



Química General

Curso de Nivelación para estudiantes de
Profesorado y Licenciatura en Química

2020

Mg. Miguel A. Muñoz
Lic. Sandro González
Lic. M. Nilda Chasvin Orradre
Lic. Paula A. Ferreyra

Curso de nivelación para Profesorado y Licenciatura en Química 2020

Días de Clases: lunes, miércoles y jueves, de 10 a 13 h.

Condiciones: los estudiantes deberán traer los siguientes elementos:

- Tabla periódica.
- Calculadora.
- Guardapolvo (para las clases de laboratorio).
- Guantes de látex (para las clases de laboratorio).

Fecha	Temas a desarrollar
17 feb.	Qué es la química. Videos introductorios. Materia, sustancia, elemento. Tres niveles de interpretación.
19 feb.	Laboratorio 1 y 2. Elementos de laboratorio. Consejos de laboratorio. Práctico de Fe y S. Calentamiento de yodo y arena. Mezcla física y reacción química.
20 feb.	Trabajo en grupos. Reconocimiento de sustancia simple y compuesta. Transformaciones químicas y físicas. Introducción a los estados de oxidación. Tabla periódica.
26 feb.	Funciones químicas: óxidos, hidróxidos y oxoácidos. Fórmulas, nomenclatura, y ecuaciones de obtención
27 feb.	Laboratorio 3. Formación de óxidos, hidróxidos y oxoácidos
2 mar.	Funciones químicas: compuestos binarios de hidrógeno (hidrácidos, hidruros metálicos, compuestos binarios covalentes). Sales binarias. Fórmulas, nomenclatura y ecuaciones de obtención.
4 mar.	Funciones químicas y oxosales. Fórmulas, nomenclatura y ecuaciones de obtención.
5 mar.	Laboratorio 4. Obtención de sales, neutralización.
6 mar.	Cierre del curso.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química no se hace sólo en los laboratorios, en realidad ocurre todo el tiempo, todos los días y tiene un gran impacto sobre todo aquello que uno usa y hace. Hacemos química cuando cocinamos, cuando agregamos cloro a la pileta de natación o cuando se enciende el motor de un coche. Se produce una reacción química cuando un clavo se oxida, cuando las plantas hacen fotosíntesis (convierten el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y energía para crecer) o cuando una tableta antiácida se disuelve en agua.

Los procesos químicos se producen continuamente en la naturaleza, en nuestro cuerpo, y también en los laboratorios químicos, farmacéuticos y en las plantas de fabricación de productos químicos, entre otros.

Por todo esto es muy importante el estudio de la química, es decir el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, entendiendo a esta palabra como aquella que sirve para denominar a toda la sustancia que conforma el universo.

Los invitamos a ver los siguientes videos (en la clase):

<https://youtu.be/7DNmW7JCaU8>

<http://www.youtube.com/watch?v=w1XQZAGZ4D4>

Recomendamos también que miren los siguientes videos para un posterior análisis:

<http://www.youtube.com/watch?v=ZPWtPDTW4qY>

<http://www.youtube.com/watch?v=eEi0O7aFyy0>

MATERIA: SUSTANCIAS ATÓMICAS, IÓNICAS Y MOLECULARES

A los materiales (materia) se les puede dar forma y, cuando adquieren una forma característica se los denomina cuerpos. Así, podemos distinguir cuerpos distintos: una silla, una lapicera, un escritorio, etc.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de materias diferentes denominadas **sustancias**. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las partículas más pequeñas que lo componen. Estas partículas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo.

Las partículas que componen las sustancias pueden ser de tres tipos: **átomos**, **iones** (partículas con carga eléctrica) o **moléculas** (formadas, a su vez, por átomos). La pequeñez de los átomos supera la imaginación: son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos, uno después de otro, en un centímetro lineal.

Los átomos son partículas que, de acuerdo a su constitución (lo veremos más adelante), pertenecen a un tipo de **elemento químico**. Los elementos se presentan en la Tabla Periódica: se conocen alrededor de 118 elementos diferentes y a cada uno se le ha dado un símbolo de una o dos letras para que sean fáciles de escribir. Por ejemplo, el elemento sodio se representa usando el símbolo **Na** y el elemento oxígeno, con la letra **O**.

Todas las sustancias, entonces, están conformadas por átomos (muchas veces en forma de redes), iones (también formando redes) o moléculas de uno o más elementos. Por ejemplo, el agua es una sustancia que está constituida por moléculas, formadas a su vez, por los elementos hidrógeno y oxígeno (Fig. 1a), el cloruro de sodio (sal de mesa) es una sustancia formada por una red de iones de los elementos cloro y sodio (Fig. 1b) y la arena es una sustancia formada por una red de átomos de silicio y oxígeno (Fig. 1c).

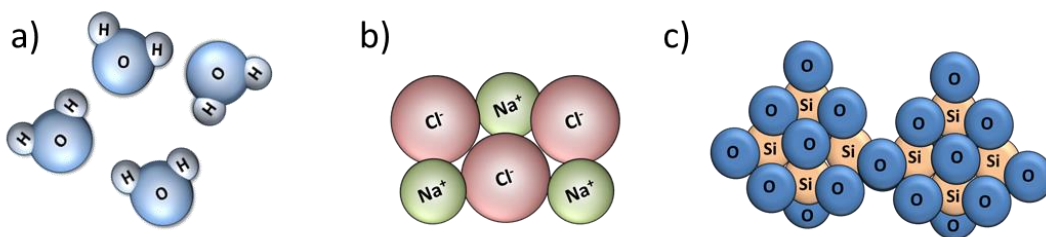
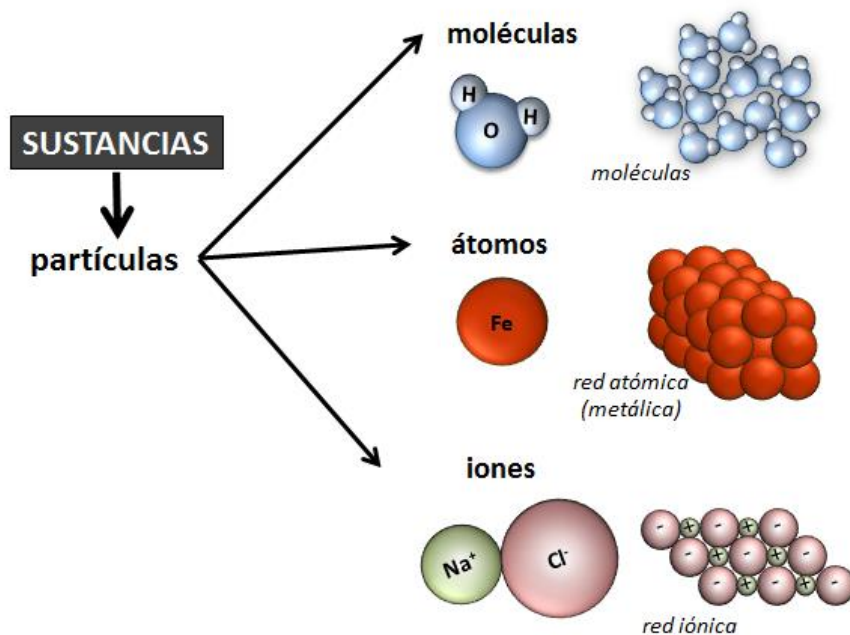


Figura 1. Representación de las partículas que conforman las sustancias, y los elementos que forman las partículas. A) Moléculas de agua, formadas por los elementos oxígeno e hidrógeno. B) Red iónica que conforma la sustancias cloruro de sodio, formada por los elementos cloro y sodio. C) Red atómica que conforma la sustancia dióxido de silicio, uno de los constituyente de la arena, formada por los elementos oxígeno y silicio.



Cada sustancia tiene una composición determinada, y propiedades específicas que la distinguen de otras sustancias, tales como densidad, temperatura en la que se producen los cambios de estado y solubilidad en agua, entre otras propiedades. Por ejemplo, el cloruro de sodio es soluble en agua, mientras que la arena no, la densidad del agua es de 1 g/mL, mientras que la de la arena será mucho mayor. La temperatura a la que se produce la fusión (cambio de sólido a líquido) del agua es 0°C, mientras que la temperatura de ebullición es de 100°C. ¿Cómo considera que será la temperatura de fusión del cloruro de sodio, mayor, menor o igual que la del agua? ¿y la de la arena? ¿por qué?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Las sustancias, a su vez, se clasifican en sustancias simples y sustancias compuestas.

- Las **sustancias simples** están formadas por un solo elemento. Ejemplos: mercurio (Hg), cinc (Zn), oxígeno (O₂), nitrógeno (N₂).

- Las **sustancias compuestas** están formadas por distintos elementos. Ejemplo: el agua está formada por dos elementos: hidrógeno y oxígeno (H_2O); el cloruro de sodio está formado por los elementos cloro y sodio.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Nuestros sentidos nos permiten apreciar distintas cualidades de la materia, como ser dilatabilidad, elasticidad, color, brillo, dureza, el volumen, etc. Todas estas propiedades las clasificaremos en dos grupos:

- **Propiedades Extensivas:** Son aquellas que varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplos: peso, volumen, superficie, longitud, masa.
- **Propiedades Intensivas:** Son aquellas que no varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplos: punto de ebullición, punto de fusión, dureza, forma cristalina, densidad, peso específico.

Los invitamos a ingresar en el siguiente link:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/propiedades/masa.htm

Allí deberán resolver los problemas que se presentan en cada una de las pestañas: masa, volumen, densidad y temperatura.

ESTADOS DE LA MATERIA

La materia se presenta en tres estados o formas de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal como ocurre con el agua. La mayoría de sustancias se presentan en un estado en particular en las condiciones compatibles con la vida en la tierra. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno y el nitrógeno que forman parte del aire, en estado gaseoso.

En un sólido, las partículas (iones, moléculas, átomos) se encuentran en contacto entre sí y fuertemente ligadas, de manera que su movimiento relativo es mínimo. Por esta razón los sólidos conservan su forma.

En los líquidos, en cambio, aunque las partículas también se hallan en contacto, no están fuertemente ligadas entre sí, de modo que fácilmente pueden desplazarse, adoptando el líquido la forma de su recipiente.

Las partículas de los gases están alejadas unas de otras, chocando frecuentemente entre sí, pero desligadas, de manera que pueden mover a cualquier lugar del recipiente que los contiene.

Aunque no es común observar, se puede agregar un cuarto estado: el plasma. El plasma es un gas ionizado, es decir, los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones o de todos ellos. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas pero compuesto por electrones y cationes (iones con carga positiva), separados entre sí y libres. El Sol es un ejemplo de la materia en estado de plasma.

Los invitamos a ingresar en el siguiente link, donde deberán resolver los problemas que se presentan en cada una de las pestañas: estados, sólidos, líquidos, gases, cambios y actividades finales:

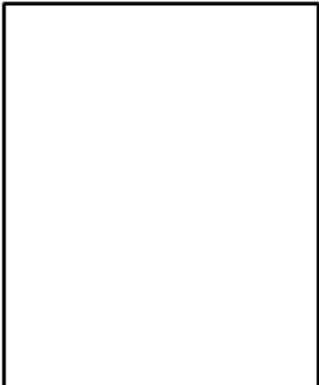
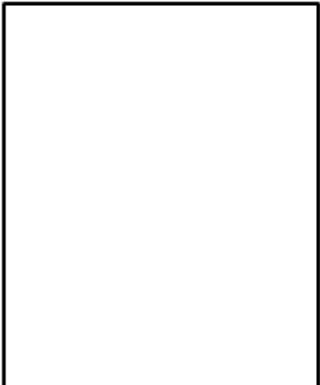

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

Actividad interactiva (fecha de entrega: Jueves 20 de febrero)

- 1) Ingresen a la pestaña "cambios". Haga clic en el botón de encendido y observe lo que sucede. Registre sus observaciones ¿qué cambios detecta en el comportamiento de las moléculas?

.....
.....
.....
.....
.....

2) Esquematicen en las siguientes cajas las partículas que forman parte de la sustancia agua en cada uno de los estados:

sólido	líquido	gaseoso
		

3) ¿En qué estado opinan que las moléculas poseen mayor energía? ¿por qué?

.....
.....
.....
.....
.....

4) Tomen un cronómetro (puede ser desde el celular), e inicien el mismo al mismo tiempo que presionan sobre el botón de encendido. Registren la temperatura del sistema cada 5 segundos:

Tiempo (s)	Temperatura (°C)	Tiempo (s)	Temperatura (°C)
0		50	
5		55	
10		60	
15		65	
20		70	
25		75	

30		80	
35		85	
40		90	
45		95	

- 5) Realicen un gráfico que muestre la evolución de la temperatura en función del tiempo, de acuerdo a los registros realizados.

- 6) ¿En qué rangos de tiempo y de temperatura el agua se encuentra en estado sólido?
¿en qué rangos en estado líquido, y en qué rangos en estado gaseoso?

TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Cuando la materia interactúa con la energía se producen transformaciones, que pueden ser físicas o químicas.

Transformaciones físicas

Cuando tiene lugar una transformación física **no se originan sustancias nuevas**, por lo tanto la masa de la sustancia permanece constante. Algunos ejemplos se muestran en la Figura 2.

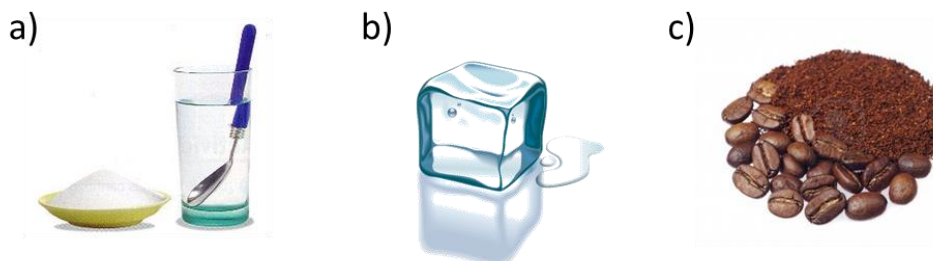


Figura 2. Ejemplos de transformaciones físicas, a) disolución de una sal en agua; b) cambio de estado del agua (fusión del hielo); c) fragmentación de granos de café.

Cambios de estados:

Los cambios de estado son un tipo particular de transformaciones físicas. Cada uno de los cambios recibe un nombre particular, que se representa en la Figura 3. El cambio de estado de líquido a gaseoso se denomina vaporización. Cuando el fenómeno ocurre en la superficie del líquido se denomina evaporación, y cuando tiene lugar en la totalidad del líquido (en el seno del líquido) se denomina ebullición. Mientras que la evaporación ocurre a cualquier temperatura, la ebullición ocurre a una determinada temperatura (en una determinada presión). Por ejemplo el agua entra en ebullición a la temperatura de 100°C cuando la presión es de 1 atmósfera.

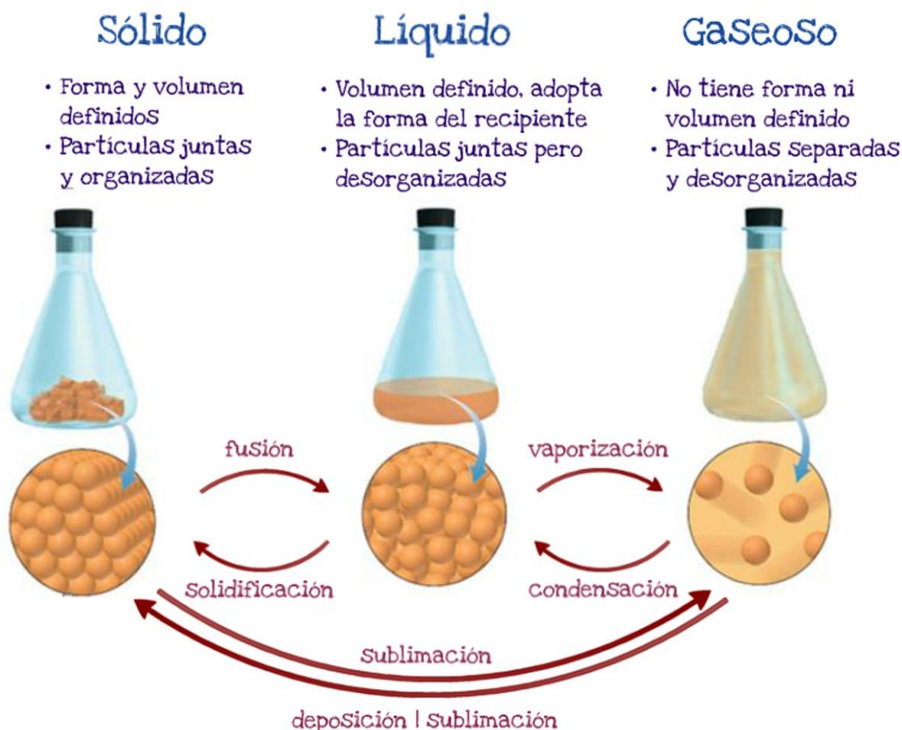


Figura 3. Representación de los cambios de estado.

Transformaciones químicas

Cuando se produce una transformación química, **se originan sustancias nuevas**, y por lo tanto, la masa de las sustancias que intervienen varía. En la Figura 4 se muestran ejemplos de transformaciones químicas.

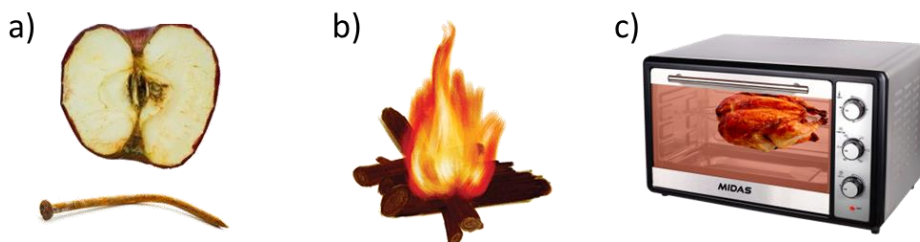


Figura 4. Ejemplos de transformaciones químicas, a) oxidación de un alimento o del hierro; b) combustión de la madera; c) cocción de los alimentos (incluye diferentes cambios químicos)

NIVELES DE REPRESENTACIÓN

La química puede representarse en tres niveles o lenguajes: el nivel macroscópico, que es lo que observamos o medimos, el nivel submicroscópico, que es lo que imaginamos que sucede con las partículas (átomos, moléculas o iones) y el nivel simbólico, que es lo que representamos mediante la escritura. A continuación se presentan algunos ejemplos que representan como utilizamos los tres niveles de interpretación para dos sustancias: agua (Fig. 5) y cloruro de sodio (Fig. 6).


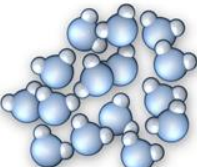
nivel macroscópico	nivel submicroscópico	nivel simbólico
		$H_2O (l)$
En este vaso vemos la sustancia agua, podemos observar y medir algunas de sus propiedades (por ejemplo, su color, transparencia, conductividad eléctrica, pH, etc.)	Imaginamos que la sustancia agua está compuesta por moléculas que tienen movimiento y que, como están en estado líquido, están más o menos desordenadas	La representamos mediante su fórmula química, que indica la unión de 2 átomos de hidrógeno con 1 de oxígeno. Indicamos que se encuentra en estado líquido.

Figura 5. Representación de los tres niveles de interpretación de la química para la sustancia agua en estado líquido.

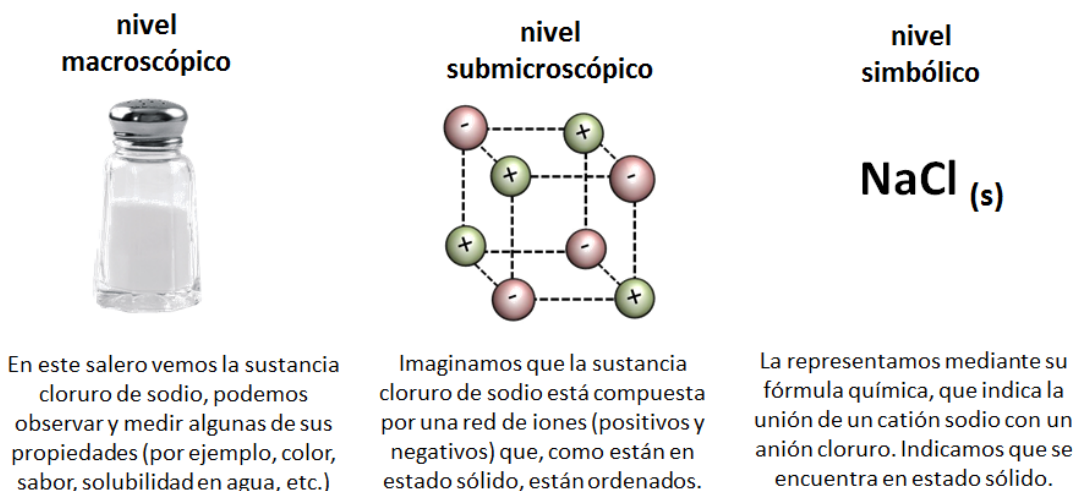


Figura 6. Representación de los tres niveles de interpretación de la química para la sustancia cloruro de sodio en estado sólido.

Del mismo modo, los tres niveles se utilizan para representar procesos, físicos y químicos. En las Figuras 7, 8 y 9 se representan la evaporación de la sustancia agua (proceso físico), la disolución del cloruro de sodio en agua (proceso físico) y la formación del óxido de hierro (III) (proceso químico).

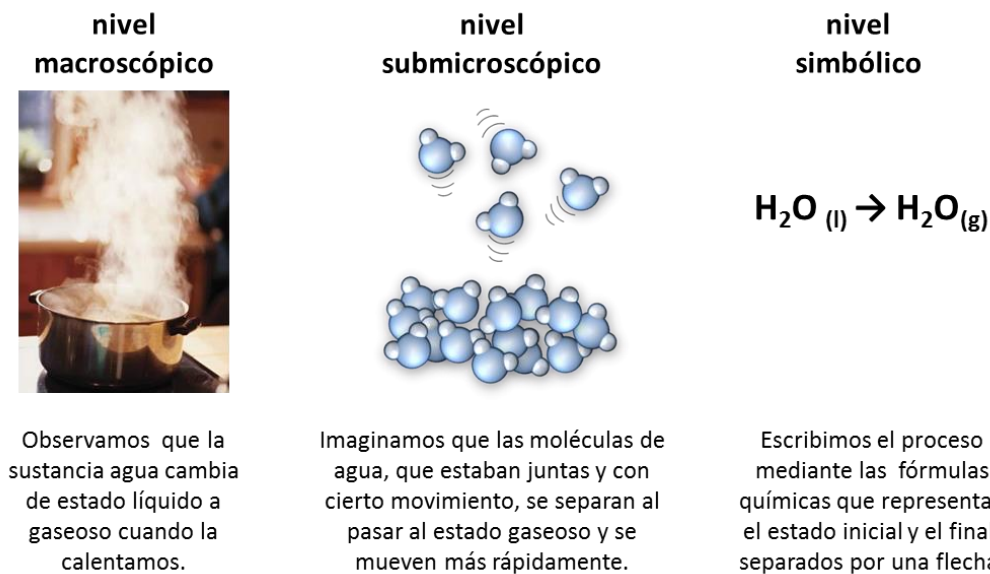


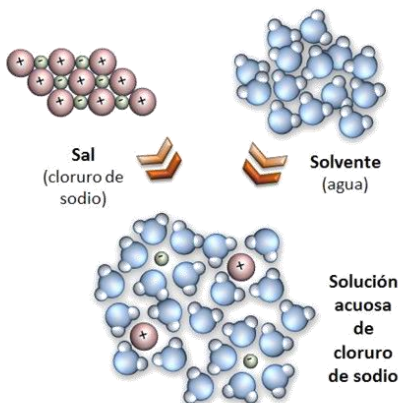
Figura 7. Representación de los tres niveles de interpretación de la química para el proceso de evaporación de la sustancia agua.

nivel
macroscópico



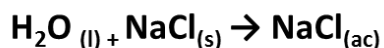
Observamos que la sustancia cloruro de sodio se disuelve en la sustancia agua.

nivel
submicroscópico



Imaginamos que, cuando se forma la solución, las moléculas de agua separan a los iones de la sal

nivel
simbólico



Escribimos el proceso mediante las fórmulas químicas que representan el estado inicial y el final, separados por una flecha.

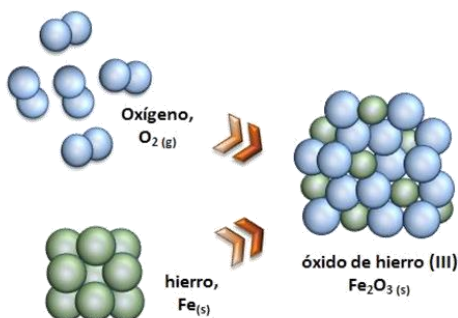
Figura 8. Representación de los tres niveles de interpretación de la química para el proceso de disolución de cloruro de sodio (sal de mesa) en agua.

nivel
macroscópico



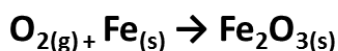
Observamos el cambios en las propiedades (color, textura) de un tornillo por la formación de óxido en la superficie

nivel
submicroscópico



Imaginamos que, las moléculas del oxígeno del aire reaccionan con el hierro, formando una nueva sustancia, que será el óxido de hierro (III)

nivel
simbólico



Escribimos el proceso mediante las fórmulas químicas que representan las sustancias en el estado inicial y el final, separadas por una flecha.

Figura 9. Representación de los tres niveles de interpretación de la química para el proceso de oxidación del hierro.

Actividad de aplicación de los conceptos desarrollados (fecha de entrega: Miércoles 26)

Considerando los conceptos presentados de un ejemplo de una transformación física y de una transformación química que conozca. Represente dichas transformaciones desde el punto de vista macroscópico (describiendo lo que observa), submicroscópico (representando las partículas) y simbólico, indicando al menos los estados de agregación (si no conoce la fórmula, escriba el nombre de la sustancia a la que hace referencia).

MATERIALES DE LABORATORIO

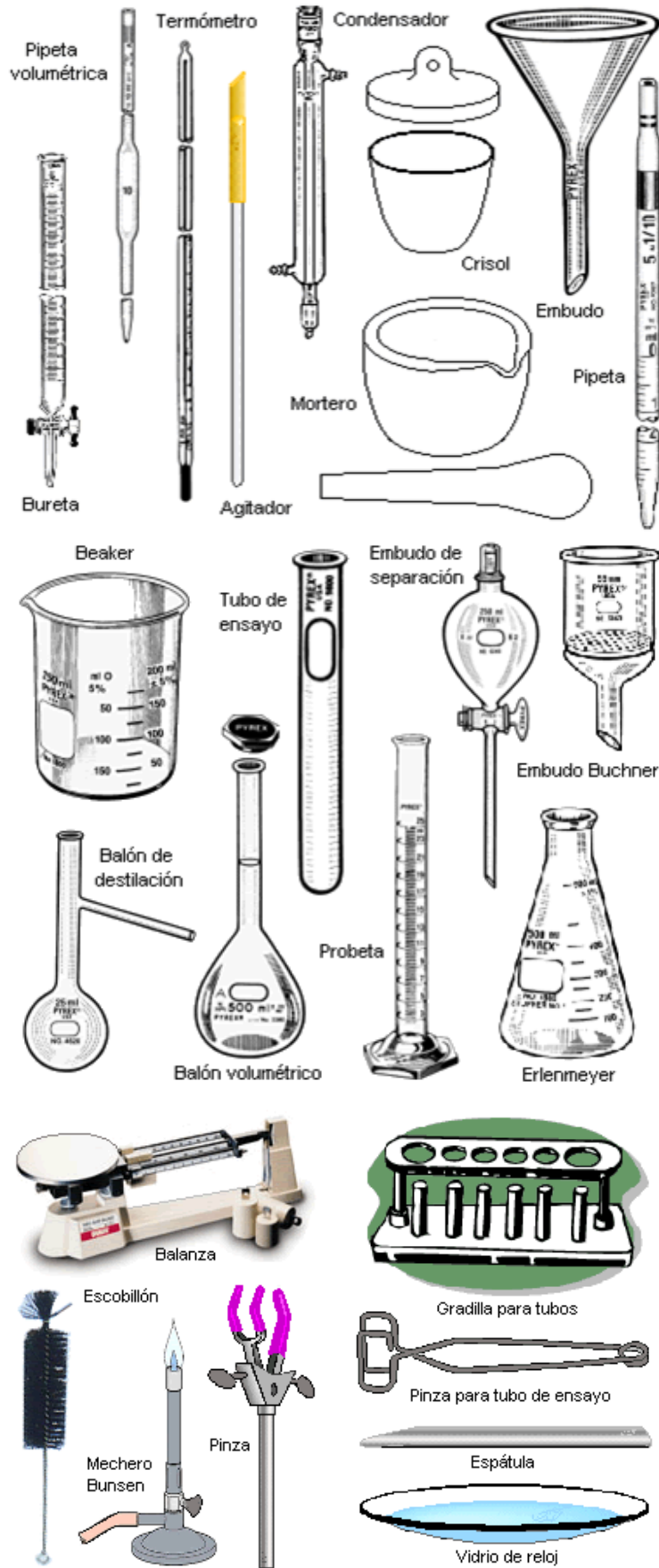


Figura 10. Materiales de uso habitual en el laboratorio

TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO Nº 1:

IDENTIFICACIÓN DE MATERIALES DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO



- 1-
- 2-
- 3-
- 4-
- 5-
- 6-
- 7-
- 8-
- 9-
- 10-
- 11-
- 12-

- 13-
- 14-
- 15-
- 16-
- 17-
- 18-
- 19-
- 20-
- 21-
- 22-
- 23-

TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO Nº 2:

TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

A) Mezcla de hierro y azufre.

Procedimiento:

1. Observa y registra las características del hierro y del azufre.

.....
.....
.....
.....

2. Realiza la mezcla de las dos sustancias, observa y registra.

.....
.....
.....

3. En un vidrio de reloj colocar la mezcla de hierro y azufre. Acerca un imán envuelto en un papel, observa, toma nota de las conclusiones.

.....
.....
.....

4. Toma una porción de la mezcla, colócala en un tubo de ensayo, agrega 5 mL de un solvente orgánico que te indiquen, observa, toma nota de las conclusiones.

.....
.....
.....

B) Síntesis del sulfuro ferroso.

1. Coloca en el tubo de ensayo que te indiquen una porción de mezcla azufre-hierro. Toma dicho tubo con una pinza de madera, calienta hasta que la masa se ponga incandescente, introduce el tubo, todavía caliente, en un vaso de precipitado con agua fría, de modo que se resquebraje.
2. Separa la sustancia color gris oscuro que se formó observa y compara con las observaciones anteriores. Registra lo observado.

.....
.....

3. Divide la sustancia obtenida en dos porciones:

- A la 1ª acercarle un imán, para comprobar si queda hierro sin reaccionar. Observa y registra.

.....
.....

- A la 2ª agregarle 5 mL de solvente orgánico, para comprobar si queda azufre sin reaccionar. Observa y toma nota de lo observado.

.....
.....

C) Separación de la mezcla iodo y arena.

1. Coloca iodo y arena sobre un vidrio de reloj, observa y registra las características de ambos.

.....
.....
.....
.....

2. En un vaso de precipitado realiza la mezcla de las dos sustancias, observa y registra.

.....
.....

3. El vaso de precipitado con la mezcla, tapado con un vidrio de reloj, colócalo sobre un trípode con tela de amianto, enciende el mechero, observa, registra y explica lo sucedido.

.....
.....
.....
.....

Conclusión general

Redacta brevemente en qué caso se realizó una mezcla física, y en qué casos ocurrieron transformaciones físicas y/o químicas de las sustancias.

.....
.....
.....
.....

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es un ordenamiento de los elementos químicos, donde los mismos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, de forma tal que sus propiedades químicas y físicas son repetitivas y a su vez, presentan un patrón periódico. Se construyó de manera que cada columna (vertical) contenga elementos similares desde el punto de vista químico. Los elementos de las columnas se llaman grupos o familias, mientras que cada fila (horizontal) de la tabla se denomina periodo.

Hay tres zonas diferentes en la tabla periódica: los elementos representativos o principales (que se ubican en los grupos 1A, 2A y así sucesivamente hasta el 8A), los elementos de transición (que ocupan los grupos 1B, 2B y así sucesivamente hasta el 8B) y los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos).

Los elementos metálicos aparecen agrupados a la izquierda de la tabla periódica. Las sustancias simples de estos elementos tienen algunas propiedades características como brillo y alta conductividad del calor y la electricidad. Los elementos metálicos están separados de los elementos no metálicos por una línea diagonal que va desde el Boro hasta el Astatio. Los no metales carecen de las características físicas que distinguen a los elementos metálicos. Algunos elementos que se encuentran a lo largo de la línea que separa metales de no metales, tales como Antimonio, poseen propiedades intermedias a estos, por lo que se conocen como metaloides. Finalmente, en el extremo derecho de la tabla (grupo 8A) se encuentran los gases nobles o inertes caracterizados por ser sus sustancias simples gaseosas a temperatura ambiente y por no reaccionar químicamente con otros elementos. En la figura 11 se presenta un modelo de tabla periódica.

Elementos Representativos										Elementos Representativos									
1A		Elementos de transición										3A 4A 5A 6A 7A							8A
1 H	2A											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	1B	2B	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
55 Cs	56 Ba	57-71 Lantánidos	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Li	88 Ra	89-103 Actínidos	104	105	106	107	108	109	110	111	112								
		Elementos de Transición Interna																	
Lantánidos		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actínidos		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Figura 11. Tabla periódica de los elementos

A continuación se presenta un listado de elementos químicos y sustancias cotidianas que los contienen ordenadas por período.

Hidrógeno Agua, amoníaco.
Helio Gas de los globos de feria y aerostáticos.

Litio Pilas, baterías de móviles.
Berilio Resortes de relojes de pulsera.
Boro Raquetas de tenis.
Carbono Mina de grafito de un lápiz, diamante, plásticos.
Nitrógeno Amoníaco, fertilizantes.
Oxígeno Agua, gas imprescindible para la combustión.
Flúor Pasta de dientes.
Neón Luces de neón, faros antiniebla de un coche, tubos catódicos de televisores.

Sodio Luces de farolas, sal común.
Magnesio Bicicletas de carreras.
Aluminio Papel de aluminio, marcos de ventanas.
Silicio Cemento, vidrio.
Fósforo Fertilizantes, fósforos.
Azufre Líquido para permanente, vulcanizado del caucho.
Cloro Sal de cocina, lejía, ácido clorhídrico, materiales de PVC.
Argón Gas de bombillas.

Potasio Fertilizantes.
Calcio Leche, escayola, huesos.
Escandio Materiales para la industria espacial.
Titanio Pigmentos de pintura y papel.
Vanadio Herramientas, muelles.
Cromo Cintas de audio y vídeo.
Manganeso Cajas de seguridad.
Hierro Clavos, herramientas, imanes, estructuras de los coches.
Cobalto Cuchillas de afeitar.
Níquel Monedas de euro.
Cobre Monedas de euro, cables eléctricos.
Zinc Recubrimiento anticorrosión.
Galio Memorias de ordenadores.
Germanio Lentes de gran angular para cámaras de fotos.
Arsénico Perdigones.
Selenio Fotocopiadoras, champú anticaspa, contadores de la luz.
Bromo Películas fotográficas.
Kriptón Lámparas fluorescentes.

Rubidio Células fotoeléctricas en supermercados o ascensores.
Estroncio Material pirotécnico.
Ytrio Pantalla de un televisor a color.
Zirconio Cápsulas para instrumentos de percusión.
Niobio Imanes supermagnetos.
Molibdeno Lubricantes.
Tecneio Elemento radiactivo para investigación médica.
Rutenio Plumillas para estilográficas, tratamientos oftalmológicos.
Rodio Repetidor de teléfonos.
Paladio Corona dental.
Plata Medallas olímpicas, cubiertos, joyas, candelabros, revelado de fotografía.
Cadmio Chapado de tornillos.
Indio Placas solares.
Estaño Monedas, esmaltes, tubos para órganos musicales.
Antimonio Detector de infrarrojos del chip de las tarjetas de crédito.
Telurio Vulcanizado del caucho.
Yodo Lámparas halógenas.
Xenón Proyectores.

Cesio Células fotoeléctricas en supermercados o ascensores.
Bario Bujías, lámparas fluorescentes.
Lantano Lentes para cámaras.
Hafnio Submarinos nucleares.
Tántalo Condensadores, pesas.
Wolframio Filamentos de bombillas.
Renio Termopares para hornos, electrodos.
Osmio Plumillas para estilográficas.
Iridio Material del que está construida la barra metro patrón.
Platino Crisol de laboratorio.
Oro Joyas, medallas olímpicas, lingotes.
Mercurio Termómetros de mercurio, barómetros, amalgamas para empastes dentales.
Talio Insecticidas.
Plomo Baterías de coches, tuberías de casas antiguas.
Bismuto Aspersores de agua.

Uranio Combustible nuclear.
Plutonio Combustible nuclear.

Materiales para consulta y desarrollo de actividades

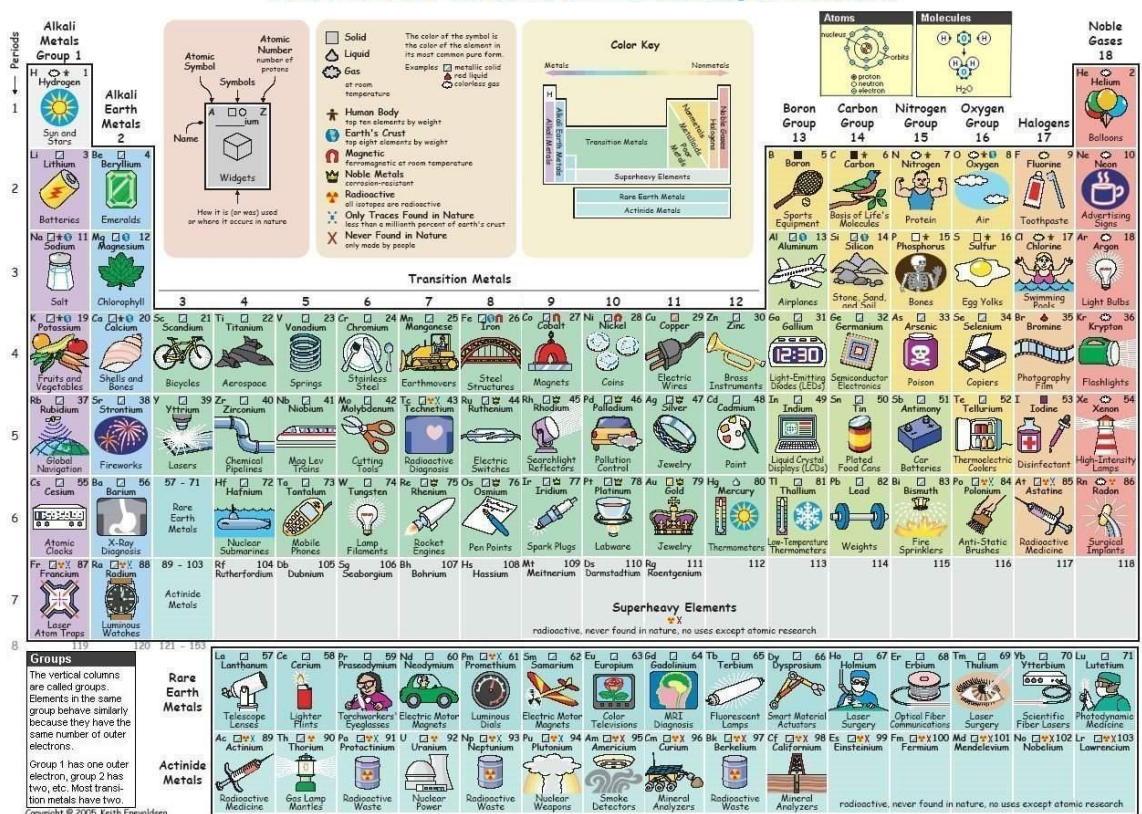
En los siguientes enlaces encontrarán algunos modelos de simulación para visualizar y trabajar los temas aprendidos:

- Página web para conocer la historia de la formación de la actual Tabla Periódica de los Elementos:
<http://www.educaplus.org/sp2002/evolucion/evolucion-tabla-periodica.html>
- Links para práctica
<https://www.thatquiz.org/es-m/ciencia/tabla-periodica/>
<https://ptable.com/#Property/State>

Ejercitación:

- Seleccione cinco elementos de la tabla periódica e indique para cada uno de ellos una sustancia (que conozca), que esté formada por los elementos seleccionados.
- Indique si los elementos mencionados en el punto anterior son metálicos o no metálicos

The Periodic Table of the Elements, in Pictures



NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química es un conjunto de reglas que se utilizan para nombrar todos aquellos elementos y compuestos químicos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

El objetivo de la formulación y nomenclatura química es que a partir del nombre de un compuesto se pueda conocer cuál es su fórmula, y viceversa. Con la fórmula se pueden obtener datos de importancia cuantitativa y estructural en la química y disciplinas relacionadas.

Estados de Oxidación

El estado de oxidación es un número entero que representa la cantidad de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El estado de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Las reglas generales para calcular los estados de oxidación son las siguientes:

- 1- Se asigna un estado de oxidación **negativo** al elemento más electronegativo del compuesto.
- 2- El estado de oxidación de un elemento cuando forma **sustancias simples** es igual a cero.
- 3- Para los **compuestos neutros**, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos del compuesto, multiplicado por sus respectivas atomicidades, es igual a cero. Por ejemplo, para el $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2 \times \text{n}^\circ \text{ ox. Na} + \text{n}^\circ \text{ oxidación S} + 4 \times \text{n}^\circ \text{ oxidación O} = 0$
- 4- El estado de oxidación de un **ión monoatómico** como Na^+ , Fe^{+3} , Cl^- es igual a su carga.
- 5- Para **iones poliatómicos** (NO_3^- , NH_4^+ , etc), la suma algebraica de los n° de oxidación de los elementos presentes, multiplicados por sus respectivas atomicidades, es igual a su carga. Por ejemplo, para el $\text{NO}_3^- = 3 \times \text{n}^\circ \text{ ox. O} + \text{n}^\circ \text{ oxidación N} = -1$
- 6- El **H** combinado posee n° de oxidación +1, a excepción de los hidruros metálicos (que forma con elementos de los Grupos 1 y 2) que es -1.
- 7- El **O** combinado tiene estado de oxidación -2, excepto en los peróxidos (actúa con -1), en los superóxidos (-1/2) y cuando se combina con el Flúor (+1)
- 8- El **F** combinado siempre actúa con n° de oxidación -1
- 9- Los elementos del **Grupo 1** en todos sus compuestos estado de oxidación +1, y los del **Grupo 2**, +2.
- 10- Los **halógenos** (Grupo 17) cuando actúan como elementos más electronegativos del compuesto lo hacen con -1. Cuando actúan con estado de oxidación positivo, los más comunes son: +1, +3, +5, +7.
- 11- Los elementos del **Grupo 16**, cuando actúan como elementos más electronegativos del compuesto lo hacen con -2. Cuando actúan con estado de oxidación positivo, los más comunes son: +4, +6.
- 12- Los elementos del **Grupo 15**, cuando actúan como elementos más electronegativos del compuesto lo hacen con -3. Cuando actúan con estado de oxidación positivo, los más comunes son: +3, +5.

SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Los sistemas de nomenclatura de compuestos inorgánicos que se verán en este curso son:

Nomenclatura de Stock

Según este sistema, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un estado de oxidación, éste se indica al final del nombre, expresado en números romanos y entre paréntesis. Por ejemplo, $\text{Fe}(\text{OH})_2$: Hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$: Hidróxido de hierro (III)

Nomenclatura Tradicional

Este sistema es uno de los más antiguos que aún se emplea. Cuando un elemento presenta más de un estado de oxidación, se utilizan prefijos y sufijos, tales como **hipo**, **per** para los primeros; y **oso** e **ico**, para los segundos.

ÓXIDOS

ÓXIDOS

Los óxidos se forman de la unión de los elementos con el oxígeno, se clasifican en óxidos normales (básicos, ácidos, neutros y anfóteros), peróxidos y superóxidos. En este curso sólo se abordarán los óxidos normales.

ÓXIDOS NORMALES

En los óxidos normales el oxígeno presenta estado de oxidación -2.

Nomenclatura Stock: se nombran con la palabra óxido seguida del nombre del metal y entre paréntesis se coloca el N° de oxidación del metal con números romanos en caso de que el mismo tenga más de un N° de oxidación.

Ejemplos:

Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)
CaO	Óxido de calcio
Na ₂ O	Óxido de sodio
P ₂ O ₃	Óxido de fósforo (III)
SO ₃	Óxido de azufre (VI)

Nomenclatura Tradicional:

Óxidos ácidos: cuando el oxígeno se une a no metal y al reaccionar con agua forma un oxoácido se denomina anhídrido (óxido ácido). Se nombran con la palabra anhídrido seguida del nombre del no metal al que se le coloca el sufijo “oso” cuando el no metal actúa con el menor estado de oxidación; o “ico” si el no metal actúa con el mayor estado de oxidación. Si es necesario, se usan prefijos HIPO y PER cuando el no metal presente más de dos estados de oxidación estables.

Ejemplos:

P ₂ O ₃	anhídrido fosforoso
P ₂ O ₅	anhídrido fosfórico

Cloro, Bromo, Iodo generalmente forman anhídridos con los siguientes estados de oxidación: 1+, 3+, 5+, 7+.

Cl ₂ O	anhídrido hipocloroso
Cl ₂ O ₃	anhídrido cloroso
Cl ₂ O ₅	anhídrido clórico
Cl ₂ O ₇	anhídrido perclórico

Óxidos básicos: se nombran con la palabra óxido seguida del nombre del metal al que se le coloca el sufijo “oso” cuando el metal actúa con el menor estado de oxidación; o “ico” si el metal actúa con el mayor estado de oxidación.

Ejemplos:

FeO	Óxido ferroso (menor estado de oxidación)
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico (mayor estado de oxidación)
Na ₂ O	Óxido de sodio (único estado de oxidación)

En el caso de los óxidos, además de los sistemas de nomenclatura mencionados, se utiliza la nomenclatura estequiométrica. Para ello se nombran con la palabra óxido seguida del nombre del elemento anteponiendo a ambos elementos los prefijos mono, di, tri, etc., según la cantidad de átomo de cada elemento presente en la fórmula del compuesto (prefijo - óxido + prefijo - elemento)

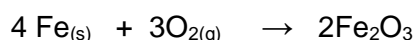
Ejemplos:

Fe ₂ O ₃	trióxido de dihierro
SO ₃	trióxido de azufre
CO ₂	dióxido de carbono (es incorrecto llamarlo dióxido de monocarbono)
CO	monóxido de carbono

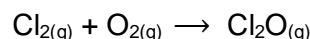
Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de un óxido se plantea a partir de la reacción entre la sustancia simple del metal o no metal, y la sustancia simple oxígeno (O₂).

Por ejemplo:



sustancia simple hierro + sustancia simple oxígeno → óxido férrico



sustancia simple cloro + sustancia simple oxígeno → óxido hipocloroso

HIDRÓXIDOS

La fórmula general será M(OH)_n

- ✓ Se escribe el símbolo del metal o catión (M) seguido del ion hidróxido (OH⁻), cuya carga es -1.
- ✓ Habrá tantos oxhidrilos o hidróxidos como estado de oxidación presente el metal.

Nomenclatura de stock: Hidróxido de (nombre del metal) (estado de oxidación si tiene más de un estado de oxidación).

Ejemplos:

Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio

Nomenclatura Tradicional: Hidróxido metal -OSO (menor estado de oxidación); Hidróxido metal -ICO (mayor N° de oxid.)

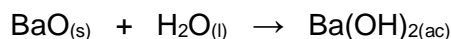
Ejemplos:

Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio

Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de un hidróxido se plantea a partir de la reacción entre un óxido de carácter básico y la sustancia agua.

Por ejemplo:



óxido de bario + agua → hidróxido de bario

OXOÁCIDOS, OXACIDOS Ó ÁCIDOS OXIGENADOS (función ácida)

La fórmula general de un oxoácido es $H_aX_bO_c$,

Se escribe el hidrógeno, seguido del no metal, y luego el oxígeno.

X es el no metal o metaloide. En este caso siempre actúa con estado de oxidación positivo.

Nomenclatura de Stock:

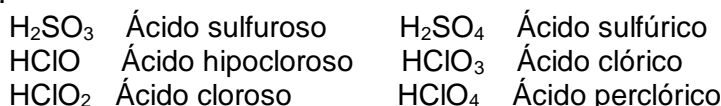
Se nombra el oxoanión utilizando la palabra formada por: "oxo" con el pefijo que indica la cantidad de átomos oxígeno y el nombre del otro elemento terminado en "ato", a continuación se indica el estado de oxidación de dicho elemento entre paréntesis con números romanos y al final "de hidrógeno".

Ejemplo:



Nomenclatura Tradicional: ácido y nombre de no metal con terminación OSO (menor estado de oxidación) e ICO (mayor estado de oxidación)

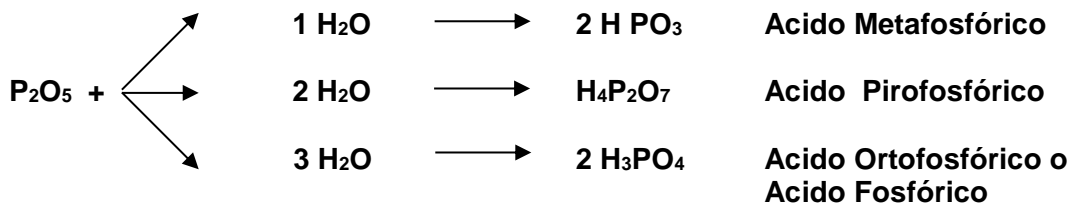
Ejemplos:



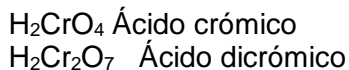
Casos Especiales: Elementos como el fósforo, arsénico, antimonio (con estado de oxidación +3 y +5) y boro (con estado de oxidación +3) forman, tres ácidos distintos. Estos se diferencian en el grado de hidratación.

La nomenclatura tradicional además de usar los sufijos oso e ico, utiliza los prefijos meta, piro y orto.

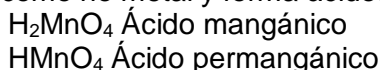
Ejemplo: cuando el fósforo actúa con +5



El **Cromo** tiene los siguientes estados de oxidación: +2, +3, +6. Sólo con el último actúa como no metal y forma ácidos. Ellos son:



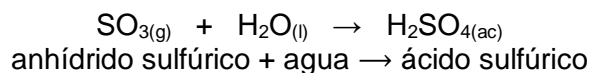
El **Manganeso** presenta los siguientes estados de oxidación: +2, +3, +4, +6 y +7. Con los dos últimos estados de oxidación actúa como no metal y forma ácidos. Ellos son:



Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de un oxoácido se plantea a partir de la reacción entre un óxido de carácter ácido (anhídrido) y la sustancia agua.

Por ejemplo:



EJERCICIOS DE ÓXIDOS, HIDRÓXIDOS Y OXOÁCIDOS (27 de Febrero)

1. Complete el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura de Stock	Función química	Estado de oxidación de cada elemento
				Al: +3 O: -2
		Óxido de cloro (VII)		
	Óxido níqueloso			
SO ₂				
	Óxido de magnesio			
P ₂ O ₃				
		Óxido de oro (I)		
	Anhídrido nítrico			
Mg(OH) ₂				
	Hidróxido de sodio			
				Fe: +3 O: -2; H:+1
HClO				
	Ácido nítrico			
				H: +1; S:+6; O:-2
HNO ₂				
		Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno		

2. Escriba las ecuaciones de obtención balanceadas de los compuestos indicados en el cuadro.

TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO Nº 3:

OBTENCIÓN DE ÓXIDOS, HIDRÓXIDOS Y OXOÁCIDOS

A) Obtención de un óxido básico y de un hidróxido.

Procedimiento:

1. Observa y registra las características del magnesio.

.....
.....

2. Coloca la cinta de magnesio en una cuchara de combustión y somete a la acción del calor.

3. Iniciada la combustión, coloca el magnesio en un frasco de vidrio limpio y seco y tapa.

4. Observa y registra las características del producto de reacción:

.....
.....

5. De acuerdo a las características del magnesio y a las del producto, ¿considera que ocurrió una transformación física o química? Justifica.

.....
.....

6. Interpreta los cambios y escribe la ecuación correspondiente a la transformación.

.....
.....

7. Agrega unos ml de agua al frasco, tapa y agita.

8. Prepara el papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Moja con una varilla la solución formada y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul

9. Observa el cambio de color y anótalo

i. Papel de tornasol rojo:

ii. Papel de tornasol azul:.....

10. Interpreta los cambios producidos al agregar el agua y escribe la ecuación correspondiente dicha transformación:

.....
.....

11. En función de los cambios que ocurrieron al agregar el agua, ¿puedes deducir el carácter ácido-base del óxido formado?

.....
.....

12. ¿Considera que al agregar el agua ocurrió una transformación física o química? Justifica.

.....
.....

B) Obtención de un óxido ácido y de un oxoácido.

Procedimiento:

1. Observa y registra las características del azufre en polvo.
.....
.....
2. Coloca el azufre en polvo en una cuchara de combustión y somete a la acción del calor.
3. Iniciada la combustión, coloca el azufre en un frasco de vidrio limpio y seco y tapa.
4. Observa y registra las características del producto de reacción:
.....
.....
5. De acuerdo a las características del azufre y a las del producto, ¿considera que ocurrió una transformación física o química? Justifica.
.....
.....
6. Interpreta los cambios producidos y escribe la ecuación correspondiente a la transformación:
.....
.....
7. Agrega unos ml de agua al frasco, tapa y agita.
8. Prepara el papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Moja con una varilla la solución formada y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul
9. Observa el cambio de color y anótalo
 - i. Papel de tornasol rojo:
 - ii. Papel de tornasol azul:.....
10. Interpreta los cambios producidos y escribe la ecuación correspondiente:
.....
.....
11. En función de los cambios que ocurrieron al agregar el agua, ¿puedes deducir el carácter ácido-base del óxido formado?
.....
.....
12. ¿Considera que al agregar el agua ocurrió una transformación física o química? Justifica.
.....
.....

Conclusiones

.....
.....
.....
.....

COMPUESTOS COVALENTES DEL HIDRÓGENO CON LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 15, 16 Y 17

La fórmula incluye un no metal del Grupo 15, 16 o 17 e Hidrógeno. Se trata de compuestos gaseosos ($XH_n(g)$)

- ✓ El estado de oxidación del hidrógeno (+1).
- ✓ Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales. Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro actúan con estado de oxidación (-3) mientras que el carbono y el silicio lo hacen con estado de oxidación (-4).
- ✓ Los elementos del grupo 16 y 17 forman con el hidrógeno compuestos generalmente gaseosos, que cuando se disuelven en agua tienen comportamiento ácido.
- ✓ El número de átomos de hidrógeno será igual al estado de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de electroneutralidad.

Nomenclatura Sistemática: Prefijo - uro + de Hidrógeno (cuando están en estado gaseoso)

Ejemplos:

H_2S sulfuro de hidrógeno HCl cloruro de hidrógeno
 HBr bromuro de hidrógeno HI ioduro de hidrógeno

Nomenclatura Tradicional: tienen nombres triviales que no siguen ninguna regla general

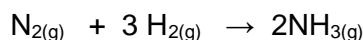
Ejemplos:

	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NH_3	Nitruro de Hidrógeno	Amoníaco
PH_3	Fosfuro de Hidrógeno	Fosfina
AsH_3	Arseniuro de Hidrógeno	Arsina
CH_4	Carburo de Hidrógeno	Metano
SiH_4	Siliciuro de Hidrógeno	Silano

Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de un compuesto binario de hidrógeno covalente se plantea a partir de la reacción entre la sustancia simple del elemento del Grupo 15, 16 o 17 y la sustancia simple hidrógeno.

Por ejemplo:



sustancia simple nitrógeno + sustancia simple hidrógeno \rightarrow amoníaco

HIDRÁCIDOS

Las soluciones acuosas de las sustancias formadas por el hidrógeno y otro elemento de carácter no metálico, perteneciente a los grupos 16 o 17 de la Tabla Periódica, se denominan hidrácidos.

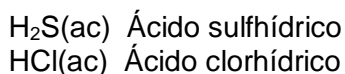
La fórmula general de un Hidrácido es $H_nX_{(ac)}$

- ✓ Se escribe el hidrógeno seguido del no metal, que serán los del grupo 16 o 17, actuando con el estado de oxidación -1 (los elementos del grupo 17), y el S con estado de oxidación -2 (los no metales siempre actúan con el estado de oxidación negativo)
- ✓ El estado de oxidación del hidrógeno es +1.
- ✓ Se forman con los siguientes no metales: flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio, telurio.
- ✓ El número de átomos de hidrógeno (n) será igual al estado de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de electroneutralidad.

Nomenclatura:

Se nombran indicando la palabra ácido seguida del prefijo que identifica al elemento unido al H con la terminación "hídrico"

Ejemplos:

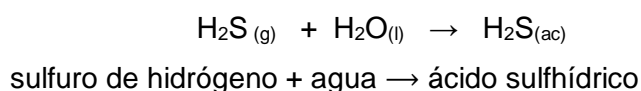


Recordar: cuando se trata de la sustancia pura (no en solución acuosa), se denomina utilizando el prefijo que identifica al elemento unido al H con la terminación "uro" y luego se agrega "de hidrógeno", por ejemplo: H₂S sulfuro de hidrógeno; HCl cloruro de hidrógeno

Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de un hidrácido se plantea a partir de la disolución en agua del compuesto binario covalente de hidrógeno, en estado gaseoso.

Por ejemplo:



EJERCICIOS DE COMPUESTOS BINARIOS DE HIDRÓGENO (4 de Marzo)

1. Complete el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Función química	Estado de oxidación de cada elemento
HCl _(g)			
	Sulfuro de hidrógeno		
			N: -3; H:+1
	fosfina		
HF _(g)			
	Ácido bromhídrico		
HI _(ac)			

2. Escriba las ecuaciones de obtención balanceadas de los compuestos indicados en el cuadro anterior.

SALES

SALES BINARIAS

La fórmula general se puede representar como M_yX_n

- ✓ Resultan de sustituir todos los hidrógenos, presentes en un hidrácido, por cationes metálicos.
- ✓ Los no metales (X) serán aquellos que forman hidrácidos (elementos de los grupos 16 y 17).
- ✓ Los no metales siempre actúan con el estado de oxidación negativo.
- ✓ Los metales siempre actúan con estado de oxidación positivo.

Nomenclatura de Stock: no metal + uro y metal (estado oxidación del metal cuando tiene más de un estado de oxidación).

Ejemplos:

$FeCl_2$ Cloruro de Hierro (II)
 $FeCl_3$ Cloruro de Hierro (III)
 $CaCl_2$ Cloruro de Calcio

Nomenclatura Tradicional: no metal + uro y metal + OSO (menor estado de oxidación) no metal + uro y metal + ICO (mayor estado de oxidación)

Ejemplos:

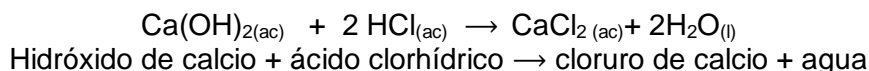
$FeCl_2$ Cloruro Ferroso
 $FeCl_3$ Cloruro Férrico

Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de una sal se plantea a partir de la reacción entre la solución acuosa de un hidróxido y la solución acuosa de un ácido (oxoácido o hidrácido).

Hidrácido + Hidróxido = Sal Binaria (M_yX_n) + agua (y es el estado de oxidación del metal)

Por ejemplo:



OXOXALES O SALES OXIGENADAS

La fórmula general de una oxosal es: $M_a(XO_c)_n$,

- ✓ Resultan de reemplazar todos los hidrógenos de los oxoácidos, por cationes provenientes de un elemento metálico. A veces ocurre que puede provenir de un elemento no metálico, como es el caso del catión amonio (NH_4^+)
- ✓ Se escribe el símbolo del catión más el no metal seguido del oxígeno.
- ✓ El balance de cargas se realiza entre el catión y el anión poliatómico de la sal.

En las sales neutras se nombra primero el anión, seguido de la preposición “de” y a continuación el nombre del catión.

Nomenclatura de Stock:

Los oxoaniones se denominan con la terminación “ato”.

Teniendo en cuenta esto, al denominar una sal entonces quedará de la siguiente forma:

Na_2SO_3 trioxosulfato (IV) de sodio
 $Fe(NO_2)_2$ trioxonitrato (III) de hierro (II)

Nomenclatura Tradicional:

Muñoz, M. A.; González S. A.; Chasvin Orradre M. N.; Ferreyra P. A..

Año 2020

- ✓ No metal + ITO (menor estado de oxidación) + metal + OSO (menor estado de oxid.) ó ICO (mayor estado de oxid.)
- ✓ No metal + ATO (mayor estado de oxid.) + metal + OSO (menor estado de oxid.) ó ICO (mayor estado de oxid.)

Ejemplos:

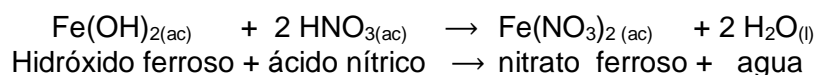
Fe (NO ₂) ₂	Nitrito ferroso	Fe (NO ₂) ₃	Nitrito férrico
Fe (NO ₃) ₂	Nitrato ferroso	Fe(NO ₃) ₃	Nitrato férrico
(ClO) ₂	Hipoclorito de calcio	Cu(ClO ₂) ₂	Clorito cúprico
Ba(ClO ₃) ₂	Clorato de bario	Sn(ClO ₄) ₂	Percloratoestañoso

Ecuación de obtención:

La ecuación de obtención de una sal se plantea a partir de la reacción entre la solución acuosa de un hidróxido y la solución acuosa de un ácido (oxoácido o hidrácido).



Por ejemplo:



EJERCICIOS DE SALES (5 de Marzo)

1. Complete el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Función química	Estado de oxidación de cada elemento
KCl				
	Sulfuro de magnesio			
		Bromuro de hierro (III)		
				F:-1; Ca:+2
CaCO ₃				
	Sulfato de magnesio			
		Trioxonitrato (V) de Aluminio		
				S:+4; O: -2; K+1
	Perclorato de níquelico			
				P:+5; O: -2; Na:+1
		Monoxiodato (I) de cadmio (II)		

2. Escriba las ecuaciones de obtención balanceadas de los compuestos indicados en el cuadro anterior.

TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO Nº 4:

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN. OBTENCIÓN DE SALES

A) Neutralización y obtención de una sal sólida

Procedimiento:

1. Observa y registra las características de la solución acuosa de hidróxido de bario.

.....
.....

2. Prepara papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Humedece con una varilla la solución de hidróxido de bario y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul. Observa el cambio de color y anótalo:

i. Papel de tornasol rojo:

ii. Papel de tornasol azul:.....

3. Observa y registra las características del ácido sulfúrico

.....
.....

4. Prepara papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Moja con una varilla la solución de ácido sulfúrico y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul. Observa el cambio de color y anótalo:

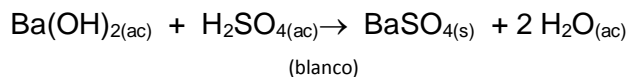
i. Papel de tornasol rojo:

ii. Papel de tornasol azul:.....

5. En un tubo de ensayo coloca 2 mL de solución de hidróxido de bario (0,1M) y vierta despacio 2 mL solución de ácido sulfúrico 0,1M. Observe y registre los cambios que ocurren.

.....
.....

Considere que la reacción que ocurrió en el paso anterior es la siguiente:



A) Neutralización y obtención de una solución de una sal

6. Observa y registra las características de la solución acuosa de hidróxido de sodio.

.....
.....

7. Prepara papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Moja con una varilla la solución de hidróxido de sodio y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul. Observa el cambio de color y anótalo:

i. Papel de tornasol rojo:

ii. Papel de tornasol azul:.....

8. Observa y registra las características del ácido clorhídrico.

.....
.....

9. Prepara papel de tornasol rojo y azul sobre la placa de toque. Moja con una varilla la solución de ácido clorhídrico y toca con la punta el papel de tornasol rojo y el azul. Observa el cambio de color y anótalo:

i. Papel de tornasol rojo:

ii. Papel de tornasol azul:.....

10. En un tubo de ensayo coloca 2 mL de solución de hidróxido de sodio (0,1M) y vierta despacio 2 mL solución de ácido clorhídrico 0,1M. Observe y registre los cambios que ocurren.

.....
.....

Considere que la reacción que ocurrió en el paso anterior es la siguiente:



Conclusiones

¿Qué tienen en común las reacciones llevadas a cabo?.

.....
.....
.....
.....

¿Considera que las neutralizaciones son transformaciones físicas o químicas? Justifica.

.....
.....
.....
.....