierta cantidad de una segunda sustancia. Determine cuál es esa sustancia y la cantidad que se produce de ella. Utilizar relación masa a número de moles.

PROBLEMA 32: En la reacción de cierta cantidad de hidrógeno con nitrógeno se obtuvo 6,8 gramos de amoníaco.

- a.- ¿Cuántos moles de hidrógeno reaccionaron?
b.- ¿Qué volumen, medido en CEPT, de nitrógeno fue consumido?

PROBLEMA 33: Para la síntesis de óxido de sodio, se cuenta con 8,12 moles de sodio. Si la reacción prosigue hasta agotarse totalmente este reactivo, ¿qué cantidad de oxígeno se habrá consumido? Expresarla en:

- a.- moles b.- número de moléculas c.- gramos d.- litros medidos en CEPT

PROBLEMA 34: De una muestra de 5 gramos que contiene aluminio, se obtuvieron 17,10 gramos de sulfato de aluminio. ¿Qué porcentaje de aluminio contenía la muestra?

PROBLEMA 35: De acuerdo a la reacción:

Plomo + nitrato(V) de hidrógeno → nitrato(V) de plomo(II) + óxido de nitrógeno(IV) + agua
Se obtuvieron 29 gramos de sal de plomo a partir de una muestra de 40 gramos de un material que contiene dicho metal.

- a.- Ajustar estequiométricamente la reacción
b.- ¿Cuál es el contenido porcentual de plomo en la muestra?



UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES

Facultad de Ciencias, Exactas, Químicas y
Naturales

Módulo: Química

INGRESO 2023

GUÍA TEÓRICA

**(Material de clases años anteriores para usar
en caso de no disponer de bibliografía)**

**ARTICULACIÓN NIVEL MEDIO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES**

DEPARTAMENTO DE FISICOQUÍMICA: “Proyecto Principal Departamental”

Integrantes proyecto:

Dra. Kruyeniski, Julia

Dr. Kramer, Gustavo Raúl

Dr. Kociubczyk, Alex Iván

Morinisi, Rodrigo (alumno avanzado carrera ingeniería química)

Dra. Ramos, Silvina Gabriela

Dra. Román, Alejandra Silvina

Material de uso didáctico

Índice

Contenido

Índice.....	1
Temas introductorios.....	4
Materia.....	4
Sustancia pura.....	4
Elementos químicos.....	4
Compuestos.....	5
Átomos y Moléculas.....	5
Teoría atómica de Dalton.....	5
Partículas subatómicas fundamentales.....	6
Número atómico (Z).....	7
Número de masa o número másico (A).....	7
Isótopos.....	7
Masas Atómicas.....	8
Mol y Número de Avogadro.....	8
Masa molar de un elemento.....	9
Masa fórmula.....	9
La tabla periódica.....	10
Algunas clasificaciones dentro de la tabla periódica:.....	13
Gases nobles.....	13
Elementos representativos.....	13
Elementos de transición d.....	13
Elementos de transición interna.....	13
Diferencias entre los grupos A y B.....	14
Metales, no metales y metaloides.....	14
Comparación de propiedades entre metales y no metales:.....	15
Electronegatividad.....	15
Números cuánticos.....	16

Configuración electrónica	16
Tabla periódica interactiva (sugerencia).....	18
Tema Principal (1er bloque)	19
Metodología de formulación y nomenclatura química inorgánica.....	19
Número de oxidación.....	20
Valencia.....	20
¿Por qué agrupamos en la primera parte a los compuestos binarios?	20
Nomenclatura de compuestos Inorgánicos	20
Sustancias simples.....	21
Compuestos iónicos	21
HIDRURO METÁLICO	22
Hidruros volátiles o hidruros de no metales.....	23
Hidrácidos	23
Óxidos.....	24
Nomenclatura Stock para óxidos	25
Peróxidos.....	25
Tema Principal (2do bloque)	27
Hidróxido o base	28
Amoníaco y amonio	28
Ácidos.....	28
Oxoácidos u Oxácidos	29
Tema Principal (3er bloque)	31
Sales	32
Sales neutras	33
Sales binarias (Haloideas)	33
Sales ácidas	34
Sales oxisales básicas	34
Sales mixtas.....	35
Ejemplos de formulación y nomenclatura de sales	36
Ejemplos nomenclatura oxisales.....	37

Ejemplos nomenclatura sales básicas	38
Ejemplos nomenclatura sales mixtas	38
Tema Principal (4to bloque).....	39
Ecuaciones químicas	39
Cálculos que se realizan a partir de ecuaciones químicas	40

Temas introductorios

Materia

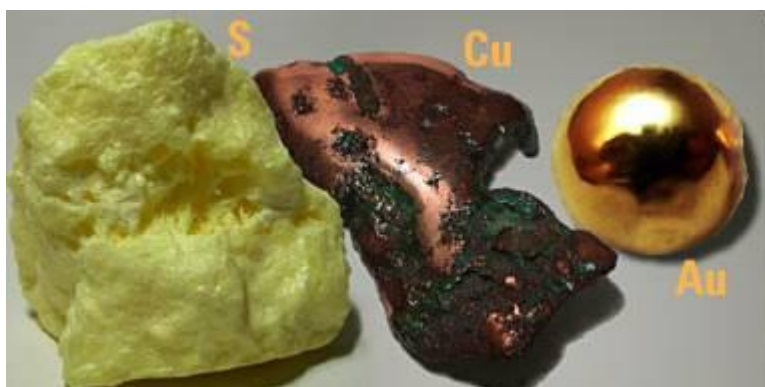
La materia es todo lo que tiene masa y ocupa espacio. Usualmente la mayor parte de las formas en que la encontramos, por ejemplo, el aire que respiramos, el agua que bebemos, una pared o un automóvil, no son químicamente puras. Sin embargo, podríamos descomponer o separar estas formas de materia en distintas sustancias puras.

Sustancia pura

Una **sustancia pura es materia que tiene unas propiedades definidas y una composición que no varía** de una muestra a otra. Por ejemplo, el agua de mar está compuesta mayoritariamente de agua y sal (cloruro de sodio), las cuales son sustancias puras.

Elementos químicos

Elemento es el componente común de una sustancia simple. Es un tipo de materia que no puede subdividirse en dos o más sustancias puras y está compuesto por la misma clase de átomos y se lo designa con el mismo nombre que la sustancia simple correspondiente.



En la actualidad existen 118 elementos conocidos, de los cuales 94 existen en la naturaleza. Muchos elementos nos resultaran familiares. Por ejemplo, el carbón es carbono casi puro, los cables eléctricos y las tuberías suelen estar hechos de cobre, el oro empleado en joyería. Otros elementos como el aluminio se usan en muchos utensilios domésticos.

En química, un elemento se identifica por su símbolo. Este consiste en una o dos letras (en todos los casos es una escrita en mayúscula y la otra, si la hay, en minúscula), normalmente basadas en el nombre del elemento. Así, el símbolo para el carbono es C y para el oxígeno es O. A veces el símbolo proviene del nombre en latín del elemento o de uno de sus compuestos. Los elementos cobre y azufre, que se conocen desde la antigüedad, tienen los símbolos Cu (*cuprum*) y S (*sulphur*).

Compuestos

Un compuesto es una sustancia pura que contiene más de un elemento. El agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno. El metano y acetileno, son compuestos que contienen carbono e hidrógeno en diferentes proporciones.



Los compuestos poseen una composición fija. Es decir, un compuesto dado siempre contiene los mismos elementos con los mismos porcentajes en masa. Una muestra de agua pura contiene exactamente 11,9% de hidrógeno y 88,81% de oxígeno.

Por el contrario, las **mezclas** pueden variar su composición. Las propiedades de los compuestos y de los elementos que contienen son muy diferentes. La sal común (cloruro de sodio) es un sólido blanco y poco reactivo. Contiene sodio y cloro. El sodio (Na) es un metal brillante y extremadamente reactivo. El cloro (Cl) es un gas venenoso amarillo-verdoso. Cuando estos dos elementos se combinan para formar cloruro de sodio, tiene lugar una profunda transformación.

Átomos y Moléculas

Aproximadamente en el 400 a.C., el filósofo griego Demócrito sugirió que toda la materia estaba formada por partículas minúsculas, discretas e indivisibles, a las cuales llamó átomos. Sus ideas fueron rechazadas durante 2000 años, pero a finales del siglo dieciocho comenzaron a ser aceptadas.

Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton, publicó las primeras ideas "modernas" acerca de la existencia y naturaleza de los átomos. Resumió y amplió los vagos conceptos de antiguos filósofos y científicos. Esas ideas forman la base de la **teoría atómica de Dalton**, que es de las más relevantes dentro del pensamiento científico. Los postulados de Dalton se pueden enunciar en la siguiente forma condensada:

1. Un elemento está compuesto de partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado tienen propiedades idénticas, las cuales difieren de las de átomos de otros elementos.
3. Los átomos de un elemento no pueden crearse, destruirse o transformarse en átomos de otros elementos.

- Los compuestos se forman cuando átomos de elementos diferentes se combinan entre sí en una proporción fija.
- Los números relativos y tipos de átomos son constantes en un compuesto dado.

Dalton consideró que los átomos eran esferas sólidas e indivisibles, idea que en la actualidad se rechaza. En ese tiempo algunos de sus postulados no pudieron verificarse (o refutarse) experimentalmente, ya que se basaron en las limitadas observaciones experimentales de su época. Aun con sus limitaciones, los postulados de Dalton constituyen un marco de referencia que posteriormente los científicos pudieron modificar o ampliar. Por esta razón se considera a Dalton como el padre de la teoría atómica moderna.

La partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de todos los cambios químicos y físicos se llama ÁTOMO.

Una MOLÉCULA es la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia estable e independiente. (Ampliación: ver sustancias en la que no cabe la idea de molécula, caso NaCl). En casi todas las **moléculas**, dos o más átomos se unen entre sí formando unidades discretas muy pequeñas (partículas) que son eléctricamente neutras. (Ampliación: ver que ocurre en una “reacción nuclear”)

Las moléculas que están constituidas por un solo átomo se denominan *monoatómicas* (ej: He), las que poseen dos *biatómicas* (ej O₂) y en general si contienen dos o más átomos se denominan *poliatómicas* (ej O₃, P₄) Las moléculas de los compuestos están formadas por más de un tipo de átomos. Una molécula de agua consta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H₂O).

En resumen:

- ÁTOMO:** la partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de todos los cambios químicos y físicos.
- MOLÉCULA:** es la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia estable e independiente.

Los átomos son los componentes de las moléculas, y estas a su vez son los componentes de la mayoría de las sustancias simples y compuestos.

Partículas subatómicas fundamentales

Partícula	Símbolo	Ubicación	Carga eléctrica relativa	Masa (uma)	Masa (gramos)
Electrón	e ⁻	En el espacio que rodea el núcleo	-1	1/1840	9,11x10 ⁻²⁸
Protón	p ⁺	En el núcleo	+1	1,007	1,673x10 ⁻²⁴
Neutrón	⁰ n	En el núcleo	0	1,008	1,675x10 ⁻²⁴

Número atómico (Z)

El **número atómico (Z)** es el **número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento**. Este es característico de cada elemento.

En un **átomo neutro**, el número de **protones** es **igual** al número de **electrones**, por lo que en estos, el número atómico también indica el número de electrones presentes. La identidad química de un átomo se puede determinar a partir de su número atómico. Ej: el número atómico del N es 7; esto significa que cada átomo neutro de nitrógeno tiene 7 protones y 7 electrones. O cada átomo en el universo que contenga 7 protones se llama correctamente "nitrógeno".

Número de masa o número másico (A)

El **número másico (A)** es el **número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento**. A excepción del hidrógeno en su forma más común, que tiene un protón y ningún neutrón, todos los núcleos atómicos contienen ambos, protones y neutrones.

En general, el número de masa está dado por:

Nº de masa (A) = Nº de protones + Nº de neutrones

= Nº atómico (Z) + Nº de neutrones

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número másico y el número atómico, o (A - Z). Por ejemplo, el número másico del flúor es 19 y su número atómico es 9 (lo cual indica que tiene 9 protones en el núcleo). En consecuencia, el número de neutrones en un átomo de flúor es 19 - 9 = 10. Nótese que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) **deben ser enteros positivos**.

Isótopos

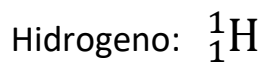
En la naturaleza se verifica que no todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. Por ejemplo, existen tres tipos de átomos de hidrógeno, que difieren entre sí sólo en su número de neutrones: el denominado Protio (o hidrogeno), con un protón y sin neutrones; Deuterio, con un protón y un neutrón, y el Tritio, con un protón y dos neutrones.

Los átomos que tienen el mismo número atómico pero diferentes números de masa se llaman isótopos.

La forma aceptada para representar el número atómico y el número másico de un átomo de un elemento X es la que sigue:

$$\begin{array}{c} \text{(Número Másico)} \\ \text{(Número Atómico)} \end{array} \begin{array}{c} A \\ Z \end{array} X$$

Para los isótopos de hidrógeno sería:



Deuterio: ${}^2_1\text{H}$

Tritio: ${}^3_1\text{H}$

Como otro ejemplo, se pueden considerar dos isótopos comunes de uranio con números de masa de 235 y 238, respectivamente:

Uranio 235: ${}^{235}_{92}\text{U}$

Uranio 238: ${}^{238}_{92}\text{U}$

A excepción del hidrógeno, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa. Así, los isótopos anteriores se llaman uranio 235 y uranio 238.

Las **propiedades químicas** de un elemento están determinadas principalmente por los **protones y electrones** de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen el mismo comportamiento químico: forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividad similar.

Masas Atómicas

No es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar la masa de un átomo en relación con la de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento dado, de tal forma que pueda ser utilizado como patrón. Por acuerdo internacional, un átomo del isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones (llamado carbono 12) presenta una masa exactamente de 12 unidades de masa atómica (uma). Este átomo de carbono 12 sirve como patrón, de modo que una unidad de masa atómica (uma) se define como una masa exactamente igual a la doceava (1/12) parte de la masa de un átomo de carbono 12.

Masa de un átomo de carbono 12 = 12 uma

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de un átomo de carbono}}{12}$$

En experimentos se ha demostrado que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8,400 % de la masa del átomo patrón de carbono 12. Si se acepta que la masa de un átomo de carbono 12 es exactamente 12 uma, entonces la masa atómica (esto es, la masa del átomo en unidades de masa atómica) del hidrógeno debe ser $0,08400 \times 12 = 1,008$ uma. Cálculos similares demuestran que la masa atómica del oxígeno es de 16,00 uma y que la del hierro es de 55,85 uma.

Mol y Número de Avogadro

Se ha visto que las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero dado que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar balanza práctica alguna que pueda pesarlos usando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real (por ejemplo en un laboratorio) se manejan muestras de sustancias que

contienen una enorme cantidad de átomos. En consecuencia, resulta conveniente contar con una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos.

El mol, cuyo símbolo es *mol*, es la unidad de cantidad de sustancia del SI (Sistema Internacional de Unidades) que se define como **la cantidad de sustancia de un sistema que contiene $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales** (como ser átomos, moléculas, iones, electrones, cualquier otra partícula o un grupo especificado de tales partículas)

A este número ($6,02214076 \cdot 10^{23}$) se lo llama número de Avogadro en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856), y se lo simboliza como N_A .

Masa molar de un elemento

1 mol de átomos de carbono 12 contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos, y tiene una masa exactamente de 12 g. Esta cantidad de masa se llama **masa molar** del carbono 12 y es *la masa (en gramos o kg) de 1 mol de unidades* (como átomos o moléculas) de la sustancia.

Dado que cada átomo de carbono 12 tiene masa exactamente de 12 uma, es útil observar que la **masa molar de un elemento** (en gramos) es **numéricamente igual** a su **masa atómica** expresada en uma. Dicho en otras palabras, la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento puro es numéricamente igual al peso atómico en uma de dicho elemento.

Así, la masa atómica del sodio (Na) es de 22,99 uma y su masa molar es de 22,99 g. Si se sabe la masa atómica de un elemento, también se sabe su masa molar.

De acuerdo con su definición, la unidad mol se refiere a un número fijo de "entidades" cuya identidad se debe especificar.

Por ejemplo, el helio existe en forma de átomos de He discretos, por tanto, un mol de helio consta de $6,022 \times 10^{23}$ átomos de He. El hidrógeno, en general, se encuentra en forma de moléculas biatómicas (dos átomos); por tanto, un mol de hidrógeno posee $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 y $2(6,022 \times 10^{23})$ átomos de H.

Cualquier tipo de átomo, molécula o ión tiene una masa característica y definida, por lo que se deduce que un mol de una sustancia pura dada también tiene masa definida, sin importar el origen de la muestra.

Masa fórmula

La **masa fórmula** (MF) de una sustancia es la **suma de las masas atómicas** (MA) de los elementos de las fórmulas, multiplicados cada uno por el número de veces en que está presente el elemento. Es la masa en unidades de masa atómica(uma), de una formula unitaria. También se le denomina **Masa molecular**.

Por ejemplo para el Ácido sulfúrico (H_2SO_4):

Elemento	Masa de un átomo	Nº de átomos	Total por elemento
H	1,01 uma	2	$2 \cdot 1,01 \text{ uma} = 2,02 \text{ uma}$
S	32,06 uma	1	$1 \cdot 32,06 \text{ uma} = 32,06 \text{ uma}$
O	15,99 uma	4	$4 \cdot 15,99 \text{ uma} = 63,96 \text{ uma}$
Masa de la fórmula de ácido sulfúrico			98,04 uma

De la misma manera, un mol de ácido sulfúrico posee una masa de 98,04 g.

Por ejemplo un mol de carbonato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, tiene una masa de 96,086 g, siendo su masa molecular de 96,086 uma.

La tabla periódica

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléyev y el químico alemán, Lothar Meyer, publicaron en forma independiente ordenamientos de los elementos conocidos, que son muy similares a la tabla periódica que se usa en la actualidad. La clasificación de Mendeléyev se basó principalmente en las propiedades químicas de los elementos, mientras que la de Meyer se basó principalmente en propiedades físicas. Las tabulaciones fueron sorpresivamente similares.

Ambos indicaron la *periodicidad* o repetición periódica regular de propiedades al incrementar el peso atómico.

Mendeléyev ordenó los elementos conocidos según el aumento de peso atómico en secuencias sucesivas, de manera que los elementos con propiedades químicas similares quedasen en la misma columna. Observó que tanto las propiedades físicas como químicas de los elementos varían en forma periódica según el peso atómico. Su tabla periódica de 1872 contenía los 62 elementos conocidos en esa época.

Uno de los éxitos más significativos de la tabla periódica de Mendeléyev fue que tuvo en cuenta elementos desconocidos al construirla. Cuando el científico ruso consideraba que "faltaba" algún elemento, dejaba el espacio en blanco.

Debido a que el ordenamiento de Mendeléyev de los elementos se basó en el incremento de pesos atómicos, aparentemente varios elementos quedaron fuera de lugar en su tabla. Por esto colocó a los elementos controvertidos (Te e I, Co y Ni) en lugares que correspondían a sus propiedades. Pensó que la aparente inversión de pesos atómicos se debía a valores inexactos de los mismos. Una redeterminación cuidadosa, demostró que los valores eran correctos. La resolución del problema de los elementos "fuera de sitio" tuvo que aguardar al desarrollo del concepto de *número atómico*. Entonces pudo formularse la **ley periódica** prácticamente en la forma que se conoce en la actualidad:

"Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos".

La ley periódica indica que si se ordenan los elementos conforme aumenta su *número atómico*, se encuentran en forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares. Las tablas periódicas que se emplean en la actualidad son ordenamientos de este tipo.

Las columnas verticales se conocen como **grupos o familias** y las líneas horizontales como **periodos**.

Los elementos de un *grupo* tienen propiedades químicas y físicas similares, y los que se encuentran dentro de un *periodo* tienen propiedades que cambian en forma progresiva a través de la tabla.

Los diversos grupos de elementos tienen nombres comunes que se emplean con tal frecuencia que es conveniente memorizarlos. Los elementos del grupo IA (1), con excepción del H, se conocen como metales alcalinos, y los elementos del grupo IIA (2) se llaman tierras alcalinas o metales alcalinotérreos. Los elementos del grupo VIIA (17) se llaman halógenos que significa "formadores de sales", y los elementos del grupo VIIIA (18) se llaman gases nobles (o raros).

Según el Comité Internacional (1961)

Verde: gases
 Rojo: Gases inertes
 Azul: Líquidos
 Negro: sólido

Metales Alcalinos
 Subnivel s

Metales Alcalinos Térreos
 Grupo 2 (II A)

Metales pobres
Elementos Representativos (Subnivel p)

Elementos de Transición interna (Subnivel f)

Metales
Alcalinos Térreos

No Metales
Halógenos
Gases Inertes

1	2																					18
1	2																					18
3	4																					10
11	12																					18
19	20																					36
37	38																					54
55	56																					86
87	88																					118
105	106																					118
107	108																					118
109	110																					118
111	112																					118
113	114																					118
115	116																					118
117	118																					118
119	120																					118
121	122																					118
123	124																					118
125	126																					118
127	128																					118
129	130																					118
131	132																					118
133	134																					118
135	136																					118
137	138																					118
139	140																					118
141	142																					118
143	144																					118
145	146																					118
147	148																					118
149	150																					118
151	152																					118
153	154																					118
155	156																					118
157	158																					118
159	160																					118
161	162																					118
163	164																					118
165	166																					118
167	168																					118
169	170																					118
171	172																					118
173	174																					118
175	176																					118
177	178																					118
179	180																					118
181	182																					118
183	184																					118
185	186																					118
187	188																					118
189	190																					118
191	192																					118
193	194																					118
195	196																					118
197	198																					118
199	200																					118
201	202																					118
203	204																					118
205	206																					118
207	208																					118
209	210																					118
211	212																					118
213	214																					118
215	216																					118
217	218																					118
219	220																					118
221	222																					118
223	224																					118
225	226																					118
227	228																					118
229	230																					118
231	232																					118
233	234																					118
235	236																					118
237	238																					118
239	240																					118
241	242																					118
243	244																					118
245	246																					118
247	248																					118
249	250																					118
251	252																					118
253	254																					118
255	256																					118
257	258																					118
259	260																					118
261	262																					118
263	264																					118
265	266																					118
267	268																					118
269	270																					118
271	272																					118
273	274																					118
275	276																					118
277	278																					118
279	280																					118
281	282																					118
283	284																					118
285	286																					118
287	288																					118
289	290																					118
291	292																					118
293	294																					118
295	296																					118
297	298																					118
299	300																					118
301	302																					118
303	304																					118
305	306																					118
307	308																					118
309	310																					118
311	312																					118
313	314																					118
315	316																					118
317	318																					118
319	320																					118
321	322																					118
323	324																					118
325	326																					118
327	328																					118
329	330																					118
331	332																					118
333	334																					118
335	336																					118
337	338																					118
339	340																					118
341	342																					118
343	344																					118
345	346																					118
347	348																					118
349	350																					118
351	352																					118
353	354																					118
355	356																					118
357	358																					118
359	360																					118
361	362																					118
363	364																					118
365	366																					118
367	368																					118
369	370																					118
371	372																					118
373	374																					118
375	376																					118
377	378																					118
379	380																					118
381	382																					118
383	384																					118
385	386																					118
387	388																					118
389	390																					118
391	392																					118
393	394																					118
395	396																					118
397	398																					118
399	400																					118
401	402																					118
403	404																					118
405	406																					118
407	408																					118
409	410																					118
411	412																					118
413	414																					118
415	416																					118
417	418																					118
419	420																					118
421	422																					118
423	424																					118
425	426																					118
427	428																					118
429	430																					118
431	432																					118
433	434																					118
435	436																					118
437	438																					118
439	440																					118
441	442																					118
443	444																					118
445	446																					118
447	448																					118
449	450																					118
451	452																					118
453	454																					118
455	456																					118
457	458																					118
459	460																					118
461	462																					118
463	464																					118
465	466																					118
467	468																					118
469	470																					118
471	472																					118
473	474																					118
475	476																					118
477	478																					118
479	480																					118
481	482																					118
483	484																					118
485	486																					118
487	488																					118
489	490																					118
491	492																					118
493	494																					118
495	496																					118
497	498																					118
499	500																					118
501	502																					118
503	504																					118
505	506																					118
507	508																					118
509	510																					118
511	512																					118
513	514																					118
515	516																					118
517	518																					118
519	520																					118
521	522																					118
523	524																					118
525	526																					118
527	528																					118
529	530																					118
531	532																					118
533	534																					118
535	536																					118
537	538																					118
539	540																					118
541	542																					118
543	544																					118
545	546																					118
547	548																					118
549	550																					118
551	552																					118
553	554																					118
555	556																					118
557	558																					118
559	560																					118
561	562																					118
563	564																					118
565	566																					118
567	568																					118
569	570																					118
571	572																					118
573	574																					118
575	576																					118
577	578																					118
579	580																					118
581	582																					118
583	584																					118
585	586																					118
587	588																					118
589	590																					118
591	592																					118
593	594																					118
595	596																					

Algunas clasificaciones dentro de la tabla periódica:

Gases nobles

Durante muchos años, los elementos del grupo VIIIA (18) se conocieron como gases inertes, porque se creía que no participaban en reacciones químicas. En la actualidad se sabe que los miembros más pesados forman compuestos, en su mayoría con flúor y oxígeno. Con excepción del helio estos elementos tienen ocho electrones en el nivel de energía superior ocupado. Sus estructuras pueden representarse como $\dots ns^2np^6$.

Elementos representativos

Los elementos del grupo A de la tabla periódica se llaman elementos representativos. Sus niveles de energía más altos están parcialmente ocupados. Su "último" electrón entra en un orbital *s* o *p*. Estos elementos muestran variaciones diferentes y bastante regulares de sus propiedades con su número atómico.

Elementos de transición d

Los elementos del grupo B (con excepción del IIB) de la tabla periódica se conocen como elementos de transición *d* o en forma más sencilla, elementos de transición o metales de transición. Se consideraban como transiciones entre los elementos alcalinos (que forman bases) de la izquierda y los que forman ácidos en la derecha. Todos ellos son metales y se caracterizan porque tienen electrones en los orbitales *d*. Dicho de otro modo, los elementos de transición *d* contienen un nivel de energía interno que aumenta de 8 a 18 electrones (es el siguiente al más alto ocupado). Se conocen como:

Primera serie de transición: $_{21}\text{Sc}$ a $_{29}\text{Cu}$

Segunda serie de transición: $_{39}\text{Y}$ a $_{47}\text{Ag}$

Tercera serie de transición: $_{57}\text{La}$ y $_{72}\text{Hf}$ a $_{79}\text{Au}$

Cuarta serie de transición: (está incompleta) $_{89}\text{Ac}$ y elementos del 104 al 111

De manera estricta, los elementos del grupo IIB (zinc, cadmio y mercurio) no son metales de transición *d* porque sus "últimos" electrones penetran a orbitales *s*. Suelen estudiarse junto con los metales de transición *d* porque sus propiedades químicas son similares.

Elementos de transición interna

Estos elementos se conocen en ocasiones como *elementos de transición f*. Son elementos en los que se añaden electrones en los orbitales *f*. En ellos, el segundo nivel con respecto al nivel de energía más alto ocupado aumenta desde 18 hasta 32 electrones. Todos son metales. Los elementos de transición interna se localizan entre los grupos IIIB y IVB de la tabla periódica. Son:

Primera serie de transición interna (lantánidos): $_{58}\text{Ce}$ a $_{71}\text{Lu}$

Segunda serie de transición interna (actínidos): $_{90}\text{Th}$ a $_{103}\text{Lr}$

Diferencias entre los grupos A y B

Los grupos de elementos de la tabla periódica se designaron como A y B de manera arbitraria, y en algunas tablas se encuentran invertidos. Otras designan a los grupos numerándolos del 1 al 18. Los elementos que se encuentran dentro del grupo del mismo número pero con letra distinta tienen relativamente pocas propiedades similares. El origen de la designación A y B es que algunos compuestos de elementos con el mismo número de grupo tienen fórmulas similares aunque propiedades muy diferentes; por ejemplo, NaCl (IA) y AgCl (IB); MgCl_2 (IIA) y ZnCl_2 (IIB). Como se verá, las variaciones de las propiedades de los grupos B a lo largo de una línea no son tan notables como las variaciones que se observan a lo largo de una línea de elementos del grupo A (al avanzar en un período se agregan electrones en orbitales “s” y “p”, externos). En los grupos B se añaden electrones a los orbitales “d” (dado el orden de llenado, siempre “internos”). Los electrones más externos tienen mayor influencia sobre las propiedades de los elementos. Al añadir un electrón a un orbital interno d se producen cambios menos notables en las propiedades que al añadir un electrón a un orbital s o p externo.

Metales, no metales y metaloides

Al principio se clasificaron los elementos de diversas maneras, basándose en sus posiciones en la tabla periódica. En otro esquema de clasificación, los elementos suelen dividirse en tres clases: *metales, no metales y metaloides*.

Los elementos a la izquierda de los que tocan a la línea es zig-zag son **metales** (con excepción del hidrógeno), mientras que los que se encuentran a la derecha son **no metales**. Esta clasificación es algo arbitraria y hay varios elementos que no se adaptan bien a cualquiera de estas clases.

Los elementos adyacentes a la línea marcada suelen llamarse **metaloides** (o semimetales) porque muestran algunas propiedades características tanto de los metales como de los no-metales.

Comparación de propiedades entre metales y no metales:

Metales	No metales
La elevada conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura	Mala conductividad eléctrica (excepto el carbono en forma de grafito)
Alta conductividad térmica	Buenos aislantes térmicos (excepto, el carbono en forma de diamante)
Gris metálico o brillo plateado (excepto cobre y oro)	Sin brillo metálico
Casi todos son sólidos (excepto mercurio, cesio y galio se funden en la mano con protección)	Sólidos, líquidos o gases
Maleables (pueden laminarse para formar placas)	Quebradizos en estado sólido
Dúctiles (se pueden formar alambres con ellos)	No dúctiles
El estado sólido se caracteriza por enlace metálico	Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son monoatómicos
Las capas externas contienen pocos electrones; por lo general 3 o menos	Las capas externas contienen cuatro o más electrones (excepto el hidrógeno).
Energías de ionización bajas	Energías de ionización altas.
Afinidades electrónicas ligeramente negativas o positivas	Afinidades electrónicas muy negativas.
Electronegatividades bajas	Electronegatividades altas.
Forman cationes perdiendo electrones	Forman aniones ganando electrones.
Forman compuestos iónicos con los no metales	Forman compuestos iónicos con metales (excepto los gases nobles) y compuestos moleculares (covalentes) con otros no metales.

Electronegatividad

La **electronegatividad** de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones hacia sí, cuando se combina químicamente con otro átomo.

Las electronegatividades de los elementos se expresan en una escala algo arbitraria llamada escala de Pauling. La electronegatividad del flúor (4.0) es la más alta de todos los elementos. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo.

Para los elementos representativos, las electronegatividades suelen aumentar de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo hacia arriba dentro de los grupos.

La escala de electronegatividad puede emplearse para predecir el tipo de enlace que permitirá la unión de dos átomos entre sí, con bastante exactitud. Los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a reaccionar entre sí para formar compuestos iónicos. El elemento menos electronegativo cede su electrón (o electrones) al elemento más electronegativo. Los elementos con diferencias pequeñas de electronegatividad tienden a formar enlaces covalentes entre sí, es decir, comparten sus electrones. En este proceso el elemento más electronegativo atrae más a los electrones.

Números cuánticos

Cada electrón se caracteriza en un átomo a través de **cuatro números cuánticos**, no pudiendo haber dos con todos ellos iguales (**principio de exclusión**).

Los números cuánticos son: **n: principal (define el nivel)**, **l: azimutal (define el subnivel)**, **m: magnético** y **m_s: spin**.

Los **niveles (n)** se denominan con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

Los **subniveles** con las letras **s, p, d, f**, (equivalentes a decir **0, 1, 2 y 3** respectivamente; de **0 a (n-1)**).

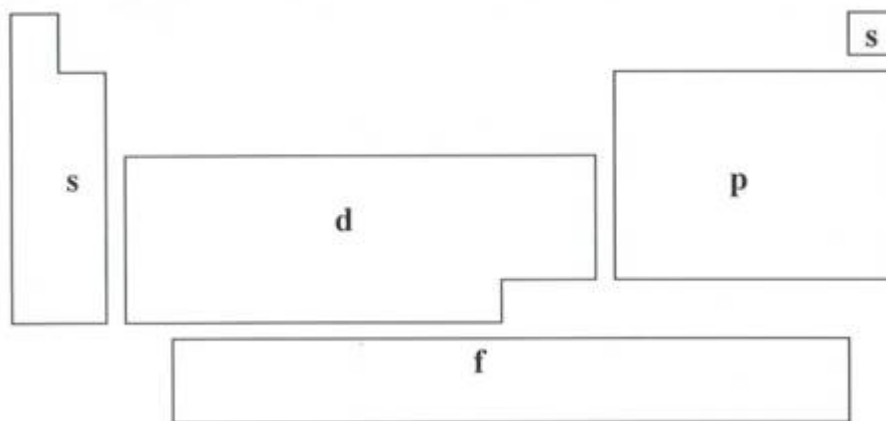
El magnético define la orientación, varía entre **(-l)** pasando por **cero hasta (l)**.

El **spin** define el sentido de giro del electrón alrededor de su propio eje, puede ser **(1/2)** o **(-1/2)**, en sentido de las agujas del reloj u opuesto respectivamente.

Configuración electrónica

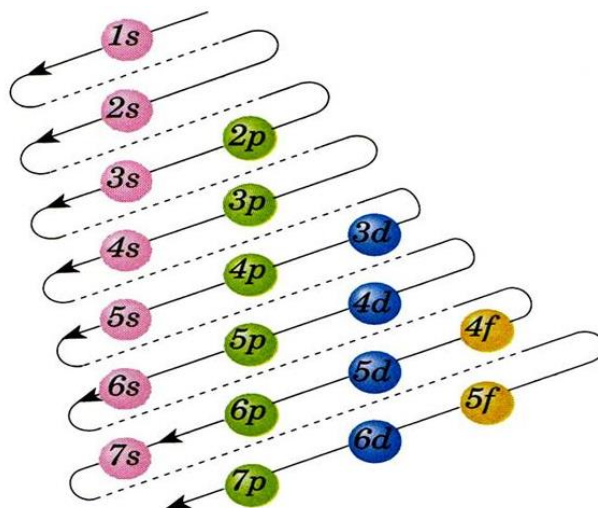
La **configuración electrónica “simplificada”** consiste en dar el detalle de electrones que posee el átomo de un elemento consignando nivel, subnivel y número de electrones como supraíndice de este último (respetando el orden en que se van completando subniveles).

Ejemplificando: el átomo de Cl tiene $Z = 17$; 17 e⁻, resultando su configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. La mejor manera de determinar el orden de llenado por subniveles, lo constituye la tabla periódica: las dos primeras columnas (grupos) representan la zona de llenado de los sucesivos subniveles s, indicando el nivel la fila o período a que corresponde.



Las seis últimas columnas (grupos) corresponden al llenado de los subniveles p, el nivel se obtiene del período al igual que para los s. Las 10 columnas al medio de la tabla corresponden al llenado de los subniveles d comenzando por el 3d y las series de 14 que habitualmente se adicionan al pie de la tabla, corresponden al llenado de los orbitales f, comenzando por el 4f.

Los orbitales se van llenando en el orden en que aparecen, siguiendo las diagonales de la siguiente imagen, empezando siempre por el 1s.



Cuadro de las diagonales, mecanismo para distribuir electrones en sus diferentes niveles de energía.

El grafico anterior suele estar en la parte posterior de las tablas periódicas, (muy útil para ejercicios prácticos).

Como hemos visto, la Tabla Periódica consiste en un ordenamiento natural de los elementos según números atómicos crecientes. Como las propiedades de los elementos son función periódica de tales números, se van agrupando a la vez en grupos de elementos análogos (en general dados por las columnas). Estas analogías surgen precisamente de las similitudes de las configuraciones electrónicas de los últimos niveles.

Tabla periódica interactiva (sugerencia)

<http://www.ptable.com/?lang=es>

<http://elements.wlonk.com/ElementsTable.htm>

Allí pueden ver clasificación, propiedades de los elementos, estado de los elementos según temperatura, configuración electrónica simplificada y desarrollada e isótopos. (Según la pestaña que elijan).

Tema Principal (1er bloque)

La primera parte se enfocará en los **compuestos binarios** (es decir, formados por dos elementos), como ser **óxidos básicos y óxidos ácidos** e **hidruros metálicos y no metálicos (hidrácidos)**.

Metodología de formulación y nomenclatura química inorgánica

En la siguiente imagen se resumen las combinaciones de los elementos y compuestos que dan como resultado las funciones químicas que se verán durante el desarrollo de este bloque.



Número de oxidación

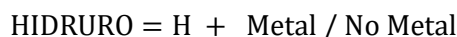
Se define como la **carga** asignada a cada átomo del elemento en cuestión en un compuesto, considerando que **todas las uniones químicas en él son iónicas**. Esto da lugar a la aparición de **valores positivos o negativos** para los **números de oxidación**.

Valencia

La **valencia** o **número de valencia**, es una medida de la cantidad de **enlaces químicos formados** por los átomos de un elemento químico en un **compuesto** particular. Es un número absoluto, sin ningún signo asociado a él. Se define también como **Poder de combinación**.

¿Por qué agrupamos en la primera parte a los compuestos binarios?

Se tratan de compuestos formados por dos elementos, en el caso de los hidruros es:



Y en el caso de los óxidos es:



La ventaja de los compuestos binarios es que para **formularlos** se realiza un **intercambio** de valencias. Ejemplo:



Es decir, la valencia del H (I) va como subíndice del calcio (si el valor es I no es necesario escribirla) y la del Ca (II) va como subíndice del H, dando CaH₂ (hidruro de calcio).

Nomenclatura de compuestos Inorgánicos¹

Existen tres tipos de nomenclatura:

1. **Nomenclatura tradicional o clásica**
2. **Nomenclatura sistemática o estequiométrica.** Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos² que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en la molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo H₂O que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en la molécula. La forma de nombrar los compuestos es: prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico
3. **Nomenclatura Stock**

¹ Los compuestos orgánicos contienen carbono, comúnmente en combinación con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El resto de los compuestos se clasifican como compuestos inorgánicos.

Atomicidad	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	mono-	di-	tri-	tetra-	penta-	hexa-	hepta-	octa-	nano- (o enéa-)	deca-

Sustancias simples

Las sustancias simples son moléculas formadas por átomos de un mismo elemento. Algunos elementos, cuando se encuentran en estado gaseoso, se presentan como moléculas diatómicas.

Los más frecuentes son:

H₂ (dihidrógeno, hidrógeno gas o hidrógeno molecular),

O₂ (dioxígeno, oxígeno gas u oxígeno molecular),

N₂ (dinitrógeno, nitrógeno gas o nitrógeno molecular),

F₂ (difluor, flúor gas o flúor molecular),

Cl₂ (dicloro, cloro gas o cloro molecular),

Br₂ (dibromo, bromo gas o bromo molecular),

I₂ (diyodo, yodo gas o yodo molecular).

El oxígeno se puede presentar también en forma de molécula triatómica O₃ (trioxígeno u ozono).

Los gases nobles son siempre monoatómicos.

Otros elementos pueden formar agrupaciones constituidas por más de dos átomos. Las más conocidas son las de azufre, que se representan por S_x (poliazufre), y el P₄ fósforo blanco o tetrafósforo.

Por último, muchos elementos forman mallas de gran número de átomos. Es el caso de los metales y otras sustancias simples como el grafito y el diamante (dos formas del carbono). En este caso, se representan simplemente por el símbolo del elemento.

Compuestos iónicos

Los iones son átomos cargados eléctricamente. Los metales suelen perder electrones formando iones con carga positiva denominados cationes. Los no metales, en cambio, suelen captar electrones formando iones negativos conocidos como aniones.

Catión	Anión
Aluminio (Al^{3+})	Bromuro (Br^-)
Amonio (NH_4^+)	Carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	Carbonato ácido o bicarbonato (HCO_3^-)
Cadmio (Cd^{2+})	Cianuro (CN^-)
Calcio (Ca^{2+})	Clorato (ClO_3^-)
Cesio (Cs^+)	Cloruro (Cl^-)
Cinc (Zn^{2+})	Cromato (CrO_4^{2-})
Cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	Dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
Cobre(I) o cuproso (Cu^+)	Fosfato (PO_4^{3-})
Cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	Fosfato ácido (HPO_4^{2-})
Cromo(III) o crómico (Cr^{3+})	Fosfato diácido (H_2PO_4^-)
Estañio (II) o estañoso (Sn^{2+})	Fluoruro (F^-)
Estroncio (Sr^{2+})	Hidróxido (OH^-)
Hidrógeno (H^+)	Hidruro (H^-)
Hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	Nitrato (NO_3^-)
Hierro(III) o férrico (Fe^{3+})	Nitrito (NO_2^-)
Litio (Li^+)	Nitruro (N^{3-})
Magnesio (Mg^{2+})	Óxido (O^{2-})
Manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	Permanganato (MnO_4^-)
Mercurio(I) o mercurioso (Hg_2^{2+})	Peróxido (O_2^{2-})
Mercurio(II) o mercurico (Hg^{2+})	Sulfato (SO_4^{2-})
Plata (Ag^+)	Sulfato ácido o bisulfato (HSO_4^-)
Plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	Sulfito (SO_3^{2-})
Potasio (K^+)	Sulfuro (S^{2-})
Sodio (Na^+)	Tiocianato (SCN^-)
	Yoduro (I^-)

HIDRURO METÁLICO

Combinaciones binarias del hidrógeno, que actúa con número de oxidación -1, y un metal.

METAL + HIDROGENO → HIDRURO METÁLICO

Con metales del grupo IA y IIA, exceptuando con el magnesio y berilio

Algunos ejemplos son: NaH hidruro de sodio

CaH_2 hidruro de calcio

Nótese que la valencia con que actúa el H en los hidruros, es la única que posee, es decir 1. A su momento se verá sin embargo, que tiene comportamientos variables según el elemento con que se asocie. Esto se entenderá más claramente cuando se analice “óxido reducción”: si el H se combina con un átomo de “mayor capacidad de captura de electrones”, se dirá que su “número de oxidación es +1” y; al combinarse con un átomo de “menor capacidad de captura de electrones”, se dirá que “su número de oxidación es - 1” como es el caso de los hidruros metálicos.

Formulación	$Me H_n$ n es la valencia del metal Me		
Nomenclatura tradicional	$Hidruro \dots\dots ico$	Si el metal actúa con valencia única	$Sr H_2$ <i>Hidruro estróncico</i>
	$Hidruro \dots\dots oso$ <small>(menor)</small>	Si el metal actúa con dos valencias	$Ni H_2$ <i>Hidruro níqueloso</i>
	$Hidruro \dots\dots ico$ <small>(mayor)</small>		$Ni H_3$ <i>Hidruro níquelico</i>
Nomenclatura Stock	$Hidruro$ de Me (valencia de Me entre paréntesis, en números romanos)		$Sr H_2$ <i>Hidruro de estroncio</i> $Ni H_2$ <i>Hidruro de níquel (II)</i> $Ni H_3$ <i>Hidruro de níquel (III)</i>
Nomenclatura sistemática	Igual que la de de los óxidos. Se emplean los prefijos numéricos		$Sr H_2$ <i>Dihidruro de estroncio</i> $Ni H_2$ <i>Dihidruro de níquel</i> $Ni H_3$ <i>Trihidruro de níquel</i>

Hidruros volátiles o hidruros de no metales

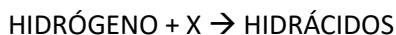
Combinaciones binarias del hidrógeno con N, P, As, Sb, C, Si y B.

Formulación	$Nm H_n$ n es la valencia del no metal Nm ⁽¹⁾		
Nomenclatura tradicional	Reciben nombres propios	NH_3 <i>Amoniaco</i> PH_3 <i>Fosfina</i> AsH_3 <i>Arsina</i> SbH_3 <i>Estibina</i> CH_4 <i>Metano</i> SiH_4 <i>Silano</i> BH_3 <i>Borano</i>	
Nomenclatura sistemática	Se nombran igual que los hidruros de los metales, utilizando los prefijos numéricos. También se admiten los nombres propios tradicionales.	NH_3 <i>Trihidruro de nitrógeno</i> PH_3 <i>Trihidruro de fósforo</i> CH_4 <i>Tetrahidruro de carbono</i> BH_3 <i>Trihidruro de boro</i>	

⁽¹⁾ Los no metales actúan con el número de oxidación negativo cuando se combinan con el hidrógeno.

Hidrácidos

Son combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos **Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Iodo (I), Azufre (S), Selenio (Se) y Telurio (Te)**. En disolución acuosa (en agua) se comportan como ácidos.



*Donde X puede ser flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), iodo (I), azufre (S), selenio (Se) y telurio (Te).

Para formar este tipo de ácido los halógenos (Cl, Br, I y F) actúan con su menor valencia, es decir I (uno). Para el caso del S, Se y Te también actúa con su menor valencia, siendo II (dos) para estos elementos.

Formulación	H_nNm n es la valencia del no metal Nm ⁽¹⁾		
Nomenclatura de Stock	A la raíz del nombre del no metal se le pone la terminación <i>-uro</i> y se añade “de hidrógeno”.	H Cl H Br H ₂ S	Cloruro de hidrógeno Bromuro de hidrógeno Sulfuro de hidrógeno
Nomenclatura en disolución (tradicional)	Cuando se encuentran en disolución se admite la nomenclatura tradicional en la que se emplea la palabra “ácido” seguida de la raíz del nombre del no metal con la terminación <i>-hídrico</i> .	H Cl H Br H ₂ S	Ácido clorhídrico Ácido bromhídrico Ácido sulfhídrico

⁽¹⁾ Los no metales actúan con el número de oxidación negativo cuando se combinan con el hidrógeno.

Óxidos

Son combinaciones binarias del oxígeno, con número de oxidación -2, y otro elemento.

Formulación	X_2O_n ⁽¹⁾ n es la valencia del elemento X ⁽²⁾		
Nomenclatura tradicional ⁽³⁾⁽⁴⁾			Ca O Óxido cálcico ⁽⁵⁾
	Óxido hipo.....oso		Fe O Óxido ferroso ⁽⁵⁾
	Óxidooso		Fe ₂ O ₃ Óxido férrico
	Óxidoico	1 2 3 4	Cl ₂ O Óxido hipocloroso
	Óxido per.....ico		Cl ₂ O ₃ Óxido cloroso
			Cl ₂ O ₅ Óxido clórico
Nomenclatura Stock			Cl ₂ O ₇ Óxido perclórico
	Óxido de (valencia de X entre paréntesis, en números romanos). Cuando el elemento actúa con su única valencia se prescinde de poner la valencia.		Ca O Óxido de calcio
			Fe O Óxido de hierro (II)
			Fe ₂ O ₃ Óxido de hierro (III)
			Cl ₂ O Óxido de cloro (I)
			Cl ₂ O ₃ Óxido de cloro (III)
Nomenclatura sistemática			Cl ₂ O ₅ Óxido de cloro (V)
			Cl ₂ O ₇ Óxido de cloro (VII)
	Se anteponen prefijos numéricos (mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, ...) a los nombres de los elementos.		Ca O Monóxido de calcio ⁽⁶⁾
			Fe O Monóxido de hierro
			Fe ₂ O ₃ Trióxido de dihierro
			Cl ₂ O Monóxido de dicloro
			Cl ₂ O ₃ Trióxido de dicloro
			Cl ₂ O ₅ Pentaóxido de dicloro
			Cl ₂ O ₇ Heptaóxido de dicloro

Aclaraciones cuadro anterior:

(1) A la derecha debe ponerse el elemento más electronegativo. Salvo cuando se combina con el flúor, el oxígeno es siempre el elemento más electronegativo. El OF₂ no es un óxido, sino el fluoruro de O.

(2) Si n es par, se deben simplificar los subíndices.

(3) En la nomenclatura tradicional a los óxidos de los no metales se les denominaba anhídridos, sin embargo ahora tiende a adoptarse para todos, los de los metales y los de los no metales, el nombre de óxido.

(4) Los números de la derecha indican el número de valencias diferentes con las que pueda actuar X y los prefijos y sufijos que se utilizarán en cada caso de menor (arriba) a mayor (abajo) valencia.

(5) Simplificado.

(6) Se prescinde del segundo prefijo mono- (se dice monóxido de calcio y no monóxido de monocalcio).

Nomenclatura Stock para óxidos

Se basa en nombrar a los compuestos escribiendo al final del nombre con números romanos la valencia del elemento encerrado entre paréntesis. Si un elemento actúa con su única valencia se prescinde de poner este número.

Nombre genérico + de + nombre del elemento + el Nº de valencia entre paréntesis en números romanos

Ejemplos:

	Nomenclaturas		
Fórmula	Clásica	Stock	Sistemática
K_2O	óxido de potasio	óxido de potasio	monóxido de dipotasio
Al_2O_3	óxido de aluminio	óxido de aluminio(III)	trióxido de dialuminio
FeO	óxido ferroso	óxido de hierro(II)	monóxido de hierro
Fe_2O_3	óxido férrico	óxido de hierro(III)	trióxido de dihierro
Cu_2O	óxido cuproso	óxido de cobre(I)	monóxido de dicobre
CuO	óxido cúprico	óxido de cobre(II)	monóxido de cobre

Peróxidos

Son **combinaciones binarias del oxígeno** con ciertos **metales**. Son derivados de los óxidos que contienen el agrupamiento -O-O- (peroxo). Como los dos oxígenos comparten una pareja de electrones, número de oxidación del oxígeno es -1, pero se presenta siempre en forma de dímero: O_2^{-2} .

Formulación	$Me_2(O_2)_n$ ^{(1) (2)} n es la valencia del metal Me		
Nomenclatura tradicional	Igual que la de de los óxidos sustituyendo la palabra óxido por peróxido.	Li_2O_2 Cu_2O_2 H_2O_2	<i>Peróxido lítico</i> <i>Peróxido cúprico</i> <i>Agua oxigenada</i> ⁽³⁾
Nomenclatura Stock	Igual que la de de los óxidos sustituyendo la palabra óxido por peróxido.	Li_2O_2 Cu_2O_2 H_2O_2	<i>Peróxido de litio</i> <i>Peróxido de cobre (II)</i> <i>Peróxido de hidrógeno</i>
Nomenclatura sistemática	Igual que la de de los óxidos: se emplean los prefijos numéricos	Li_2O_2 Cu_2O_2 H_2O_2	<i>Dióxido de dilitio</i> <i>Dióxido de dicobre</i> <i>Dióxido de dihidrógeno</i>

Aclaraciones del cuadro anterior:

(1) Si n es par, el subíndice 2 de Me y el subíndice n deben simplificarse; sin embargo nunca hay que simplificar el subíndice 2 del oxígeno.

(2) El paréntesis se ha puesto en la fórmula general para separar los dos subíndices. Si n es 1 el paréntesis es innecesario y si es 2, estará simplificado con el subíndice 2 del Me y tampoco será necesario.

(3) En la nomenclatura tradicional es el único nombre aceptado para el H_2O_2 .

Tema Principal (2do bloque)

En esta segunda etapa se verán la formulación y nomenclatura de los **compuestos ternarios** (es decir, formados por tres elementos), como ser **ácidos oxácidos** (también llamados **oxoácidos**) e **hidróxidos**.



Hidróxido o base

Una **base** se define aquí como una **sustancia que libera iones hidróxido (OH^-)** cuando se **disuelve en agua**.

ÓXIDO BÁSICO + AGUA \rightarrow HIDRÓXIDO O BASE

Los hidróxidos son combinaciones ternarias de un metal con el grupo hidróxido (OH^-)¹. Aunque sean compuestos ternarios, su formulación y nomenclatura son idénticas a las de los compuestos binarios, ya que el grupo (OH^-) actúa como un único elemento con valencia 1.

Formulación	$Me(OH)_n$ n es la valencia del metal $Me^{(n)}$		
Nomenclatura tradicional	<i>Hidróxidoico</i>	Si el metal actúa con valencia única	$Be(OH)_2$ <i>Hidróxido berílico</i>
	<i>Hidróxido ...oso</i> <small>(menor)</small>	Si el metal actúa con dos valencias	$Sn(OH)_2$ <i>Hidróxido estannoso</i>
	<i>Hidróxido ...ico</i> <small>(mayor)</small>		$Sn(OH)_4$ <i>Hidróxido estánnico</i>
Nomenclatura Stock	<i>Hidróxido de Me</i> (valencia de <i>Me</i> entre paréntesis, en números romanos)		$Be(OH)_2$ <i>Hidróxido de berilio</i> $Sn(OH)_2$ <i>Hidróxido de estaño (II)</i> $Sn(OH)_4$ <i>Hidróxido de estaño (IV)</i>
Nomenclatura sistemática	Se anteponen prefijos numéricos a la palabra hidróxido en función del subíndice que lleve.		$Be(OH)_2$ <i>Dihidróxido de berilio</i> $Sn(OH)_2$ <i>Dihidróxido de estaño</i> $Sn(OH)_4$ <i>Tetrahidróxido de estaño</i>

⁽¹⁾ Cuando n es 1 el paréntesis no se pone.

Las bases tienen tantos radicales oxhidrilos como valencia tenga el metal.

Ejemplos:

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

Amoníaco y amonio

El **amoníaco (NH_3)**, un compuesto molecular en el estado gaseoso o líquido puro, también se clasifica como una base común. A primera vista podría parecer una excepción a la definición de base anteriormente mencionada. Pero debe hacerse notar que todo lo que se requiere para que una sustancia sea una **base** es que **libere iones hidróxido** cuando se disuelve en agua. No es necesario que la base original contenga iones hidróxido en su estructura.

De hecho, cuando el amoníaco se disuelve en agua, el NH_3 reacciona con ella al menos parcialmente para formar iones **amonio (NH_4^+)** y OH^- . Por ello es adecuado clasificarlo como una base.

Ácidos

Un **ácido** se define aquí como una **sustancia que libera iones de hidrógeno (H^+)** cuando se **disuelve en agua**.

Las fórmulas de los ácidos inorgánicos están constituidas por uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo aniónico.

Se clasifican en:

- **Oxoácidos u Oxácidos**
- **Hidrácidos (los estudiamos en el bloque I)**

Oxoácidos u Oxácidos

OXIDO ÁCIDO + AGUA → OXOÁCIDO

Los ácidos que están formados por hidrógeno, oxígeno y otro elemento (no metales y a veces es un metal de transición, como el cromo, manganeso, wolframio, etc) se llaman *oxoácidos*. En general, se pueden considerar derivados de la adición de agua a los óxidos de los no metales, simplificando después los subíndices.

Las fórmulas de los oxoácidos suelen escribirse con el H primero, seguido del elemento del átomo central y luego el O, como se muestra en la siguiente serie de oxoácidos:

H_2CO_3 ácido carbónico

HNO_3 ácido nítrico

H_2SO_4 ácido sulfúrico

Su formulación y nomenclatura se resume en el siguiente cuadro:

Formulación	$H_aX_bO_c$ ⁽¹⁾				
Nomenclatura tradicional ⁽²⁾	Ácido hipo.....oso				H_2SO_2 Ácido hiposulfuroso ⁽³⁾
	Ácidooso				H_2SO_3 Ácido sulfuroso ⁽³⁾
	Ácidoico				H_2SO_4 Ácido sulfúrico ⁽³⁾
	Ácido per.....ico				$HClO$ Ácido hipocloroso ⁽³⁾
					$HClO_2$ Ácido cloroso ⁽³⁾
					$HClO_3$ Ácido clórico ⁽³⁾
Nomenclatura Stock					$HClO_4$ Ácido perclórico ⁽³⁾
	Ácido + prefijo numérico que indica el número de oxígenos de la molécula + oxo + prefijo numérico que indica el número de átomos de X ⁽⁴⁾ + raíz del nombre de X terminada en -ico + valencia de X entre paréntesis (en números romanos)				H_2SO_2 Ácido dioxosulfúrico (II)
					H_2SO_3 Ácido trioxosulfúrico (IV)
					H_2SO_4 Ácido tetraoxosulfúrico (VI)
					$HClO$ Ácido oxoclórico (I)
					$HClO_2$ Ácido dioxoclórico (III)
Nomenclatura sistemática					$HClO_3$ Ácido trioxoclórico (V)
					$HClO_4$ Ácido tetraoxoclórico (VII)
	Prefijo numérico que indica el número de átomos de O + oxo + prefijo numérico que indica el número de átomos de X ⁽⁴⁾ + raíz del nombre de X terminada en -ato + valencia con la que actúa X entre paréntesis (en números romanos) + de hidrógeno				H_2SO_2 Dioxosulfato (II) de hidrógeno
					H_2SO_3 Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
					H_2SO_4 Tetraoxosulfato (VI) de H
					$HClO$ Oxoclorato (I) de hidrógeno
					$HClO_2$ Dioxoclorato (III) de hidrógeno
					$HClO_3$ Trioxoclorato (V) de hidrógeno
					$HClO_4$ Tetraoxoclorato (VII) de H

Aclaraciones sobre el cuadro anterior:

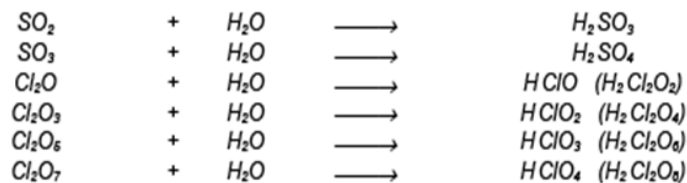
⁽¹⁾ En estos compuestos los subíndices no se corresponden con las valencias de los elementos que los forman. Se obtienen añadiendo agua al óxido:



Si todos los subíndices son divisibles por un mismo número, deben simplificarse

⁽²⁾ Igual que la de los óxidos, sustituyendo la palabra *óxido* por *ácido*.

⁽³⁾



*Estas reacciones son cualitativas, no están balanceadas.

⁽⁴⁾ En la mayoría de los casos es uno y se prescinde de poner el prefijo *mono*.

Tema Principal (3er bloque)

En esta segunda etapa se verán la clasificación, formulación y nomenclatura de las sales.

CUADRO DE FUNCIONES QUÍMICAS



Sales

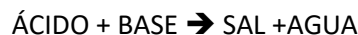
Clasificación:

- Oxisales: provienen de un oxoácido (ácido oxigenado).
- Sales haloideas: provienen de un hidrácido (ácido **no** oxigenado).

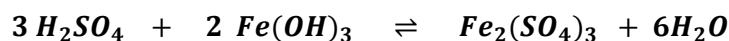
Otra clasificación:

- Sales Neutras (la neutralización es completa, no posee H^+ ni OH^-)
- Sales Ácidas (posee H^+ residuales de neutralización)
- Sales Básicas (posee OH^- residuales de neutralización)
- Sales Mixtas (más de un catión o anión diferente en su estructura)

Las sales se obtienen mediante las reacciones de NEUTRALIZACIÓN.



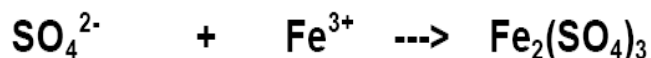
Por ejemplo:



Esta es una **ecuación química**, ya que hay la misma cantidad de elementos en los reactivos (compuestos que están a la izquierda de la flecha de reacción) que de elementos en los productos (compuestos que están a la derecha de la flecha de reacción). Los números que van **antes** de la fórmula de cada compuesto –coeficientes estequiométricos- tienen por objetivo lograr tal balance.

Puede decirse también que provienen de la unión de cationes y aniones compensando sus cargas. Se nombran según el anión y catión del que provienen.

Anión sulfato + Catión férrico \rightarrow Sulfato férrico (sal)



*Notar que la ecuación química no está balanceada.

Considerando la nomenclatura clásica de sales:

Terminación del ácido	Terminación del anión
-hídrico	-uro
-oso	-ito
-ico	-ato

Sales neutras

Son combinaciones ternarias formadas por oxígeno, un metal y un no metal. Conviene considerarlas derivadas de la **sustitución total de los hidrógenos** de un **oxoácido** por un metal (o por átomos de metales diferentes en caso de sales mixtas)

Formulación	$Me_a(X_bO_c)_n$ ⁽¹⁾ n es la valencia del metal Me		
Nomenclatura tradicional	Como el del ácido del que proviene sustituyendo la terminación -oso por -ito e -ico por -ato + nombre del metal terminado en -ico (si actúa con valencia única) o con las terminaciones -oso o -ico (para las valencias menor y mayor respectivamente).	$AgNO_3$ $Fe_2(TeO_4)_3$ $Pt(ClO)_4$ $CaCO_3$ $Sn(SO_3)_2$ $CoPO_4$	<i>Nitrato argéntico</i> ⁽²⁾ <i>Telurato férrico</i> ⁽³⁾ <i>Hipoclorito platínico</i> ⁽⁴⁾ <i>Carbonato cálcico</i> ⁽⁵⁾ <i>Sulfito estánnico</i> ⁽⁶⁾ <i>Fosfato cobáltico</i> ⁽⁷⁾
Nomenclatura Stock	Como la nomenclatura tradicional, pero indicando la valencia del metal mediante la notación de Stock (número romano entre paréntesis).	$AgNO_3$ $Fe_2(TeO_4)_3$ $Pt(ClO)_4$ $CaCO_3$ $Sn(SO_3)_2$ $CoPO_4$	<i>Nitrato de plata</i> <i>Telurato de hierro (III)</i> <i>Hipoclorito de platino (IV)</i> <i>Carbonato de calcio</i> <i>Sulfito de estaño (IV)</i> <i>Fosfato de cobalto (III)</i>
Nomenclatura sistemática	El nombre del oxoácido entre corchetes precedido de un prefijo numérico que indica el subíndice n ⁽⁸⁾⁽⁹⁾ y sustituyendo "hidrógeno" por el nombre del metal precedido por el prefijo numérico que indica el número de átomos del metal.	$AgNO_3$ $Fe_2(TeO_4)_3$ $Pt(ClO)_4$ $CaCO_3$ $Sn(SO_3)_2$ $CoPO_4$	<i>Trioxonitrato (V) de plata</i> <i>Tris[tetraoxotelurato (VI)] de diFe</i> <i>Tetrakis[oxoclorato (I)] de Pt</i> <i>Trioxocarbonato (IV) de Ca</i> <i>Bis[trioxosulfato (IV)] de Sn</i> <i>Tetraoxofosfato (V) de Co</i>

Aclaraciones del cuadro anterior:

⁽¹⁾ Los subíndices a , b y c son los mismos que los del oxoácido del cual proceden. Si los subíndices a y n son divisibles por un mismo número, deben simplificarse.

⁽²⁾ Deriva del ácido nítrico (HNO_3)

⁽³⁾ Deriva del ácido hiposulfuroso (H_2SO_2)

⁽⁴⁾ Deriva del ácido telúrico (H_2TeO_4)

⁽⁵⁾ Deriva del ácido carbónico (H_2CO_3)

⁽⁶⁾ Deriva del ácido sulfuroso (H_2SO_3). Está simplificado.

⁽⁷⁾ Deriva del ácido fosfórico (H_3PO_4). Está simplificado.

⁽⁸⁾ Para no confundirlos con los que indican el número de oxígenos se emplean los prefijos *bis-* (2), *tris-* (3), *tetrakis-* (4).

⁽⁹⁾ Cuando el subíndice n es 1, se prescinde del paréntesis en la fórmula y no se usa prefijo ni corchetes.

Sales binarias (Haloideas)

Combinaciones binarias de un metal con un no metal. Son los fluoruros, cloruros, bromuros, yoduros, sulfuros, seleniuros, telururos, nitruros, fosfuros, arseniuros, carburos, siliciuros y boruros.

Formulación	Me_aNm_b a es la valencia del no metal Nm, y b la del metal Me ⁽¹⁾⁽²⁾		
Nomenclatura tradicional	Raíz del Nm terminada en -uro de Me	Si el metal actúa con valencia única	CaF_2 Fluoruro cálcico Au_2S Sulfuro auroso Au_2S_3 Sulfuro aurico
	urooso (menor.....) uroico (mayor.....)	Si el metal actúa con dos valencias	
Nomenclatura Stock	Raíz del Nm terminada en -uro de Me (valencia de Me entre paréntesis, en números romanos)		CaF_2 Fluoruro de calcio Au_2S Sulfuro de oro (I) Au_2S_3 Sulfuro de oro (III)
Nomenclatura sistemática	Igual que las anteriores pero anteponiendo prefijos numéricos.		CaF_2 Difluoruro de calcio Au_2S Monosulfuro de dioro Au_2S_3 Trisulfuro de dioro

⁽¹⁾ El no metal actúa con valencia fija, la misma con la que actúa frente al hidrógeno.

⁽²⁾ Los no metales son siempre más electronegativos que los metales y, por lo tanto, irán siempre a la derecha y serán los que den nombre al compuesto.

Sales ácidas

Proviene de la **sustitución parcial** de los **protones del ácido** por un **metal**.

Se nombran como las sales neutras, intercalando la palabra ácido precedida por uno de estos prefijos: mono (*se omite*), di, tri, etc, según el número de hidrógenos que contiene la molécula

El ácido sulfúrico H_2SO_4 puede originar dos aniones:

Si cede los dos protones $\rightarrow SO_4^{2-} \rightarrow$ Anión sulfato

Si cede un protón $\rightarrow HSO_4^- \rightarrow$ Anión sulfato ácido

Podrán formarse dos sales:

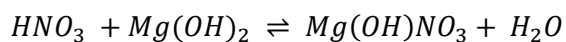
Sulfato cálcico: $CaSO_4$

Sulfato ácido de calcio: $Ca(HSO_4)_2$

Sales oxisales básicas

Se originan cuando en una reacción de neutralización (*ácido + base \Rightarrow sal + agua*) hay un **exceso de hidróxido respecto del ácido**. Son compuestos que poseen algún grupo OH^- .

Se nombran como las sales neutras intercalando la palabra básico precedida del prefijo mono (*se omite*), di, tri, etc., según el número de grupos OH^- presentes en la fórmula.



Nitrato básico de magnesio

Sales mixtas

Con varios cationes:

Se originan las sustituir los protones de un ácido por **más de un catión**.

Se nombran igual que las sales neutras colocando inmediatamente después del nombre del anión y al final el nombre de los metales en orden alfabético con prefijos *di*, *tri*, *etc.*, según los subíndices de dichos en la fórmula.

Con varios aniones:

Estas sales son el resultado de unir a un metal plurivalente con aniones procedentes de ácidos que han perdido uno o varios protones.

Se nombran con las palabras de sus respectivos aniones, por orden alfabético, seguidas por el nombre del metal.

Ejemplos de formulación y nomenclatura de sales

La nomenclatura tradicional de los oxoácidos es complicada y presenta numerosas excepciones, por lo que es mejor conocer los nombres, admitidos por la IUPAC, de los más comunes, entre los cuales se encuentran los que aparecen en la siguiente tabla. Cuando en un grupo los elementos forman ácidos semejantes, se ha incluido sólo un representante (por ejemplo, los ácidos del bromo y del yodo son semejantes a los del cloro).

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
$HClO$	Ácido hipocloroso	Ácido oxoclorico (I)	Oxoclorato (I) de hidrógeno
$HClO_2$	Ácido cloroso	Ácido dioxoclorico (III)	Dioxoclorato (III) de hidrógeno
$HClO_3$	Ácido clórico	Ácido trioxoclorico (V)	Trioxoclorato (V) de hidrógeno
$HClO_4$	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclorico (VII)	Tetraoxoclorato (VII) de H
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	Ácido dioxosulfúrico (II)	Dioxosulfato (II) de hidrógeno
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Ácido trioxosulfúrico (IV)	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Tetraoxosulfato (VI) de H
HNO	Ácido hiponitroso	Ácido oxonítrico (I)	Oxonitrato (I) de hidrógeno
HNO_2	Ácido nitroso	Ácido dioxonítrico (III)	Dioxonitrato (III) de hidrógeno
HNO_3	Ácido nítrico	Ácido trioxonítrico (V)	Trioxonitrato (V) de hidrógeno
HPO_2	Ácido metafosforoso	Ácido dioxofosfórico (III)	Dioxofosfato (III) de hidrógeno
H_3PO_3	Ácido (orto)fosforoso	Ácido trioxofosfórico (III)	Trioxofosfato (III) de hidrógeno
H_3PO_4	Ácido (orto)fosfórico	Ácido tetraoxofosfórico (V)	Tetraoxofosfato (V) de H
H_2CO_3	Ácido carbónico	Ácido trioxocarbónico (IV)	Trioxocarbonato (IV) de H
H_2SiO_3	Ácido metasilícico	Ácido trioxosilícico (IV)	Trioxosilicato (IV) de H
H_4SiO_4	Ácido (orto)silícico	Ácido tetraoxosilícico (IV)	Tetraoxosilicato (IV) de H
HBO_2	Ácido metabórico	Ácido dioxobórico (III)	Dioxoborato (III) de hidrógeno
H_3BO_3	Ácido (orto)bórico	Ácido trioxobórico (III)	Trioxoborato (III) de hidrógeno
H_2CrO_4	Ácido crómico	Ácido tetraoxocrómico (VI)	Tetraoxocromato (VI) de H
$H_2Cr_2O_7$	Ácido dicrómico	Ácido heptaoxidicrómico (VI)	Heptaoxidicromato (VI) de H
H_2MnO_4	Ácido mangánico	Ácido tetraoxomangánico (VI)	Tetraoxomanganato (VI) de H
$HMnO_4$	Ácido permagánico	Ácido tetraoxomangánico (VII)	Tetraoxomanganato (VII) de H

Sales binarias

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Na I	Yoduro sódico	Yoduro de sodio	Monoyoduro de sodio
Pt S₂	Sulfuro platinico	Sulfuro de platino (IV)	Disulfuro de platino
Cr₂Te₃	Telururo crómico	Telururo de cromo (III)	Tritelururo de dicromo
Be I₂	Yoduro berílico	Yoduro de berilio	Diyoduro de berilio
Ca₂C	Carburo cálcico	Carburo de calcio	Monocarburo de dicalcio
Cu₂S	Sulfuro cuproso	Sulfuro de cobre (I)	Monosulfuro de dicobre
Pt₃P₄	Fosfuro platinico	Fosfuro de platino (IV)	Tetrafosfuro de triplatino
Hg Br₂	Bromuro mercúrico	Bromuro de mercurio (II)	Dibromuro de mercurio
Mg F₂	Fluoruro magnésico	Fluoruro de magnesio	Difluoruro de magnesio
K₂Te	Telururo potásico	Telururo de potasio	Monotelururo de dipotasio
Co₂S₃	Sulfuro cobáltico	Sulfuro de cobalto (III)	Trisulfuro de dicobalto
Al Cl₃	Cloruro aluminico	Cloruro de aluminio	Tricloruro de aluminio

Ejemplos nomenclatura oxisales

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Cu (N O₃)₂	Nitrato cúprico	Nitrato de cobre (II)	Bis[trioxonitrato (V)] de cobre
Na Br O₄	Perbromato sódico	Perbromato de sodio	Tetraoxobromato (VII) de sodio
Mg S O₄	Sulfato magnésico	Sulfato de magnesio	Tetraoxosulfato (VI) de magnesio
Pb (C O₃)₂	Carbonato plúmbico	Carbonato de plomo (IV)	Bis[trioxocarbonato (IV)] de Pb
Al B O₃	Borato aluminico	Borato de aluminio	Trioxoborato (III) de aluminio
Mg₃(P O₄)₂	Fosfato magnésico	Fosfato de magnesio	Bis[tetraoxofosfato (V)] de triMg
Fe S O₃	Sulfito ferroso	Sulfito de hierro (II)	Trioxosulfato (III) de hierro
Au (I O₃)₃	Yodato áurico	Yodato de oro (III)	Tris[trioxoyodato (V)] de oro
Fe(ClO₃)₃	Clorato férrico	Clorato de hierro (III)	Tris[trioxoclorato (V)] de hierro
Ca(NO₂)₂	Nitrito cálcico	Nitrito de calcio	Bis[dioxonitrato (III)] de calcio
CuCO₃	Carbonato cúprico	Carbonato de cobre (II)	Trioxocarbonato (IV) de cobre
Li₂S₂O₇	Disulfato lítico	Disulfato de litio	Heptaoxidisulfato (VI) de dilitio
Ni (Mn O₄)₂	Permanganato níqueloso	Permanganato de níquel (II)	Bis[tetraoxomanganato (VII)] de Ni
Be (N O₂)₂	Nitrito berílico	Nitrito de berilio	Bis[dioxonitrato (III)] de berilio

Ejemplos nomenclatura sales básicas

ácido	base	sal básica	nombre
HNO ₃	Hg(OH) ₂	Hg(OH)NO ₃	nitrato básico de mercurio (II)
HCl	Ca(OH) ₂	Ca(OH)Cl	cloruro básico de calcio
H ₂ SO ₄	Al(OH) ₃	Al(OH)SO ₄	sulfato básico de aluminio
HClO ₄	Al(OH) ₃	Al(OH) ₂ SO ₄	perclorato dibásico de aluminio
H ₂ CO ₃	Fe(OH) ₃	Fe(OH)CO ₃	carbonato básico de hierro (III)
HBr	Cd(OH) ₂	Cd(OH)Br	bromuro básico de cadmio
H ₂ SO ₄	2 Cu(OH) ₂	Cu ₂ (OH) ₂ SO ₄	sulfato dibásico de cobre (II)

Ejemplos nomenclatura sales mixtas

			sal doble	nombre
Na ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	Na ₂ K ₂ (SO ₄) ₂	KNaSO ₄	sulfato de potasio y sodio
CaSO ₄	Na ₂ SO ₄		CaNa ₂ (SO ₄) ₂	sulfato de calcio y disodio
Mg ₃ (AsO ₄) ₂	(NH ₄) ₃ AsO ₄	Mg ₃ (NH ₄) ₃ (AsO ₄) ₃	NH ₄ MgAsO ₄	arseniato de amonio y magnesio
(NH ₄) ₂ SO ₄	Cr ₂ (SO ₄) ₃	(NH ₄) ₂ Cr ₂ (SO ₄) ₄	NH ₄ Cr(SO ₄) ₂	sulfato de amonio y cromo (III)
Co ₃ (PO ₄) ₂	Na ₃ PO ₄	Co ₃ Na ₃ (PO ₄) ₃	CoNaPO ₄	Fosfato de cobalto (II) y sodio
KCl	MgCl ₂		MgKCl ₃	Cloruro de magnesio y potasio
CaCO ₃	MgCO ₃		CaMg(CO ₃) ₂	Carbonato de calcio y magnesio
Li ₃ PO ₄	K ₃ PO ₄	Na ₃ PO ₄	LiKNaPO ₄	Fosfato de litio, potasio y sodio

			sal doble	nombre
CaCl ₂	Ca(ClO) ₂	Ca ₂ Cl ₂ (ClO) ₂	CaClClO	Cloruro-hipoclorito de calcio
AlBr ₃	Al ₂ (CO ₃) ₃	Al ₃ Br ₃ (CO ₃) ₃	AlBrCO ₃	Bromuro-carbonato de aluminio
CaF ₂	3Ca ₃ (PO ₄) ₂	Ca ₁₀ F ₂ (PO ₄) ₆	Ca ₅ F(PO ₄) ₃	Fluoruro-(tris)fosfato de calcio
NaCl	NaF	2Na ₂ SO ₄	Na ₆ ClF(SO ₄) ₂	Cloruro-fluoruro-(bis) sulfato de sodio
PbCl ₄	Pb ₃ (PO ₄) ₄	Pb ₄ Cl ₄ (PO ₄) ₄	PbClPO ₄	Cloruro-fosfato de plomo (IV)
Pb(CO ₃) ₂	Pb(SO ₄) ₂	Pb ₂ (CO ₃) ₂ (SO ₄) ₂	PbCO ₃ SO ₄	Carbonato-sulfato de plomo (IV)

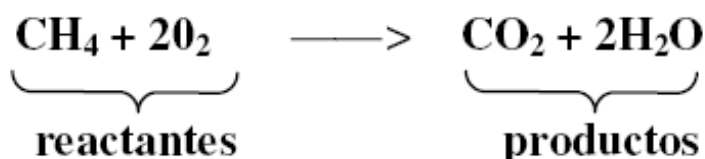
Tema Principal (4to bloque)

En este bloque se verán los balances estequiométricos, métodos de determinación de coeficientes estequiométricos: prueba/error y algebraico. Además se verán los cálculos estequiométricos, relaciones de masas, números de moles y volúmenes.

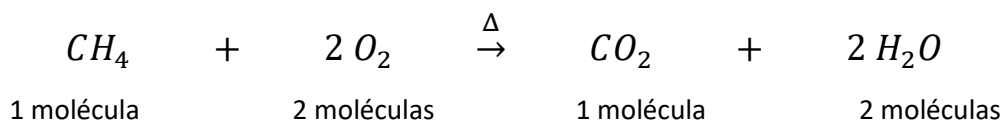
Ecuaciones químicas

Las **ecuaciones químicas** se emplean para describir las reacciones químicas e *indican*:

- 1) las sustancias que reaccionan o **reactivos (reactantes)**
- 2) las sustancias que se forman o **productos**
- 3) las **cantidades relativas** de las sustancias que **participan en la reacción**



¿Qué indica esta ecuación? En la forma más sencilla indica que el metano reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua. En una forma más específica, establece que *una* molécula de metano reacciona con *dos* moléculas de oxígeno para producir *una* molécula de dióxido de carbono y *dos* moléculas de agua. El signo “+” significa “**reacciona con**” y la flecha “ \rightarrow ” significa “**produce**”. Es decir:



Como se indicó antes, **no se produce cambio detectable en la cantidad de materia durante una reacción química ordinaria**. Este principio básico es la **ley de la conservación de la materia**, y constituye la base para el balanceo de las ecuaciones químicas y los cálculos que se realizan a partir de dichas ecuaciones.

Como la materia no se crea ni se destruye durante una reacción química, una ecuación química balanceada siempre debe contener el mismo número de átomos de cada tipo en ambos miembros o ambos “lados” de la ecuación.

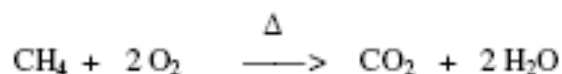
Todas las sustancias deben representarse por medio de su **fórmula molecular** (no mínima) antes de intentar balancear una ecuación.

Por ejemplo, para representar a la molécula diatómica del hidrógeno se escribe H_2 (fórmula molecular) no solamente H, ya que esta última representa únicamente al átomo de hidrógeno. Una vez que la fórmula se encuentra expresada en forma correcta, **no se pueden cambiar los subíndices de la misma**, ya que diferentes subíndices en las fórmulas especifican compuestos diferentes, y, la ecuación no representa la misma reacción si se cambian las fórmulas.

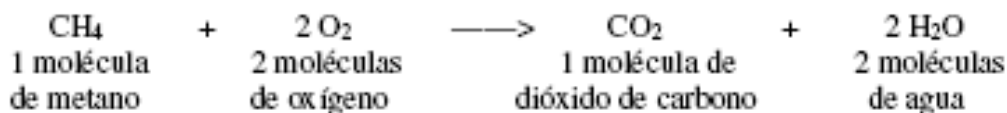
Cálculos que se realizan a partir de ecuaciones químicas

Luego de balancear la reacción (ajustando los coeficientes estequiométricos) puedo emplear dicha ecuación para realizar **cálculos estequiométricos (siempre a partir de la reacción balanceada)**.

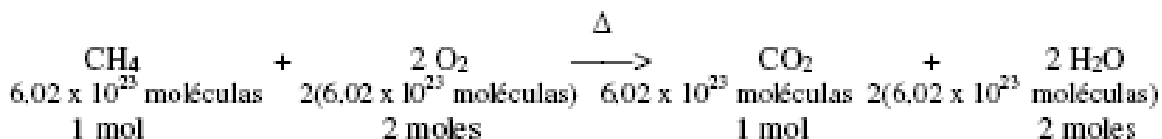
Vamos a emplear la reacción de combustión del metano en exceso de oxígeno. La ecuación química balanceada para esta reacción es:



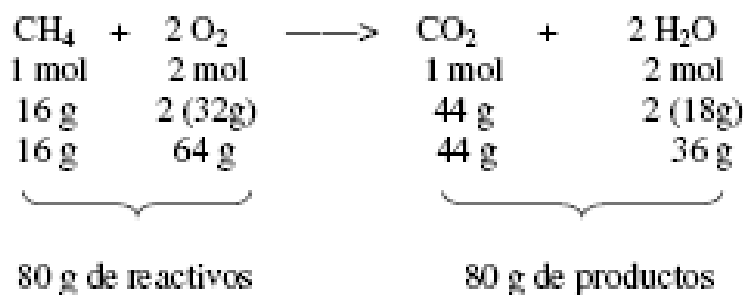
Tomando el nivel molecular como referencia cuantitativa, la ecuación expresa:



Las ecuaciones químicas también indican las cantidades relativas de cada reactivo y producto en una reacción química dada. Se demostró anteriormente que las fórmulas pueden representar moles de sustancias. Supóngase que un número de moléculas de CH_4 igual al de Avogadro participan en la reacción en lugar de sólo una molécula de CH_4 , por lo que la ecuación se puede expresar como sigue:



Esto indica que **un mol** de metano reacciona con **dos moles** de oxígeno para producir **un mol** de dióxido de carbono y **dos moles** de agua. Como se conoce la masa de un mol de cada una de las sustancias, se puede escribir lo siguiente:



Ahora la ecuación indica que 16 gramos de CH_4 reaccionan con 64 gramos de O_2 oxígeno para producir 44 gramos de CO_2 y 36 gramos de H_2O , lo cual satisface la ley de la conservación de la materia.

En la guía de ejercicios podemos encontrar las explicaciones correspondientes a los métodos para realizar el balance de reacciones químicas: Problema N° 21 (explica balance por tanteo) y Problema N° 23 (explica balance algebraico y cálculos estequiométricos)