



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FCEN
FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES

2016

Módulo

Química

2° parte

Facultad de Ciencias Exactas y Naturales
Universidad Nacional de Cuyo
Cuadernillo de Ingreso 2016

 facebook.com/fcen.uncu

 4290824

 www.fcen.uncu.edu.ar



Facultad de Ciencias Exactas y Naturales

Autoridades:

Decano:

Dr. Manuel Tovar

Vicedecano:

Dr. Néstor F. Ciocco

Secretaría Académica:

Lic. María Florencia Tarabelli

Secretario de Relaciones Institucionales y Comunicación:

Lic. Damián Ignacio Berridy

Directores de Carrera:

Dr. Luis Marone

(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Biología)

Dr. Mario Del Pópolo

(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Química)

Lic. Yanina González

(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Matemática)

Dr. Eduardo Bringa

(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Física)

Dra. Lilia Dubini

(Profesorados Universitarios en Ciencias Básicas)

Dr. Raúl Marino

(Director de Ciclo Básico)

Subsecretario de Asuntos Estudiantiles:

Mgter. Ing. Carlos Adriano García Pujadas

Coordinador de Ingreso:

Dr. Jorge Rubén Santos

Delegado de Ciencia y Técnica:

Dr. Eduardo Marcial Bringa

Delegado de Posgrado:

Dr. Rodolfo Wuilloud



Agradecimiento: a la Facultad de Ciencias Químicas y sus autoridades, pertenecientes a la Universidad Nacional de Córdoba, por haber facilitado el material de las Guías de Estudio para el Ciclo de Nivelación "Introducción al Estudio de las Ciencias Químicas", en las cuales está basado el material de los Módulos de Química I y II de nuestra Facultad.

Los docentes de la FCEN que han adecuado y modificado dicho material son:

Dra. Belén Lana
Ing. Julieta Anastasi
Ing. Lucas López

Compuestos químicos inorgánicos

Número de oxidación

Pérdida o ganancia de electrones en el átomo

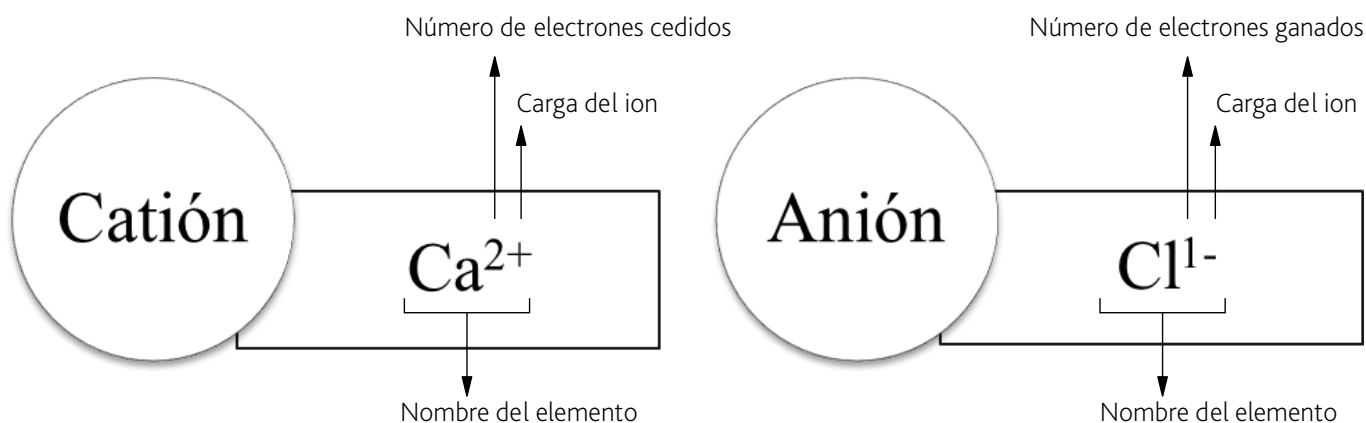
En las unidades anteriores ya se ha visto el concepto “electrones de valencia”, recordemos...

...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. Este tema se profundizará cuando estudie el enlace químico.

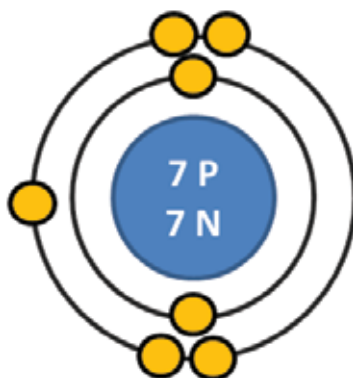
Así:

- Si un átomo pierde electrones, es decir, se transforma en CATIÓN, 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.

Reglas para asignar el número de oxidación

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

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 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 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) tienen números de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo en los oxiácidos y oxianiones (vea la sección 2.7), 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 o tengan relación con ella, tales como profesionales de las Ciencias Químicas, ingenieros, técnicos, estudiantes, etc. Las mismas permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. La formación y aprendizaje de estas guías es un aspecto importante y requiere su permanente práctica.

Aún 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.

En este curso utilizaremos las nomenclaturas: Clásica o tradicional y la Sistemática propuesta por IUPAC (según recomendaciones 2005).

La nomenclatura Tradicional es la que mas 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 IUPAC, permite obtener la información del compuesto de manera más directa que en la tradicional. Propone tres sistemas para nombrar:

- a) **Nomenclatura de composición** (también llamada estequiométrica): indica la composición de las sustancias sin hacer referencia a la estructura. Se puede utilizar prefijos multiplicadores, expresar el número de oxidación con números romanos ó utilizar el número de carga (números arábigos seguidos del signo, sin espacios)
- b) **Nomenclatura de adición**: considera que un compuesto o especie es la combinación de un átomo central ó átomos centrales con ligandos asociados.
- c) **Nomenclatura de Sustitución**: se utiliza ampliamente para compuestos orgánicos.

En esta guía aprenderemos a formular y a nombrar a las sustancias más comunes dentro de la química inorgánica. La nomenclatura de la Química Orgánica (química del carbono) 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	NÚMERO DE OXIDACIÓN	SUMA ALGEBRAICA
CO_3^{-2}	-2	-2	$+4 + (-2).3 = -2$
SO_4^{-2}	-2	-2	$+6 + (-2).4 = -2$

- 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	NÚMERO DE OXIDACIÓN	SUMA ALGEBRAICA
NH_4^{+1}	+1	+1	$-3 + (+1).4 = +1$
H_3O^{+1}	+1	+1	$(+1).3 + (-2) = +1$

- **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	NUMERO DE OXIDACION	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.

En asignaturas posteriores ud. Estudiará los distintos tipos de uniones que pueden mantener los átomos unidos.

Ahora que hemos visto cómo funciona el Principios de conservación de la carga veremos qué tipo de cationes y aniones son los que dan origen a la mayor parte de los compuestos inorgánicos.

A) Cationes

A.1) Cationes monoatómicos:

• Cationes metálicos

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



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

- 1) Na^+ Catión sodio
- 2) Ca^{2+} Catión 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 IUPAC: se escribe el nombre del elemento seguido de la carga, en números arábigos entre paréntesis.

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC
Fe^{2+}	Catión ferroso	Hierro(2+)
Fe^{3+}	Catión férico	Hierro(3+)
Pb^{2+}	Catión plumboso	Plomo(2+)
Pb^{4+}	Catión plúmbico	Plomo(4+)
Cu^{+}	Catión cuproso	Cobre(1+)
Cu^{2+}	Catión cúprico	Cobre(2+)

• **Cationes No Metálicos**

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

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC
S^{4+}	Catión sulfuroso	Azufre(4+)
S^{6+}	Catión sulfúrico	Azufre(6+)

"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 usted sólo los utilizará para generar especies poliatómicas que se verán más adelante."

Actividad 1: complete la siguiente tabla con los símbolos y nombres de cationes monoatómicos

Catión	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC
Pb^{4+}	Plúmbico	Plomo(4+)
Pb^{2+}	Plumboso	Plomo(2+)
Sn^{4+}		Estaño(4+)
Sn^{2+}	Estañoso	
		Hiero(3+)
Fe^{2+}		
	Cúprico	
Cu^{+}		
		Sodio(1+)
	Catión magnesio	
Ba^{2+}		
Al^{3+}		
Au^{3+}		
	auroso	Oro(2+)
Ag^{+}		

A.2) Cationes poliatómicos

- Derivados de los compuestos con hidrógeno y elementos del grupo 15 y 16

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

Fórmula Nombre trivial:

NH_4^+ Catión amonio

H_3O^+ Catión hidronio

B. Aniones

B.1) Aniones monoatómicos

Formulación: Se emplea el símbolo del elemento con el estado de oxidación como supraíndice



Nomenclatura: los aniones monoatómicos se designan (a excepción del óxido) 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:

<u>Elemento</u>	<u>Raíz</u>	<u>Raíz + sufijo</u>	<u>Representación simbólica</u>
<u>Hidrógeno</u>	<u>Hidr</u>	<u>Hidruro</u>	<u>H⁻</u>
<u>Flúor</u>	<u>Flúor</u>	<u>Flúoruro</u>	<u>F⁻</u>
<u>Cloro</u>	<u>Clor</u>	<u>Cloruro</u>	<u>Cl⁻</u>
<u>Bromo</u>	<u>Brom</u>	<u>Bromuro</u>	<u>Br⁻</u>
<u>Yodo</u>	<u>Iod</u>	<u>Ioduro</u>	<u>I⁻</u>
<u>Oxígeno</u>	<u>Oxi</u>	<u>Oxido</u>	<u>O²⁻</u>
<u>Azufre</u>	<u>Sulf</u>	<u>Sulfuro</u>	<u>S²⁻</u>
<u>Selenio</u>	<u>Seleni</u>	<u>Seleniuro</u>	<u>Se²⁻</u>
<u>Telurio</u>	<u>Teluri</u>	<u>Teluriuro</u>	<u>Te²⁻</u>
<u>Nitrógeno</u>	<u>Nitr</u>	<u>Nitruro</u>	<u>N³⁻</u>
<u>Fósforo</u>	<u>Fósf</u>	<u>Fósfuro</u>	<u>P³⁻</u>
<u>Arsénico</u>	<u>Arseni</u>	<u>Arseniuro</u>	<u>As³⁻</u>
<u>Antimonio</u>	<u>Antimoni</u>	<u>Antimoniuro</u>	<u>Sb³⁻</u>
<u>Carbono</u>	<u>Carb</u>	<u>Carburo</u>	<u>C⁴⁻</u>
<u>Silicio</u>	<u>Sil</u>	<u>Siluro</u>	<u>Si⁴⁻</u>

Actividad 2: empleando la tabla periódica, indique para cada elemento no metálico representativo cuál es el anión monoatómico que puede formar.

.....

B.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 mas electronegativo a la derecha.

Ejemplos: HS^- , HSe^- , HTe^-

Nomenclatura:

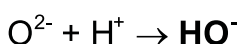
Clásica o tradicional: se escribe el nombre del anión monoatómico y luego la palabra ácido.

Sistemática IUPAC: se escribe la palabra hidruro seguida del nombre del anión monoatómico y la carga entre paréntesis y sin espacios.

Catión	Tradicional	Sistemática IUPAC
HS^-	Sulfuro ácido	Hidrurosulfato(1-)
HSe^-	Seleniuro ácido	Hidruroseleniato(1-)
HTe^-	Teluriuro ácido	Hidruroteluriato(1-)

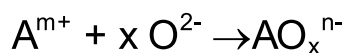
• Anión Hidróxido

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.



B.3) Aniones poliatómicos del tipo AOx^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 O^{2-} han superado las 6 cargas positivas del azufre, por lo tanto hemos formado el oxoanión SO_4^{2-}

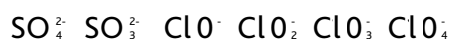
Actividad 3: complete la siguiente tabla con los aniones poliatómicos del tipo AO_x^{n-} más comunes:

Aniones Poliatómicos AO_x^{n-} : OXOANIONES				
Átomo central	E.O.A.C.	Nº de aniones O^{2-} que puede incorporar	Carga neta del oxoanión	Fórmula del oxoanión
C	4+	3	2-	CO_3^{2-}
N	3+			
N	5+			
P	3+			
P	5+			
As	3+			
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+			

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:



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 IUPAC (de composición): se nombra utilizando un prefijo multiplicativo (di, tri, tetra, etc. – mono se omite) que indica el número de iones óxido, seguido de "óxido" y a continuación la raíz del nombre del átomo central con el sufijo "ato" y se coloca entre paréntesis y con número arábigos la carga (sin espacios)

No metal	Oxoanión	Tradicional	Sistemática IUPAC
S	SO_3^{2-}	Sulfito	Trióxidosulfato(2-)
	SO_4^{2-}	Sulfato	Tetraóxidosulfato(2-)
Cl	ClO^-	Hipoclorito	Oxidoclorato(1-)
	ClO_2^-	Clorito	Dioxidoclorato(1-)
	ClO_3^-	Clorato	Trioxidoclorato(1-)
	ClO_4^-	perclorato	Tetraoxidoclorato(1-)

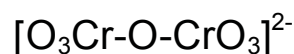
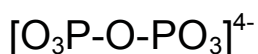
Los oxoaniones formados a partir de P y As reciben de acuerdo a la nomenclatura tradicional nombres diferentes dependiendo del número de aniones óxidos que rodean el átomo central (P o As) y se describen a continuación:

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:



También se detalla su fórmula condensada y su nomenclatura. En la nomenclatura Sistemática (de hidrogeno), la letra griega μ delante de "óxido" indica que actúa como puente. Pero hay otra manera más sencilla en la que no se especifica el oxígeno puente.

Anión	Tradicional	Sistemática IUPAC	
		De hidrogeno	De composición
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Pirofosfato	μ -óxido-bis[trioxidofosfato(4-)]	Heptaoxidofosfato(4-)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato	μ -óxido-bis[trioxidocromato (2-)]	Heptaoxidocromato(2-)

Nota 2:

Un caso particular, polioxoaniones de manganeso.

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

Anión	Clásica o tradicional	Sistemática
MnO_4^-	Permanganato	Tetraoxidomanganato(1-)
MnO_4^{2-}	Manganato	Tetraoxidomanganato(2-)

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

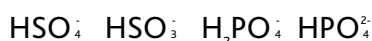
Actividad 4: complete la siguiente tabla

Oxoaniones (AO_x^{n-}), fórmulas y nomenclatura		
Fórmula	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC
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_3^-		

B.3) Aniones poliatómicos del tipo HyAOxn^- , 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:



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 IUPAC (nomenclatura de hidrógeno): en caso de corresponder primero se coloca el prefijo multiplicativo, luego la palabra "hidrógeno" (sin acento), a continuación el nombre del oxoanión entre paréntesis y por último la carga del ión.

Anión	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC (nomenclatura de hidrógeno)
HSO_4^-	Sulfato ácido	Hidrogeno(tetraoxidosulfato)(1-)
HSO_3^-	Sulfito ácido	Hidrogeno(trioxidosulfato)(1-)
H_2PO_4^-	Fosfato diácido	Dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)
HPO_4^{2-}	Fosfato monoácido o fosfato ácido	Hidrogeno(tetraoxidofosfato)(2-)

Actividad 5: 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

.....
.....

b) Nómbralos de acuerdo a la nomenclatura tradicional y sistemática

.....
.....

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

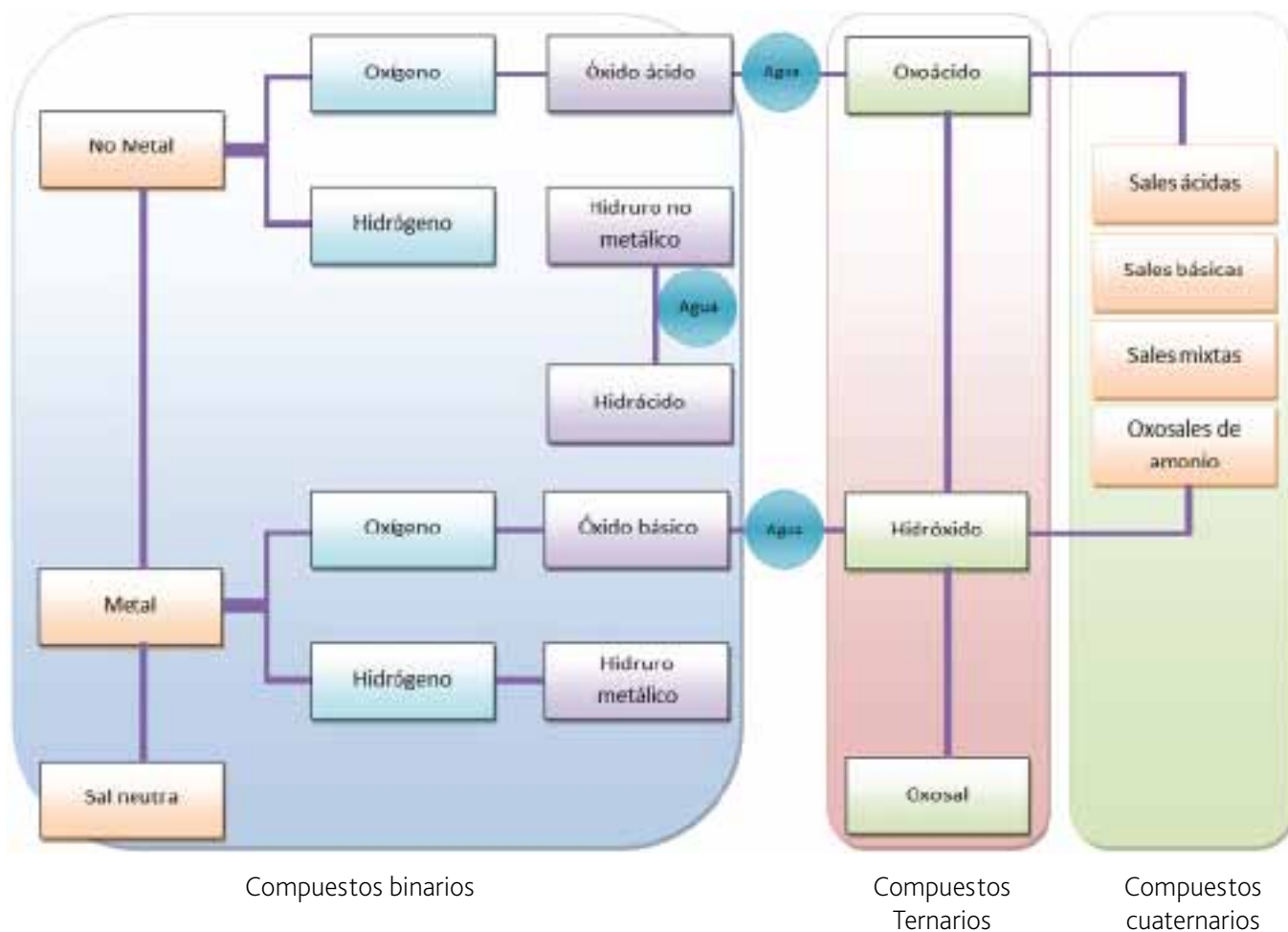
Hidrógenos oxoaniones		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC
H_2PO_4^-	Fosfato diácido u ortofosfato diácido	Dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)
	Pirofosfato diácido	
	Sulfato ácido	
	Sulfito ácido	
		Hidrogeno(trioxidoseleniato)(1-)
HSeO_4^-		
		Dihidrogeno(trioxidofosfato)(1-)
HPO_4^{2-}		

Finalizado el estudio de los compuestos iónicos, estamos listos para continuar con la formulación de compuestos neutros.

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 (O_2), hidrógeno (H_2), azufre (S_8), 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.

Fig. 1: Clasificación de los compuestos inorgánicos.

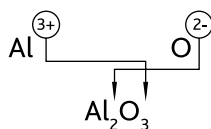


C) Compuestos binarios

Son aquellos compuestos que están formados por dos elementos.

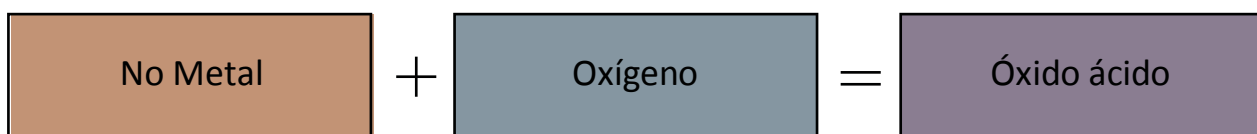
C.1) Reglas del número de oxidación cruzado para obtener la fórmula química de los compuestos binarios:

- 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:



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 IUPAC (de composición):

- Utilizando 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 (sin espacios)
- Utilizando la palabra óxido con el prefijo multiplicativo seguida del nombre del catión, en caso de corresponder 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 IUPAC (de composición)	
		Expresando el número de oxidación con Números romanos	Utilizando prefijos multiplicativos
SO ₂	Anhidrido sulfuroso	Oxido de azufre(IV)	Dióxido de azufre
SO ₃	Anhidrido sulfúrico	Oxido de azufre(VI)	Trióxido de azufre
N ₂ O ₃	Anhidrido nitroso	Oxido de nitrógeno(III)	Trióxido de dinitrógeno
P ₂ O ₅	Anhidrido fosfórico	Oxido de fósforo(V)	Pentaóxido de difósforo
Cl ₂ O	Anhidrido hipocloroso	Ver nota a continuación sobre nomenclatura IUPAC 2005	
Cl ₂ O ₃	Anhidrido cloroso		
Cl ₂ O ₅	Anhidrido clórico		
Cl ₂ O ₇	Anhidrido perclórico		

Nota:

Las combinaciones de oxígeno con halógenos, que según las recomendaciones de la IUPAC de 2005 se deben escribir OnX₂ y se deben nombrar como halogenuros de oxígeno, se han escrito tradicionalmente al revés y se han nombrado como óxidos. Seguramente esta costumbre perdure mucho tiempo. Ejemplos:

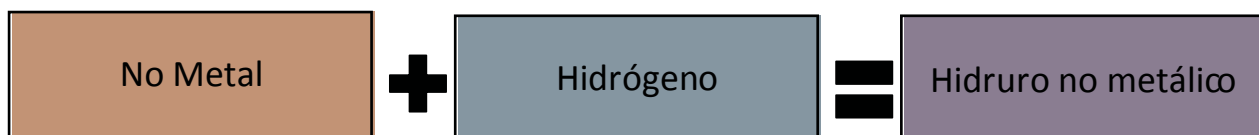
	IUPAC 2005		IUPAC anterior
OCl ₂	Dicloruro de oxígeno	Cl ₂ O	Óxido de dicloro Óxido de cloro (I)
O ₃ Cl ₂	Dicloruro de trioxígeno	Cl ₂ O ₃	trióxido de dicloro Óxido de cloro (II)
O ₅ Cl ₂	Dicloruro de pentaóxígeno	Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro Óxido de cloro (IV)
O ₇ Cl ₂	Dicloruro de heptaóxígeno	Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro Óxido de cloro (VII)

Casos especiales:

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 IUPAC (de composición)	
CrO_3	Anhídrido c rómico	Ó xido de cromo (VI)	Trióxido de cromo
MnO_3	Anhídrido m angánico	Ó xido de manganeso (VI)	Trióxido de manganeso
Mn_2O_7	Anhídrido permangánico	Ó xido de manganeso (VII)	Heptaóxido de dimanganeso

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, H_2S

Nomenclatura:

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

Sistemática IUPAC (de composición): los compuestos se nombran de la misma manera, aunque colocando cuando corresponda el prefijo multiplicativo a la palabra hidrógeno.

Hidruro no metálico	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC
		Con prefijos multiplicativos
HF	Fluoruro de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	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.

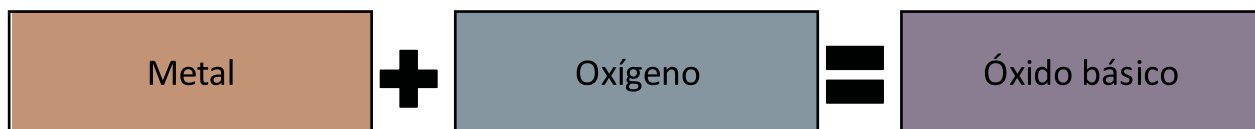
Ejemplos: BH_3 , CH_4 , SiH_4 , NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3

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:



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

Ejemplos: Na_2O , FeO , Fe_2O_3

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"**.

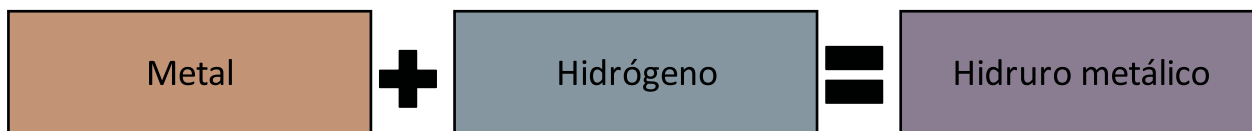
Sistemática IUPAC (de composición):

- Utilizando 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 (sin espacios)

- Utilizando la palabra óxido con el prefijo multiplicativo seguida del nombre del catión, en caso de corresponder con el prefijo multiplicativo y separado por la preposición "de". El prefijo multiplicativo "mono" se omite en el no metal.

Óxido básico	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC	
		Utilizando prefijos multiplicativos	Expresando el estado de oxidación en números romanos
Na_2O	Óxido de sodio	Óxido de disodio	Óxido de sodio
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro	Oxido de hierro(II)
Fe_2O_3	Óxido férrico	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro(III)

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 , CaH_2 , BaH_2

Nomenclatura:

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

Sistemática IUPAC (de composición):

- Utilizando la palabra hidruro 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 (sin espacios).

- Utilizando la palabra hidruro con el prefijo multiplicativo seguida del nombre del catión, en caso de corresponder con el prefijo multiplicativo y separado por la preposición "de". El prefijo multiplicativo "mono" se omite.

Hidruro metálico	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC	
		Utilizando prefijos multiplicativos	Expresando el número de oxidación en romanos
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
CaH ₂	Hidruro de calcio	Dihidruro de calcio	Hidruro de calcio
BaH ₂	Hidruro de bario	Dihidruro de bario	Hidruro de bario
AlH ₃	Hidruro de aluminio	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio

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 IUPAC:

- Se coloca el nombre del anión monoatómico seguido del nombre del catión y separado por la preposición "de". En el caso de que el catión presente más de un estado de oxidación debe indicarse su número de oxidación en número romano, entre paréntesis y sin espacios.

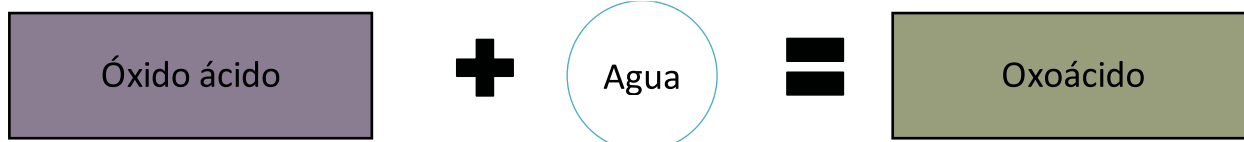
- Se coloca el nombre del anión monoatómico, en caso de corresponder, el prefijo multiplicativo seguido del nombre del catión con el prefijo multiplicativo y separado por la preposición "de".

Sales	Tradicional	Sistemática IUPAC	
		Números de oxidación en romanos	Prefijos multiplicativos
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

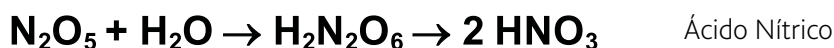
Son compuestos cuya fórmula química está constituida por tres clases distintas de elementos.

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 estado 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 IUPAC (de composición de hidrogeno): se coloca la palabra hidrogeno, con su prefijo multiplicativo, luego se nombra el oxoanión (prefijo oxido prefijo elemento ATO)

Óxoácido	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC (nomenclatura de hidrogeno)
H_2SO_3	Acido sulfuroso	Dihidrogeno(trioxidosulfato)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Dihidrogeno(tetraoxidosulfato)
$HClO$	Ácido hipocloroso	Hidrogeno(oxidoclorato)
$HClO_2$	Ácido cloroso	Hidrogeno(dioxidoclorato)
$HClO_3$	Ácido clórico	Hidrogeno(trioxidoclorato)
$HClO_4$	Ácido perclórico	Hidrogeno(tetraoxidoclorato)

Casos especiales:

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	Acido 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	Acido Ortoarsenioso o arsenioso
H_3AsO_4	Acido 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 6: 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.

a. BrO₃⁻

.....
.....

b. IO₄⁻

.....
.....

c. AsO₄³⁻

.....
.....

d. SO₃²⁻

.....
.....

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 IUPAC
H ₂ BO ₃	Ácido bórico	Dihidrogeno(trioxidoborato)
H ₂ CO ₃		
HNO ₃		
	Acido nitroso	
H ₃ PO ₃	Ácido ortofosforoso	
		Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)
		Tetrahidrogeno[μ-oxido-bis(trioxidofosfato)]
	Ácido arsénico	Trihidrogeno(tetraoxidoarseniato)
H ₃ AsO ₃	Ácido arsenioso	
H ₂ SO ₄		
	Ácido sulfuroso	
	Ácido crómico	Dihidrogeno(tetraoxidocromato)

	Ácido dicrómico	Dihidrogeno(heptaoxidodicromato)
	Ácido hipocloroso	
HClO ₂		
HClO ₃		
		Hidrógeno(tetraoxidoclorato)
HIO ₃		
	Ácido peryódico	
HMnO ₄		

Completar la tabla basándose en el siguiente ejemplo:

2H ⁺	+ trioxidocarbonato(2-)	= Dihidrogeno(trioxidocarbonato)
H ⁺	+ _____	= _____(dioxidonitrato)
3H ⁺	+ tetraoxidofosfato(3-)	= _____
H ⁺	+ _____	= Hidrogeno(tetraoxidoclorato)

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- Hidrogeno(tetraoxidomanganato)
- Dihidrogeno(trioxosulfato)
- Hidrogeno(trioxidonitrato)

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

HClO₂ Hidrogeno(dioxidoclorato)
H₂CO₃ Dihidrogeno(tetraoxidocarbonato)
H₃PO₄ Trihidrogeno(trioxidofosfato)

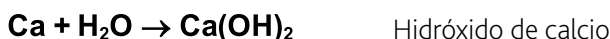
D.2) Bases o Hidróxidos



Formulación: Se originan por la combinación del agua con un óxido básico o NH₄⁺. 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(HO)₂, Fe(HO)₂, Fe(HO)₃, NH₄(HO)

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 IUPAC (de composición):

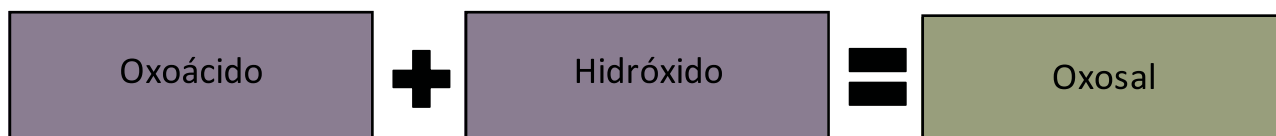
- se coloca la palabra hidróxido seguida del nombre del catión separados por la preposición "de". Si el mismo presenta más de un estado de oxidación, este se coloca entre paréntesis y en números romanos (sin espacios).
- se coloca la palabra hidróxido precedida del prefijo que indique el número de aniones 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 IUPAC	
		Con números romanos	Con prefijos multiplicativos
Ba(HO) ₂	Hidróxido de Bario	Hidróxido de Bario	Dihidróxido de bario
Fe(HO) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de Hierro(II)	Dihidróxido de hierro
Fe(HO) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro(III)	Trihidróxido de hierro
NH ₄ (HO)	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio

Actividad 7: complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos:

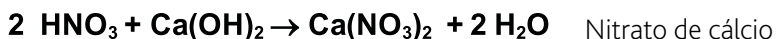
Hidróxidos	Tradicional	Sistemática IUPAC	
Na(OH)			
		Hidróxido de Cobre(II)	
Al(OH) ₃			Trihidróxido de aluminio
	Hidróxido de calcio		

D.4) 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: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_3 , $\text{Fe(NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_3$

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 IUPAC:

- Adopta como válidos los nombres tradicionales.
- De composición: se coloca un prefijo 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”.

Oxosales			
Fórmula	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC	
		De composición	IDEM Tradicional
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato de aluminio	Tris(tetraoxidosulfato) de dialuminio	
K_2SO_3	Sulfito de potasio	Trioxidosulfato de dipotasio	
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato ferroso	Bis(trioxidonitrato) de hierro	
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Nitrato férrico	Tris(trioxidonitrato) de hierro	

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 oxoanion 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

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, Nitrato de hierro (II)
 $\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_3$ Nitrato de hierro (III)

Actividad 8: construya las fórmulas con los siguientes iones realizando las combinaciones posibles. Recuerde el uso de paréntesis.

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

.....

Nombrar los compuestos formados según la nomenclatura Tradicional y IUPAC:

.....
.....

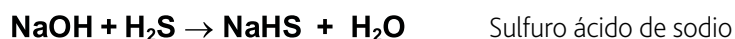
Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos:

Oxosales		
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato férrico	Tris(tetraoxidosulfato) de dihierro
	Perclorato de sodio	
		Tetraoxidosulfato de hierro
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
	Sulfito níquelico	
		Trioxidosilicato de cobre
$\text{Au}(\text{ClO}_2)_3$		
	Carbonato de calcio	
		Trioxidocarbonato de hierro
	Hipobromito plumboso	
		Bis(trioxidonitrato) de hierro
		Trioxidosulfato de magnesio
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
	Permanganato de potasio	
AgIO		

D.5) Sales derivadas de hidrácidos

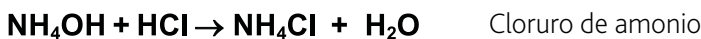
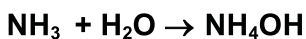
Sales ácidas derivadas de hidrácidos:

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 (NH_4^+).

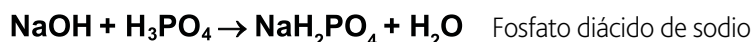
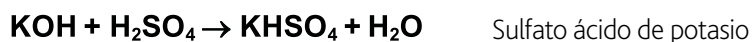


E) COMPUESTOS CUATERNARIOS

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.

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: $\text{Ba}(\text{HS})_2$, MgHPO_4 , KH_2PO_3 , $\text{Pb}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$

Nomenclatura:

Clásica o tradicional: se coloca el nombre del hidrogeno oxoanión y luego el del catión de acuerdo a la nomenclatura tradicional. Si el catión presenta un solo 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 IUPAC (de composición): se coloca un prefijo 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 IUPAC	
		De composición	IDEM Tradicional
$\text{Ba}(\text{HS})_2$	Sulfuro ácido de bario	Bis(hidrógeno sulfuro) de bario	
MgHPO_4	Ortofosfato monoácido de magnesio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de magnesio	
KH_2PO_3	Ortofosfato diácido de potasio	Dihidrogeno(trioxidofosfato) de potasio	
$\text{Pb}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$	Ortoarseniato diácido plumboso	Bis[dihidrogeno (tetraoxidoarseniato)] 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 9:

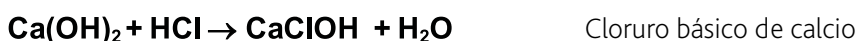
Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos:

Sales ácidas		
Fórmula	Sistemática IUPAC	Tradicional
NaHCO_3		
		Sulfato ácido férrico
	Bis[dihidrogeno(trioxidofosfato)] de calcio	
$\text{Pb}(\text{HPO}_4)$		

E.2) Sales básicas:

Resultan de reemplazar parcialmente los grupos (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.

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: $\text{MgCl}(\text{HO})$, $\text{ZnI}(\text{HO})$, $\text{PbNO}_3(\text{HO})$

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 IUPAC: 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.

Sales Básicas			
Fórmula	Clásica o tradicional	Sistemática IUPAC	
		De composición	IDEM Tradicional
$MgCl(OH)$	Cloruro básico de magnesio	Cloruro hidróxido de magnesio	
$ZnI(OH)$	Ioduro básico de Zinc	Hidróxido ioduro de zinc	
$PbNO_3(OH)$	Nitrato básico plumboso	Hidroxido(trioxidonitrato) de plomo	
$Al(NO_3)_2(OH)$	Nitrato básico de aluminio	Hidroxido bis[(trioxonitrato)] 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

$PbNO_3(OH)$ Nitrato básico de plomo (II)

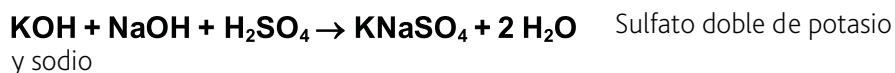
Actividad 10: Complete la siguiente tabla con las fórmulas y nombres correspondientes para los siguientes compuestos

Sales básicas y ácidas		
Fórmula	Clásica o Tradicional	Sistemática IUPAC
$CuIO_3(OH)$		
		Hidróxido(trioxidonitrato) de plomo
	Carbonato básico de aluminio	
$Mn(HCO_3)_2$		
$Ca(HSO_4)_2$		
$NaHPO_4$		



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	Tradicional
CaNaPO_4	Fosfato doble de calcio y sodio
LiNaCO_3	Carbonato doble de litio y sodio
Li_2KAsO_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 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_2

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

Fórmula	Nomenclatura
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,	sulfato (VI) de diamonio o sulfato de amonio
NH_4NO_2	nitrato (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 (E_i), un estado final (E_f) 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.

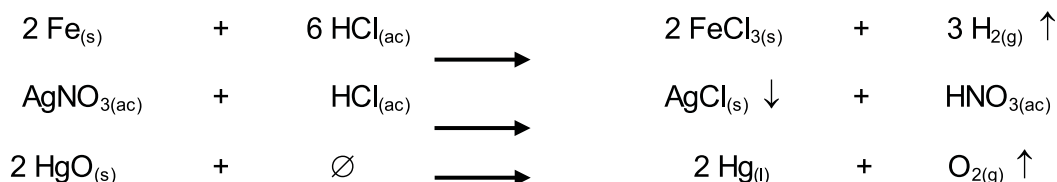
Cuando se describe un experimento químico, es importante que en las ecuaciones químicas se indiquen:

- 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 ($\emptyset$) producen ($\rightarrow$) 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 11:

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 falsas, rescribalas correctamente y justifíquelas.

a) Una transformación química es siempre un fenómeno químico.

.....

b) Todo fenómeno químico es siempre una transformación química.

.....

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

.....

d) 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.

.....

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

.....

f) 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.

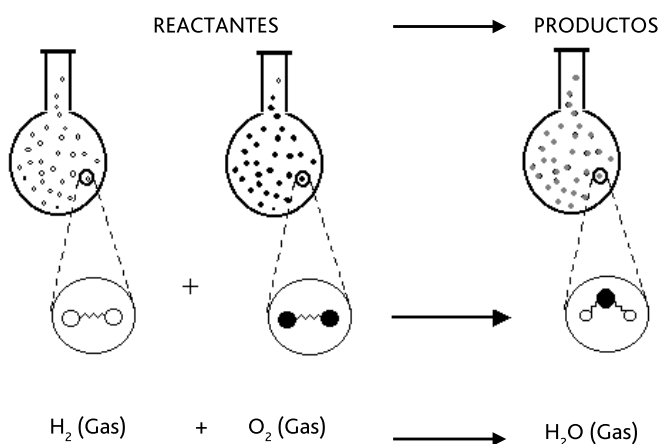
A. Las ecuaciones químicas y su significado

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 descripta, observamos que existen dos átomos de oxígeno del lado de los reactantes 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 12: ¿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.

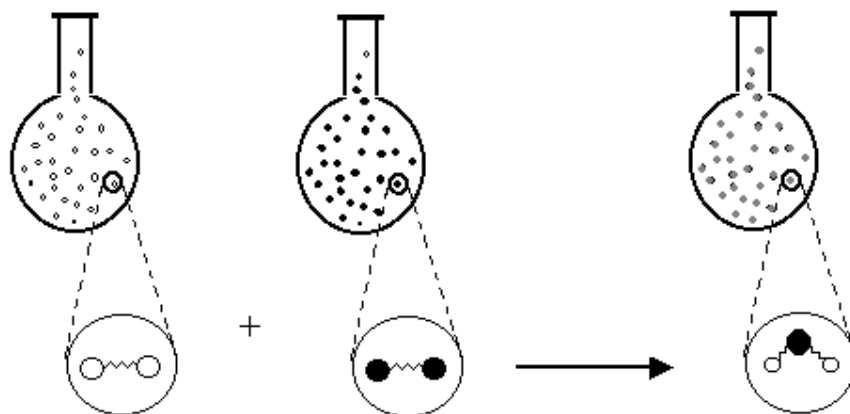
a) Manteniendo constante el volumen y la cantidad de moles de oxígeno molecular, disminuimos a la mitad el volumen y los moles de hidrógeno molecular, y se formará igual volumen y cantidad de moles de agua que los moles de oxígeno molecular iniciales.

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.

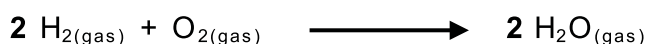
Respuesta: se forman mol de agua. Es solución del problema. SÍ-NO.

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:

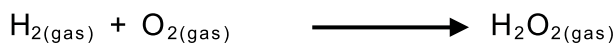


Donde los números que se anteponen a las fórmulas químicas se denominan **coeficientes estequiométricos**.

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.

- a) Ambas tienen los mismos reactantes.
- b) Ambas tienen los mismos productos.
- c) Ambas tienen iguales coeficientes estequiométricos.
- d) Ambas tienen iguales atomicidades en la molécula (subíndices) en los reactantes y en los productos.
- e) 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:

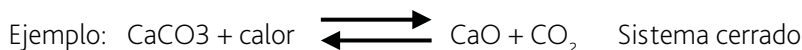
- **Moleculares** (se consignan moléculas)
- **Iónicas** (se consignan iones)

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.

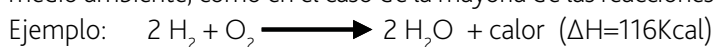


- **Reversibles** (se llega al equilibrio antes de que se alcance el 100 % de conversión). Se indica con doble flecha.

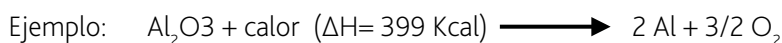


B.4) De acuerdo al intercambio energético:

- 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: ¿Cual 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?

.....

.....

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,
- 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 Cl_2 , b) K y F_2 , y c) Na e I_2 .

2. Complete e iguale las siguientes ecuaciones químicas:

a) + $\longrightarrow$ Na_2O (s)

b) Ag_2O (s) + H_2O (l) $\longrightarrow$

c) CO_2 (g) + MgO (s) $\longrightarrow$

d) SiO_2 (s) + H_2O (l) $\longrightarrow$

e) CO (g) + $\longrightarrow$ CO_2 (g)

f) + H_2 (g) $\longrightarrow$ HBr (g)

g) S_8 (s) + $\longrightarrow$ SO_2 (g)

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

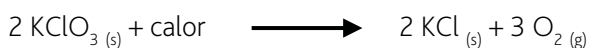
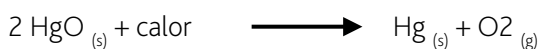
- Síntesis del óxido ferroso.
- Síntesis del dióxido de carbono.
- El azufre, S_8 , se combina con el hidrógeno, H_2 , para formar sulfuro de hidrógeno.
- El dióxido de azufre se combina con el oxígeno, para formar trióxido de azufre.

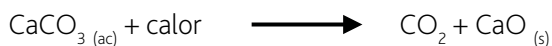
B.6) Reacciones de descomposición

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:

- a) $\text{CaO} (\text{s}) + \text{calor} \dots\dots\dots$
- b) $\text{MgCO}_3 (\text{s}) + \text{calor} \dots\dots\dots$
- c) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{s}) + \text{calor} \dots\dots\dots$
- d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{calor} \dots\dots\dots$
- e) $\text{NaOH} (\text{s}) + \text{calor} \dots\dots\dots$
- f) $\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{ac}) + \text{calor} \dots\dots\dots$

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:

- 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

El H queda libre, en forma molecular.

Li
K
Ca
Na
Mg
Al
Mn
Zn
Cr

Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Sb
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

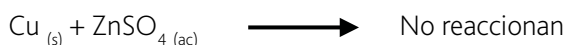
Cualquier metal que se encuentre por arriba del hidrógeno en la serie de actividad (o serie electromotriz) de los metales, al ser añadido a soluciones de ácidos no oxidantes como el H_2SO_4 o el HCl se disuelve para producir hidrógeno, formándose una sal.

- 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. El Cu queda libre, en forma metálica.

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.

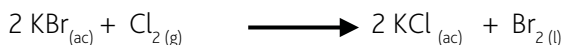
- Cualquier metal alcalino (grupo 1A) reacciona con el agua produciéndose una reacción de desplazamiento.



- Un halógeno desaloja de su sal a otro halógeno.

F
Cl
Br
I

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:

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

B.9) Reacciones de neutralización

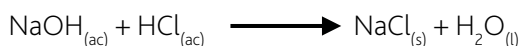
Es la reacción entre una sustancia ácida y una sustancia básica con la formación de sal y generalmente agua.

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.

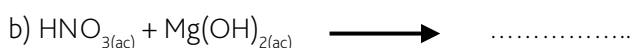
Veremos un ejemplo de neutralización total:



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:

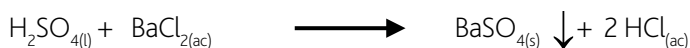
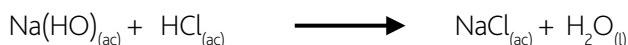
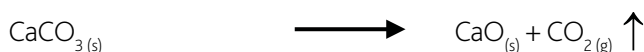


B.10) Reacciones de óxido-reducción o redox

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.

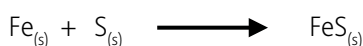
Veamos algunos ejemplos:



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:



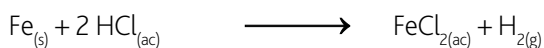
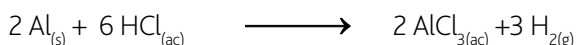
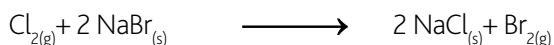


Verifique el cambio del número de oxidación de los átomos en cada caso.
Justifique su respuesta.

.....
.....

Estos ejemplos permiten demostrar que dentro de la categoría de reacciones con cambio en el número de oxidación podemos encontrar otras subcategorías, en este caso particular todas son transformaciones que parten de elementos y forman un dado compuesto. Este tipo de transformaciones son conocidas como reacciones de formación o de síntesis del producto en cuestión.

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.

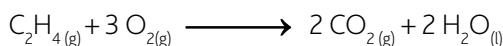
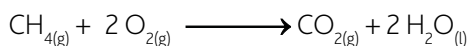
Actividad 13:

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 en el mismo, observaremos la combustión del gas, que en presencia del aire (O_2) como comburente producirá principalmente dos compuestos químicos: dióxido de carbono y agua.

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 los siguientes métodos para balancear ecuaciones: el método iterativo y el método algebraico.

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 un mayor atomicidad.

Ejemplo 1:



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

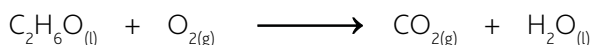
¿Por dónde comenzar? Por la regla II, se debe comenzar por el elemento que tiene mayor atomicidad, en este caso el catión calcio tienen subíndice 3 en el compuesto iónico fosfato de calcio. Por lo tanto, el coeficiente del óxido de calcio deber ser 3.



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

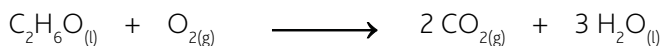
En el estado inicial los reactantes	En el estado final los productos
3 cationes calcio	3 cationes calcio
(3 + 5) “aniones” óxido = 8 “aniones” óxido	8 “aniones” óxido
2 “cationes” fósforo (5+)	2 “cationes” fósforo (5+)

Ejemplo 2: La combustión de etanol C_2H_6O es descrita por la siguiente ecuación química:



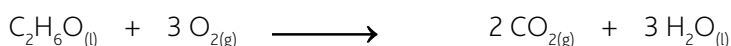
¿Cómo se eligen los coeficientes?

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 C_2H_6O 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.

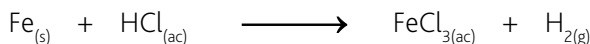


C.2) Método algebraico.

Como ya lo expresamos existen ecuaciones químicas cuyo proceso de balanceo es obvio a simple vista. Sin embargo, hay otras que no son tan evidentes, es más complicado determinar los coeficientes. Por lo tanto, es importante disponer de un método estructurado desde los conceptos aprendidos en sistemas de ecuaciones (U.T. 2) que facilite al alumno, el proceso de igualación de ecuaciones complejas. Esta herramienta es conocida

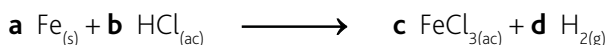
como método algebraico. A continuación le presentamos algunos ejemplos desarrollados para que los alumnos lo resuelvan, verifiquen su utilidad y reconozcan en que casos pueden aplicarlo.

Ejemplo 1:



Se procede en varias etapas:

1) A cada sustancia se le asigna una letra que corresponde al coeficiente desconocido:



2) Se iguala el número de átomos de cada elemento presente en cada miembro de la ecuación. Para el hierro se tienen **a** átomos en el primer miembro y **c** átomos en el segundo, por lo tanto:

$$\mathbf{a = c}$$

3) Para el hidrógeno se tienen b átomos en reactivos y 2d átomos en productos, por lo tanto:

$$\mathbf{b = 2 d}$$

4) Para el cloro se tienen b átomos en el primer miembro y 3c átomos en productos, por lo tanto:

$$\mathbf{b = 3 c}$$

5) Como se tienen 3 ecuaciones con cuatro incógnitas, se establece que uno de los coeficientes adopte un valor arbitrario. Por ejemplo $a = 1$.

Reemplazando:

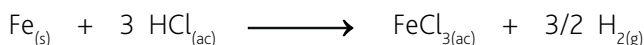
$$\mathbf{c = 1}$$

$$\mathbf{b = 3 c \Rightarrow b = 3}$$

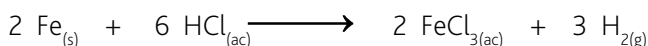
$$\mathbf{b = 2 d \Rightarrow d = b/2}$$

$$\mathbf{d = 3/2}$$

6) Si reemplazamos en la ecuación los valores obtenidos para a, b, c y d.

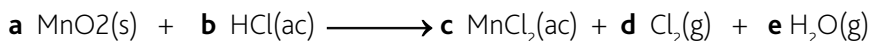


Con el fin de obtener coeficientes enteros, multiplicamos cada uno de ellos por 2, quedando entonces:



Por convención, se trabaja normalmente con el conjunto de números enteros más pequeños.

Ejemplo 2:



$$\begin{array}{ll} \text{Mn:} & a = c \\ \text{O:} & 2a = e \\ \text{H:} & b = 2e \\ \text{Cl:} & b = 2c + 2d \end{array}$$

Si asignamos $\mathbf{b} = 1$, tendremos:

$$\begin{array}{ll} \text{Mn:} & a = c \\ \text{O:} & 2a = e \\ \text{H:} & 1 = 2e \\ \text{Cl:} & 1 = 2c + 2d \end{array}$$

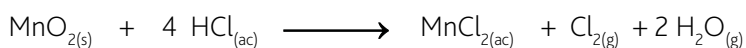
Por lo tanto:

$$\begin{array}{llll} \text{H:} & b = 2e & \Rightarrow e = \frac{1}{2} \\ \text{O:} & a = e/2 & \Rightarrow a = \frac{1}{4} \\ \text{Mn:} & a = c & \Rightarrow c = \frac{1}{4} \\ \text{Cl:} & 1 = 2c + 2d & \Rightarrow d = \frac{1}{4} \end{array}$$

Para obtener coeficientes enteros multiplicamos cada uno de ellos por cuatro:

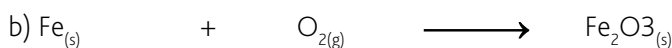
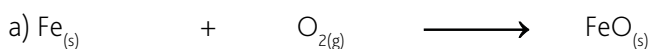
$$\begin{array}{l} a = 1 \\ b = 4 \\ c = 1 \\ d = 1 \\ e = 2 \end{array}$$

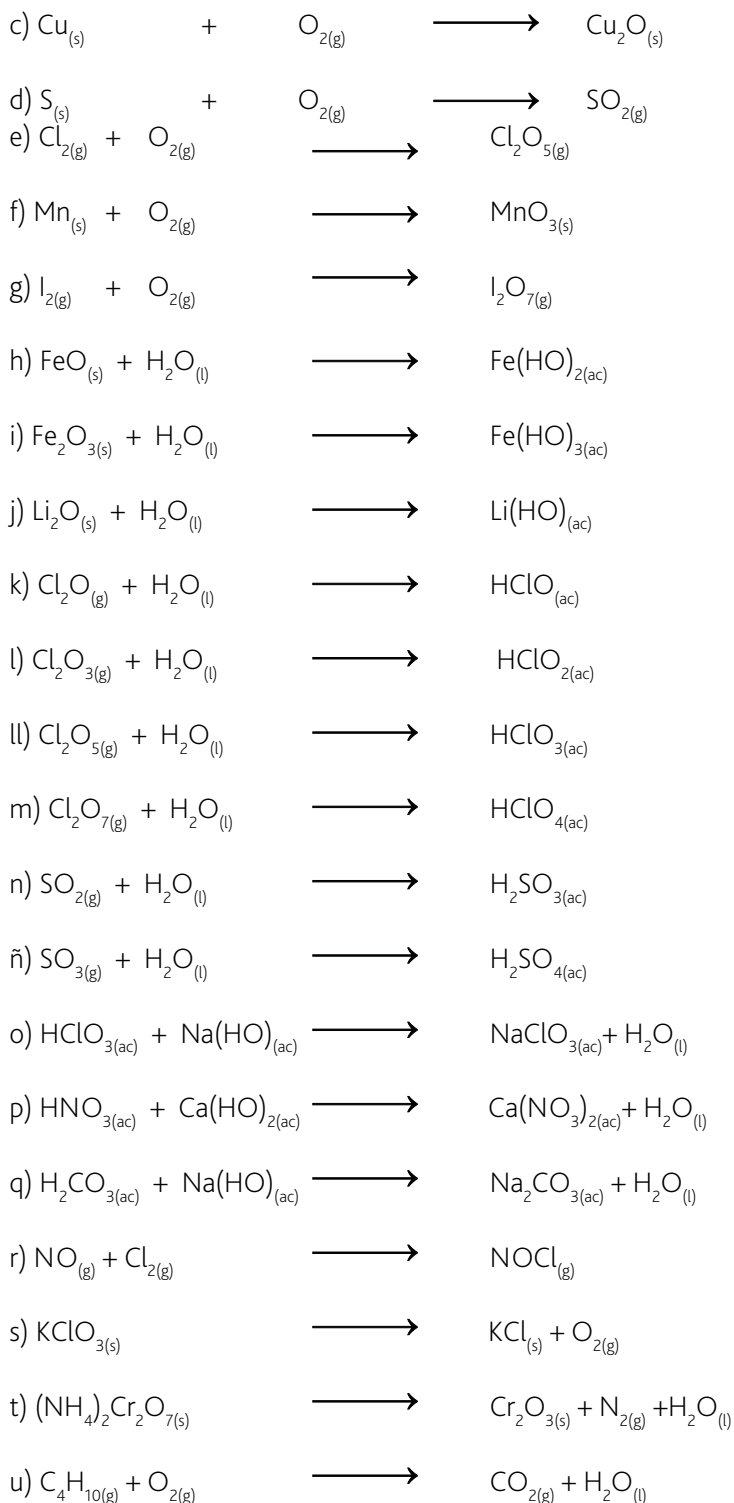
Por lo tanto, la ecuación balanceada es:



Sólo le resta a Ud. verificar el balance de masa en ambos miembros.

Actividad 14: Balancear las siguientes ecuaciones químicas:





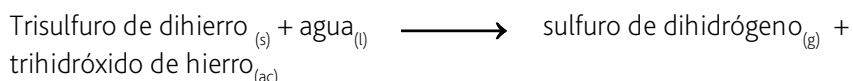
Actividad 15:

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

6.3) 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 16:

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.

.....
.....

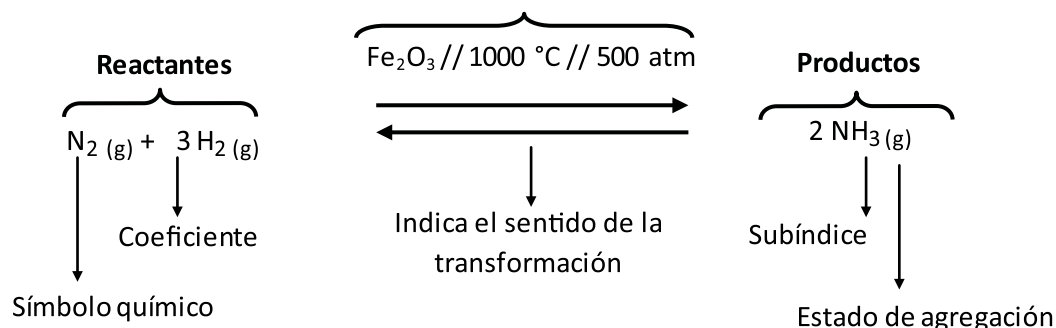
5.4) Indique cuales son los coeficientes estequiométricos y cuales las

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.

La Ecuación Química

Condiciones necesarias para la reacción:
catalizador, temperatura, presión



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?

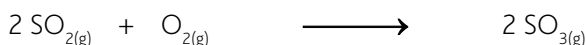
- ¿Qué cantidad de producto se podrá preparar en el laboratorio cuando se dispone de una cantidad limitada de uno de los reactivos?

- ¿Qué sucederá si en un sistema de dos reactivos 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 CaCO_3 (sólido), formando como productos CaO (sólido) y CO_2 (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.

c) Calcule los mililitros de dióxido de carbono que se obtienen, sabiendo que el gas se recoge a 100°C y 2 atm de presión.
(Ayuda: Recuerde la ecuación de estado de los gases ideales)

d) Considerando que el volumen del sistema se mantiene constante, calcule la presión de dióxido de carbono si se lo recoge a 200°C .
(Ayuda: Recuerde la ecuación de estado de los gases ideales)

d) Discuta con su docente el resultado obtenido en los incisos anteriores.

Actividad 17:

1) La glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se puede quemar para formar dióxido de carbono y agua.

a) Escriba la ecuación balanceada.

b) ¿Qué volumen de O_2 a la temperatura corporal (37°C) y una atm de presión se requiere para oxidar 0,03 mol de glucosa?

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.

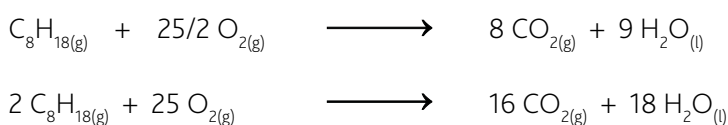
Para ello le presentamos la siguiente reacción química:

"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 .

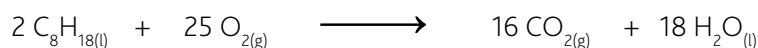
$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} = \frac{10,95 \text{ moles de } O_2}{x \text{ g de } O_2} \quad x = 350,4 \text{ g de } O_2$$

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.

$$\begin{aligned} \text{Masa molecular de } C_8H_{18} &= 114,2 \text{ u.m.a.} \\ \text{Masa molar de } C_8H_{18} &= 114,2 \text{ g} \\ \text{Masa molar de } O_2 &= 32 \text{ g} \end{aligned}$$

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

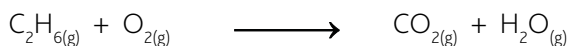
$$x \text{ g de } O_2 = 350,9 \text{ g de } O_2$$

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 18: Resuelva los siguientes problemas

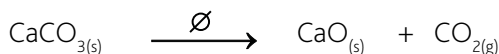
8.1) Determine los gramos de O_2 que se requieren para reaccionar con 5 mol de C_2H_6 de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



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.

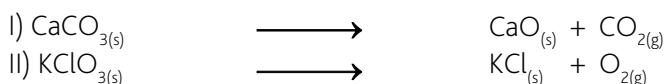
8.3) Calcule la masa de ácido clorhídrico necesaria para convertir totalmente 7,32 g de carbonato de calcio en cloruro de calcio acuoso, dióxido de carbono gaseoso y agua _(l).

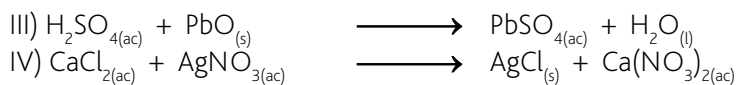
8.4) Calcule la masa de dióxido de carbono que se formará por la descomposición térmica completa de una tonelada de carbonato de calcio:



Ejercitación.

1) Dadas las siguientes ecuaciones químicas:

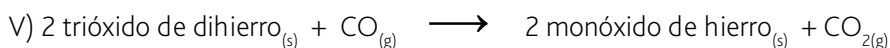
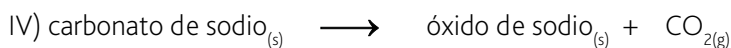
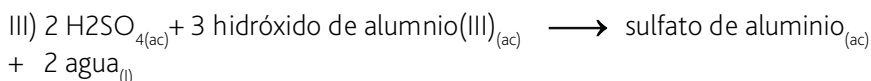
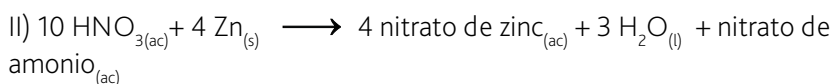
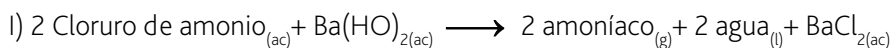




Indique cuáles ocurren con cambio en el estado de oxidación:

- a) Sólo I; b) I y II; c) Sólo II; d) III y IV

2) Dadas las siguientes ecuaciones químicas:



Indique cuáles están correctamente balanceadas:

- a) I, II y IV; b) Todas; c) I y II; d) III, IV y V

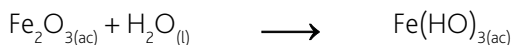
3) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



Los moles de ácido iodhídrico y los gramos de permanganato de potasio que se necesitan para producir 2,20 mol de yodo son:

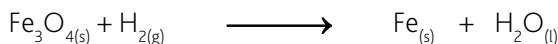
- a) 2,20; 139 b) 4,40; 695 c) 4,40; 139
d) 2,20; 695

4) Dada la siguiente ecuación química, que representa la reacción química para la obtención de hidróxido férrico:



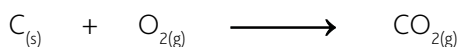
- a) Equilibrar la ecuación
- b) Calcular los gramos de cada uno de las sustancias que participan de la reacción, según la relación estequiométrica.
- c) ¿Cuántos gramos de Fe₂O₃ y H₂O se necesitan para obtener 180 g de Fe(OH)₃?

5) Todas las piezas de hierro oxidadas contienen un compuesto químico $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$, óxido de hierro (II) y (III), el cual forma el llamado herrumbre. Para recuperar el hierro de esos materiales, se los trata con hidrógeno, $\text{H}_{2(g)}$, a altas temperaturas, según la siguiente reacción



¿Cuántos gramos de hidrógeno son necesarios para producir 100,0 g de hierro?

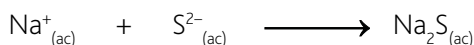
6) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



Si 1200 kg de carbono reaccionan con suficiente cantidad de oxígeno para dar dióxido de carbono, responda las siguientes preguntas:

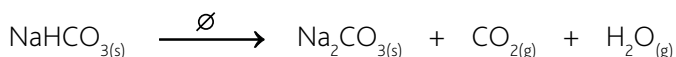
- ¿Cuántos kg de CO_2 se obtienen?
- ¿Cuántos kg de O_2 fueron necesarios en esta reacción?
- ¿Cuántos átomos de carbono se consumieron?
- ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formaron?

7) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



- ¿Qué cantidad de iones sulfuro puede reaccionar con 0,5 mol de iones sodio?
- ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio se producen?
- ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio se producen?
- ¿Cuántas moléculas de sulfuro de sodio se producen?

8) El $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$ se produce en forma comercial por calentamiento de carbonato ácido de sodio:



- ¿Cuántos gramos de carbonato ácido de sodio se necesitan por cada gramo de carbonato de sodio que se produce?
- ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se pueden obtener a partir de 178 g de NaHCO_3 ?
- ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrán en la reacción del inciso b?

9) El fosgeno, COCl_2 , es un gas tóxico, puesto que cuando es inhalado reacciona con agua a nivel pulmonar produciendo ácido clorhídrico y dióxido de carbono.

- a) Escriba y balancee la ecuación química que representa la reacción.
- b) ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se forman cuando reaccionan 0,5 mol de fosgeno?
- c) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de dióxido de carbono se producen?
- d) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico se producen si reaccionan 1,3 mol de fosgeno?

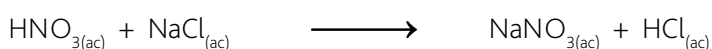
10) La descomposición térmica del hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio (sólido) origina trioxocarbonato (IV) de disodio (sólido), dióxido de carbono (gaseoso) y agua (vapor). Si se someten 42 g de hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio a descomposición térmica, responda las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo es la ecuación química balanceada que representa dicha reacción?
- b) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de trioxocarbonato de disodio se producen?
- c) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se formaron?
- d) ¿Cuántas moléculas de agua se produjeron?

11) Al mezclar dos soluciones que contienen 7,00 g de CaCl_2 y 14,0 g de AgNO_3 respectivamente, se forma bis[trioxonitrato (V)] de calcio y un precipitado de cloruro de plata.

- a) Indicar si existe o no un reactivo en exceso. En caso afirmativo exprese el exceso en gramos respecto a la relación estequiométrica.
- b) Cuántos átomos de nitrógeno están contenidos en la masa de nitrato de calcio obtenido?

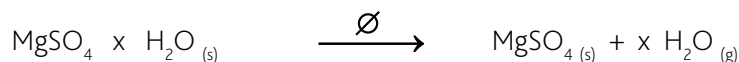
12) Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a cultivo con NaNO_3 . Para ello son necesarios 13,608 kg de dicho fertilizante, los cuales pueden obtenerse según la siguiente reacción:



Calcule:

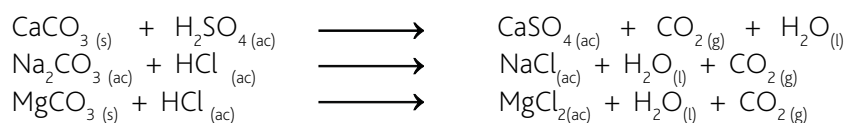
- a) La masa de NaCl que necesita.
- b) El número de moles de HCl que se forman.

13) La fórmula para la sal de Epson se puede escribir como $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, donde x indica el número de moles de agua por mol de sulfato de magnesio. Cuando 10,1404 g de sal se calientan a 150°C , toda el agua de hidratación se pierde quedando 4,9564 g de sulfato de magnesio.



Calcule el valor de x y el número de moléculas de agua que se evaporaron.

14) Dadas las siguientes ecuaciones químicas no balanceadas:



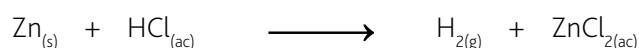
Partiendo de iguales masas de los correspondientes carbonatos, ¿cuál de las reacciones químicas planteadas permitiría obtener la máxima cantidad de moles de dióxido de carbono?

15) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



Si parte de igual número de moles de cada uno de los reactantes. ¿Cuál será el reactivo limitante? Justifique su respuesta.

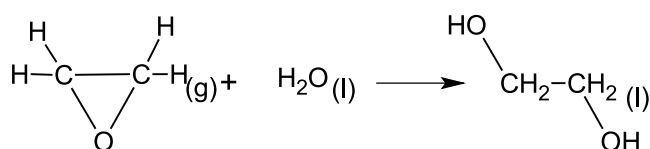
16) Para la reacción entre cinc y ácido clorhídrico se puede escribir la siguiente ecuación química no balanceada:



Si se hacen reaccionar 81,25 g de cinc con 65,60 de ácido clorhídrico:

- Escriba la ecuación balanceada.
- ¿Cuántos gramos y moles de hidrógeno se forman?
- ¿Cuántos moléculas de cloruro de cinc se forman?

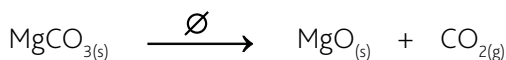
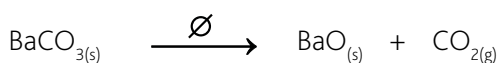
17) La preparación industrial de etilenglicol, que se utiliza como anticongelante para los automóviles y en la preparación de fibras de poliéster, es:



Si reaccionan 165,0 g de óxido de etileno con 74,9 g de agua, el reactivo en exceso y el número de moles en exceso son respectivamente:

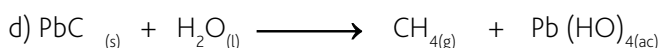
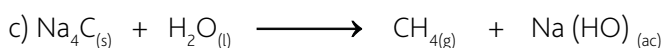
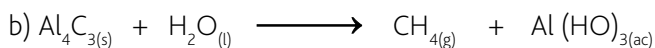
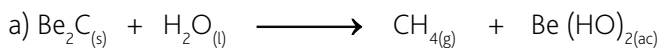
- a) agua - 4,16 mol
- b) óxido de etileno - 0,41 mol
- c) agua - 0,41 mol
- d) óxido de etileno - 3,75 mol

18) Los carbonatos de metales pesados se descomponen por calentamiento produciendo dióxido de carbono según:

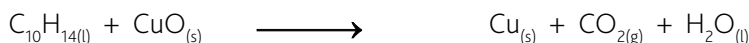


¿Qué masa de carbonato de magnesio producirá la misma masa de CO_2 que se obtiene con 88,5 g de BaCO_3 ?

19) El metano (CH_4) se produce industrialmente haciendo reaccionar carburos con agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas producirá mayor cantidad de metano, si se parte de igual cantidad de moles de los distintos carburos



20) Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



Si se mezclan 0,27 mol de cada uno de los reactivos, calcule los números de moles de cobre, dióxido de carbono y agua que se producen.

21) Una muestra de 74,97 gramos de carbonato de calcio se deja reaccionar con 35,23 gramos de ácido ortofosfórico de acuerdo a la siguiente ecuación química no balanceada:

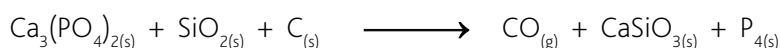


Calcule los gramos de sal y el número de moles de dióxido de carbono que se formarán.

22) El gas de garrafa está compuesto principalmente por butano (C_4H_{10}) mientras que, la nafta está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}). Indique que combustible producirá mayor cantidad de CO_2 , si se realiza la combustión a partir de 100 g de butano, o de 100 g de octano.

23) El azufre es un elemento que se encuentra frecuentemente en los carbones minerales que se usan en las usinas térmicas. Al quemar estos combustibles el azufre presente se combina con el oxígeno para dar óxido de azufre (IV). Para evitar que este óxido contamine la atmósfera, se lo hace reaccionar con óxido de calcio, produciéndose sulfito de calcio. Si una usina quema aproximadamente 20 toneladas por día de esta impureza, ¿cuánto óxido de calcio necesitará, como mínimo, por día?

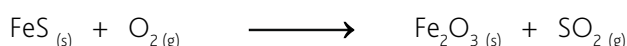
24) ¿Qué masa de fósforo se obtiene en el proceso:



Si se parte de 300 kg de fosfato de calcio?

25) Al hacer reaccionar yoduro de potasio con iodato de potasio en medio sulfúrico, se produce yodo, agua y sulfato de potasio. ¿Qué masa de iodato de potasio deberá usar para obtener 2,5 g de yodo?, suponga que agrega yoduro de potasio y ácido sulfúrico en abundancia.

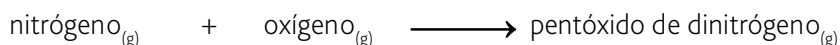
26) El óxido férrico puede obtenerse calcinando sulfuro ferroso en presencia de oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



a) Si se ponen a reaccionar 176,0 gramos de sulfuro ferroso y 1 mol de oxígeno ¿Cuántos moles de dióxido de azufre se forman?

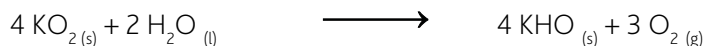
b) Teniendo en cuenta la ecuación planteada en el punto anterior ¿Cuántos litros de dióxido de azufre en CNPT se formarán a partir de 32 g de oxígeno?

27) De acuerdo a la siguiente ecuación no balanceada:



Si se ponen a reaccionar 100 g de nitrógeno_(g) y 100 g de oxígeno_(g) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles de producto se forman? ¿Qué volumen total en CNPT se obtiene al finalizar la reacción?

28) Las siguientes reacciones se producen en las mascarillas de gases que en ocasiones usan los mineros que trabajan bajo tierra:



- a) ¿Qué volumen de O_2 en CNPT se producen por la reacción completa de 1g de KO_2 ?
- b) ¿Cuál es este volumen a la temperatura del cuerpo a (37°C) y 1 atm?
- c) ¿Qué masa de KHO se produce en el inciso a)?
- d) ¿Qué volumen de CO_2 reaccionarán en CNPT con la masa de KHO del inciso c)?
- e) ¿Cuál es el volumen de CO_2 del inciso d) medido a 37°C y 1 atm?

29) Dados los siguientes pares de elementos, indique la reacción química que ocurre entre ellos y el compuesto que se forma. En el caso en que el elemento tenga más de un número de oxidación, escriba todos los compuestos que puedan formarse:

Potasio y oxígeno
Calcio e hidrógeno
Plomo e hidrógeno
Azufre y oxígeno
Iodo y oxígeno
Bromo e hidrógeno
Nitrógeno y oxígeno
Níquel y oxígeno
Fósforo y oxígeno
Manganeso y oxígeno
Magnesio y oxígeno
Hierro y oxígeno

30) Escriba todas las nomenclaturas posibles para los compuestos anteriores

31) Seleccione cinco (5) Óxidos Básicos y forme, con ellos, los respectivos Hidróxidos. Nómbralos.

32) Seleccione cinco (5) Óxidos Ácidos y forme, con ellos, los respectivos Ácidos Oxoácidos. Nómbralos.

33) Dada una nomenclatura de ácidos oxácidos, escriba la ecuación de formación de los mismos y su fórmula química. Luego, escriba todas las demás nomenclaturas posibles:

Ácido perclórico:
Ácido trioxoyódico:
Ácido oxobromico:
Ácido arsenioso:

34) Dadas las siguientes fórmulas químicas de ácidos oxácidos, escriba la ecuación de formación de los mismos y todas las nomenclaturas posibles para cada uno de ellos.

HNO_3 :
 HClO_2 :
 HIO :
 H_2SO_3 :

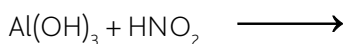
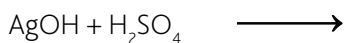
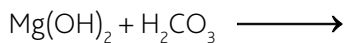
35) Dada una nomenclatura de hidróxidos, escriba la ecuación de formación de los mismos y su fórmula química. Luego, escriba todas las demás nomenclaturas posibles:

Hidróxido de hierro (III):
Hidróxido de Magnesio:
Hidróxido estannoso:
Hidróxido áurico:

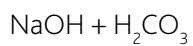
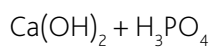
36) Dadas las siguientes fórmulas químicas de ácidos oxácidos, escriba la ecuación de formación de los mismos y todas las nomenclaturas posibles para cada uno de ellos.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$:
 $\text{Ni}(\text{OH})_3$:
 NaOH :
 $\text{Pb}(\text{OH})_4$:

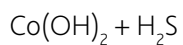
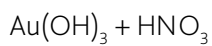
37) Dadas las siguientes ecuaciones químicas, obtenga las correspondientes sales neutras, balancee y nómbralas según todas las nomenclaturas posibles.



38) Dadas las siguientes ecuaciones químicas, obtenga las correspondientes sales ácidas, balancee y nómbralas según todas las nomenclaturas posibles.



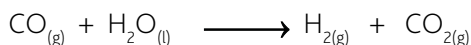
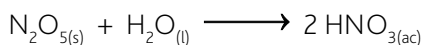
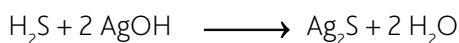
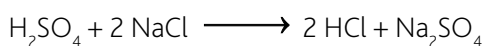
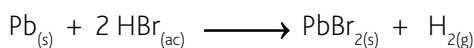
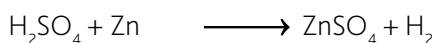
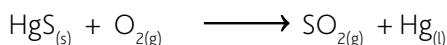
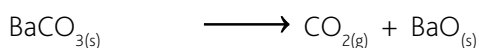
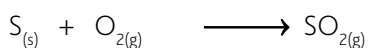
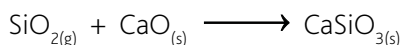
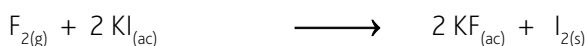
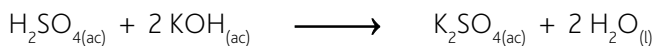
39) Dadas las siguientes ecuaciones químicas, obtenga las correspondientes sales básicas, balancee y nómbrelas según todas las nomenclaturas posibles.



Trabajo Práctico de aula:

Reacciones Químicas

Dadas las siguientes reacciones:



- * Identifique las reacciones de doble desplazamiento.
- * Identifique las reacciones de óxido-reducción.
- * Identifique las reacciones de descomposición.
- * Identifique las reacciones de combinación.
- * Identifique las reacciones de desplazamiento.

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

Síntesis del trióxido de azufre

Oxidación del dióxido de azufre



nitrate de plata + cromate de potasio, dando sal insoluble de plata

descomposición térmica del clorato de sodio

Síntesis del óxido férrico

cloro + bromuro de potasio

ácido sulfúrico + aluminio

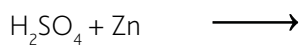
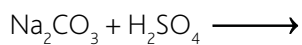
litio + agua

nitrate de plomo (II)+ ioduro de potasio, dando sal insoluble de plomo

sulfuro de sodio + cloruro de cinc, dando sal insoluble de sodio

Dados los siguientes reactivos, diga si es factible o no la reacción entre ellos.

En caso afirmativo, escriba la ecuación química, balancee y justifique:





Bibliografía

1. Guías de Estudio Ciclo de Nivelación: Introducción al Estudio de las Ciencias Químicas. Tomo I y II Ed. 2013: Universidad Nacional de Córdoba, Facultad de Ciencias Químicas.
2. Química. Chang, Raymond. Química. México. 10ma ed. McGraw-Hill. 2010
3. Química para el ingreso. Universidad Nacional del Litoral .Santa Fe, 2da ed. 2005.
4. Química: La Ciencia Central. Brown, T.L y otros. Ed. Prentice Hall Hispanoamericana S.A
5. Universidad Nacional de Cuyo, Facultad de Ciencias Exactas y Naturales. Módulo: Introducción a las ciencias naturales. Mendoza. 2014.

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 +3,+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 (H_2O_2) o Nitrógeno +2, +4 en NO y NO_2

Tabla Periódica de los Elementos

1 A New Original

2 VRA

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

13 14 15 16 17 18

19 20 21 22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35 36

37 38 39 40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54 55 56

57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71 72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84 85 86

87 88 89 90 91 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102 103 104 105 106 107 108 109 110 111 112 113 114 115 116 117 118

119 120 121 122 123 124 125 126 127 128 129 130 131 132 133 134 135 136 137 138 139 140 141 142 143 144 145 146 147 148 149 150 151 152 153 154 155 156 157 158 159 160 161 162 163 164 165 166 167 168 169 170 171 172 173 174 175 176 177 178 179 180 181 182 183 184 185 186 187 188 189 190 191 192 193 194 195 196 197 198 199 200 201 202 203 204 205 206 207 208 209 210 211 212 213 214 215 216 217 218 219 220 221 222 223 224 225 226 227 228 229 230 231 232 233 234 235 236 237 238 239 240 241 242 243 244 245 246 247 248 249 250 251 252 253 254 255 256 257 258 259 260 261 262 263 264 265 266 267 268 269 270 271 272 273 274 275 276 277 278 279 280 281 282 283 284 285 286 287 288 289 290 291 292 293 294 295 296 297 298 299 300 301 302 303 304 305 306 307 308 309 310 311 312 313 314 315 316 317 318 319 320 321 322 323 324 325 326 327 328 329 330 331 332 333 334 335 336 337 338 339 340 341 342 343 344 345 346 347 348 349 350 351 352 353 354 355 356 357 358 359 360 361 362 363 364 365 366 367 368 369 370 371 372 373 374 375 376 377 378 379 380 381 382 383 384 385 386 387 388 389 390 391 392 393 394 395 396 397 398 399 400 401 402 403 404 405 406 407 408 409 410 411 412 413 414 415 416 417 418 419 420 421 422 423 424 425 426 427 428 429 430 431 432 433 434 435 436 437 438 439 440 441 442 443 444 445 446 447 448 449 450 451 452 453 454 455 456 457 458 459 460 461 462 463 464 465 466 467 468 469 470 471 472 473 474 475 476 477 478 479 480 481 482 483 484 485 486 487 488 489 490 491 492 493 494 495 496 497 498 499 500 501 502 503 504 505 506 507 508 509 510 511 512 513 514 515 516 517 518 519 520 521 522 523 524 525 526 527 528 529 530 531 532 533 534 535 536 537 538 539 540 541 542 543 544 545 546 547 548 549 550 551 552 553 554 555 556 557 558 559 560 561 562 563 564 565 566 567 568 569 570 571 572 573 574 575 576 577 578 579 580 581 582 583 584 585 586 587 588 589 590 591 592 593 594 595 596 597 598 599 600 601 602 603 604 605 606 607 608 609 610 611 612 613 614 615 616 617 618 619 620 621 622 623 624 625 626 627 628 629 630 631 632 633 634 635 636 637 638 639 640 641 642 643 644 645 646 647 648 649 650 651 652 653 654 655 656 657 658 659 660 661 662 663 664 665 666 667 668 669 670 671 672 673 674 675 676 677 678 679 680 681 682 683 684 685 686 687 688 689 690 691 692 693 694 695 696 697 698 699 700 701 702 703 704 705 706 707 708 709 710 711 712 713 714 715 716 717 718 719 720 721 722 723 724 725 726 727 728 729 730 731 732 733 734 735 736 737 738 739 740 741 742 743 744 745 746 747 748 749 750 751 752 753 754 755 756 757 758 759 760 761 762 763 764 765 766 767 768 769 770 771 772 773 774 775 776 777 778 779 780 781 782 783 784 785 786 787 788 789 790 791 792 793 794 795 796 797 798 799 800 801 802 803 804 805 806 807 808 809 810 811 812 813 814 815 816 817 818 819 820 821 822 823 824 825 826 827 828 829 830 831 832 833 834 835 836 837 838 839 840 841 842 843 844 845 846 847 848 849 850 851 852 853 854 855 856 857 858 859 860 861 862 863 864 865 866 867 868 869 870 871 872 873 874 875 876 877 878 879 880 881 882 883 884 885 886 887 888 889 890 891 892 893 894 895 896 897 898 899 900 901 902 903 904 905 906 907 908 909 910 911 912 913 914 915 916 917 918 919 920 921 922 923 924 925 926 927 928 929 930 931 932 933 934 935 936 937 938 939 940 941 942 943 944 945 946 947 948 949 950 951 952 953 954 955 956 957 958 959 960 961 962 963 964 965 966 967 968 969 970 971 972 973 974 975 976 977 978 979 980 981 982 983 984 985 986 987 988 989 990 991 992 993 994 995 996 997 998 999 1000