

INSTITUCIÓN EDUCATIVA MARÍA AUXILIADORA
ÁREA: CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL
ASIGNATURA: QUÍMICA

GRADO 10º

CONTENIDO CONCEPTUAL:

Unidad 1: SUSTANCIAS ESENCIALES PARA LA VIDA

- Fórmulas químicas – Nomenclatura química -
Funciones químicas – Reacciones y ecuaciones
químicas.

PROFESOR: MARTÍN HERNANDO MOSQUERA AYALA

AÑO LECTIVO 2023
CARTAGO – VALLE

UNIDAD 1: SUSTANCIAS ESENCIALES PARA LA VIDA - NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

| ACTIVIDADES ORIENTADORAS DE DESEMPEÑOS | ACTIVIDADES DE EVALUACIÓN |
|---|--|
| 1 CONOCER Comprende que en una reacción química se recombina los átomos de las moléculas de los reactivos para generar productos nuevos, y que dichos productos se forman a partir de fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos y covalentes) dando origen a las funciones de química inorgánica. | Sustentaciones. Evaluaciones (orales y/o escritas). Prácticas de laboratorio. Trabajo en clase. Presentación de modelos. |
| 2. HACER Explica a partir de la indagación documental y la experimentación identifica las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano, argumentando procedimientos y resultados, lo contextualiza con su cotidianidad. | Salidas al tablero Materiales. Auto y coevaluación. Heteroevaluación. Llamados de atención. |
| 3. SER Cumple con trabajos propuestos, normas establecidas y se integra de manera propositiva y colaborativa a su equipo de trabajo. | Actitud y disposición. |

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

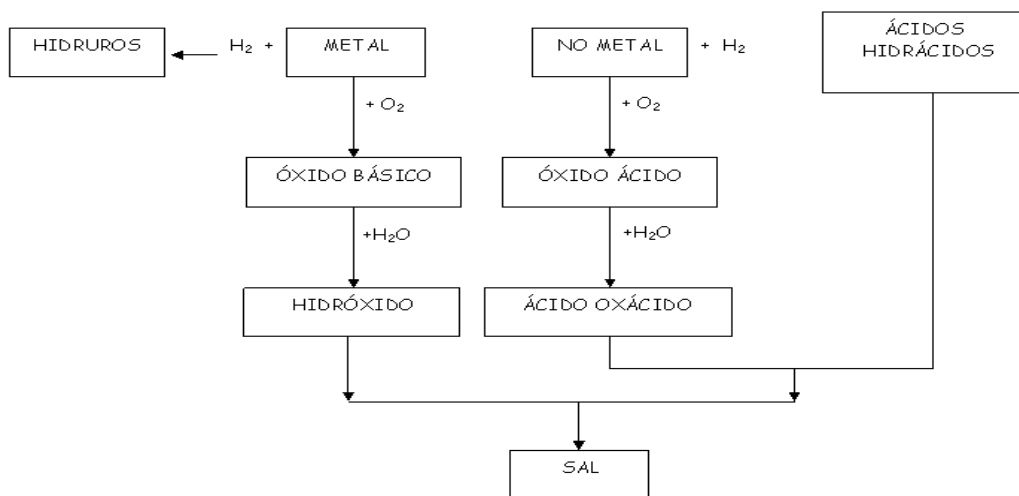
La química tiene su propio lenguaje, a lo largo de su desarrollo se han descubierto miles y miles de compuestos y con ellos un gran número de nombres que los identifican. En la actualidad el número de compuestos sobrepasa los 13 millones, en respuesta a esto, a lo largo de los años los químicos han diseñado

un sistema aceptado mundialmente para nombrar las sustancias químicas lo que ha facilitado el trabajo con la variedad de sustancias que existen y se descubren constantemente.

En química, como en otras disciplinas, es necesaria la utilización de nombres para poder reconocer todas las sustancias y para entendernos con otras personas que trabajan en química. La nomenclatura, tanto de los elementos como de los compuestos, es el idioma en que se expresan las reacciones, procesos, etc., en la química y la biología. Por eso, es necesario conocerla, comprenderla y aprenderla. Cada sustancia (ya sea un elemento o un compuesto) va a tener su propio nombre y no habrá otra sustancia que posea ese nombre. Por ello es que existe una organización destinada a abordar este tipo de tareas, es la IUPAC (The International Union of Pure and Applied Chemistry). No obstante esto, hay muchas sustancias que presentan varios nombres por una cuestión histórica. Por ejemplo; lo que ahora se conoce como óxido de cobre (II), antes se lo conocía como óxido cúprico. Aún así, estas dos formas de nombrarlo son correctas, por más que la IUPAC disponga que se llame de la primera forma. Otras de las cosas de las cuales se ocupa esta organización es de unificar los criterios a la hora de escribir las fórmulas químicas de los elementos y los compuestos. Por ejemplo, antes la sal de mesa cloruro de sodio se escribía en símbolos de la siguiente manera: ClNa, ahora, a causa de lo dispuesto por la IUPAC se debe escribir NaCl.

La primera distinción básica en la *nomenclatura química*, es entre los **compuestos orgánicos e inorgánicos** donde el primer término se refiere a la mayoría de aquellos compuestos que contienen el elemento **carbono**. A continuación se expondrá gran parte de la nomenclatura básica para los compuestos inorgánicos. Estos compuestos se pueden dividir por conveniencia en cuatro clases o funciones; óxido, base, ácido y sal.

Para los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así los compuestos binarios y los compuestos ternarios. También se los puede clasificar según el tipo de compuesto. Aquí se estudiarán por esta última clasificación, indicando en cada caso, si se trata de compuestos binarios, ternarios, etc. A continuación se ilustra el proceso de formación de algunos compuestos inorgánicos:



Estos compuestos químicos tienen distintas estructuras, dadas por la distribución de sus átomos y la forma en que estos se enlazan. Existen varias formas diferentes de enlace, que definen las características de cada tipo de compuesto.

1. CONCEPTOS BÁSICOS

1.1 Fórmulas químicas: es la forma escrita de una molécula. Debe proporcionar, como mínimo, dos informaciones importantes: qué elementos forman el compuesto y en qué proporción se encuentran dichos elementos en el mismo. La fórmula puede ser:

1.1.1 Empírica: Es la fórmula más simple posible. Indica qué elementos forman la molécula y en qué proporción están. Es la fórmula que se obtiene a partir de la composición centesimal de un compuesto. Por ejemplo, si tenemos un hidrocarburo (formado por H y C) podemos combustionarlo en presencia de oxígeno, y a partir del CO_2 y H_2O que se forman determinar la cantidad de C e H que contiene. Bastará calcular los moles de C e H, y dividir estas dos cantidades por el valor más pequeño determinando la proporción de los átomos en el compuesto, es decir, su fórmula empírica. Ejemplo : CH_4 , compuesto formado por carbono e hidrógeno, en la proporción: 1 a 1.

1.1.2 Molecular: Indica el número total de átomos de cada elemento en la molécula. Para conocer la fórmula molecular a partir de la empírica es preciso

conocer la masa molecular del compuesto. Hay tres formas distintas de escribir una fórmula molecular:

| | | |
|-----------------------------------|--|--|
| Condensada | Expresa el tipo y número de átomos de la molécula. Pero no informa de los enlaces que presenta la misma. | Ejemplo: C_6H_6 compuesto formado por seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno. |
| Semidesarrollada | En ella se representa sólo los enlaces carbono-carbono. | Ejemplo: $\text{HC} \equiv \text{CH}$ presenta un enlace triple carbono-carbono. |
| Desarrollada o Estructural | Se representan todos los enlaces de la molécula. | Ejemplo: $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$ En la mayor parte de los casos bastará con la fórmula semidesarrollada. |

1.2 Valencia y número de oxidación: Cada elemento posee una capacidad de combinación con el resto de los elementos del Sistema Periódico. Se entiende por valencia de un elemento el número de átomos de hidrógeno con que se combina un elemento, o bien, indirectamente (aplicando la ley de los pesos de combinación) el doble del número de átomos de oxígeno con que se combina un elemento.

Número de oxidación es carga eléctrica formal que se asigna a un átomo en un compuesto.

Normas para determinar el número de oxidación

1º Los metales todos tienen números de oxidación positivos, igual al número que indica su valencia en el compuesto.

2º Los no metales tienen número de oxidación positivos o negativos, según los compuestos.

3º El oxígeno siempre tiene número de oxidación -2, excepto en los peróxidos que actúa con -1.

4º El hidrógeno suele tener número de oxidación +1, excepto en los hidruros metálicos en que tiene -1.

5º La suma algebraica de los números de oxidación de los diferentes átomos de una molécula será igual a cero ; y la suma algebraica de los números de oxidación de un ión será igual a la carga neta del ión.

Ejemplo: $\overset{+1}{\text{H}} \overset{+3}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_2} \rightarrow \text{H} (+1), \text{N} (+3), \text{O} (-2) : +1+3+2*(-2)= 0$

$\overset{+6}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_4}]^{2-} \rightarrow \text{S} (+6), \text{O} (-2) : +6+4*(-2)= -2$

$[\text{NH}_4]^+ \rightarrow \text{N}(-3), \text{H}(+1), : -3+4(+1)=+1$

Aplicando este 5º punto a compuestos neutros o a iones se podrían calcular índices de oxidación así :

$\text{H}_3 \text{P}^x \text{O}_4; \quad 3(+1) + x + 4(-2) = 0 ; \quad x = +5$

1.3 Funciones químicas y grupos funcionales: Se podrá comprender más fácilmente este término si se relaciona con el concepto de familia. En una familia hay rasgos característicos que identifican a sus miembros, de la misma manera, se podría afirmar que en la química inorgánica existen agrupaciones de sustancias que debido a sus características comunes (**Grupo Funcional**) poseen un comportamiento típico. Es así como se pueden distinguir 4 grandes familias, las cuales poseen ramificaciones filiales y que se organizan de la siguiente manera:

1. **Óxidos:** (*Ácidos, Básicos, Neutros, Peróxidos y Superóxidos*).
2. **Hidróxidos**
3. **Ácidos:** (*Hidrácidos y Oxácidos*).
4. **Sales:** (*Haloideas y Oxisales* (Neutras, Ácidas, Básicas y Dobles)).
5. **Hidruros**

El concepto de Grupo Funcional se comprende fácilmente cuando se le relaciona con el conjunto de rasgos que identifican una familia (**Función Química**).

Estos rasgos en realidad son o un átomo o un conjunto de átomos que están presentes en una fórmula y que permiten con su sola observación y teniendo en cuenta además la posición en ella, el poder discriminar si una sustancia pertenecen a tal o cual Función Química.

En términos generales se podrían definir los siguientes:

1. O^{2-} en el final de la fórmula para los **Óxidos**. Ej: Na_2O , CuO .

2. OH^{-1} en el final de la fórmula para los **Hidróxidos**. ejm: NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.
3. H^{+1} al inicio de la fórmula para los **Ácidos**. Ej: HCl , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 .
4. $\text{Cation}^+ \text{Anion}^-$ para las **Sales** en general. Ej: KIO_4 , NH_4CN , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

1.4 Nomenclaturas: Se aceptan 3 tipos de nomenclaturas para nombrar compuestos químicos inorgánicos:

1.4.1 Sistemática: para nombrar de este modo se usan prefijos numéricos excepto para indicar que el primer elemento de la fórmula sólo aparece una vez (mono) o cuando no puede haber confusión posible debido a que tenga una única valencia. En adelante N.ss

| Prefijos griegos | Número | Prefijos griegos | Número |
|------------------|--------|------------------|--------|
| mono- | 1 | hexa- | 6 |
| di- | 2 | hepta- | 7 |
| tri- | 3 | octa- | 8 |
| tetra- | 4 | nona- (o eneá) | 9 |
| penta- | 5 | deca | 10 |

Ejemplos: CrBr_3 tribromuro de cromo ; CO monóxido de carbono

1.4.2 Nomenclatura stock: En este caso, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia atómica, se indica en números romanos al final y entre paréntesis. Normalmente, **a menos que se haya simplificado** la fórmula, la valencia puede verse en el subíndice del otro átomo (compuestos binarios). En adelante **N.st**

Ejemplo: Fe_2S_3 Sulfuro de hierro (III) [se ve la valencia III en el subíndice del azufre]

1.4.3 Nomenclatura tradicional: Aquí se indica la valencia del elemento que forma el compuesto con una serie de prefijos y sufijos. En adelante **N.tr.**

- Cuando sólo tiene una valencia se usa el sufijo -ico.
- Cuando tiene dos valencias diferentes se usan (de menor a mayor valencia)

-oso -ico

- Cuando tiene tres distintas se usan (de menor a mayor)

hipo- -oso -oso -ico

- Y cuando tiene cuatro se utilizan (de menor a mayor)

hipo- -oso -oso -ico per- -ico

Ejemplo: Mn_2O_7 Óxido permangánico

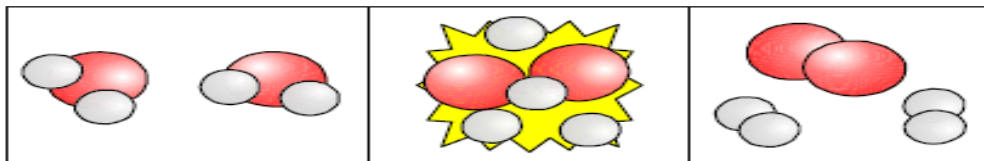
- Cuando tiene 5 se utilizan (de menor a mayor)

Hipo- -oso -oso -ico per- -ico Hiper- -ico

1.5 Reacción química: En la naturaleza y en la vida diaria, se encuentran constantemente fenómenos físicos y fenómenos químicos.

- **Fenómeno físico:** es aquél que tiene lugar sin transformación de materia. Cuando se conserva la sustancia original. Ejemplos: cualquiera de los cambios de estado y también patear una pelota, romper una hoja de papel. En todos los casos, encontraremos que hasta podría cambiar la forma, como cuando rompemos el papel, pero la sustancia se conserva, seguimos teniendo papel.
- **Fenómeno químico:** es aquél que tiene lugar con transformación de materia. Cuando no se conserva la sustancia original. Ejemplos: cuando quemamos un papel, cuando respiramos, y en cualquier reacción química. En todos los casos, encontraremos que las sustancias originales han cambiado, puesto que en estos fenómenos es imposible conservarlas.

Una **reacción química** es el **proceso** por el cual **una o más sustancias cambian para formar una o más sustancias nuevas**. Las reacciones químicas se representan por medio de **ecuaciones químicas**.



El signo “+” se interpreta como “**se combina con**” y la “**flecha**” se interpreta como “**para formar**”. Todas las sustancias que están a la izquierda de la flecha se llaman “**reactivos**”, las que están a la derecha se llaman “**productos**”. Entonces, vemos que “**los reactivos se combinan para formar productos**”. Pero toda reacción química es también una ecuación, y como tal debe resolverse. Si la flecha ocupa aquí, el lugar del signo igual

Esto significa que “**todos los elementos que están como reactivos deben estar también entre los productos**”, y deben estarlo “**en la misma cantidad**” a

ambos lados del signo igual. Esto es cierto además, porque los átomos no se crean ni se destruyen, por lo tanto, una ecuación química deberá tener el mismo número de átomos de cada tipo a cada lado de la flecha, tiene que haber un equilibrio o balance de los elementos. Se debe **balancear** la ecuación. Para ello se emplean números enteros multiplicando a cada compuesto, de forma tal que el número de átomos de cada tipo sea el mismo a ambos lados de la flecha. Estos números se llaman **coeficientes estequiométricos**.

Es muy importante tener en cuenta:

- Solo se pueden modificar los coeficientes, pero nunca los subíndices.
- Las letras entre paréntesis a la derecha de cada compuesto indican su estado de agregación, es decir, si son sólidos (s), líquidos (l), gaseosos (g) o acuosos (ac).

2. FUNCIONES DE QUÍMICA INORGÁNICA

2.1 Óxidos: Son compuestos binarios formados por combinación del oxígeno en su número de oxidación -2 , con otro elemento, que se denominará E, actuando con valencia (n) positiva. (La valencia de un elemento es el número de oxidación, sin signo).

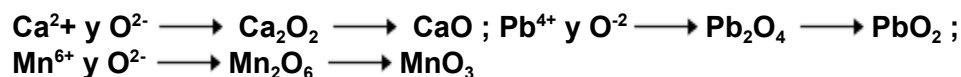
Su fórmula general es: E_2O_n . Los subíndices se obtienen al intercambiar las valencias de ambos elementos, e indican el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto.

La forma más simple de formular un óxido es a partir de sus elementos, conociendo el número de oxidación con el que están actuando. Para el oxígeno es, en este tipo de compuestos, siempre -2 ; solo resta entonces conocer el del segundo elemento.

Ejemplos de formulación de óxidos:



Cuando ambos números de oxidación son pares ($+2$, $+4$, $+6$) se simplifican para llegar a la fórmula del óxido:



Nomenclatura: Como se explicó anteriormente, existen varias formas de nombrar los compuestos químicos, algunas nuevas, como las recomendadas por la IUPAC, y otras más antiguas.

a. **Nomenclatura por Atomicidad o sistemática:** Utiliza prefijos para cada elemento que indica la cantidad de veces que están en ese compuesto. Ejemplo para el caso de los óxidos:

| | |
|------------------------------------|---|
| Li ₂ O Dióxido de litio | Fe ₂ O ₃ Trióxido de dihierro |
| CaO Monóxido de calcio | MnO ₃ Trióxido de manganeso |

b. **Nomenclatura por Numerales de Stock:** Se indica primero el tipo de compuesto y a continuación el elemento principal con su valencia entre paréntesis y en números romanos. Ejemplo para el caso de los óxidos:

| | |
|--|--|
| Li ₂ O Óxido de litio (I) | Fe ₂ O ₃ Óxido de hierro (III) |
| MnO ₃ Óxido de manganeso (VI) | CaO Óxido de calcio (II) |

Quando el elemento principal tiene una sola valencia, puede no indicarse la misma, ya que solo existe una posibilidad de formar el compuesto, pero nunca puede omitirse si tiene más de una, pues es la forma en que se diferencian los distintos compuesto que forma ese elemento.

c. **Nomenclatura tradicional:** se indica primero el tipo de compuesto químico, y luego se usan diferentes terminaciones e incluso prefijos, para hacer referencia al número de oxidación del elemento principal.

Quando el elemento posee una única valencia, se añade la terminación “**ico**”.
Ejemplo: CaO Óxido cálcico

Quando el elemento posee dos valencias, se añade la terminación “**ico**” a la mayor y “**oso**” a la menor. Ejemplo:

- PbO Óxido plumboso
- PbO₂ Óxido plúmbico

Quando el elemento posee tres valencias, se añade la terminación “**oso**” a la menor de ellas, “**ico**” a la siguiente y a la mayor se la indica con el prefijo “**per**” y la terminación “**ico**”. Ejemplo:

- CrO Óxido cromoso
- Cr₂O₃ Óxido crómico
- CrO₃ Óxido percrómico

Quando el elemento posee cuatro valencias, se indican, la menor de todas con el prefijo “**hipo**” y la terminación “**oso**”, la siguiente en orden creciente por la terminación “**oso**”, la tercera por la terminación “**ico**” y la mayor con el prefijo “**per**” y la terminación “**ico**”. Ejemplo:

- Cl₂O Óxido hipocloroso
- Cl₂O₃ Óxido cloroso
- Cl₂O₅ Óxido clórico
- Cl₂O₇ Óxido perclórico

Comparando las tres nomenclaturas para una misma serie de óxidos:

| Ejempl o | Nomenc. sistem. | Nomenc. stock | Nomenc. Tradic. |
|--------------------------------|-----------------------|----------------------|-----------------|
| K ₂ O | monóxido de dipotasio | óxido de potasio | óxido potásico |
| Fe ₂ O ₃ | trióxido de dihierro | óxido de hierro(III) | óxido férrico |
| FeO | monóxido de hierro | óxido de hierro(II) | óxido ferroso |
| SnO ₂ | dióxido de estaño | óxido de estaño (IV) | óxido estánnico |

ACTIVIDAD 1: Escriba la fórmula de los óxidos que forman los siguientes iones y nómbralos, por lo menos, con dos tipos de nomenclatura: Mg (II), Ag (I), Pb (IV), Br (I), Cl (III), Zn (II), Fe (III), Cu (II), I (VII), Br (V), S (VI)

ACTIVIDAD 2: Escriba la fórmula correspondiente, indicando el número de oxidación en que actúa cada elemento: Óxido hipoiodoso, Óxido de cadmio, Óxido fosforoso, Monóxido de dilitio, Óxido potásico, Óxido de estaño (IV), Dióxido de carbono, Óxido de plomo (II), Heptóxido de dibromo, Óxido de cromo (VI)

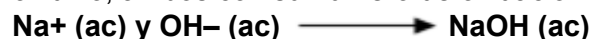
En los ejercicios anteriores, habrá notado que el oxígeno se combinaba con diferentes tipos de elementos. Esto determina el tipo de óxido formado, y otras particularidades, como su comportamiento frente al agua y el tipo de compuesto que forman en este caso. Existen cuatro clases de óxidos:

- **Óxidos Básicos:** son los que se forman por combinación del oxígeno con un elemento metálico y al disolverse en agua, producen otro tipo de compuestos, los Hidróxidos.
- **Óxidos Ácidos:** se forman por combinación del oxígeno con elementos no metálicos y forman, al disolverse en agua, otra clase de compuestos llamados Oxoácidos.
- **Óxidos Neutros:** son aquellos que se forman por combinación del oxígeno con metales y no metales, que al mezclarse con el agua no reaccionan, por lo que no forman ni hidróxidos ni oxoácidos.
- **Óxidos Anfóteros:** se obtienen por combinación del oxígeno con elementos como Al, Be, Zn, Ga, Sn y Pb entre otros, y según el medio en el que se encuentren, formarán hidróxidos u oxoácidos.

ACTIVIDAD 3: escriba la reacción de formación de los óxidos que obtuvo en los ejercicios anteriores.

2.2 Hidróxidos: son compuestos formados por la combinación del grupo **hidroxilo** u **oxidrilo (OH⁻)** y un catión, generalmente metálico. El grupo **OH⁻** es un ión poliatómico con carga negativa -1 , y a los efectos de la nomenclatura, se lo trata como si fuera un solo elemento con número de oxidación -1 . Por esto los hidróxidos son considerados compuestos pseudobinarios. Su fórmula genérica es: **Me (OH)_n** Donde **Me** es el catión y el subíndice “n” es su valencia.

Para formularlos, nuevamente la manera más simple, es partir desde el catión y el oxidrilo, ambos con su número de oxidación. Por ejemplo:



Para nombrarlos, se puede usar la nomenclatura tradicional, indicando que el tipo de compuesto es un “**hidróxido**” y usando las **terminaciones adecuadas**, según las mismas reglas que los óxidos; o referirlo como “**hidróxido de**” seguido del **nombre del catión**. Cuando el catión es un metal, se agrega su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos. En el caso de los ejemplos anteriores, sería:

- NaOH Hidróxido sódico o Hidróxido de Sodio (I)
- Mg(OH)₂ Hidróxido magnésico o Hidróxido de Magnesio (II)
- Al(OH)₃ Hidróxido aluminico o Hidróxido de Aluminio (III)

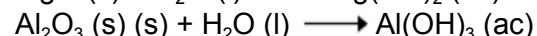
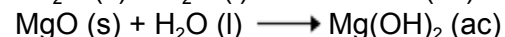
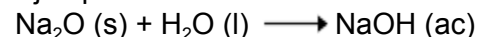
Cuando el elemento presenta un único número de oxidación se acepta que no se indique el mismo, pues se supone conocido.

ACTIVIDAD 4: formular y/o nombrar los hidróxidos de los siguientes iones:

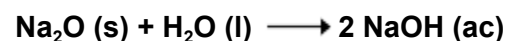
Mg (II), Ag (I), Pb (IV), Zn (II), Fe (III), Cu (I), Au (III), Hidróxido de potasio, Hidróxido cálcico, Hidróxido ferroso, Hidróxido de sodio, Hidróxido de zinc, Hidróxido cúprico, Hidróxido de magnesio.

Cuando se enunciaron de los óxidos mencionaban que había cuatro clases y una de ellas, los óxidos básicos u óxidos metálicos, producía al mezclarse con agua, los hidróxidos. Esta “mezcla” con agua es una reacción química. Tanto la reacción química como la ecuación química que la representa, se escriben de forma similar a como se hace con los óxidos. Y por supuesto, también se balanceará.

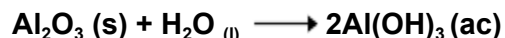
Ejemplos:



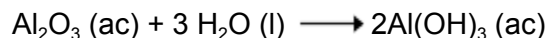
Para balancear estas ecuaciones, esta vez conviene empezar por el **metal** y luego balancear los oxígenos e hidrógenos. Para la primera, hay dos átomos de cada tipo (Na, O, H) entre los reactivos, y solo uno de cada uno entre los productos, por lo que solo hará falta multiplicar este por 2.



En la segunda ecuación, todos los elementos están equilibrados, por lo que no hace falta agregar ningún coeficiente. Sin embargo en la tercera, todos los elementos están en distinto número a cada lado de la flecha. Si se empieza balanceando el Al, se tendría que multiplicar por 2 el hidróxido,



Ahora, quedan 4 oxígenos y 2 hidrógenos como reactivos, y 6 de cada uno como productos. Dado que el hidrógeno está todo en el mismo compuesto (H_2O) será más fácil seguir el balanceo con este elemento, que con el oxígeno, que está presente en dos reactivos distintos. De esta forma, si se multiplica el H_2O por 3, los hidrógenos quedan equilibrados en 6 átomos a cada lado de la flecha.



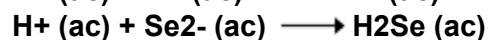
Si ahora se cuentan los átomos de oxígeno, también hay 6 de cada lado y ya están equilibrados.

ACTIVIDAD 5: escribir la reacción de formación de los hidróxidos de la actividad 4.

2.3 Ácidos: Son compuestos químicos que presentan como grupo funcional iones H^+ . Se pueden distinguir 2 clases: Hidrácidos y oxácidos.

2.3.1 Hidrácidos: este segundo tipo de ácidos, se forma por combinación de H con un elemento no metálico, F, Cl, Br o I actuando con número de oxidación -1, o S, Se y Te actuando con número de oxidación -2. Son compuestos binarios del H, en los que este elemento actúa con número de oxidación +1, y existen como tales disueltos en agua. La fórmula de los hidrácidos es: **HEn** Siendo E el elemento no metálico y n su valencia.

Para formular estos compuestos, se parte otra vez de sus elementos y sus números de oxidación. Por ejemplo:



Para nombrarlos, se indica el tipo de compuesto, **ácido** seguido del nombre del elemento terminado en “**hídrico**”. Para los ejemplos:

HCl Ácido Clorhídrico

H₂Se Ácido Selenhídrico

Para obtenerlos, se burbujea el hidruro gaseoso en agua, formándose el correspondiente hidrácido.

HCl (g) HCl (ac)

H₂S (s) H₂S (ac)

ACTIVIDAD 6: Escriba la fórmula o nombre, según sea el caso, los siguientes compuestos.

Acido fluorhídrico, Acido telurhídrico, Acido bromhídrico.

HI, H₂S

ACTIVIDAD 7: Escriba la reacción de formación de los hidrácidos anteriores.

2.3.2 Oxoácidos: Son compuestos ternarios, formados por la combinación de tres elementos distintos, Hidrógeno, Oxígeno y otro elemento, que por ahora se llamará E, y que en la mayoría de los casos es no metálico

La fórmula general de los oxoácidos es: **HaEbOc**

Cada subíndice representa, como siempre, el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto ($a = n^\circ \text{H}$, $b = n^\circ \text{E}$ y $c = n^\circ \text{O}$). Para los oxoácidos que se forman por combinación del óxido con una sola molécula de agua, serán:

- $a = 1$ si el número de oxidación de E es impar.
- $a = 2$ si el número de oxidación de E es par.
- $b = 1$ siempre, porque se forma partir de una sola molécula de agua.
- $c = (n^\circ \text{H} + n^\circ \text{de oxidación de E}) \text{ dividido } 2$

La IUPAC admite el uso de la nomenclatura tradicional, anteponiendo la palabra **ácido** y agregando la terminación (y el prefijo si se requiere) correspondiente al índice de oxidación, al nombre del elemento (se trabaja igual que con los óxidos e

hidróxidos). Así, el oxoácido de N (III) se llama ácido nitroso, porque usa el menor número de oxidación y el de S será ácido sulfúrico porque usa el mayor.

Existe una segunda forma de nombrar los oxoácidos, que es sencilla y sistemática, recomendada por la IUPAC. En primer lugar se pone la palabra “**oxo**”, que indica la presencia de O en el ácido, con un prefijo, mono, di, tri, tetra, etc., que indique la cantidad de los mismos (señalada por el subíndice del O). A continuación se escribe el nombre del elemento central con terminación “**ato**” seguida de su n° de oxidación entre paréntesis y en n° romano, finalmente se añade “**de Hidrógeno**”. Algunos ejemplos serían:

- HNO_2 Dioxo nitrato (III) de hidrógeno
- H_2SO_4 Tetraoxo Sulfato (VI) de hidrógeno
- HBrO_4 Tetraoxo Bromato (VII) de hidrógeno

Pero, ¿qué pasa si se tiene la fórmula y hay que nombrarlo?

Se necesitamos saber con qué número de oxidación está actuando el elemento E. La forma más simple de determinar el número de oxidación de E es recordando que:

- La carga total es cero.
- El oxígeno, en este tipo de compuestos, actúa siempre con número de oxidación -2 ,
- El hidrógeno, en este tipo de compuestos, con número de oxidación $+1$,
- E actúa con número de oxidación positivo.

Entonces, para saber en cuál de sus números de oxidación está actuando, se debe sumar los números de oxidación de todos los elementos que forman el compuesto, multiplicados por su respectivo subíndice e igualarlos a cero, y de esta ecuación despejar el valor del número de oxidación. Un ejemplo:



Este es uno de los posibles ácidos del Azufre (S), si se plantea la ecuación:

$$\begin{aligned} 2(+1) + (x) + 4(-2) &= 0 \\ 2 + x - 8 &= 0 \\ x - 6 &= 0 \\ \Rightarrow x &= +6 \end{aligned}$$

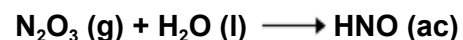
El número de oxidación del S es $+6$. Ahora ya se puede nombrar, es el Ácido Sulfúrico.

ACTIVIDAD 8: Escriba la fórmula o nombre, según sea el caso, de los siguientes oxácidos, con el número de oxidación indicado:

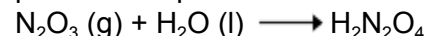
C (IV), Cl (I), Br (III), I (V), Br (VII)

Reacciones de formación de oxácidos.

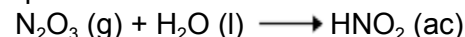
Para el ácido nitroso, se parte de los reactivos, óxido de N(III) y molécula de agua, para obtener como producto el oxoácido. La forma más simple es escribir primero el esqueleto del mismo y a continuación sumar todos los átomos de cada elemento que están presentes como reactivos, colocando este número como subíndice del elemento correspondiente en el producto:



Se tienen 2 átomos de N, 2 de H y 4 de O entre los reactivos, o sea que en el producto se pondrá:

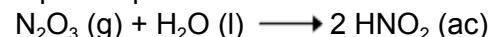


Lo que resta es simplificar (que siempre que **todos** los subíndices de un compuesto sean múltiplos entre sí o de algún número -generalmente 2- hay que simplificarlos). En este caso, todos son divisibles por 2, por lo cual, la fórmula quedaría así:



Ahora sí, se tiene el ácido nitroso.

En la ecuación, se tiene de cada elemento, el doble en los reactivos que en los productos. Como en este caso solo hay un producto, bastará con multiplicarlo por 2 para equilibrar la ecuación.



Ahora sí, la reacción está completa.

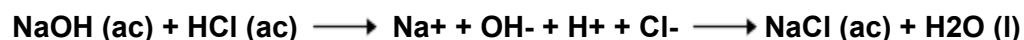
ACTIVIDAD 9: escriba la reacción de obtención de los oxoácidos que formuló en la actividad 6

2.4 Sales: estos compuestos químicos se forman por combinación de un hidróxido con un ácido, ya sea un oxoácido o un hidrácido. Las sales provenientes de oxoácidos se denominan **oxisales** y aquellas que provienen de hidrácidos se denominan genéricamente **sales de uro**, por ser esta la terminación de su nombre.

Para obtener su fórmula, se hace perder al ácido sus H dejando los elementos restantes con una carga negativa “igual al número de H perdidos”; por otro lado, el hidróxido pierde sus oxidrilos dejando al metal como ión con carga positiva.

Estos dos iones interactúan entre sí para formar la sal. La carga del catión se coloca sin signo, como subíndice del anión y la carga del anión, sin signo, como subíndice del catión.

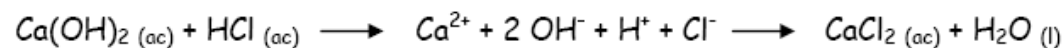
Ejemplo con una sal de uro:



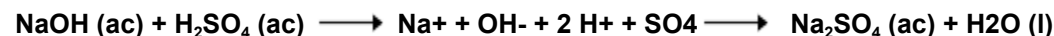
La reacción total se escribe:



Por supuesto, como toda reacción química, se debe balancear. En este caso, la reacción ya está balanceada. Esto no ocurre en:



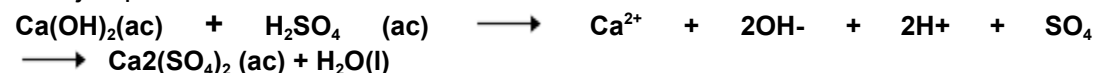
Otro caso:



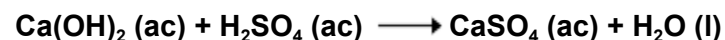
La reacción total ahora es:



Un ejemplo más:



En este caso, los subíndices del catión y del anión, son múltiplos entre sí, por lo cual, se simplifican, y la reacción total resulta:



Para balancear estas reacciones se debe empezar por el elemento metálico, después se equilibra el elemento principal del oxoácido, y por último, los H y O, en cualquier orden. Vas a ver que si todos tus compuestos están bien escritos y la reacción está bien planteada.

La reacción entre un hidróxido y un ácido se llama **reacción de neutralización**, y en ella también se produce agua, por combinación de los H⁺ y OH⁻ que perdieran ambos compuestos iniciales.

Para nombrar las sales, se indica primero el nombre del anión, proveniente del ácido con una terminación particular, seguido del nombre del catión seguido de su número de valencia, en romanos y entre paréntesis, si puede actuar con más de uno. También se puede usar la nomenclatura tradicional para indicar la valencia del metal, es bastante común cuando este posee más de una.

Para nombrar las oxisales:

- Si el oxoácido termina en “**oso**” se reemplaza por “**ito**”.
- Si el oxoácido termina en “**ico**” se reemplaza por “**ato**”.
- Si el nombre del oxoácido incluía un prefijo, este no cambia.

También se puede usar la nomenclatura sistemática, en la que solo se debe omitir la palabra ácido y reemplazar “hidrógeno” por el nombre del catión, indicando si es preciso, su valencia.

Para las sales de uro:

- La terminación “**hídrico**” se reemplaza por “**uro**” (de allí su nombre).

Ejemplo:

La sal **NaClO**, proviene de la combinación del ácido hipocloroso con hidróxido de sodio, reemplazando oso por ito, se llamaría “**hipoclorito de sodio**”, o por la nomenclatura sistemática, “**oxoclorato (I) de sodio**”.

La sal **Na₂SO₄** se forma por combinación de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio, reemplazando ico por ato, se llama “**sulfato de sodio**” o por la nomenclatura sistemática, “**oxosulfato (VI) de sodio**”.

Para la sal **NaCl** se debe cambiar “hídrico” por “uro”, entonces se la llama “**cloruro de sodio**”.

Por lo mismo, la sal **CaCl₂** se denomina “**cloruro de calcio**”. La sal que **CaSO₄** se denomina “**sulfato de calcio**” o por la nomenclatura sistemática, “**oxosulfato (VI) de sodio**”.

Partiendo de su fórmula:

1) **Fe(NO₃)₃** Para nombrarla, se debe reconocer el catión y el anión que la forman, así como los subíndices de cada uno. No te olvide, que estos indican la carga del anión y del catión. En este caso, el catión es el metal **hierro (Fe)** y no tiene subíndice, el anión, por otro lado tiene un subíndice **3**, que está indicando que esta es una **sal de hierro (III)** o **férrica**. El ácido del cual partió es el ácido nítrico, formada con la valencia (V). Entonces, usando las reglas de nomenclatura, la sal se llama **nitrato de hierro (III)**, **nitrato férrico** o usando la nomenclatura sistemática, **trioxonitrato (V) de hierro (III)**.

2) **ZnSO₃** En este caso, se reconoce el catión como zinc y el anión como sulfito. Ninguno presenta subíndice, pero esto no implica que sean 1. se sabe que el

carbonato tiene una carga total de 2-, y si se busca en la tabla periódica, el Zn posee un número de oxidación igual a 2+. En este caso, ambos se simplificaron. El nombre de este compuesto es “**sulfito de zinc**” o “**sulfito cúncico**” o “**trioxosulfato (IV) de zinc**”.

ACTIVIDAD 11: Escriba la fórmula o nombre, según sea el caso, los siguientes compuestos.

- a) **KNO₂**
- b) **BaCO₃**
- c) **AgCl**
- d) **CaCO₃**
- e) Sulfato de estroncio
- f) Bromuro férrico

2.5 Hidruros: son compuestos binarios de H, actuando con número de oxidación +1 (forma un catión) o -1 (forma un anión). En el primer caso, forma los hidrácidos; mientras que en el segundo, forma parte de los compuestos llamados “**hidruros**”.

Para formar un hidruro, el H- se puede combinar con cualquier elemento que posee una carga positiva, sea metal o no metal. Su fórmula general, para **hidruros metálicos**, es: **MeH_n**

Como siempre, al ser un compuesto binario, los elementos que lo componen intercambian sus números de oxidación, que se colocan como subíndices.

Para nombrarlos, se indica “**hidruro de**” seguida del nombre del **metal**.

Ejemplo:

NaH Hidruro de sodio

MgH₂ Hidruro de Magnesio

Para los hidruros de elementos no metálicos, F, Cl, Br, I, S, Se, Te, etc., se escribe igual que los hidrácidos, pero siempre indicando su estado de agregación, que es gaseoso: **HnE(g)**

Para nombrarlos se indica primero, el **nombre del elemento** con terminación “**uro**” seguido por “**de hidrógeno**”. Por ejemplo:

HCl Cloruro de hidrógeno, H₂Se Selenuro de hidrógeno

ACTIVIDAD 10: Escriba la formula o nombre, según sea el caso, los siguientes compuestos.

Hidruro de calcio, Hidruro de magnesio, Hidruro de hierro(II), Hidruro de níquel (III), Sulfuro de hidrógeno, Yoduro de hidrógeno, LiH, CoH₃, AlH₃, HI

BIBLIOGRAFÍA

Biblioteca de Consulta Microsoft ® Encarta ® 2005.

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>

<http://es.wikipedia.org/wiki/Portada>

PEÑA, Luz Yadira Et .all. Química I Santillana: edición docente. Bogotá: Editorial Santillana, 2001. 344pp

Guzmán Mora, Nora Yolanda. Química general e inorgánica. Ed. Santillana. Bogotá. 1995. 240p.

<http://web.educastur>.

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/nomenclatura_qca.htm

Mondragón M., César Humberto. Química I. Ed. Santillana. Santa Fe de Bogotá. 2001. 344p.

ANEXO: TABLA DE ALGUNOS IONES.

CATIONES

| CARGA 1+ | | CARGA 2+ | |
|----------|-----------------|----------|----|
| Potasio | K | Calcio | Ca |
| Amonio | NH ₄ | Plomo | Pb |
| Plata | Ag | Ferroso | Fe |
| Sodio | K | Bario | Ba |
| Cobre | Cu | CARGA 3+ | |
| Litio | Li | Aluminio | Al |
| Oro | Au | Férrico | Fe |
| Cesio | Cs | Oro | Au |

ANIONES

| CARGA 1- | | CARGA 2- | |
|-------------|---|-----------|-----------------------------------|
| Nitrito | (NO ₂) ¹⁻ | Carbonato | (CO ₃) ²⁻ |
| Nitrato | (NO ₃) ¹⁻ | Sulfato | (SO ₄) ²⁻ |
| Bicarbonato | (HCO ₃) ¹⁻ | Cromato | (CrO ₄) ²⁻ |
| Hipoclorito | (ClO) ¹⁻ | Sulfato | (SO ₄) ²⁻ |
| Clorito | (ClO ₂) ¹⁻ | CARGA 3- | |
| Acetato | (C ₂ H ₃ O ₂) ¹⁻ | Fosfato | (PO ₄) ³⁻ |
| Cianuro | (CN) ¹⁻ | Carbonato | (CO ₃) ²⁻ |
| Bromito | (BrO ₂) ¹⁻ | Arseniato | (AsO ₄) ³⁻ |

| ÁREA : CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL - QUÍMICA | | | PERIODO: 1 | | | |
|---|------|--------------------------------|--|--|---|--|
| GRADO: 10 | | | DOCENTE: MARTÍN HERNANDO MOSQUERA AYALA | | | |
| ESTÁNDAR: Relaciono la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico. Identifico aplicaciones de diferentes modelos biológicos, químicos y físicos en procesos industriales y en el desarrollo tecnológico; analizo críticamente las implicaciones de sus usos. | | | | | | |
| DBA: Explica cómo las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos se encuentran agrupados en un sistema periódico. Comprende que la acidez y la basicidad son propiedades químicas de algunas sustancias y las relaciona con su importancia biológica y su uso cotidiano e industrial. | | | | | | |
| CRITERIO DE EVALUACIÓN | TEMA | EVIDENCIA | desempeño bajo 1 – 2.9 | Desempeño básico 3 – 3.9 | Desempeño alto 4 – 4.5 | Desempeño superior 4.6 - 5 |
| CONOCER Comprende que en una reacción química se recombina los átomos de las moléculas de los reactivos para generar productos nuevos, y que dichos productos se forman a partir de fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos y covalentes) | | Evaluaciones, trabajo escrito. | Construye conceptos relacionados con las funciones de química inorgánica pero se le dificulta la categorización de los | Construye conceptos relacionados con las funciones de química inorgánica y categoriza los rasgos | Construye conceptos relacionados con las funciones de química inorgánica, categoriza sus rasgos y | Construye conceptos relacionados con las funciones de química inorgánica, categoriza sus rasgos, comprende el origen |

| | | | | | | |
|---|----------------------------------|--|--|---|--|--|
| dando origen a las funciones de química inorgánica. | Reacciones y funciones químicas. | | rasgos identificados en el objeto de estudio. | identificados en el objeto de estudio. | comprende el origen de las mismas. | de las mismas y la relaciona con situaciones de la vida cotidiana. |
| <p>HACER</p> <p>Explica a partir de la indagación documental y la experimentación, las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano, argumentando procedimientos y resultados, lo contextualiza con su cotidianidad.</p> | | Informe y práctica de laboratorio | Durante la elaboración del informe y el desarrollo de la práctica de laboratorio, no logra determinar las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano. | Durante la elaboración del informe y el desarrollo de la práctica de laboratorio, logra determinar las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano. | Durante la elaboración del informe y el desarrollo de la práctica de laboratorio logra determinar las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano así como argumentar procedimientos y resultados. | Durante la elaboración del informe y el desarrollo de la práctica de laboratorio logra determinar las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano, argumentar procedimientos y resultados contextualizándolos con su cotidianidad. |
| <p>SER</p> <p>Cumple con trabajos propuestos, normas establecidas y se integra de manera propositiva y colaborativa a su equipo de trabajo.</p> | | Disposición, comportamiento, cumplimiento de las normas y trabajo en equipo. | Presenta inadecuada disposición hacia el desarrollo de las actividades propuestas, el cumplimiento de las normas y hacia el trabajo en equipo. | Presenta cierta disposición hacia el desarrollo de las actividades propuestas, el cumplimiento de las normas y hacia el trabajo en equipo. | Su disposición hacia el desarrollo de las actividades propuestas, el cumplimiento de las normas y hacia el trabajo en equipo está acorde con el nivel o profundidad solicitada. | Su disposición hacia el desarrollo de las actividades propuestas, el cumplimiento de las normas y hacia el trabajo en equipo supera las expectativas. |