

Contenido

NÚMERO DE OXIDACIÓN	3
A. PÉRDIDA O GANANCIA DE ELECTRONES EN EL ÁTOMO	3
B. REGLAS PARA ASIGNAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN	5
FORMULACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS Y NOMENCLATURA.....	6
C. COMPUESTOS BINARIOS	12
C.1) Reglas del número de oxidación cruzado para obtener la fórmula química de los compuestos binarios:	12
C.2) Óxidos Ácidos:.....	12
C.3) Hidruros no metálicos:	15
C.4) Óxidos básicos:	16
C.5) Hidruros metálicos:	17
C.6) Sales neutras:	18
D. COMPUESTOS TERNARIOS	19
D.1) Oxoácidos.....	19
D.2) Aniones.....	23
D.2.1) Aniones monoatómicos.....	24
D.2.2) Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H^+)	24
D.2.3) Aniones poliatómicos del tipo AO_x^{n-} , Oxoaniones.....	25
D.2.4) Aniones poliatómicos del tipo $H_yAO_x^{n-}$, hidrógeno oxoaniones u oxoaniones ácido.	31
D.3) Bases o Hidróxidos.....	32
D.4) Cationes.....	33
D.4.1) Cationes monoatómicos:	33
D.4.2) Cationes poliatómicos	35
D.5) Oxosales	36
D.5.1) Sales derivadas de hidrácidos.....	39
E. COMPUESTOS CUATERNARIOS	39
E.1) Sales ácidas derivadas de oxácidos:.....	39

E.2) Sales básicas:.....	41
E.3) Sales mixtas o dobles:.....	43
E.4) Oxosales de amonio:.....	44
CAMBIO QUÍMICO Y SU REPRESENTACIÓN SIMBÓLICA.....	45
A. LAS ECUACIONES QUÍMICAS Y SU SIGNIFICADO	49
B. CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	53
B.1) De acuerdo a las fases en que se verifican las reacciones pueden ser:	53
B.2) Considerando la naturaleza de las especies que intervienen, pueden ser:	53
B.3) En relación al equilibrio:	53
B.4) De acuerdo al intercambio energético:	54
B.5) Reacciones de combinación o síntesis	55
B.6) Reacciones de descomposición	56
B.7) Reacciones de desplazamiento o sustitución	57
B.8) Reacciones de doble desplazamiento o doble sustitución.....	60
B.9) Reacciones de neutralización	61
B.10) Reacciones de óxido-reducción o redox	62
C. BALANCE DE MASA EN ECUACIONES QUÍMICAS.	65
C.1) Método Iterativo (también conocido como método de prueba y error)	65
D. LA CUANTIFICACIÓN DEL CAMBIO QUÍMICO Y SUS APLICACIONES.....	69
E. ESTEQUIOMETRÍA CON GASES	71
F. RECURSOS ALTERNATIVOS PARA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS.....	72
BIBLIOGRAFIA.....	77
Anexo A: Número de Oxidación más comunes	78

Tema 4

COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS

NÚMERO DE OXIDACIÓN

A. PÉRDIDA O GANANCIA DE ELECTRONES EN EL ÁTOMO

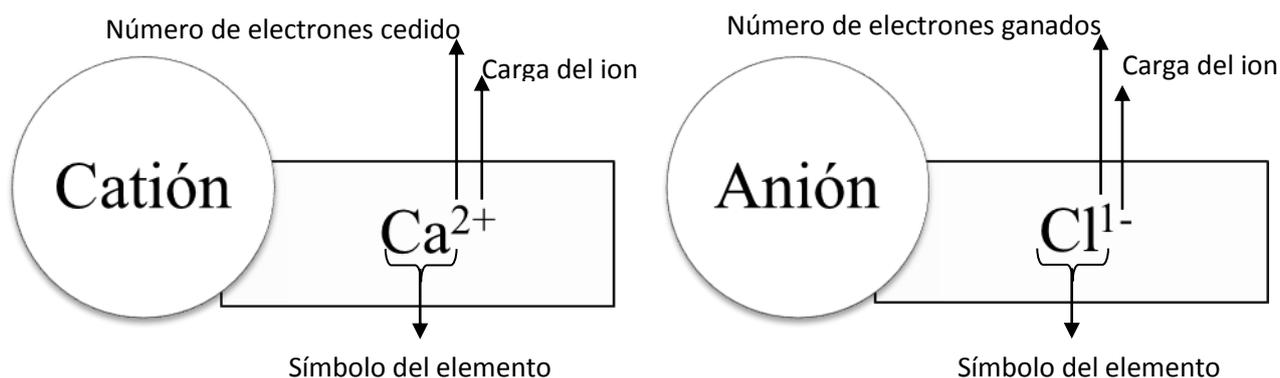
En las unidades anteriores ya se ha visto el concepto “**electrones de valencia**”, recordemos...

...son los electrones de la capa más externa del átomo y, por lo tanto, los que están disponibles para “interactuar” en una reacción química.

Pero, ¿Cuántos electrones puede perder un átomo? ¿Cuántos puede ganar el átomo vecino? ¿Todos? ¿Algunos?

Un átomo, normalmente como máximo, puede perder el número de electrones que tiene en exceso con respecto al gas noble que le antecede y puede como máximo, ganar el número de electrones que le falta para adquirir de esta manera, la distribución electrónica del gas noble que le sigue.

Si los electrones son cedidos, se pierde una carga negativa y por ende quedará un exceso de carga positiva sobre el átomo. En este caso se formará un cación, que se indicará posponiendo al número natural entero, el signo (+). Si los electrones son ganados quedará un exceso de carga negativa sobre el átomo y se formará un anión y el signo será (-)



El número de electrones “ganados” o “cedidos” se denomina NÚMERO DE OXIDACIÓN y la cantidad de situaciones diferentes se identifica con el o los ESTADOS DE OXIDACIÓN.

También podemos definir al número de oxidación como:

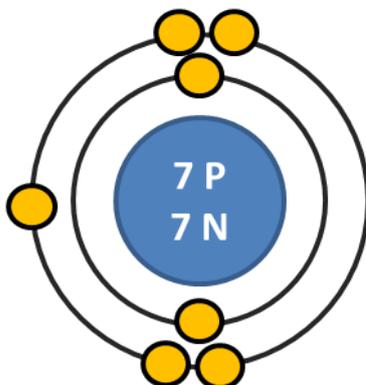
El número o estado de oxidación de un elemento que forma parte de un compuesto, es la carga aparente con la que dicho elemento está funcionando en ese compuesto. Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos ó cero. Esto implica que los electrones no siempre se ganan o se pierden, sino que se comparten entre los átomos que forman el compuesto.

Así:

- Si un átomo pierde electrones, es decir, se transforma en CATION, su número de oxidación será POSITIVO (+).
- Si un átomo gana electrones, es decir, se transforma en ANIÓN, su número de oxidación será NEGATIVO (-).

Por cada electrón cedido o ganado se genera un estado de oxidación diferente por lo que, existirán tantos estados de oxidación posibles como electrones pueda intercambiar el elemento. Un caso ilustrativo es el átomo de nitrógeno (N) con $Z=7$, el cual posee dos electrones en el corazón del átomo y cinco electrones en la capa de valencia.

Átomo de Nitrógeno (modelo Bohr)



Para obtener la configuración electrónica del gas noble anterior, debe perder 5 e⁻, para tener la configuración electrónica del gas noble siguiente, debe ganar 3 e⁻. Por lo tanto, la cantidad de estados de oxidación posibles es 8, cuyos número de oxidación son: 1+, 2+, 3+, 4+, 5+, 1-, 2-, 3-.

Los números de oxidación más comunes de los átomos de los distintos elementos se indican en la Tabla Periódica (Anexo A). A continuación se muestran una serie de reglas generales para asignar números de oxidación a los átomos pertenecientes a los elementos representativos.

B. REGLAS PARA ASIGNAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Lea con mucha atención algunas reglas para trabajar con números de oxidación de los elementos representativos:

1- El número de oxidación del hidrógeno (H), en la mayoría de los compuestos, es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1 (por ejemplo, LiH, NaH, CaH₂).

2- El número de oxidación del oxígeno (O), en la mayoría de sus combinaciones, es -2 (por ejemplo MgO y H₂O), excepto en los peróxidos que es -1 (ejemplo H₂O₂).

3- Los elementos del Grupo IA y IIA (elementos representativos) de la tabla periódica, tienen número de oxidación +1 y +2, respectivamente.

1	2
H ±1	
Li +1	Be +2
Na +1	Mg +2
K +1	Ca +2
Rb +1	Sr +2
Cs +1	Ba +2

4- El número romano del grupo al que pertenece un elemento indica su máximo número de oxidación (excepciones, para los elementos representativos: O, F y Po).

5- El número de oxidación negativo con que actúan algunos de los elementos no metálicos (más electronegativos) se puede determinar restando ocho (8) al número romano del grupo al que pertenece. Ej. N; O; S; halógenos.

6- El flúor tiene un número de oxidación de -1 en todos sus compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br y I) también tienen números de oxidación de -1 cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo en los oxoácidos y oxoaniones, tienen números de oxidación positivos.

7- En los elementos libres (es decir, en estado no combinado), cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en H₂, Br₂, Na, Be, K, O₂ y P₄ tiene el mismo número de oxidación: cero.

8- El número de oxidación del átomo de iones monoatómicos es de igual magnitud y signo que su carga.

IONES MONOATÓMICOS	CARGA	NÚMERO DE OXIDACIÓN
Na ⁺	+1	+1
Ca ²⁺	+2	+2
S ⁻²	-2	-2

FORMULACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS Y NOMENCLATURA

La nomenclatura química debe considerarse un lenguaje. Como todo lenguaje está constituida de palabras y debe obedecer ciertas reglas gramaticales. En el lenguaje de la química, las letras son los nombres o los símbolos de los elementos químicos. Así como un conjunto de letras forman una palabra, la unión de los símbolos de los elementos, constituyen la fórmula del compuesto.

Por tanto, el estudiante de química debe comprender los símbolos de los elementos y las correspondientes reglas para escribir nombres, fórmulas y ecuaciones químicas y ejercitarse en dicha actividad para poder acceder al aprendizaje de las mismas.

Las fórmulas químicas, por sí mismas, no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, sólo indican su proporción. Es así, que se tiene:



Representando **C** y **A** dos elementos que se combinan de forma tal que el compuesto posee **x** átomos de C por cada **y** átomos de A. **x** e **y** se denomina **atomicidad** de cada uno de los elementos en cuestión.

Hoy en día, la fórmula química constituye la representación simbólica de un compuesto químico y es una representación universal.

Dentro de un mismo idioma existen una serie de nombres aceptados que permiten identificar una sustancia química sin ambigüedad. Así como hay diversas formas de expresar una misma idea con frases gramaticalmente correctas, hay varias formas de nombrar un mismo compuesto unívocamente. Por ello, se hizo necesario adoptar ciertas reglas que permitan la identificación de sustancias en forma clara, facilitando así la comunicación en el ámbito internacional. De ahí que, al escribir la fórmula de un compuesto en un país, no habrá ninguna confusión al leer la misma en otro país, incluso en un idioma diferente.

En tal sentido, la **Unión internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC**, International Union of Pure and Applied Chemistry), ha establecido un conjunto de recomendaciones para la nomenclatura química, las cuales permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. Estas reglas o guías han sido establecidas con el propósito de proveer normas de referencia a todas aquellas personas que desarrollen sus actividades en el ámbito de la química, las cuales permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. Estas reglas o guías han sido establecidas con el propósito de proveer normas de referencia a todas aquellas personas que desarrollen sus actividades en el ámbito de la química o tengan relación con ella, tales como profesionales de las ciencias químicas, ingenieros, técnicos, estudiantes, etc. La formación y aprendizaje de estas guías es un aspecto importante en la formación de los mismos y requiere su permanente práctica.

Aun así, ciertas sustancias han mantenido nombres históricos o tradicionales que no guardan relación con su fórmula y pueden variar según el idioma: agua, amoníaco y otras.

Existen tres tipos de nomenclaturas: clásica o tradicional, sistemática de Stock y por atomicidad o estequiometría.

La nomenclatura **clásica (o tradicional)** es la que más información requiere para poder nombrar un compuesto. Por ejemplo, se necesita conocer el número de oxidación del elemento y si se trata del mayor o menor de los estados. Sin embargo esta forma de nombrar a los compuestos es la más conocida y la que más se emplea en el laboratorio. La nomenclatura **sistemática de Stock** permite obtener la información del compuesto de manera más directa que la tradicional puesto que consiste en agregar al nombre del elemento su número de valencia en números romanos y entre paréntesis. Finalmente la nomenclatura por **atomicidad (o estequiométrica)** tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forman la molécula.

En esta guía aprenderemos a formular y a nombrar a las sustancias más comunes dentro de la química inorgánica. La nomenclatura de la química del carbono (química orgánica) no será tratada en este curso debido a su complejidad. La clasificación que emplearemos se diseñó con fines prácticos para facilitar el aprendizaje de la nomenclatura, con ella no se pretende agrupar a los compuestos basándose en sus propiedades químicas y en consecuencia no es conveniente que ud. la adopte como una estructura rígida.

En todos los casos la construcción de todos los compuestos neutros, aniones y cationes se base en el **Principio de conservación de la Carga**. Esto significa que la suma de las cargas de los aniones y cationes que dan origen a una especie deberá ser igual a la carga neta de la especie formada.

La combinación de aniones y cationes monoatómicos puede dar origen a especies poliatómicas cargadas o neutras. Si la especie resultante es:

- Un **anión poliatómico**, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será negativa e igual a la carga neta del anión poliatómico formado

ANIÓN POLIATÓMICO	CARGA DEL ANION	NÚMERO DE OXIDACIÓN	SUMA ALGEBRAICA
CO ₃ ⁻²	-2	C: +4	+4 + (-2).3 = -2
		O: -2	
SO ₄ ⁻²	-2	S: +6	+6 + (-2).4 = -2
		O: -2	

- Un **catión poliatómico**, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será positiva e igual a la carga del catión poliatómico formado:

CATIÓN POLIATÓMICO	CARGA DEL CATIÓN	NÚMERO DE OXIDACIÓN	SUMA ALGEBRAICA
NH ₄ ⁺¹	+1	N: -3	-3 + (+1).4 = +1
		H: +1	
H ₃ O ⁺¹	+1	O: -2	(+1).3+(-2) = +1
		H: +1	

- **Neutra**, la suma de las cargas de los aniones y cationes monoatómicos que le dan origen será cero. Este es un caso particular del Principio de conservación de la carga y usted ya lo conoce. Este es el denominado **Principio de Electroneutralidad**.

COMPUESTO NEUTRO	NÚMERO DE OXIDACIÓN	SUMA ALGEBRAICA
KNO ₃	K: +1	+1 + 5 + (-2).3 = 0
	N: +5	

	O: -2	
HCl	H: +1	+1 -1 = 0
	Cl: -1	

Es importante aclarar que:

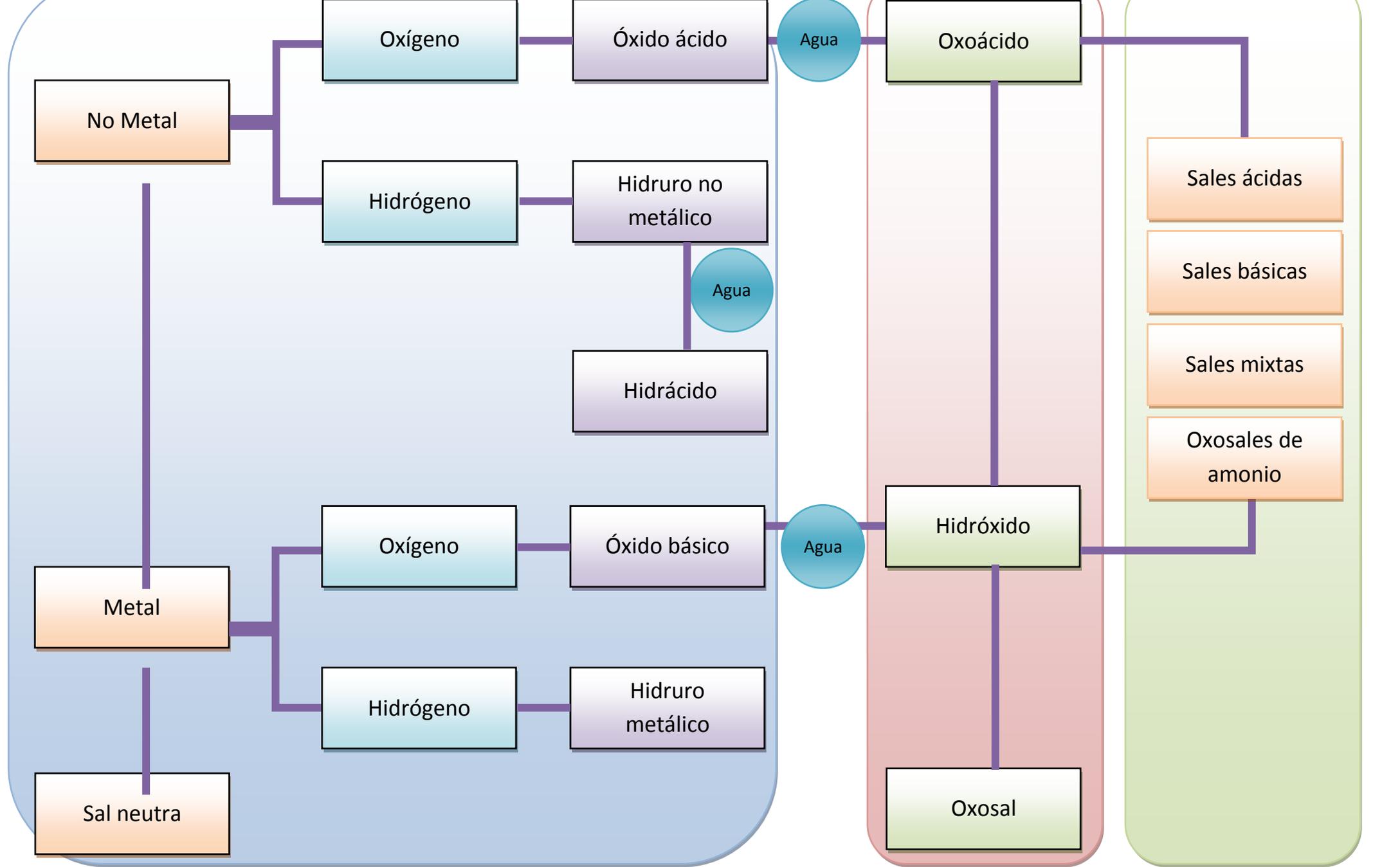
El empleo del Principio de conservación de la carga en la construcción de especies poliatómicas neutras o cargadas (cationes y aniones) supone explícitamente que las especies son formadas a partir de aniones y cationes monoatómicas

Esto no significa necesariamente que la unión entre los elementos que constituyen el compuesto formado sea de naturaleza electrostática.

El principio de conservación de la carga es sólo una herramienta útil para construir los compuestos.

Una primera clasificación que podemos hacer de las sustancias inorgánicas es en **sustancias simples** y **sustancias compuestas**. Las primeras son aquellas moléculas formadas por un solo elemento, por ejemplo la molécula de oxígeno (O₂), hidrógeno (H₂), azufre (S₈), etc. Mientras que las sustancias compuestas poseen elementos diferentes y pueden ser a su vez divididas según la clase y el número de átomos presentes en la molécula. Así podemos clasificarlas en compuestos binarios (formada por dos elementos distintos), ternarios (formado por tres elementos) y cuaternarios (formado por cuatro elementos), etc.

En el siguiente diagrama se presenta de forma simplificada cómo se combinan los elementos para dar lugar a los distintos compuestos. Pero en la naturaleza la formación de los compuestos dista mucho de ocurrir siguiendo estos simples pasos. Hay miles de mecanismos que pueden llevar a la formación de los compuestos mostrados en la tabla.



Compuestos binarios

Compuestos Ternarios

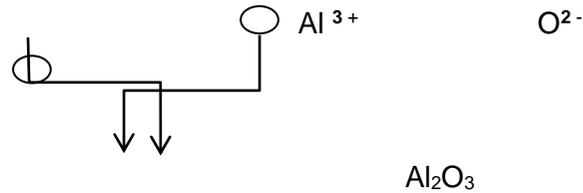
Compuestos cuaternarios

C. COMPUESTOS BINARIOS

Son aquellos compuestos que están formados por **dos** elementos.

C.1) Reglas del número de oxidación cruzado para obtener la fórmula química de los compuestos binarios:

- Dada la nomenclatura de un compuesto binario, escribir el símbolo de cada átomo.
- Indicar arriba y a su derecha el número de oxidación correspondiente.
- Ordenar los símbolos de los elementos participantes de mayor a menor número de oxidación, esto es, ordenarlos de menos a más electronegativos.
- Como dijimos, en los compuestos inorgánicos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por el número de cada átomo, debe ser igual a 0. En esto se basa el método que implica **colocar como subíndice de cada átomo, el valor (sin signo) del número de oxidación del otro átomo.**



La fórmula química de los compuestos debe representar la menor cantidad de átomos que permita la neutralidad, por lo que siempre que sea factible, se divide ambos subíndices por el mayor número posible (simplificar).

C.2) Óxidos Ácidos:



No Metal

Oxígeno

Óxido ácido

Formulación: Resultan de la combinación de un **no metal** con oxígeno. En estos casos no hay transferencia de electrones de un átomo a otro, sino que los pares de electrones se comparten. Los no metales forman óxidos ácidos con sus números de oxidación positivos.

Ejemplos: SO_2 , SO_3 , Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca la palabra anhídrido seguido del nombre del no metal. Recuerde el empleo de los sufijos **oso** o **ico** para el menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

Si el no metal posee cuatro estados de oxidación (Ej. Cl, Br, I), los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose en todos los casos la palabra **anhídrido** seguida de:

- Para el primero, el prefijo **“hipo”** a la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“oso”**
- Para el segundo, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“oso”**
- Para el tercero, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“ico”**
- Para el cuarto, el prefijo **“per”** a la raíz del nombre del átomo central terminado en el sufijo **“ico”**.

La nomenclatura tradicional para este tipo de compuestos y en especial cuando el catión es no metálico está en desuso. La denominación anhídridos, por ejemplo (CO_2) sólo puede encontrarla en algunos libros no actualizados.

Sistemática de Stock: se emplea la palabra óxido seguida del **nombre del catión** y separada por la preposición **“de”**. Recuerde que en el caso de que dicho catión presente más de un estado de oxidación, se escribe el **número de oxidación** en romano y entre paréntesis.

Estequiométrica: se debe colocar la palabra **óxido** con el prefijo multiplicativo seguida del **nombre del elemento del catión** con el prefijo multiplicativo y separado por la preposición **“de”**. El prefijo multiplicativo **“mono”** se omite en el no metal.

Óxido ácido	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
SO ₂	Anhidrido sulfuroso	Oxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
SO ₃	Anhídrido sulfúrico	Oxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre
Cl ₂ O	Anhidrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	Óxido de dicloro
Cl ₂ O ₃	Anhidrido cloroso	Oxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Oxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptóxido de dicloro

Casos especiales I:

El cromo (Cr) y el manganeso (Mn) como elementos (con número de oxidación cero) tienen propiedades metálicas; pero cuando actúan con sus mayores estado de oxidación (+6 para Cr ; +6 y +7 para Mn) poseen carácter no metálico, formando óxidos ácidos y los ácidos oxácidos correspondientes.

Óxido ácido	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
CrO ₃	Anhídrido crómico	Óxido de cromo (VI)	Trióxido de cromo
MnO ₃	Anhídrido mangánico	Óxido de manganeso (VI)	Trióxido de manganeso
Mn ₂ O ₇	Anhídrido permangánico	Óxido de manganeso (VII)	Heptaóxido de dimanganeso

Casos especiales II:

El nitrógeno puede formar distintos óxidos, según actúe con número de oxidación +1, +2, +3, +4, +5. Cuando actúa con el número de oxidación +1 y +2 forma óxidos neutros, con el número de oxidación +3 y +5 forma los óxidos ácidos y con el número de oxidación +4 forma un óxido anfótero (NO₂ y N₂O₄), es decir que puede actuar como óxido básico o ácido. En la siguiente tabla se presentan los distintos óxidos de nitrógeno, con su correspondiente nomenclatura.

Estado de oxidación del nitrógeno	Ejemplo	óxido	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
+1	N ₂ O	Neutro	Óxido nitroso	Óxido de nitrógeno (I)	Monóxido de dinitrógeno

+2	NO	Neutro	Óxido nítrico	Óxido de nitrógeno (II)	Monóxido de nitrógeno
+3	N ₂ O ₃	Ácido	Anhídrido nitroso	Óxido de nitrógeno (III)	Trióxido de dinitrógeno
+4	NO ₂	Anfótero		Óxido de nitrógeno (IV)	Dióxido de nitrógeno
+5	N ₂ O ₅	Ácido	Anhídrido nítrico	Óxido de nitrógeno (V)	Pentóxido de dinitrógeno

El carbono con número de oxidación +2 también forma un óxido neutro. ¿Se anima a formularlo y nombrarlo?

C.3) Hidruros no metálicos:



- *Formulación hidruros no metálicos (No metal: Grupo 16 y 17, distinto de óxido):* Escribir primero el símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del anión y colocar el subíndice del hidrógeno de forma tal que se cumpla el principio de electroneutralidad.

En estos hidruros, el no metal actúa siempre con la *menor* valencia.

Ejemplos: HF, HCl, H₂S

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el nombre del **anión monoatómico** (sufijo “uro”) seguido de la palabra **hidrogeno** y separado por la preposición “**de**”.

Sistemática de Stock: los compuestos se nombran de la misma manera, aunque también es válido colocar el prefijo multiplicativo a la palabra hidrógeno.

Hidruro no metálico	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------

HF	Fluoruro de hidrógeno	Idem tradicional	
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Idem tradicional ó Sulfuro de dihidrógeno	

- Formulación hidruros no metálicos (No metal: Grupo 13, 14 y 15)^{1*}: en estos casos se coloca primero el elemento del grupo 13, 14 y 15 y luego el hidrógeno con un subíndice tal que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Ejemplos: BH₃, CH₄, SiH₄, NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃

Nomenclatura: si bien existe una nomenclatura sistemática para estos compuestos, no la detallaremos. La IUPAC ha aceptado el uso de los nombres triviales de estas especies.

Hidruro no metálico	Nombre
BH ₃	Borano
CH ₄	Metano
SiH ₄	Silano
NH ₃	Amoníaco
PH ₃	Fosfina
AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina

C.4) Óxidos básicos:



¹ Si bien el NH₃ desde el punto de vista de la electronegatividad es un nitruro, la IUPAC para nombrarlo lo considera un hidruro.

Formulación: Resultan de la combinación de un **metal** con oxígeno.

Ejemplos: Na₂O, FeO, Fe₂O₃

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca la palabra **óxido** seguido del **nombre del catión**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**”, y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los sufijos **oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “de”.

Sistemática de Stock: se emplea la palabra óxido seguida del **nombre del catión** y separada por la preposición “**de**”. Recuerde que en el caso de que dicho catión presente más de un estado de oxidación, se escribe el **número de oxidación** en romano y entre paréntesis.

Estequiométrica: se debe colocar la palabra **óxido** con el prefijo multiplicativo seguida del **nombre del elemento del catión** con el prefijo multiplicativo y separado por la preposición “**de**”. El prefijo multiplicativo “**mono**” se omite en el metal.

Óxido básico	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
Na ₂ O	Óxido de sodio	Ídem tradicional	Ídem tradicional
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Oxido de hierro
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Oxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro

C.5) Hidruros metálicos:



Formulación: Son compuestos binarios formados por la combinación del hidrógeno con metales alcalinos y alcalinotérreos (con excepción del berilio y del magnesio). Se coloca primero el **símbolo del metal** y luego el símbolo del hidrógeno. En este caso el hidrógeno actuará con número de oxidación -1.

Ejemplos: NaH, CaH₂, BaH₂

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el nombre del **catión** seguido de la palabra **hidrogeno** y separado por la preposición “**de**”.

Hidruro metálico	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
NaH	Hidruro de sodio		
CaH ₂	Hidruro de calcio		
BaH ₂	Hidruro de bario		

C.6) Sales neutras:



Formulación. Estos compuestos poseen una fórmula química constituida por **elemento metálico** y **elemento no metálico (distinto de óxido-O²⁻)**.

Se debe escribir primero el catión, luego el anión monoatómico y se coloca los subíndices de ambos de forma tal que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Ejemplos: CaCl₂, FeS, Fe₂S₃

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el nombre del anión monoatómico seguido del nombre del catión. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “de” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los sufijos **oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “de”.

La nomenclatura tradicional para este tipo de compuestos está prácticamente en desuso, por lo que no se recomienda su empleo.

Sistemática de Stock: se coloca el nombre del **anión monoatómico** seguido del **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura sistemática y separada por la preposición “**de**”. Recuerde que en el caso de que el catión presente más de un estado de oxidación debe indicarse su número de oxidación en número romano y entre paréntesis.

Estequiométrica: se coloca el **nombre del anión monoatómico** con el **prefijo multiplicativo** seguido del **nombre del elemento del catión** con el **prefijo multiplicativo** y separado por la preposición “**de**”

Sal	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
CaCl ₂	Cloruro de calcio	Cloruro de calcio	Dicloruro de calcio
FeS	Sulfuro ferroso	Sulfuro de hierro (II)	Sulfuro de hierro
Fe ₂ S ₃	Sulfuro férrico	Sulfuro de hierro (III)	Trisulfuro de dihierro

D. COMPUESTOS TERNARIOS

Son compuestos cuya fórmula química está constituida por tres clases distintas de elementos.

D.1) Oxoácidos



Formulación: Se originan por combinación del agua con un anhídrido u óxido ácido. Su fórmula química contiene: **hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno**.



Ejemplos: H₂SO₄, H₂SO₃, HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: cuando el átomo central posee un estado de oxidación, se coloca la palabra **ácido** seguida de la **raíz del nombre del átomo central** con el sufijo **ico**. Cuando el átomo central posee dos estados de oxidación se coloca el sufijo **oso** para el menor estado de oxidación, y con el sufijo **ico** para el mayor.

Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose en todos los caso la palabra **ácido** seguida de:

- Para el primero, el prefijo **“hipo”** a la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“oso”**
- Para el segundo, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“oso”**
- Para el tercero, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“ico”**
- Para el cuarto, el prefijo **“per”** a la raíz del nombre del átomo central terminado en el sufijo **“ico”**.

Sistemática de Stock: se nombra primero el **oxoanión** seguido de hidrógeno (**nombre del catión**) anteponiéndole el prefijo correspondiente separado por la preposición **“de”**.

Oxoácido	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno	
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno	
HClO	Ácido hipocloroso	Óxoclorato (I) de hidrógeno	
HClO ₂	Ácido cloroso	dioxoclorato (III) de hidrógeno	
HClO ₃	Ácido clórico	trioxoclorato (V) de hidrógeno	
HClO ₄	Ácido perclórico	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	

Casos especiales I:

Ciertos anhídridos, tales como el fosfórico o el fosforoso, al reaccionar con el agua pueden dar lugar a la formación de tres oxoácidos distintos ya que los anhídridos pueden reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua.

Los oxoácidos formados a partir de P y As reciben de acuerdo a la nomenclatura tradicional diferentes nombres de acuerdo al número de aniones óxidos que rodean al átomo central (P ó As) en el oxoanión.

Anión	Clásica o tradicional
HPO_2	Ácido metafosforoso
HPO_3	Ácido metafosfórico
H_3PO_3	Ácido Ortofosforoso o fosforoso
H_3PO_4	Ácido Ortofosforico o fosfórico
HAsO_2	Ácido metaarsenioso
HAsO_3	Ácido metaarsénico
H_3AsO_3	Ácido Ortoarsenioso o arsenioso
H_3AsO_4	Ácido Ortoarsenico o arsénico

Un caso similar al del fósforo ocurre con el boro, que puede formar dos ácidos ya que se combina con una o dos moléculas de agua.

Y otro, muy especial, es la formación del ácido dicrómico, en donde dos moléculas de anhídrido crómico se combinan con una molécula de agua:

- ¿Se anima a formularlo?

Actividad 1: dados los siguientes aniones, deduzca la cantidad de cationes hidrógeno (H^+) que son necesarios para neutralizarlos. Nombre los compuestos, así formado, de acuerdo a la nomenclatura sistemática.

- BrO_3^-
- IO_4^-
- AsO_4^{3-}
- SO_3^{2-}

Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos resultantes de la combinación de un óxido ácido y agua.

Oxoácidos		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
H_3BO_3	Ácido bórico	Trioxoborato (III) de trihidrógeno
H_2CO_3		
HNO_3		
	Acido nitroso	
H_3PO_3	Ácido ortofosforoso	
		Tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno
		μ -oxo-bis[trioxofosfato (V)] de tetrahidrógeno
	Ácido arsénico	Tetraoxoarseniato (V) de trihidrógeno
H_3AsO_3	Ácido arsenioso	
H_2SO_4		
	Ácido sulfuroso	
	Ácido crómico	Tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno
	Ácido dicrómico	μ -oxo-bis[trioxocromato (VI)] de dihidrógeno
	Ácido hipocloroso	
$HClO_2$		
$HClO_3$		
		Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
HIO_3		
	Ácido peryódico	
$HMnO_4$		

Completar la tabla basándose en el siguiente ejemplo

$2H^+$	+ trioxocarbonato (IV)	= trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno
H^+	+	= dioxonitrato (III) de

3H^+	+ tetraoxoarseniato (V)	=.....
H^+	+	= tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
H^+	+ trioxonitrato (V)	=.....
H^+	+	= tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno
- Monooxaclorato (I) de hidrógeno
- Trioxosulfato (IV) de dihidrógeno
- Tetraoxoantimoniato (V) de trihidrógeno

Dadas las siguientes fórmulas, verificar si coinciden con el nombre correspondiente y, en caso contrario, escribirlo o nombrarlo correctamente

HClO_2 Dioxoclorato (III) de hidrógeno
 H_2CO_3 Tetraoxocarbonato (IV) de dihidrógeno
 H_3PO_4 Tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno

D.2) Aniones

Cuando los ácidos se disuelven en agua, pueden perder total o parcialmente los hidrógenos presentes en la molécula, dando lugar a distintos tipos de aniones. A continuación se presentan los aniones más comunes que estudiaremos en el presente ciclo propedéutico.

D.2.1) Aniones monoatómicos

Formulación: Se emplea el símbolo del elemento con el estado de oxidación como supraíndice a la derecha.

A^{x-}

Nomenclatura: los aniones monoatómicos se designan (a excepción del oxígeno) con la raíz del nombre del elemento y el sufijo **uro** independientemente del tipo de nomenclatura que se utilice ya que el nombre de estos aniones no ha sufrido modificación con el tiempo. En la siguiente tabla se resumen los más empleados:

Elemento	Raíz	Raíz + sufijo	Representación simbólica
Hidrógeno	Hidr	Hidru ro	H ⁻
Flúor	Flúor	Flúor uro	F ⁻
Cloro	Clor	Clor uro	Cl ⁻
Bromo	Brom	Brom uro	Br ⁻
Yodo	Iod	Iod uro	I ⁻
Oxígeno	Oxi	Oxido	O ²⁻
Azufre	Sulf	Sulf uro	S ²⁻
Selenio	Seleni	Seleni uro	Se ²⁻
Telurio	Teluri	Teluri uro	Te ²⁻
Nitrógeno	Nitr	Nitr uro	N ³⁻
Fósforo	Fósf	Fósf uro	P ³⁻
Arsénico	Arseni	Arseni uro	As ³⁻
Antimonio	Antimoni	Antimoni uro	Sb ³⁻
Carbono	Carb	Carb uro	C ⁴⁻
Silicio	Sil	Sil uro	Si ⁴⁻

D.2.2) Aniones diatómicos de catión hidrógeno (H⁺)

- Con los aniones monoatómicos del grupo 16 distintos de oxígeno

Formulación: escribir primero el símbolo del hidrógeno, luego el del anión monoatómico y colocar como supraíndice la carga del anión de forma tal que con el principio de conservación de la carga se obtengan aniones con carga igual a (1-). Tenga en cuenta que como regla general, al formular un compuesto (catión /anión), siempre debe escribirse el elemento más electropositivo a la izquierda, y el más electronegativo a la derecha.

Ejemplos: HS⁻, HSe⁻, HTe⁻

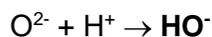
Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se escribe el nombre del **anión monoatómico** y luego la palabra **ácido**. Sistemática de Stock: se escribe la palabra **hidrógeno** seguida del nombre del **anión monoatómico**.

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
HS ⁻	Sulfuro ácido	Hidrógeno sulfuro
HSe ⁻	Seleniuro ácido	Hidrógeno seleniuro
HTe ⁻	Teluriuro ácido	Hidrógeno teluriuro

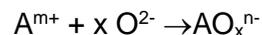
- Anión Hidróxido

El ión óxido se une con el catión hidrógeno para formar el anión diatómico **hidróxido**. Este anión debería nombrarse como anión hidróxido o simplemente hidróxido, no debiendo nombrarse como oxihidrilo o hidroxilo. Sin embargo el uso del término oxihidrilo se encuentra ampliamente utilizado en la jerga química.



D.2.3) Aniones poliatómicos del tipo AO_x^{n-} , Oxoaniones

Los aniones poliatómicos que vamos a considerar contienen un átomo central con estado de oxidación positivo (catión no metálico) rodeado por aniones óxido. La fórmula general es del tipo:



Donde x indica el número iones óxido que rodean al átomo central A, y n- indica la carga total del anión formado.

La carga del oxoanión (n-) se obtiene multiplicando la carga del anión óxido (2-) por el número de iones óxidos (x) y sumando a este producto la carga del anión no metálico (m+). Cabe aclarar que esta carga nos permite determinar el estado de oxidación del átomo central (E.O.A.C.). Esto es:

$$1 (m+) + x (-2) = n-$$

$$\text{E.O.A.C.} + x (-2) = n-$$

¿Cómo obtenemos la cantidad de iones óxido que rodean al átomo central?

Por ejemplo, si tenemos un catión de S con estado de oxidación 6+, debemos incorporar tantos óxidos hasta que se superen las 6 cargas positivas del azufre:

1 anión O ²⁻	S ⁶⁺ + O ²⁻	SO ⁴⁺
2 aniones O ²⁻	S ⁶⁺ + 2 O ²⁻	SO ₂ ²⁺
3 aniones O ²⁻	S ⁶⁺ + 3 O ²⁻	SO ₃ ⁰⁺
4 aniones O ²⁻	S ⁶⁺ + 4 O ²⁻	SO ₄ ²⁻

En este punto, 4 O²⁻ han superado las 6 cargas positivas del azufre, por lo tanto hemos formado el oxoanión SO₄²⁻

Actividad 2: complete la siguiente tabla con los aniones poliatómicos del tipo AO_xⁿ⁻ más comunes

Aniones Poliatómicos AO_xⁿ⁻ : OXOANIONES				
Átomo central	E.O.A.C.	Nº de aniones O²⁻ que puede incorporar	Carga neta del oxoanión	Fórmula del oxoanión
C	4+	3	2-	CO ₃ ²⁻
N	3+			
N	5+			
P	3+			
P	3+			
P	5+			
P	5+			
As	3+			
As	3+			
As	5+			
As	5+			

S	4+			
S	6+			
Cl	1+			
Cl	3+			
Cl	5+			
Cl	7+			
Br	1+			
Br	3+			
Br	5+			
Br	7+			
I	1+			
I	3+			
I	5+			
I	7+			
Mn	7+			
Mn	6+			
Si	4+			
Cr	6+			

Formulación: se coloca el símbolo del elemento del átomo central seguido del símbolo del oxígeno con subíndice adecuado y como supraíndice la carga total del conjunto de forma que se cumpla el principio de conservación de carga.

Ejemplos: SO_4^{2-} SO_3^{2-} ClO^- ClO_2^- ClO_3^- ClO_4^-

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: cuando el átomo central presenta dos estados de oxidación el anión se nombra con la **raíz del nombre del átomo central** y con sufijo **ito** o **ato** para el menor y mayor E.O.A.C., respectivamente.

Cuando el átomo central posee cuatro estados de oxidación, los mismos se ordenan de menor a mayor colocándose:

- Para el primero, el prefijo **“hipo”** a la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“ito”**
- Para el segundo, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“ito”**
- Para el tercero, solamente la raíz del nombre del átomo central terminado con el sufijo **“ato”**
- Para el cuarto, el prefijo **“per”** a la raíz del nombre del átomo central terminado en el sufijo **“ato”**.

Sistemática de Stock: en este caso se coloca un prefijo multiplicativo (**di, tri, tetra, etc. – mono se omite**) que indica el número de iones óxido, seguido de **“oxo”** y a continuación la raíz del nombre del átomo central con el sufijo **“ato”** y en caso necesario se coloca entre paréntesis y con número romano el E.O.A.C.

No metal	E.O.A.C	Oxoanión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
S	3+	SO_3^{2-}	Sulfito	Trioxosulfato (IV)
	6+	SO_4^{2-}	Sulfato	Tetraoxosulfato (VI)
Cl	1+	ClO^-	Hipoclorito	Oxoclorato (I)
	3+	ClO_2^-	Clorito	Dioxoclorato (IV)
	5+	ClO_3^-	Clorato	Trioxoclorato (V)
	7+	ClO_4^-	perclorato	Tetraoxoclorato (VI)

Los oxoaniones formados a partir de P y As reciben de acuerdo a la nomenclatura tradicional nombres diferentes dependiendo del número de aniones óxidos que rodean el átomo central (P o As) y se describen a continuación

Anión	Clásica o tradicional
PO_2^-	metafosfito
PO_3^-	metafosfato
PO_3^{3-}	Ortofosfito o fosfito

PO_4^{3-}	Ortofosfato o fosfato
AsO_2^-	metarsenito
AsO_3^-	metarseniato
AsO_3^{3-}	Ortoarsenito o arsenito
AsO_4^{3-}	Ortoarseniato o arseniato

Nota 1: un caso particular, polioxoaniones binucleares con oxígeno como puente.

Este tipo de oxoaniones son aquellos que presentan 2 átomos centrales rodeados de iones óxidos y unidos entre sí por medio de un oxígeno que actúa como puente. La fórmula de dos de los más comunes se detalla a continuación



Su fórmula condensada y su nomenclatura se detallan a continuación. En la Sistemática de Stock la letra griega μ delante de "oxo" indica que actúa como puente

Anión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Pirofosfato	μ -oxo bis[trioxofosfato (V)]
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato	μ -oxo bis[trioxocromato (VI)]

Nota 2: un caso particular, polioxoaniones de manganeso.

Este tipo de oxoaniones reciben un nombre particular sólo en la nomenclatura tradicional, pudiéndose nombrarlos normalmente de acuerdo a la Sistemática de Stock desarrollada en esta sección. Su fórmula y su nomenclatura se detallan a continuación:

Anión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
MnO_4^-	Permanganato	Tetraoxomanganato (VII)
MnO_4^{2-}	Manganato	Tetraoxomanganato (VI)

Es conveniente que conozca los aniones poliatómicos más comúnmente empleados en el laboratorio y que ud. empleará en algún experimento durante su carrera.

Actividad 3: complete la siguiente tabla

Oxoaniones (AO_x^{n-}), fórmulas y nomenclatura		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
BO_3^{3-}		
SiO_4^{4-}		
CO_3^{2-}		
NO_3^-		
NO_2^-		
PO_4^{3-}		
PO_3^{3-}		
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$		
AsO_4^{3-}		
AsO_3^{3-}		
SO_4^{2-}		
SO_3^{2-}		
CrO_4^{2-}		
$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$		
ClO^-		
ClO_2^-		
ClO_3^-		
ClO_4^-		
IO_3^-		
IO_4^-		
MnO_4^-		

ClO_4^-		
------------------	--	--

D.2.4) Aniones poliatómicos del tipo $\text{H}_y\text{AO}_x^{n-}$, hidrógeno oxoaniones u oxoaniones ácido.

Formulación: se coloca el **oxoanión** precedido por el catión **hidrógeno** con el **subíndice** correspondiente y como **supraíndice la carga global** de la especie resultante que se obtiene de la aplicación del principio de conservación de la carga.

Ejemplos: HSO_4^- , HSO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el nombre del **oxoanión** y luego la palabra **ácido** con el **prefijo** correspondiente al número de hidrógenos presente.

Sistemática de Stock: se coloca la palabra anión, luego la palabra hidrógeno precedida con el prefijo y a continuación el nombre del oxoanión de acuerdo a la nomenclatura sistemática.

Anión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
HSO_4^-	Sulfato ácido	Anion hidrógenotetraoxosulfato (VI)
HSO_3^-	Sulfito ácido	Anión hidrogenotrioxosulfato (IV)
H_2PO_4^-	Fosfato diácido	Anión dihidrógenotetraoxofosfato (V)
HPO_4^{2-}	Fosfato monoácido o fosfato ácido	Anión hidrógenotetraoxofosfato (V)

Actividad 4: dados los oxoaniones PO_3^{3-} , AsO_4^{3-} , AsO_3^{3-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

a) Formule los posibles oxoaniones ácidos de los mismos

.....

Nómbrelos de acuerdo a la nomenclatura tradicional y sistemática

.....

.....

b) Complete la siguiente tabla formulando o nombrando los hidrogeno oxoaniones.

Hidrógenos oxoaniones		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
$H_2PO_4^-$	Fosfato diácido u ortofosfato diácido	Dihidrogeno tetraoxofosfato (V)
	Pirofosfato diácido	
	Sulfato ácido	
	Sulfito ácido	
		Hidrógeno trioxoseleniato (IV)
$HSeO_4^-$		
		Dihidrógeno trioxofosfato (III)
HPO_4^{2-}		

D.3) Bases o Hidróxidos



Formulación: Se originan por la combinación del agua con un óxido básico o NH_4^+ . Su fórmula química contiene: **elemento metálico, oxígeno e hidrógeno**. El oxígeno y el hidrógeno unidos forman una especie iónica llamada ión oxhidrilo o hidróxido: **(HO⁻)**.

Se coloca primero el **catión** seguido del anión **hidróxido** con su respectivo subíndice de forma tal que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Dado que el anión hidróxido constituye una especie poliatómica, para indicar el número de aniones hidróxidos, este debe encerrarse entre paréntesis y luego colocar los subíndices. El paréntesis sirve para separar un grupo de átomos en una fórmula e indicar que constituyen una identidad.



Ejemplos: Ba(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, NH₄(OH)

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: Se coloca la palabra **hidróxido** seguido del nombre del **catión**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los sufijos **oso** e **ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “**de**”.

Sistemática de Stock: el nombre del compuesto se forma colocando la palabra **hidróxido** seguida del nombre del **catión** separados por la preposición “**de**”. Si el mismo presenta más de un estado de oxidación, este se coloca entre paréntesis y en número romano.

Estequiométrica: el nombre del compuesto se forma colocando la palabra **hidróxido** precedida del **prefijo** griego que indique el número de aniones hidróxidos que hay en la fórmula y a continuación el nombre del elemento del **catión**, separados por la preposición “**de**”

Hidróxidos o bases	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
Ba(OH) ₂	Hidróxido de Bario	Hidróxido de Bario	Dihidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de Hierro (II)	Dihidróxido de hierro
Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio

Actividad 5: complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos

D.4) Cationes

Cuando los hidróxidos o bases se disuelven en agua, pueden perder total o parcialmente los hidróxidos presentes en la molécula, dando lugar a distintos tipos de cationes. A continuación se presentan los cationes más comunes que estudiaremos en el presente ciclo propedéutico.

D.4.1) Cationes monoatómicos:

- Cationes metálicos

Formulación: Se emplea el **símbolo del elemento** con el **estado de oxidación** como **supraíndice** a la derecha.



Ejemplos: Na^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pb^{2+} , Pb^{4+} , Cu^+ , Cu^{2+}

Nomenclatura: Si el catión presenta sólo un estado de oxidación se nombra con el **nombre del elemento** sin modificar, anteponiéndole la palabra catión.

Ejemplos:

Na^+ Cation sodio
 Ca^{2+} Cation calcio

Cuando el catión presenta más de un estado de oxidación, el nombre dependerá del tipo de nomenclatura empleada.

Clásica o tradicional: se utiliza la **raíz del nombre del elemento** con sufijo “**oso**” para el menor estado de oxidación del elemento y el sufijo “**ico**” para el mayor estado de oxidación.

Sistemática de Stock: se escribe el **nombre del elemento** seguido del **estado de oxidación** entre paréntesis y con **número romano**.

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
Fe^{2+}	Catión ferroso	Hierro (II)
Fe^{3+}	Catión férrico	Hierro (III)
Pb^{2+}	Catión plumboso	Plomo (II)
Pb^{4+}	Catión plúmbico	Plomo (IV)
Cu^+	Catión cuproso	Cobre (I)
Cu^{2+}	Catión cúprico	Cobre (II)

- Cationes No Metálicos

Nomenclatura: la nomenclatura utilizada para los cationes no metálicos es similar a la vista anteriormente

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
S^{4+}	Catión sulfuroso	Azufre (IV)

S^{6+}	Catión sulfúrico	Azufre (VI)
----------	------------------	-------------

Es importante aclarar que los Cationes no metálicos son entidades hipotéticas que se definen como recursos didácticos para comprender y aprender el lenguaje de la química. En la mayor parte de los casos participan de sustancias compuestas, interaccionando con átomos de Oxígeno u otro elemento muy electronegativo. Por tal motivo en el marco de este curso Ud. sólo los utilizará para generar especies poliatómicas que se verán más adelante.

Actividad 6: complete la siguiente tabla con los símbolos y nombres de cationes monoatómicos

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
Pb^{4+}	Plúmbico	Plomo (IV)
Pb^{2+}	Plumboso	Plomo (II)
Sn^{4+}		Estaño (IV)
Sn^{2+}	Estañoso	
		Hiero (III)
Fe^{2+}		
	Cúprico	
Cu^{+}		
		Catión sodio
	Catión magnesio	
Ba^{2+}		
Al^{3+}		
Au^{3+}		
	auroso	Oro (II)
Ag^{+}		

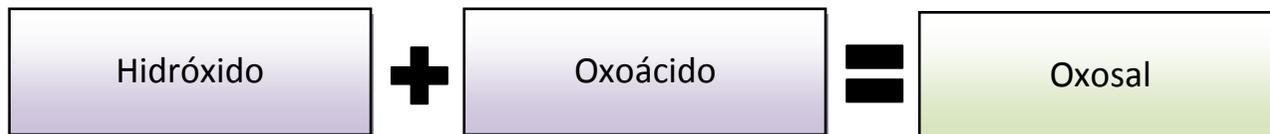
D.4.2) Cationes poliatómicos

- Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos de los grupos 15 y 16

La IUPAC ha aceptado el uso de los nombres triviales de estas especies. Por lo tanto el uso de estos nombres es aceptado como tal. A continuación se presentan las fórmulas y nombres de los más empleados.

Fórmula	Nombre trivial
NH ₄ ⁺	Catión amonio
H ₃ O ⁺	Catión hidronio

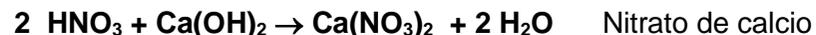
D.5) Oxosales



Formulación: Se obtienen de la reacción entre un oxácido y un hidróxido, además, se obtiene agua. Su fórmula química posee: **metal, no metal y oxígeno**.

Se coloca primero el catión y luego el oxoanión, colando los subíndices adecuados de tal forma que se cumpla el principio de electroneutralidad.

Recuerde que, dado que el oxoanión constituye una especie poliatómica, para indicar el número de oxoaniones éste debe encerrarse entre paréntesis y luego colocar los subíndices. El paréntesis sirve para separar un grupo de átomos en una fórmula e indicar que constituyen una identidad.



Ejemplos: Al₂(SO₄)₃, K₂SO₃, Fe(NO₃)₂, Fe₂(NO₃)₃

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca **el nombre del oxoanión** y luego **el nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición "de" y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso e ico**, omitiéndose en este último caso la preposición "de".

Sistemática de Stock: se coloca un prefijo (ver nota 1) que indica el número de aniones poliatómicos que contiene el compuesto, seguido del **nombre del oxoanión** de acuerdo a la nomenclatura sistemática y luego el **nombre del elemento del catión** con su **prefijo** separados por la preposición "de".

La indicación del E.O.A.C. en el oxoanión, entre paréntesis y en números romanos, puede obviarse porque es redundante al emplearse los prefijos.

No obstante puede aclararse entre paréntesis y en número romano el estado de oxidación del catión cuando posee más de un estado de oxidación.

Oxosales			
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio	Tris[tetraoxosulfato (VI)] de dialuminio	
K_2SO_3	Sulfito de potasio	Trioxosulfato (IV) de dipotasio	
$Fe(NO_3)_2$	Nitrato ferroso	Bis[trioxonitrato (V)] de hierro	
$Fe_2(NO_3)_3$	Nitrato férrico	Tris[trioxosulfato (IV)] de dihierro	

Nota 1: el prefijo que se antepone al nombre del oxoanion no debe confundirse con el prefijo que corresponde al nombre del oxoanion. Para ello se emplean otros prefijos multiplicativos que se indican a continuación:

Número de aniones poliatómicos	Prefijo
2	Bis
3	Tris
4	Tetrakis
5	pentakis

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la nomenclatura sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”.

Ejemplos



Actividad 7: construya las fórmulas con los siguientes iones realizando las combinaciones posibles. Recuerde el uso de paréntesis

Anión: CO_3^{2-} Cation: Na^+
Anión: MnO_4^- Cation: Ca^{2+}

.....
.....
Nombrar los compuestos formados según la nomenclatura tradicional y de Stock.

.....
.....
Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos

Oxosales		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato férrico	Tri[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro
	Perclorato de sodio	
		Tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
	Sulfito níquelico	
		Trioxosilicato (IV) de cobre (II)
$\text{Au}(\text{ClO}_2)_3$		
	Carbonato de calcio	
		Trioxocarbonato (IV) de hierro (II)
	Hipobromito plumboso	
		Bis[trioxonitrato (V)] de hierro
		Trioxosulfato (IV) de magnesio
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
	Permanganato de potasio	

D.5.1) Sales derivadas de hidrácidos

- Sales ácidas derivadas de hidrácidos:

Resultan del reemplazo parcial de los hidrógenos de un hidrácido por átomos metálicos. Se forman con hidrácidos que presentan **dos o más** hidrógenos en su molécula. Su fórmula química contiene **elemento metálico, hidrógeno ácido** (son aquellos que pueden desprenderse como H), y **elemento no metálico**.



- Sales de amonio derivadas de hidrácidos:

Son compuestos cuya fórmula química contiene **hidrógeno, nitrógeno y elemento no metálico**. El hidrógeno con el nitrógeno forman una unidad: **ión amonio (NH₄⁺)**.

**E. COMPUESTOS CUATERNARIOS***E.1) Sales ácidas derivadas de oxácidos:*

Resultan del reemplazo parcial de los hidrógenos de un ácido por átomos metálicos. Se forman con ácidos que presentan **dos o más hidrógenos** en su molécula. Su fórmula química contiene **metal, no metal, hidrógeno ácido y oxígeno**.

Para su formulación se debe colocar primero el **catión** y después el **hidrógeno anión** (hidrógeno oxoanión o hidrógeno anión monoatómico). Colocar los subíndices del **catión** y del **hidrógeno anión** para que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.



Ejemplos: Ba(HS), MgHPO₄, KH₂PO₃, Pb(H₂AsO₄)₂

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el **nombre del hidrogeno anión** y luego el **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional**. Si el catión presenta un estado de oxidación se interpone la preposición “**de**” y si posee dos estados de oxidación recuerde que se emplean los **sufijos oso e ico**, omitiéndose en este último caso la preposición “de”.

Sistemática de Stock: se coloca un **prefijo** (ver nota 1) que indica el número de aniones poliatómicos que contiene el compuesto, seguido del **nombre del hidrógeno anión** de acuerdo a la nomenclatura **sistemática** y luego el **nombre del elemento del catión** con su **prefijo** separados por la preposición “**de**”

Sales ácidas			
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
Ba(HS) ₂	Sulfuro ácido de bario	Bis[hidrógeno sulfuro] de bario	
MgHPO ₄	Ortofosfato monoácido de magnesio	Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de magnesio	
KH ₂ PO ₃	Ortofosfato diácido de potasio	Dihidrógeno trioxofosfato (III) de potasio	
Pb(H ₂ AsO ₄) ₂	Ortoarseniato diácido plumboso	Bis[dihidrógeno tetraoxoarseniato(V)] de plomo	

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”

Ejemplos



La denominación antigua de este tipo de sales, anteponiéndole el prefijo “bi” al nombre tradicional del oxoanión, por ejemplo: NaHCO_3 bicarbonato de sodio, NaHSO_3 bisulfito de sodio, sólo puede encontrarla en algunos libros no actualizados. Actualmente, se recomienda no emplearla. Por lo tanto evite su uso.

Actividad 8: Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos

Sales ácidas		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
NaHCO_3		
		Sulfato ácido férrico
	Bis[dihidrógeno trioxofosfato(III)] de calcio	
$\text{Pb}(\text{HPO}_4)$		

E.2) Sales básicas:

Resultan de reemplazar parcialmente los oxhidrilos (OH^-) de un hidróxido por los aniones de un ácido. Se forman con hidróxidos que tienen más de un oxhidrilo en su molécula. Su fórmula química contiene **metal, hidrógeno, oxígeno y no metal**.

Para su formulación se debe colocar primero el **catión**, después el **anión (monoatómico u oxoanión)** y por último el anión **hidróxido**. Colocar los subíndices del **catión**, del **anión** y del **hidróxido** para que se cumpla el **principio de electroneutralidad**.



Ejemplos: MgCl(HO), ZnI(HO), PbNO₃(HO)

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: Colocar el **nombre del anión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** seguido de la palabra **básico** con un **prefijo** que indique el número de aniones hidróxidos, y luego el **nombre del catión** de acuerdo a la nomenclatura **tradicional** (es decir empleando, si corresponde, los sufijos **oso** ó **ico** cuando sea necesario), en este último caso se omite la preposición “**de**”.

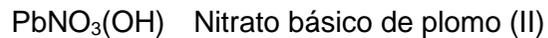
Sistemática de Stock: se debe colocar el nombre de los **aniones** (anión mono o poliatómico e hidróxido) **en orden alfabético** y de acuerdo a la nomenclatura sistemática precedidos por los **prefijos** correspondientes y luego el **nombre del elemento del catión** con el **prefijo** correspondiente.

Recuerde que el número de oxidación del catión debe aclararse entre paréntesis y en número romano, como es usual si presenta más de un estado de oxidación

Sales básicas			
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock	Estequiométrica
MgCl(HO)	Cloruro básico de magnesio	Cloruro hidróxido de magnesio	
ZnI(HO)	Ioduro básico de Zinc	Hidróxido ioduro de zinc	
PbNO ₃ (HO)	Nitrato básico plumboso	Hidróxido trioxonitrato (V) de plomo (II)	
Al(NO ₃) ₂ (HO)	Nitrato básico de aluminio	Hidróxido bis[trioxonitrato (V)] de aluminio	

Actualmente se usan ambas nomenclaturas para este tipo de compuestos. Sin embargo, no se recomienda el empleo de la nomenclatura tradicional para los cationes. Por lo que es común encontrar que el oxoanión se nombre de acuerdo a la nomenclatura tradicional y el catión de acuerdo a la sistemática, sobre todo cuando el catión posee más de un estado de oxidación, lo que da origen a una nomenclatura tipo “mixta”

Ejemplo



Actividad 9: Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos

Sales básicas		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática de Stock
$\text{CuIO}_3(\text{HO})$		
		Hidróxido trioxonitrato (V) de plomo (II)
	Carbonato básico de aluminio	
$\text{Mn}(\text{HCO}_3)_2$		
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$		
Na_2HPO_4		

E.3) Sales mixtas o dobles:

Las sales dobles están constituidas por un anión y dos cationes diferentes. Las sales dobles son compuestos eléctricamente neutros, por lo tanto, se deben igualar las cargas negativas del anión con la suma de las cargas positivas de los cationes.



Ejemplos: NaKSO_4 , CaNaPO_4 , LiNaCO_3 , Li_2KAsO_4

Nomenclatura: Las sales dobles se nombra colocando primero el nombre del anión seguido de la palabra “doble” y luego el nombre, en orden alfabético, de los elementos que forman los cationes, precedidos por los prefijos di, tri, tetra etc., de acuerdo al subíndice que presente cada catión en la fórmula molecular. Cuando el subíndice es uno (1) no se coloca el prefijo

Fórmula	Clásica o tradicional
CaNaPO ₄	Fosfato doble de calcio y sodio
LiNaCO ₃	Carbonato doble de litio y sodio
Li ₂ KAsO ₄	Arseniato doble de dilitio y potasio

E.4) Oxosales de amonio:

Son compuestos en cuya fórmula están contenidos **hidrógeno** y **nitrógeno**, formando al ión amonio, **oxígeno** y **no metal**.



- Ejemplos (NH₄)₂SO₄, NH₄NO₂

Nomenclatura: Se nombran igual a las oxosales cambiando la terminación por “....de amonio”.

Fórmula	Nomenclatura
(NH ₄) ₂ SO ₄ ,	sulfato (VI) de diamonio o sulfato de amonio
NH ₄ NO ₂	nitrito (V) de amonio o nitrito de amonio

CAMBIO QUÍMICO Y SU REPRESENTACIÓN SIMBÓLICA

Usted ya conoce que la materia está formada por átomos, moléculas e iones. También sabe que las especies químicas modifican su estructura química en una transformación química.

En esta parte de la guía queremos introducirlo en la problemática de la dinámica química, es decir, el cambio químico.

Estos cambios fueron observados durante mucho tiempo sin poder ser interpretados. Dichos fenómenos fueron advertidos por los griegos, los alquimistas y los químicos experimentalistas del siglo XIX, quienes fueron generando, acumulando y estructurando la información y el conocimiento para la interpretación de los cambios químicos y de las propiedades químicas de las sustancias.

Algunas de las preguntas que surgen cuando dos o más sustancias han sido mezcladas y reaccionan químicamente son:

¿Qué cambios químicos observables desde lo macroscópico tuvieron estas sustancias?

¿Qué cambios químicos observables desde lo microscópico tuvieron estas sustancias?

¿Qué cantidades de cada una de las sustancias están involucradas en ese cambio?

¿Tenemos capacidad para predecir los cambios químicos y dar respuesta a estos interrogantes?

Cuando hemos analizado modelos de construcción del conocimiento científico en sistemas químicos, hemos comentado que para la resolución de problemas, no existe un único camino predeterminado que necesariamente deba ser seguido como si fuera un dogma. El estudio de las transformaciones químicas contribuyó al esclarecimiento de la teoría atómica y de las leyes de combinación de la química, posibilitando la predicción de las cantidades de sustancias que toman parte del cambio químico.

Analicemos algunas experiencias de la vida diaria: supongamos que tenemos un encendedor que utiliza gas propano (C_3H_8) como combustible. Cuando producimos la chispa del mismo, observaremos la combustión del gas, que en presencia del oxígeno del aire (O_2) como comburente, producirá principalmente dos compuestos químicos: dióxido de carbono y agua.

En el párrafo anterior hemos relatado un proceso de cambio químico o simplemente, una transformación química. Toda transformación tiene asociado un estado inicial (Ei), un estado final (Ef) y condiciones específicas de reacción para que se produzca dicha transformación.



Las sustancias químicas que van a ser transformadas constituyen el estado inicial del sistema y se denominan reactantes. Las sustancias formadas se llaman productos y corresponden al estado final del sistema.

¿Cómo expresaría toda la información de una dada experiencia química en forma clara, precisa y de rápida comprensión para el observador?

.....
.....

Es posible que Ud. tenga la respuesta. Veamos si hemos coincidido.

LA REPRESENTACIÓN SIMBÓLICA DE UNA TRANSFORMACIÓN SE OBTIENE MEDIANTE UNA ECUACIÓN QUÍMICA, EN LA CUAL UN CONJUNTO DE SÍMBOLOS Y FÓRMULAS REPRESENTAN LOS CAMBIOS, y los números o coeficientes estequiométricos permiten cuantificar las relaciones ponderales relacionadas a estos cambios.

Cuando estudiamos la Construcción del Conocimiento Científico vimos que Antoine Lavoisier estableció una ley relacionada con la conservación de la masa. Transcríbala

.....
.....

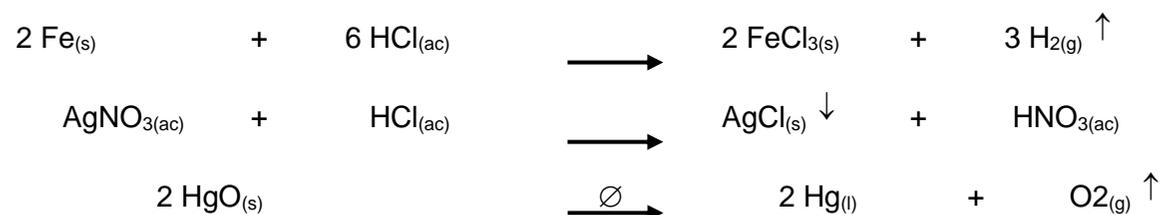
Entonces, de acuerdo a la Ley de conservación de la masa, las ecuaciones químicas deben estar “**balanceadas**”, es decir, la cantidad de materia deber ser igual a cada lado de la ecuación química.

Cuando se describe un experimento químico, es importante que en las ecuaciones químicas se indiquen:

- Las condiciones de reacción (presión, temperatura, tiempo de reacción, solvente, etc.)
- Los estados de agregación o la disolución de especies en agua, de los reactantes y productos, adoptándose la siguiente representación:

(s) indica sólido (l) indica líquido
 (g) indica gas (ac) indica especie en solución acuosa

- La formación de un precipitado se indica con la flecha ↓ o de un precipitado coloidal con (col) y en un sistema abierto el desprendimiento de un gas puede indicarse con una flecha ↑.



- Esta última ecuación expresa que cuando 2 mol de óxido de mercurio (II) en estado sólido se transforman por la acción del calor (∅) producen (→) 2 mol de mercurio líquido y 1 mol de oxígeno gaseoso.
- El párrafo anterior también puede ser leído de la siguiente manera:
- 2 moléculas de óxido producen 2 átomos de y una molécula de.....

Actividad 10:

1.1) Teniendo en cuenta las discusiones previas, explique la diferencia entre transformación química, fenómeno químico, reacción química y ecuación química.

.....

.....

1.2) Lea las siguientes afirmaciones. A las que considere verdadera, justifíquelas. A las que considere falsa, rescríbalas correctamente y justifíquelas.

Una transformación química es siempre un fenómeno químico.

.....
.....

Todo fenómeno químico es siempre una transformación química.

.....
.....

Todo fenómeno químico tiene una reacción química asociada, aunque puede suceder que no siempre se conozca la ecuación química que la representa.

.....
.....

Una ecuación química es la representación simbólica de una transformación, fenómeno o reacción química, de la cual se conocen las fórmulas moleculares que le dan identidad a los compuestos químicos que participan.

.....
.....

Una transformación química puede tener un fenómeno químico asociado y tener una ecuación química conocida.

.....
.....

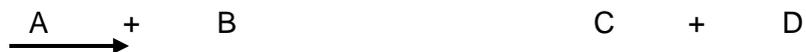
No toda reacción química está asociada a una ecuación química conocida.

.....
.....
1.3) Confronte sus respuestas con la de sus compañeros y analice las dudas con el docente.

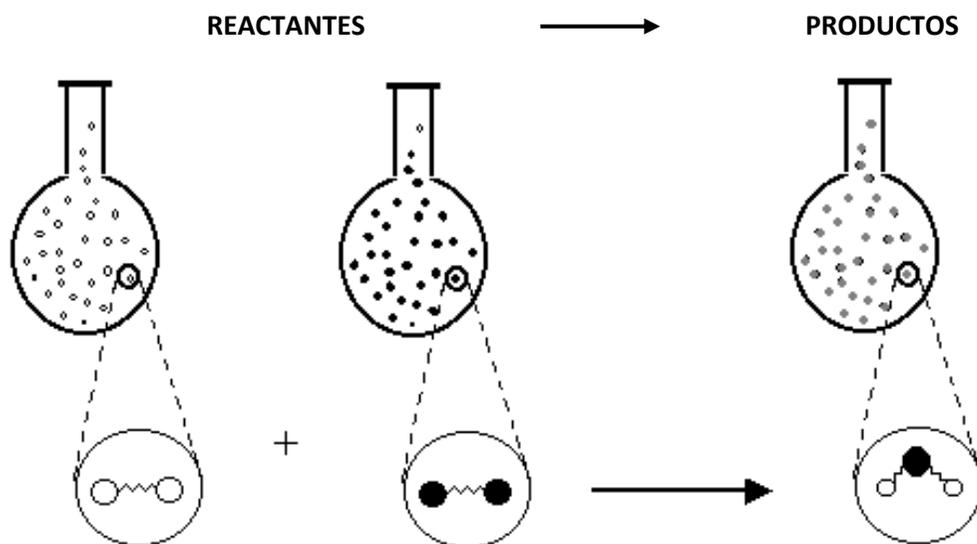
A. LAS ECUACIONES QUÍMICAS Y SU SIGNIFICADO

En toda reacción química podemos diferenciar las sustancias que se modifican, llamadas reactantes, de las que se originan llamadas productos.

Una ecuación química es la representación simbólica convencional de una reacción química. Esta consta de dos miembros separados por una flecha que indica el sentido de la reacción. Tanto los reactantes como los productos se representan mediante las fórmulas respectivas. Una representación generalizada es la siguiente:



A modo de ejemplo presentamos la obtención de agua a partir de hidrógeno y oxígeno molecular:





Le presentamos dos sistemas de representación simbólica diferentes: en el primer dibujo tenemos moléculas de hidrógeno y de oxígeno que las representamos como esferas rígidas unidas por un resorte. Las moléculas de agua las representamos con dos esferas rígidas unidas a otra esfera rígida de mayor tamaño. Finalmente, construimos la ecuación con los símbolos químicos correspondientes.

Luego de observar la ecuación química que representa la obtención de agua, ¿puede observar y/o deducir si se cumple la Ley de conservación de la masa? SI-NO. Explique con sus palabras.

.....
.....



Si aplicamos esta ley a la ecuación química descrita, observamos que existen dos átomos de oxígeno del lado de los reactivos y solo uno forma parte de la molécula de agua producto. Esto significa que la ecuación química está incompleta, pues no obedece la ley de conservación de la masa.

Actividad 11:

¿Cómo podemos solucionar este último problema, de modo que reaccione todo el hidrógeno y el oxígeno molecular disponible?

2.1) Elija la opción que le permita solucionar este problema aplicando el principio de Avogadro – Ampere que sostiene lo siguiente: Volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas cuando son medidos en iguales condiciones de presión y temperatura.

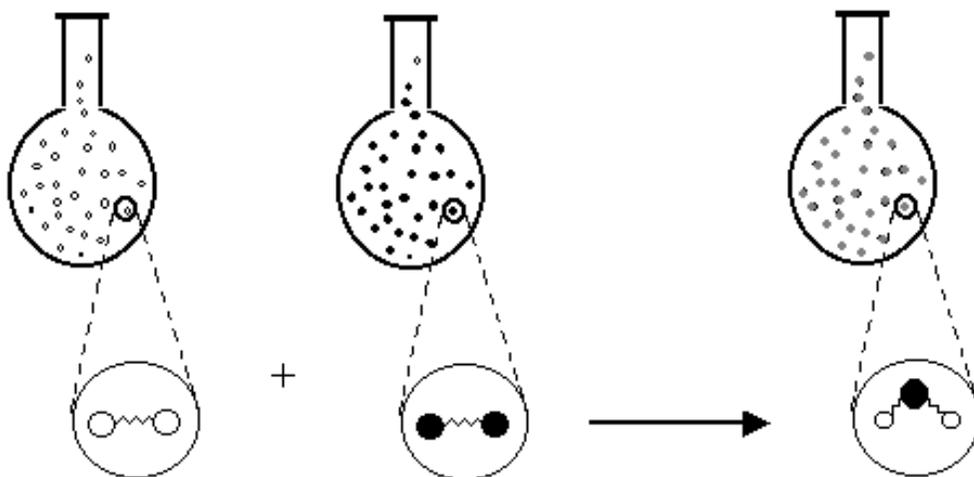
a) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de oxígeno molecular, disminuimos a la mitad el volumen y los moles de hidrógeno molecular, y se formará igual volumen y cantidad de moles de agua que los moles de oxígeno molecular iniciales.

Respuesta: se forman mol de agua. Es solución del problema. SÍ-NO.

b) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de hidrógeno molecular, duplicamos el volumen y la cantidad de moles de oxígeno y se formará igual volumen y cantidad de moles de agua que los moles de hidrógeno molecular iniciales.

Respuesta: se forman mol de agua. Es solución del problema. SÍ-NO.

c) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de oxígeno molecular, duplicamos el volumen y la cantidad de moles de hidrógeno molecular y se duplica la cantidad de moles de agua.



Respuesta: se forman mol de agua. Es solución del problema. SÍ-NO.

Compruebe la validez de la respuesta elegida por Ud. comparando su razonamiento con el siguiente esquema:

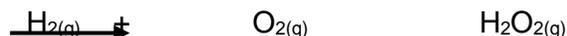


Donde los números que se anteponen a las fórmulas químicas se denominan coeficientes estequiométricos.

Hemos aplicado la **Ley de conservación de la masa** y podemos comprobar que la ecuación química está balanceada, porque existe el mismo número de átomos de cada elemento a cada lado de la ecuación. Como reactantes tenemos dos moles de moléculas de hidrógeno y un mol de moléculas de oxígeno y como productos tenemos dos moles de moléculas de agua.

Nota: Un error frecuente es modificar las atomicidades de los compuestos químicos que reaccionan y/o que se producen. Es importante aclarar que en este proceso de balancear una ecuación, las atomicidades en una fórmula química NO PUEDEN SER CAMBIADOS porque modifica la identidad de los reactantes y/o productos. En cambio, debemos destacar que, cuando se modifica un coeficiente de una dada fórmula química no cambia la naturaleza química de la misma.

2.2) Para demostrar lo anterior, le proponemos que analice las siguientes transformaciones químicas.



Establezca las diferencias entre las dos transformaciones químicas. Responda justificando su respuesta.

- Ambas tienen los mismos reactantes.
- Ambas tienen los mismos productos.
- Ambas tienen iguales coeficientes estequiométricos.
- Ambas tienen iguales atomicidades en la molécula (subíndices) en los reactantes y en los productos.
- Ambos productos tienen las mismas propiedades físicas y químicas.

B. CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existen muchas maneras de clasificar las reacciones químicas. Una clasificación requiere establecer un criterio preciso, en base a características comunes, que permita formular predicciones y conocer excepciones a un comportamiento uniforme general.

A continuación se presentan algunos criterios y clasificaciones:

B.1) De acuerdo a las fases en que se verifican las reacciones pueden ser:

- Homogéneas (cuando los reactivos y los productos se encuentran en la misma fase).

Por ejemplo, reacciones que involucran gases (oxidación del SO_2 para formar SO_3)

- Heterogéneas (cuando en el sistema hay distintas fases).

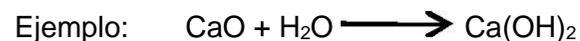
Las mismas pueden ocurrir entre un gas y un sólido (oxidación de un metal en aire); entre un líquido y un sólido (ataque del HNO_3 sobre CaCO_3); entre un gas y un líquido, o entre dos sólidos.

B.2) Considerando la naturaleza de las especies que intervienen, pueden ser:

- Moleculares (se consignan moléculas)
- Iónicas (se consignan iones)

B.3) En relación al equilibrio:

- Irreversibles (conversión total). Transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola flecha en la ecuación química.



- Reversibles (se llega al equilibrio antes de que se alcance el 100 % de conversión). Se indica con doble flecha.



B.4) De acuerdo al intercambio energético:

- Reacciones exotérmicas: Cuando se transfiere energía del sistema inicial al medio ambiente, como en el caso de la mayoría de las reacciones de combustión.



- Reacciones endotérmicas: Cuando se transfiere energía del medio ambiente al sistema, como en el caso de la fusión del hielo.



La energía desprendida o absorbida puede ser en forma de energía luminosa, eléctrica, etc., pero habitualmente se manifiesta en forma de calor. El calor desprendido o absorbido en una reacción química, se llama calor de reacción y tiene un valor característico para cada reacción, en unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

Ejercicio: ¿Cuál es la diferencia entre las transformaciones químicas reversibles y las irreversibles? ¿Con qué signo indicamos en las ecuaciones químicas, que se trata de una reacción irreversible o no?

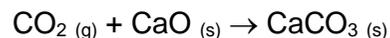
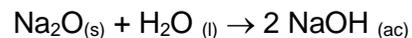
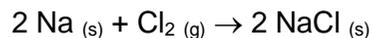
Respuesta:

B.5) Reacciones de combinación o síntesis

a. Las reacciones en las que dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto se llaman reacciones de combinación. Incluyen:

- combinación de dos elementos para formar un compuesto,
- combinación de un elemento y un compuesto para formar un nuevo compuesto, y,
- combinación de dos compuestos para formar un nuevo compuesto.

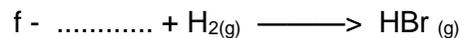
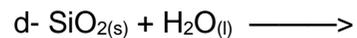
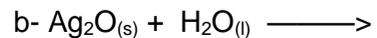
Por ejemplo:



En todos los casos se forma un único producto

Ejercicios:

1. Escriba ecuaciones balanceadas en las que se indique la combinación de los siguientes metales del grupo IA con los no metales del grupo VII A. a) Li y Cl₂, b) K y F₂, y c) Na e I₂.
2. Complete e iguale las siguientes ecuaciones químicas:



3. Escriba e iguale las ecuaciones químicas que representan las siguientes reacciones químicas:

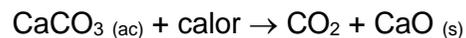
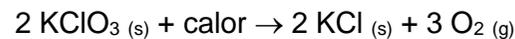
- Síntesis del óxido ferroso.
- Síntesis del dióxido de carbono.
- El azufre, S_8 , se combina con el hidrógeno, H_2 , para formar sulfuro de hidrógeno.
- El dióxido de azufre se combina con el oxígeno, para formar trióxido de azufre.

B.6) Reacciones de descomposición

Son aquellas reacciones en las que un compuesto se descompone, por acción de un agente físico (calor, electricidad, luz), para producir:

- dos elementos,
- un elemento y uno o más compuestos, y
- dos o más compuestos.

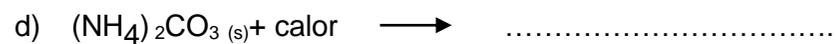
Por ejemplo:



En todos los casos se parte de un solo reactivo

Ejercicio:

Complete e iguale las siguientes ecuaciones químicas:



B.7) Reacciones de desplazamiento o sustitución

Las reacciones en las cuales **un elemento desplaza a otro elemento en un compuesto** se llaman reacciones de desplazamiento.

Para saber si se produce la reacción debemos trabajar con la tabla de potenciales de oxidación.

SERIE DE ACTIVIDAD

Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Cu Hg Ag Pt Au

Los elementos que poseen mayor potencial de oxidación se oxidan con mayor facilidad (pierden electrones) para dar iones positivos.

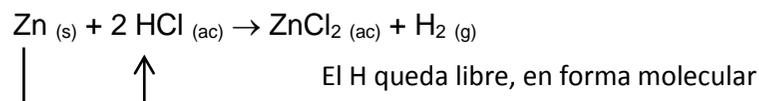
Existen distintos casos:

Li
K
Ca
Na
Mg
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Sb
Cu
Hg

Ag
Pt
Au

- Un metal desaloja al hidrógeno de sus ácidos.

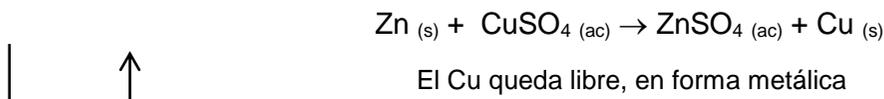
Los metales activos desplazan a los metales menos activos o al hidrógeno de sus compuestos en soluciones acuosas. Los metales activos son los que tienen baja energía de ionización y por lo tanto pierden con facilidad electrones para formar cationes.



El cinc desplaza al H por encontrarse más arriba en la serie de reactividades

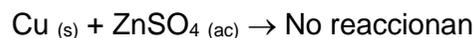
Cualquier metal que se encuentre por arriba del hidrógeno en la serie de actividad (o serie electromotriz) de los metales, al ser añadido a soluciones de ácidos no oxidantes como el H_2SO_4 o el HCl se disuelve para producir hidrógeno, formándose una sal.

- Un metal desaloja al catión de un metal menos reductor de su sal



El cinc desplaza al Cu por encontrarse más arriba en la serie de reactividades

Si coloco Cu y le agrego una solución de ZnSO_4 , no se observa ningún cambio, ya que no reaccionan



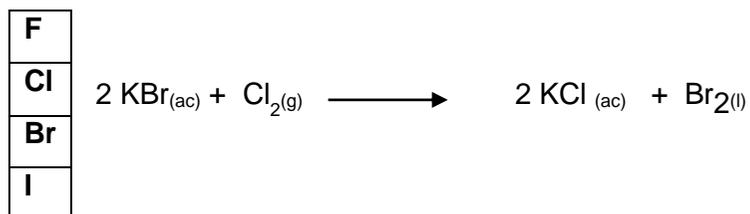
Observe que el Cu se encuentra más abajo que el Zn en la serie de reactividades

- Cualquier metal alcalino (grupo 1A) reacciona con el agua produciéndose una reacción de desplazamiento.



- Un halógeno desaloja de su sal a otro halógeno

Cualquier halógeno desplaza a los halógenos menos electronegativos (más pesados) de sus sales binarias (la electronegatividad de los halógenos disminuye al descender en el grupo).



Ejercicios:

1. Indique cuál de las siguientes sustancias puede desplazar al hidrógeno cuando se coloca una pieza de metal en solución diluida de H_2SO_4 : Zn y Ag.
2. Indique cuál de los siguientes metales puede desplazar al cobre en una solución acuosa de sulfato de cobre (II): Hg y Fe.
3. Escriba e iguale las ecuaciones químicas que representan las siguientes reacciones químicas:
 - a) cloro + bromuro de potasio
 - b) ácido sulfúrico + aluminio
 - c) potasio + agua

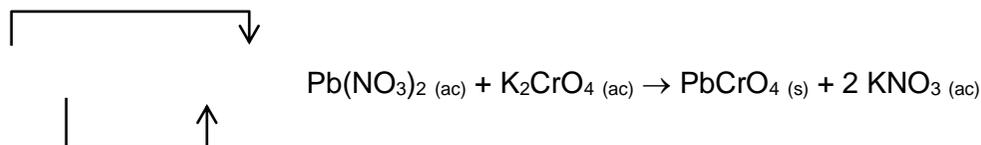
B.8) Reacciones de doble desplazamiento o doble sustitución

Son aquellas en las cuales **dos compuestos reaccionan para dar otros dos nuevos compuestos sin que se produzca cambio en el número de oxidación**. Con frecuencia se describen como reacciones en las cuales los iones de los dos compuestos simplemente cambian de compañero.

Hay muchos tipos, describiremos muy brevemente las reacciones entre sales o de precipitación:

Es cuando reaccionan dos sales que se encuentran en solución acuosa y se forma un sólido insoluble que se separa de la solución llamado precipitado.

Por ejemplo:



Ejercicio:

Escriba e iguale las ecuaciones químicas que representa la siguiente reacción química:

nitrato de plata + cloruro de potasio, dando sal insoluble de plata

B.9) Reacciones de neutralización

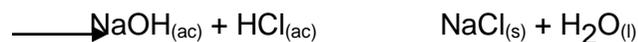
Es la reacción entre una sustancia ácida y una sustancia básica con la formación de sal y generalmente agua.

El rasgo esencial de una reacción de neutralización es la transferencia de protones y en particular la transferencia de un protón desde el H^+ al OH^- . Por ejemplo en la neutralización del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio para formar cloruro de sodio, cuya ecuación se desarrolla más abajo.

La neutralización puede ser:

- total, cuando se forman sales neutras, o
- parcial, cuando se forman sales ácidas o básicas.

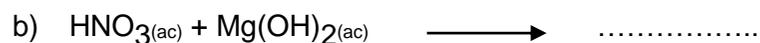
Veremos un ejemplo de neutralización total,



Es la reacción entre un ácido y una base con la formación de sal y generalmente agua.

Ejercicio:

Complete e iguale las siguientes ecuaciones de neutralización:

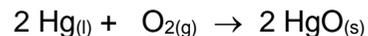
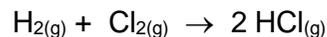
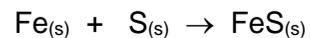
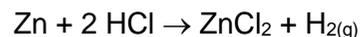


B.10) Reacciones de óxido-reducción o redox

Muchos procesos que ocurren en la naturaleza o en los seres vivos son un tipo especial de reacción química llamadas reacciones de óxido-reducción o redox, como la corrosión de los metales, la respiración, la fotosíntesis y la fermentación.

Las reacciones de óxido-reducción o redox implican una **transferencia de electrones**, ya sea parcial o totalmente de un átomo a otro. A la pérdida de electrones se lo denomina **oxidación**, mientras que la ganancia de electrones se llama **reducción**. La oxidación y la reducción son procesos complementarios. Siempre ocurren simultáneamente y en cantidades iguales: la cantidad de electrones que pierde una sustancia debe ser ganados por otra.

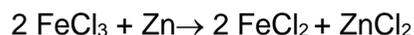
Veamos algunos ejemplos.



Para comprobar la veracidad de lo expresado anteriormente, le proponemos que Ud. verifique los números de oxidación de cada uno de los átomos, a ambos lados de la ecuación.

Algunas reacciones químicas transcurren con cambio en el número de oxidación de algunas especies, mientras que otras pueden conservar el mismo número de oxidación, durante el transcurso de la transformación química.

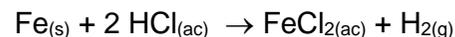
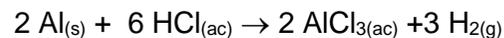
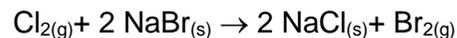
Algunos ejemplos son:



Verifique el cambio del número de oxidación de los átomos en cada caso. Justifique su respuesta.

.....
.....

Le proponemos ahora que analice las siguientes reacciones:



Verifique los números de oxidación de los átomos a ambos lados de la ecuación química e indique cuáles son las especies químicas que no lo cambian.

A continuación le proponemos analizar algunas actividades complementarias de lo estudiado en las dos secciones anteriores.

Actividad 12:

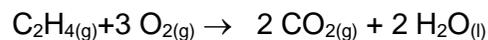
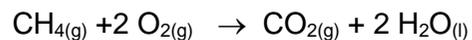
En la introducción de esta guía le presentamos una descripción de lo observable en un encendedor de gas propano. Con toda la información y la construcción del conocimiento que Ud. ha podido realizar le proponemos que relea ese párrafo:

Analicemos algunas experiencias de la vida diaria: supongamos que tenemos un encendedor que utiliza gas propano (C₃H₈) como combustible. Cuando producimos la chispa en el mismo, observaremos la combustión del gas, que en presencia del aire (O₂) como comburente producirá principalmente dos compuestos químicos: dióxido de carbono y agua.

7.1) Analice este texto a la luz de los nuevos conceptos y trate de plantear la ecuación química que lo representa.

Este tipo de reacciones son denominadas Reacciones de Combustión y serán frecuentemente usadas en este curso.

Otros ejemplos de este tipo de reacciones son:



C. BALANCE DE MASA EN ECUACIONES QUÍMICAS.

UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA CONTIENE LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS DELANTE DE LAS FÓRMULAS DE LOS REACTANTES Y PRODUCTOS, TAL QUE EL NÚMERO DE ÁTOMOS DE CADA ESPECIE EN EL ESTADO INICIAL Y FINAL SEA EL MISMO.

Por convención, son los químicos quienes deciden si los coeficientes deben ser presentados con números enteros o fraccionarios en la ecuación química. Para facilitar la lectura de las ecuaciones balanceadas y uniformar los criterios, se acostumbra emplear los coeficientes enteros mínimos.

A continuación le proponemos que utilice el método iterativo para balancear ecuaciones.

C.1) Método Iterativo (también conocido como método de prueba y error)

Algunas ecuaciones son fácilmente balanceadas, en cambio otras son un poco más complicadas. Para aplicar este método debemos seguir algunas reglas prácticas:

- I) Comenzar con el elemento que sólo aparece una vez en reactantes y en productos.
- II) Dar preferencia al elemento que posee una mayor atomicidad.

Ejemplo 1:



Tenemos calcio y fósforo, que aparecen una sola vez a cada lado de la ecuación.

¿Por dónde comenzar? Por la regla II, se debe comenzar por el elemento que tiene mayor atomicidad, en este caso el catión calcio tienen subíndice 3 en el compuesto iónico fosfato de calcio. Por lo tanto, el coeficiente del óxido de calcio debe ser 3.



La ecuación queda balanceada y se verifica que cumple con la ley de conservación de la masa:

En el estado inicial los reactantes	En el estado final los productos
3 cationes calcio	3 cationes calcio
(3 + 5) "aniones" óxido = 8 "aniones" óxido	8 "aniones" óxido
2 "cationes" fósforo (5+)	2 "cationes" fósforo (5+)

Ejemplo 2: La combustión de etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ es descrita por la siguiente ecuación química:



¿Cómo se eligen los coeficientes?

De acuerdo con la regla I debemos comenzar por el elemento que aparece una sola vez de cada lado de la ecuación, en este caso tenemos al carbono y al hidrógeno. Por tanto, en el lado derecho, se debe multiplicar la molécula que contiene al carbono por 2 y a la que contiene hidrógeno por 3, para obtener 2 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno a cada lado de la ecuación.



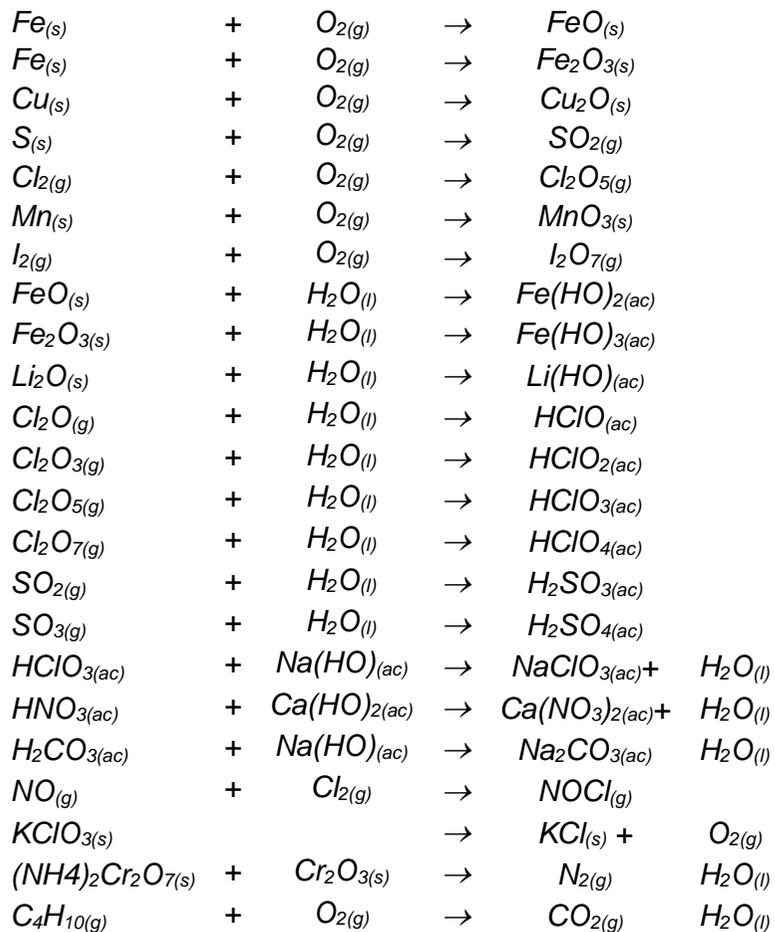
Para realizar el balance de los átomos de oxígeno, reconocemos que desde los productos tenemos 4 átomos de oxígeno del CO_2 y 3 átomos de oxígeno de las moléculas del agua. En total tenemos 7 átomos de oxígeno del lado de los productos y sólo 3 del lado de los reactantes, 1 átomo de oxígeno del $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y 2 átomos del oxígeno molecular. Por lo tanto, debemos multiplicar por 3 a la molécula de O_2 en reactantes.

De esta manera la ecuación química queda balanceada.



Actividad 13:

Balancar las siguientes ecuaciones químicas:



Actividad 14:

4.1) Dada la siguiente ecuación química:



Determine los coeficientes estequiométricos que la balancean.

4.2) Para la siguiente reacción.



La opción que contiene la secuencia correcta de coeficientes estequiométricos es:

- a) 6, 2, 3, 1; b) 1, 6, 2, 3; c) 3, 2, 1, 6; d) 1, 6, 3, 2

4.3) El monóxido de nitrógeno es un gas incoloro que se obtiene en el laboratorio según la siguiente ecuación parcialmente balanceada:



Determine los valores de q, x, w e y que balancean la ecuación química.

Actividad 15:

Se tiene un sistema formado por dos balones de vidrio Pirex unidos por una válvula. El primer balón fue evacuado y solo contiene fósforo elemental ($\text{P}_{4(s)}$), en el segundo balón se introdujo cloro molecular ($\text{Cl}_{2(g)}$), un gas de color amarillento. Se abre la válvula y al cabo de cierto tiempo se observa la desaparición del sólido y de la coloración de la fase gaseosa, observándose la aparición de un líquido viscoso identificado como cloruro de fósforo (III).

5.1) Identifique las sustancias químicas indicadas en el texto y escriba las fórmulas químicas de cada una de ellas.

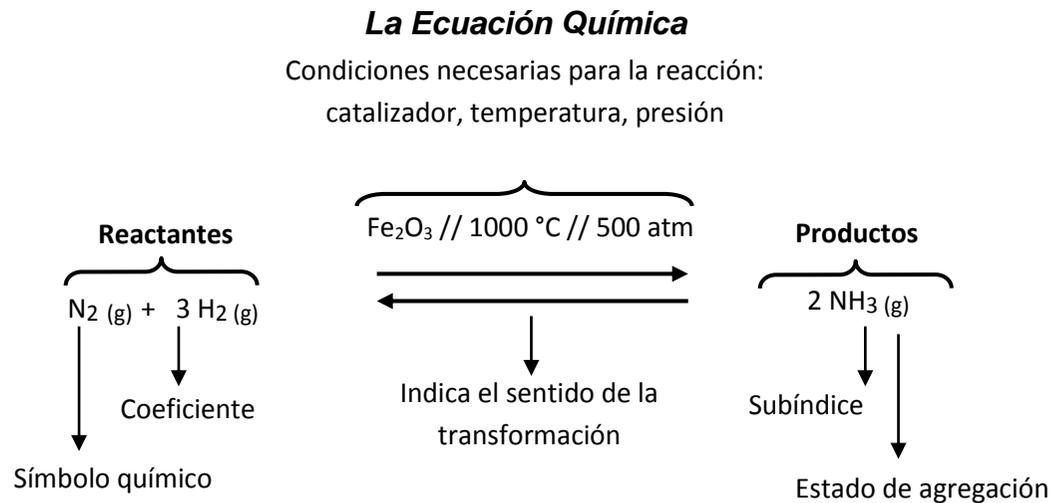
.....
.....

5.2) Reconozca los reactantes y los productos y sus estados de agregación.

5.3) Escriba la ecuación química balanceada.

5.4) Indique cuales son los coeficientes estequiométricos y cuales las atomicidades de cada una de las especies involucradas.

A modo de resumen le presentamos un cuadro que le puede servir de guía para la representación simbólica de una transformación química y que reconocemos como ecuación química.



D. LA CUANTIFICACIÓN DEL CAMBIO QUÍMICO Y SUS APLICACIONES.

La palabra **ESTEQUIOMETRÍA** fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones funcionales cualitativas y cuantitativas en las transformaciones químicas. Actualmente, el término es utilizado para designar aspectos cuantitativos de la información que se obtiene a partir de las múltiples relaciones entre símbolos, relaciones de combinación, fórmulas, atomicidades, coeficientes y ecuaciones.

Uno de los aspectos más importantes que se presentan al estudiar en detalle las reacciones químicas, es tratar de efectuar relaciones cuantitativas a través de ellas; como por ejemplo, determinar qué cantidad de un reactante se necesita para obtener una cantidad determinada de un dado producto. Estas relaciones cuantitativas o estequiométricas tienen un conjunto de conocimientos previos necesarios para explicar los conceptos ya estudiados de mol, masa molecular, número de Avogadro, etc.

Preguntas tales como:

- ¿Qué cantidad de reactante se deberá utilizar para producir una cantidad deseada del producto en condiciones adecuadas?
- ¿Qué cantidad de producto se podrá preparar en el laboratorio cuando se dispone de una cantidad limitada de uno de los reactantes?
- ¿Qué sucederá si en un sistema de dos reactantes uno está en exceso con respecto al otro?

Son algunos de los interrogantes que tendrán respuesta a través de la información derivada de las ecuaciones químicas balanceadas y de los conceptos químicos que ha elaborado a lo largo de este curso.

La estequiometría es una herramienta indispensable para iniciación del estudio de los principios y leyes de la Química. Problemas tan diversos como, la determinación de la concentración de calcio en una muestra de agua, la de colesterol en una muestra de sangre, la medición de la concentración de óxidos de nitrógeno en la atmósfera y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles, comprenden conceptos teóricos, procedimentales y operacionales de la Aritmética Química o la Estequiometría para su resolución.

A modo de ejemplo analizaremos la siguiente reacción de formación de trióxido de azufre, a partir de dióxido de azufre y oxígeno.



Lea atentamente las afirmaciones completas y verifique el balance de masa.

CADA VEZ QUE...	REACCIONAN CON...	FORMAN...
2 moléculas de SO ₂	1 molécula de O ₂	2 moléculas de SO ₃
2 mol de SO ₂
.....	32 g de O ₂
.....	125 g de SO ₃

Complete las otras afirmaciones y verifique el balance de masa.

E. ESTEQUIOMETRÍA CON GASES

En esta Unidad se desarrollaron las bases fundamentales de la estequiometría. Como pudo apreciar, en muchos de los ejercicios discutidos, reactivos y/o productos se encuentran en estado gaseoso. El comportamiento de dicho estado de agregación fue estudiado en la Unidad de *Materia*. Por lo tanto, Ud. podrá aplicar las leyes referidas al estado gaseoso en una reacción química, siempre y cuando algunos de los compuestos involucrados se encuentren en dicho estado.

De acuerdo a lo visto anteriormente resuelva el siguiente problema:

Se descomponen por calentamiento 10,6 gramos de CaCO₃ (sólido), formando como productos CaO (sólido) y CO₂ (gaseoso).

a) Plantee la ecuación química balanceada, especificando el estado de agregación de los reactivos y productos.

b) Calcule el número de moles de óxido de calcio que se obtienen.

Actividad 16:

1) La glucosa $C_6H_{12}O_6$ se puede quemar para formar dióxido de carbono y agua.

a) Escriba la ecuación balanceada.

b) ¿Qué volumen de O_2 se requiere para oxidar 0,03 mol de glucosa en CNPT?

c) ¿Qué volumen de CO_2 se producirán en las mismas condiciones?

2) Se hacen reaccionar 17,6 g de sulfuro ferroso puro con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico, obteniéndose como productos cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gaseoso.

a) Plantee la ecuación química balanceada.

b) Calcule el número de moles de ácido clorhídrico que reaccionaron y el volumen en litros de sulfuro de hidrógeno formado en CNPT.

F. RECURSOS ALTERNATIVOS PARA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS.

Recuerde que existen algunas estrategias válidas para la resolución de problemas. A continuación le presentamos dos formas de resolver un problema de estequiometría. Con el grado de avance que Ud. alcance podrá reconocer cual o cuales serán los recursos de resolución con los cuales se identifica y le son más amigables.

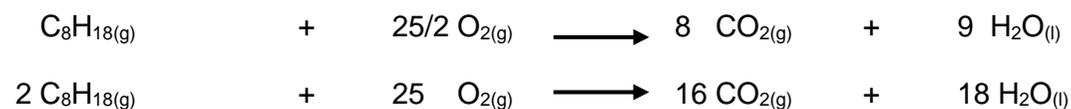
Para ello le presentamos la siguiente reacción química:

“Supongamos que la nafta está compuesta únicamente por isooctano ($C_8H_{18(l)}$) y queremos conocer cuántos gramos de oxígeno reaccionan en la combustión de 100g de isooctano”.

Esquema operacional 1:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.
- 2) Coloque el estado de agregación de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con su docente.
- 3) Convierta la información suministrada en unidades físicas (por ejemplo gramos) en una unidad química adecuada (por ejemplo en moles, moléculas, iones, etc.)
- 4) Plantee las relaciones molares a través de la ecuación química balanceada.
- 5) Convierta los moles a la unidad solicitada gramos, moléculas, volúmenes, etc.

Con las **sugerencias 1 y 2** Escribimos y balanceamos la ecuación química que representa la reacción:



Con la **sugerencia 3** Convertimos los datos a moles:

Masa molecular de $C_8H_{18} = 114,2$ u.m.a.

Masa molar de $C_8H_{18} = 114,2$ g

Número de moles de C_8H_{18} en 100 g = 0,8757 mol

Con la **sugerencia 4** de la ecuación química balanceada obtenemos la relación molar entre los reactantes y productos, sabemos que 2 mol de C_8H_{18} reaccionan con 25 mol de O_2 .

$$\text{Relación estequiométrica: } \frac{2 \text{ moles de } C_8H_{18}}{25 \text{ moles de } O_2} = \frac{0,8757 \text{ moles de } C_8H_{18}}{x \text{ moles de } O_2}$$

$$x \text{ moles de } O_2 = 10,95 \text{ moles de } O_2$$

Con la **sugerencia 5** tal como lo pide el enunciado del problema convertimos los moles totales de O_2 en gramos de O_2 .

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} = \frac{10,95 \text{ moles de } O_2}{x \text{ g de } O_2} \quad x = 350,4 \text{ g de } O_2$$

Esquema Operacional 2:

- 1) Escriba la ecuación química y establezca el balance de masa.
- 2) Coloque el estado de agregación de los reactantes y productos, si dispone de dicha información, en caso contrario consulte con su docente.
- 3) Identifique en la ecuación química, los datos y la incógnita del problema.
- 4) Plantee las relaciones molares en gramos, en moléculas, en volúmenes, etc., de acuerdo a los datos y las incógnitas del problema.

Las sugerencias 1 y 2 son iguales en ambos esquemas operacionales.

Con la **sugerencia 3** identificamos en la ecuación química balanceada, datos e incógnitas:



Datos del problema: 100 g de combustible
Identificación de la incógnita: gramos de oxígeno molecular consumido por 100 g de combustible.

Con la **sugerencia 4** según la ecuación química balanceada, obtenemos las relaciones en gramos, de acuerdo a los datos y a las incógnitas del problema.

Masa molecular de C_8H_{18} = 114,2 u.m.a.

Masa molar de C_8H_{18} = 114,2 g

Masa molar de O_2 = 32 g

$$\frac{2 \text{ moles} \times 114,2 \text{ g/mol de } C_8H_{18}}{100 \text{ g de } C_8H_{18}} = \frac{25 \text{ moles} \times 32 \text{ g/mol de } O_2}{x \text{ ? g de } O_2}$$
$$x \text{ g de } O_2 = 350,9 \text{ g de } O_2$$

Este tipo de problemas son simples para la resolución, a medida que avancemos, el grado de complejidad aumentará y su capacidad de resolución estará sustentada en reconocer las etapas necesarias para dar respuestas a las incógnitas planteadas.

LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA ES UNO DE LOS PILARES FUNDAMENTALES PARA COMPRENDER CUANTITATIVAMENTE EL CAMBIO QUÍMICO Y SUS APLICACIONES A MÚLTIPLES SITUACIONES DE LA VIDA PROFESIONAL DE UN QUÍMICO.

Actividad 17:

Resuelva los siguientes problemas

8.1) Determine los gramos de O_2 que se requieren para reaccionar con 5 mol de C_2H_6 de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



8.2) Calcule el número de moléculas de amoníaco que serán necesarias para convertir 5,30 gramos de tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno en sulfato de amonio.

8.3) Calcule la masa de ácido clorhídrico necesaria para convertir totalmente 7,32 g de carbonato de calcio en cloruro de calcio acuoso, dióxido de carbono gaseoso y agua (l).

8.4) Calcule la masa de dióxido de carbono que se formará por la descomposición térmica completa de una tonelada de carbonato de calcio:



BIBLIOGRAFIA

1. Universidad Nacional de Córdoba, Facultad de Ciencias Químicas. Ciclo de nivelación: Introducción al Estudio de las Ciencias Químicas. Córdoba, Ed. 2009. Tomo II. 2013.
2. Chang, Raymond. Química. México. 10^{ma} ed. McGraw-Hill. 2010
3. Universidad Nacional de Cuyo, Facultad de Ciencias Exactas y Naturales. Introducción a las ciencias naturales. Mendoza. 2014.
4. Universidad Nacional del Litoral. Química para el Ingreso. Santa Fe, 2^{da} ed. 2005.

Anexo A: Número de Oxidación más comunes

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H ±1												B +3	C -4 +2,+4	N -3 +1,+2,+3,+4,+5	O -2	F -1	Gases Nobles
Li +1	Be +2											Al +3	Si +4	P -3 +3,+5	S -2 +4,+6	Cl -1 +1,+3,+5,+7	
Na +1	Mg +2													As -3 +3,+5		Br -1 +1,+3,+5,+7	
K +1	Ca +2				Cr +2,+3 +6	Mn +2,+3 +4,+6,+7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2		Sn +2,+4	Sb -3 +3,+5		I -1 +1,+3,+5,+7	
Rb +1	Sr +2								Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2		Pb +2,+4				
Cs +1	Ba +2								Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2						

Nota: algunos elementos presentan otros N° de oxidación menos comunes, por ejemplo el Oxígeno presenta numero de oxidación -1 en el agua oxigenada (H₂O₂) o Nitrógeno +2,+4 en NO y NO₂