





Instituto Politécnico Nacional
Secretaría Académica
Dirección de Educación Media Superior
Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13
"Ricardo Flores Magón"



GUÍA

De estudio para
Presentar ETS de la
UNIDAD DE APRENDIZAJE
QUÍMICA 1
Semestre 2023-2
Turno matutino y vespertino

Fecha de Elaboración: **1° /abril/2023**

	<p style="text-align: center;"> Instituto Politécnico Nacional Secretaría Académica Dirección de Educación Media Superior Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13 “Ricardo Flores Magón” </p>	
---	---	---

FORMATO DE LA GUÍA DE ESTUDIO

Área: BÁSICA	Nombre de la Unidad de Aprendizaje: QUÍMICA 1	Nivel/semestre: TERCERO
-----------------------------------	--	--

Instrucciones generales de la guía:

Esta guía es un recurso para que el alumno se prepare, repase y ejercite los temas relacionados con la unidad de aprendizaje, no tienen valor ni es requisito para la presentación. Se recomienda que sea resuelta con cuidado y el tiempo necesario. De ser necesario, solicita la asesoría necesaria, pero considera que ya debiste haber estudiado el tema y así resolver dudas específicas.

Presentación:

La unidad de aprendizaje QUÍMICA I, pertenece al área de formación Científica, Humanística y Tecnológica Básica del Bachillerato Tecnológico del Nivel Medio Superior del Instituto Politécnico Nacional. Se ubica en el tercer nivel y semestre del plan de estudios, se imparte de manera obligatoria en las tres ramas del conocimiento: Ingeniería y Ciencias Físico-Matemáticas, Ciencias Sociales y Administrativas y Ciencias Médico Biológicas.

Su propósito principal es preparar al estudiante para que desarrolle competencias basadas en los cuatro pilares de la educación: Aprender a conocer, Aprender a hacer, Aprender a ser y Aprender a convivir. Logrando así un aprendizaje significativo, autónomo, estratégico y ético. El cumplimiento de la competencia general permitirá que el estudiante argumente las bases teórico - prácticas del campo de la química fundamental y relacione dicho conocimiento con sucesos de su vida cotidiana, donde pueda identificar problemas a los que propondrá diversas alternativas de solución; con miras al desarrollo sustentable. Así le distinguirá su “saber hacer reflexivo”, adecuado a diversos contextos, además de una actitud analítica y crítica. “Aprender a pensar” como un “químico” es valioso para cualquier persona en cualquier campo y en la vida cotidiana.



Objetivos

Revisar algunos de los contenidos tratados en las seis unidades del programa de Química 1.
Practicar los ejercicios para la preparación del Examen a Título de Suficiencia (ETS)

Justificación

El estudio de esta unidad de aprendizaje es necesario para la comprensión de procesos relacionados en diversos ámbitos como: la industria petroquímica, alimentaria, farmacéutica, metalúrgica, ambiental, agroquímica, y con diversidad de disciplinas como; la astronomía, la biología, la geología, la medicina, y la educación entre otros, lo que facilitará la formación integral de cualquier persona, ya que todos utilizamos la química en nuestra vida diaria para tratar de explicar ciertos fenómenos. Por lo anterior las competencias disciplinares (general y particulares) de la unidad de aprendizaje de Química I, orientan sus objetos disciplinares a: materia, estructura atómica, tabla periódica, enlaces químicos, nomenclatura química inorgánica, reacciones químicas inorgánicas, que conllevan a una visión práctica de la realidad y a un uso racional de la masa y energía en su entorno.

Estructura y contenidos

Seis unidades de aprendizaje

- Materia
- Estructura Atómica
- Tabla Periódica
- Enlace Químico
- Nomenclatura Química Inorgánica
- Reacciones Químicas Inorgánicas



Evaluación

Esta guía de estudios no tiene valor en la evaluación. El examen ETS representa el 100% de tu calificación.

Materiales para la elaboración de la guía

- Cuaderno de trabajo
- Apuntes de clase
- Libros de Química preuniversitaria

Actividades de estudio

1. Tómese el tiempo para pensar antes de responder cada pregunta. Lo mejor es que ordene todo en tu cabeza antes de empezar a escribir. ...
2. Usá tu capacidad de síntesis. ...
3. No "resuelvas" sin un mínimo conocimiento previo. ...
4. Revisa los ejercicios buscando posibles errores
5. Repasa en voz alta.

Información Adicional

- www.lenntech.com.español/tablapperiodica.html
- www.fisconvestav.mx
- Web.educastur.printcast.



Instituto Politécnico Nacional
Secretaría Académica
Dirección de Educación Media Superior
Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13
"Ricardo Flores Magón"



Bibliografía Básica

- QUIMICA. CONCEPTOS Y APLICACIONES, Phillips. Et.al., Mc. Graw Hill, 2005
- QUÍMICA, Seese / Daub, Prentice Hall, 2004
- FUNDAMENTOS DE QUIMICA, Ralph A. Burns, Pearson – Prentice Hall, 2005
- QUÍMICA, Mortimer, Grupo Editorial, Americana, 2003



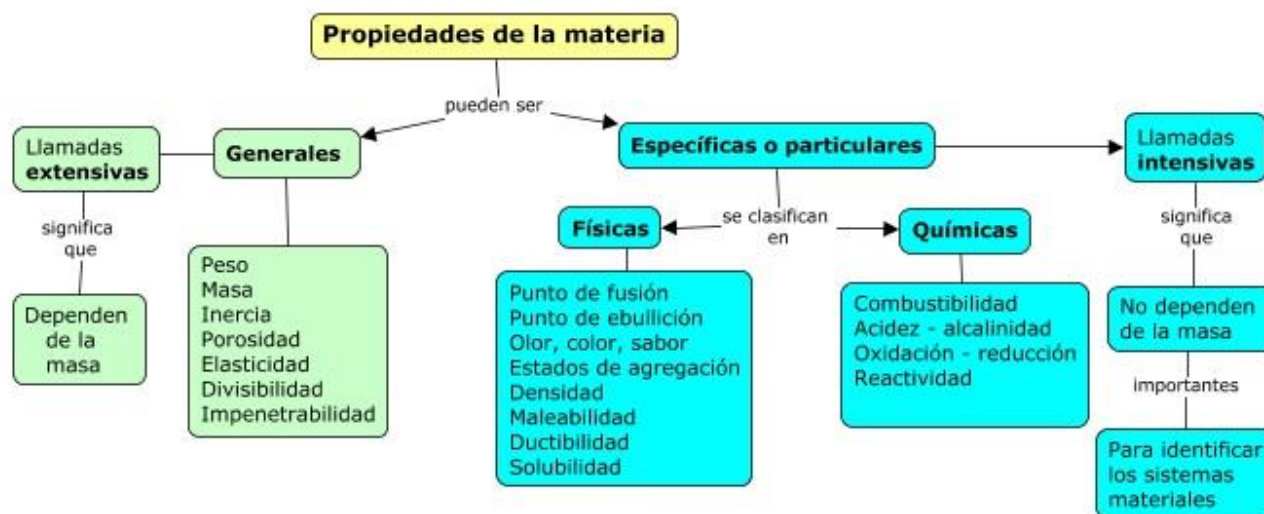
Unidad 1 Materia

Química es la ciencia que estudia las propiedades de la materia, su estructura, las transformaciones que experimenta y los fenómenos energéticos que pueden producirse en esos cambios.



Denominamos materia a todo aquello que podemos percibir con nuestros sentidos, es decir, todo lo que podemos ver, oler, tocar, saborear. Casi siempre que miramos a nuestro alrededor, podemos distinguir las distintas clases de materia que forman los cuerpos que nos rodean.

Propiedades de la materia ¿Cómo podemos distinguir una sustancia de otra?, debe haber algo que permita diferenciarlas. Ese algo que permite identificar y distinguir las cosas recibe el nombre de **propiedad**. Propiedad es una característica o atributo de un objeto o una sustancia que permite clasificarla.



Actividad 1.1. Desarrolla un glosario referente a las propiedades de la materia y cita un ejemplo de cada una de ellas. Consulta la dirección electrónica como apoyo.

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

Fenómenos físicos y químicos. La química no solo se encarga de estudiar las propiedades y composición de los materiales, también estudia los cambios que estos experimentan. A diario encontramos fenómenos en los que las sustancias cambian, pero no todos los cambios son del mismo tipo.

Todos estos cambios que acontecen en el entorno, como el crecimiento de una planta, la lluvia, la putrefacción de los alimentos y muchos más, reciben el nombre de fenómenos.

Actividad 1.2. Responde ¿Qué es un cambio físico?, ¿Qué es un cambio químico? Y clasifica en las columnas los que correspondan a fenómenos físicos y a fenómenos químicos para ello utiliza el texto.

Alargamiento de un resorte, combustión de la madera, conducción del calor, congelamiento del agua, conversión del vino en vinagre, corrosión de los metales, cortar leña, crecimiento de una planta, digestión de los alimentos, dilatación de una bola de acero al calentarla, disolución de azúcar en agua, disolver tinta en agua, doblar un clavo de acero, el aceite flotando en agua, empañamiento de la plata, encender el motor del auto, encender un cerillo, evaporación del agua de mar, fermentación de la glucosa, formación de las nubes, formación de petróleo a través de millones de años, formación del arco iris, fundición del hierro, hervir leche, hornear un pastel, la acidulación de los alimentos, la cristalización del yodo, fotosíntesis, dispersión de la luz, oscurecimiento de la plata en presencia de O_2 , oxidación del hierro, pintar la casa, reflejar la luz con un espejo, respiración, rotación de la tierra, ruptura de un vaso de vidrio, separación de la sal del agua de mar, sublimación de la naftalina, una vela encendida.

Fenómenos químicos	Fenómenos físicos

Clasificación de la materia y métodos de separación de mezclas. La materia puede clasificarse en dos categorías principales:

- **Sustancias puras**, cada una de las cuales tiene una composición fija y un único conjunto de propiedades.
- **Mezclas**, compuestas de dos o más sustancias puras.

Las sustancias puras pueden ser **elementos** o **compuestos**, mientras que las mezclas pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**

Actividad 1.3. Elabora un mapa conceptual, debe integrar los conceptos de elemento, compuesto, mezcla y como se clasifican, así mismo explica cada uno de los métodos de separación de mezclas.

Leyes de la conservación. Tal vez te has preguntado si ¿existe pérdida de masa y/o energía? De acuerdo con estudios realizados por Antoine Laurent Lavoisier, Julius Von Mayer y Albert Einstein, llegaron a la conclusión de que, durante cualquier tipo de cambio, físico o químico, las masas de las sustancias participantes permanecen constantes, así como la energía involucrada en dichos cambios.

Ley de conservación de la masa. Antoine Lavoisier, "La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

Ley de conservación de la energía. Julius Von Mayer, "la energía al pasar de una forma a otra, no desaparece ni se crea, se conserva". Es decir "la suma de energía cinética, potencial y térmica en un sistema aislado permanece constante."

Ley de conservación de la materia. Albert Einstein, demostró que la ley, según su teoría el universo es un sistema dinámico en constante cambio y movimiento. La materia y la energía son manifestaciones de la misma entidad física. En determinadas condiciones, la masa puede transformarse en energía y viceversa, de acuerdo a la siguiente equivalencia:

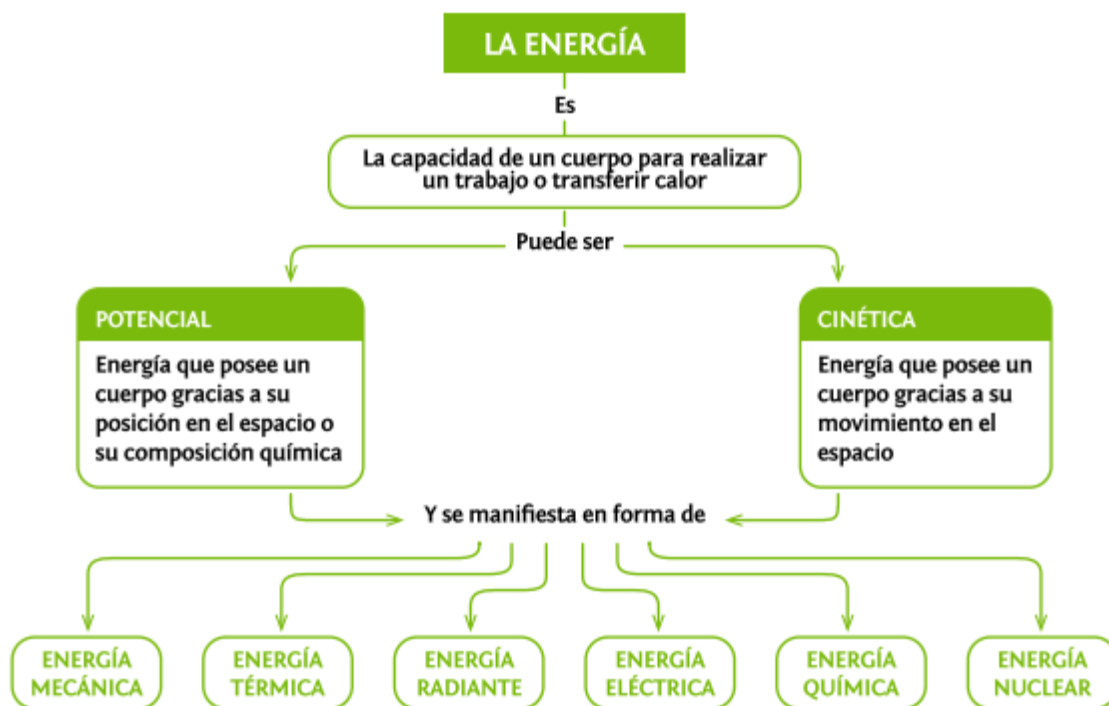
$$E = m \cdot c^2$$

Donde:

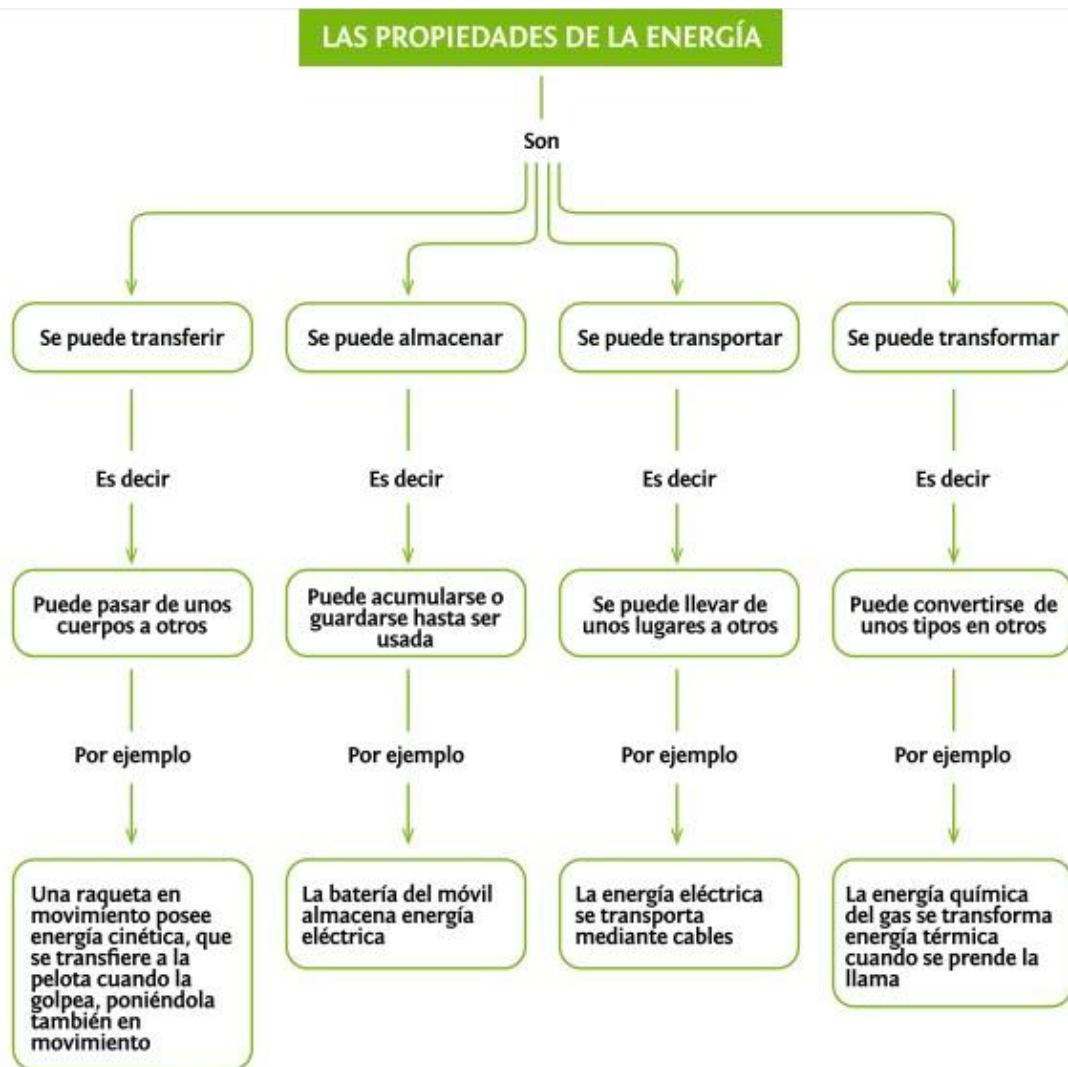
E = cantidad de energía

m = masa

c = velocidad de la luz en el vacío (300.000 Km/seg)



Propiedades de la energía. La energía aunque no es un objeto material (no puede verse, tocarse u olerse), también tiene propiedades, esas propiedades permiten caracterizarla y tienen relación con las aplicaciones o el uso que se hace de la energía.



Actividad 1.4. Elabora una infografía que explique la diferencia entre energía renovable y energía no renovable y que fuentes la generan.

http://newton.cnice.mec.es/materiales_didacticos/energia/actividades.htm



Estados de agregación y cambios de estado de la materia. Sabemos que la materia se presenta con distintas formas. En ciencia, a estas formas se las denominan estados físicos o estados de agregación y nos dan una idea de cómo están unidos o agregados sus componentes fundamentales, sean moléculas, átomos, etc.

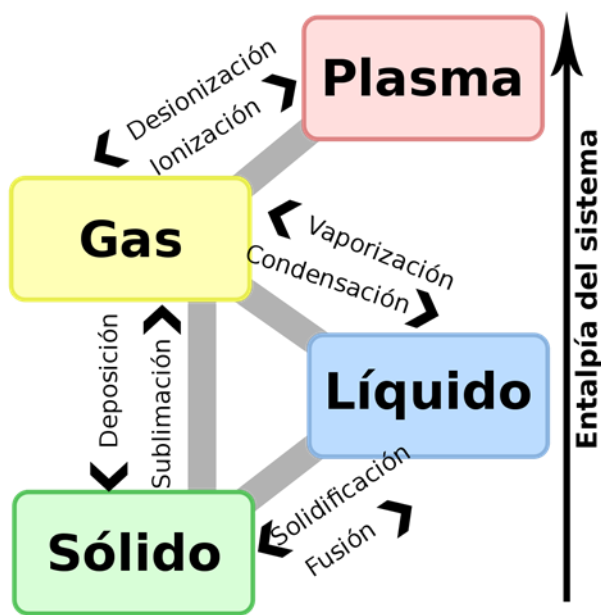
En la actualidad el hombre admite la existencia de, hasta ahora, seis estados para la materia.

- Sólido
- Líquido
- Gas
- Plasma
- Condensado de Bose-Einstein
- Condensado fermiónico (de Fermi).

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

Actividad 1.5. Diseña un cuadro que especifique claramente las características de cada estado de agregación.

El estado físico de la materia depende del grado de movimiento de sus partículas, por lo tanto depende de factores externos, como la temperatura y presión.



Actividad 1.5. Diseña una tabla sobre los cambios de estado que sufre la materia al modificar la temperatura.

Actividad 1.6. Escribe en el paréntesis la letra que corresponda a la palabra correcta.

1. () Acidez, reactividad química, son ejemplos de:
 - a) Propiedad general
 - b) Propiedad específica física
 - c) propiedad específica química
 - d) Propiedad fundamental



2. () Es todo aquello que constituye los cuerpos; es la base del Universo y presenta dos propiedades fundamentales: ocupa espacio y posee masa.
 - a) Energía
 - b) Materia
 - c) Masa
 - d) Volumen

3. () Tipo de energía que tiene una cuerda en tensión.
 - a) Cinética
 - b) Elástica
 - c) Potencial
 - d) Eólica

3. () Nombre con el que se conoce el cambio que sufre la materia sólida cuando aumenta la temperatura.
 - a) Solidificación
 - b) Fusión
 - c) sublimación
 - d) Evaporación



4. () Método de separación de mezclas que permite purificar dos o más líquidos miscibles considerando sus puntos de ebullición.
- a) Filtración
 - b) Evaporación
 - c) Decantación
 - d) Destilación
5. () Se lleva a cabo un cambio físico cuando se produce la:
- a) Oxidación del hierro
 - b) Sulfonación del hierro
 - c) Fusión del hierro
 - d) Cloración del hierro
6. () Son ejemplos de compuestos químicos.
- a) Cloruro de sodio, óxido ferroso, dióxido de carbono
 - b) Vidrio, mayonesa, crema
 - c) agua salada, refresco, paleta
 - d) hierro, bronce, acero
7. () Sustancia pura compuesta por un solo tipo de átomos.
- a) Mezcla
 - b) Molécula
 - c) Compuesto
 - d) Elemento
8. () Viscosidad, punto de ebullición, densidad, maleabilidad, son ejemplos de:
- a) Propiedades específicas físicas
 - b) Propiedades específicas químicas
 - c) Propiedades generales
 - d) Propiedades fundamentales

	<p style="text-align: center;"> Instituto Politécnico Nacional Secretaría Académica Dirección de Educación Media Superior Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13 “Ricardo Flores Magón” </p>	
---	---	---

9. () Principio de actividad interna que tiene la materia.
- a) Volumen
 - b) Masa
 - c) Materia
 - d) Energía
10. () Tipo de energía que se observa en el cauce de un río.
- a) Cinética
 - b) Potencial
 - c) Eólica
 - d) hidráulica
11. () Partícula más pequeña de un elemento que presenta propiedades específicas.
- a) Compuesto
 - b) Molécula
 - c) Átomo
 - d) Mezcla
12. () Es el cambio que sufre una sustancia líquida cuando se aumenta la temperatura.
- a) Solidificación
 - b) Fusión
 - c) Sublimación
 - d) Evaporación
13. () Método de separación de mezclas que permite separar un sólido finamente suspendido en un líquido a través de una membrana porosa.
- a) Destilación
 - b) Evaporación
 - c) Filtración
 - d) Decantación

14. () Método que permite separar dos líquidos no miscibles debido a su diferencia de densidad.
- a) Destilación
 b) Evaporación
 c) Filtración
 d) Decantación
15. () A la mínima cantidad de sustancia formada por dos o más elementos iguales o diferentes unidos en forma constante y definida se le llama:
- a) Compuestos
 b) Molécula
 c) Átomo
 d) Mezcla

Actividad 1.7. Indica a la derecha de cada enunciado si se refiere a una propiedad física o química.

- | | |
|--|-------|
| 1. El hidrógeno es combustible. | _____ |
| 2. Punto de fusión del hielo. | _____ |
| 3. Dureza de los minerales. | _____ |
| 4. Capacidad de reacción con el oxígeno. | _____ |
| 5. El sodio reacciona con el agua. | _____ |
| 6. Punto de ebullición del etanol. | _____ |
| 7. Volatilidad de la gasolina. | _____ |

Actividad 1.8. Escribe en los espacios la o las palabras que complementen el párrafo.

a) La _____ es todo aquello que forma el _____ y ocupa un _____ y tiene _____. Las propiedades comunes a todos los cuerpos se llaman _____ o _____. Mientras las que identifican a las sustancia son _____ o _____, como el punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc.



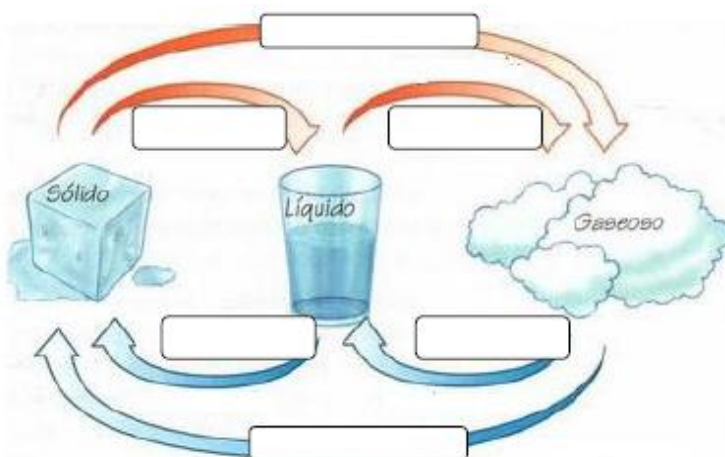
b) Calcula la densidad de un dado de madera cuya masa es de 81 g y su volumen de 27 cm³. Si la densidad del agua es de 1g/cm³ y sumergimos el dado en el agua. ¿Flotará o se hundirá?
_____ ¿Por qué? _____

c) Teniendo en cuenta que la densidad del mercurio es mayor que la del aceite y que la del aceite es mayor que la del alcohol, si tenemos una botella de 1 L de cada sustancia, indica cuál de ellas tiene más masa.

d) En el siguiente texto aparecen con palabras resaltadas algunos ejemplos de cambios físicos y cambios químicos. Identifica con las letras **CF** a los cambios físicos y con **CQ** a los cambios químicos. Deberás escribir las letras dentro de los paréntesis que aparecen a continuación.

En el laboratorio de ciencias, se coloca en un vaso de precipitados **50 mL de agua y se calientan a 70°C**, () manteniéndola a temperatura constante; posteriormente se toma una **tableta de Alka Seltzer y se pulveriza** () con ayuda de un mortero, éste polvo se coloca en otro vaso de precipitados. Por último, al vaso con agua a 70°C se le agrega el polvo de Alka Seltzer observándose **efervescencia** () por la generación de CO₂. Si se repitiera este experimento pero ahora sin pulverizar la tableta ¿la presencia de efervescencia sería más rápida o más lenta?
_____ ¿por _____ qué?

e) Anota en los recuadros el cambio de estado que se realiza e ilustra cada uno de ellos

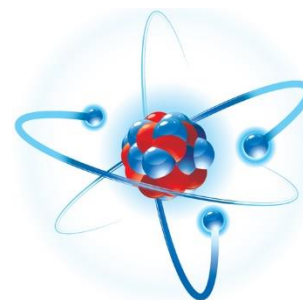




Unidad 2 Estructura Atómica

La química se ocupa, entre otras cosas, de intentar desentrañar el interior de la materia. La historia empezó hace muchos, muchos años, cuando los griegos debatían sobre si la materia era continua o podía dividirse en trozos cada vez más pequeños.

Desde el error de Aristóteles, que consideraba (frente a Demócrito y Leucipo) que la materia era continua, pasaron muchos siglos (y experimentos), hasta que a comienzos del **XIX Dalton** postuló su famosa teoría, que hablaba de unas partículas inalterables e indivisibles, los átomos, como constituyentes de la materia.



Los avances en electroquímica, el descubrimiento de los rayos X y de la radiactividad, y experimentos sobre la conductividad eléctrica de los gases de mediados del siglo XIX (realizado por Thomson y colaboradores) sirvieron para ir un paso más allá, y conocer qué había dentro los átomos. Las evidencias llevaban a pensar en que los átomos estaban formados por partículas más pequeñas.

Se determinó que los rayos catódicos estaban constituidos por partículas negativas, de naturaleza independiente, provistas de energía cinética, por tanto con masa. Stoney, (en 1891), llamó a esas partículas **electrones**, y poco después (hacia 1897) el mismo Thomson determinaría su relación carga/masa.

La carga del electrón ($-1,6 \cdot 10^{-19}$ C) fue determinada por el físico americano Robert Millikan en 1911, con el siempre admirado experimento de la gota de aceite en suspensión.

Como el átomo era neutro, Thomson propuso en 1904 un modelo de electrones incrustados en una masa esférica con carga positiva, cual si fuera un pudín de ciruelas o de pasas.

Rutherford repitió en 1914 la experiencia con gas hidrógeno, por ser el átomo más sencillo, comprobando que su carga positiva era similar a la del electrón y su masa unas 1836 veces mayor ($1,67 \cdot 10^{-27}$ kg). Llamó **protones** a estas partículas. Él mismo y Chadwick los detectaron por primera vez en 1919 al bombardear ciertos átomos con partículas α .

Ernest Rutherford bombardeó una delgadísima lámina de oro con rayos alfa y se llevó una gran sorpresa (¡el átomo escaba casi hueco!), lo que le llevaría a postular un nuevo modelo atómico, con un núcleo cargado positivamente y los electrones girando alrededor.

Rutherford postuló la existencia de otra partícula subatómica sin carga, con masa similar a la del protón, y que debería estar situada en el núcleo. Quedaba por descubrir el neutrón, y eso hizo Chadwick, en 1932, experimentando con reacciones nucleares, bombardeando láminas de berilio



con partículas alfa, experimento que originaba radiaciones neutras formadas por partículas a las que llamó **neutrones** (sin carga). Desde los griegos hasta aquí, mucho se había avanzado respecto a la teoría atómica.

Niels Bohr combinó la nueva teoría cuántica y los estudios sobre espectros (el de hidrógeno en particular) para sugerir otro modelo atómico, con el electrón moviéndose en órbitas circulares en torno al núcleo, con zonas permitidas (niveles definidos por el número cuántico principal **n**), y absorción o emisión de energía mediante cuantos completos. Las órbitas y los radios estaban cuantizados.

El modelo de Bohr no explicaba todas las líneas del espectro, ni el efecto Zeeman, el desdoblamiento de las líneas cuando la muestra se sometía a un campo magnético muy intenso. Sommerfeld modificó dicho modelo sugiriendo la posibilidad de que el electrón describiese órbitas elípticas y circulares en un mismo nivel energético, lo que hacía necesario introducir un segundo número cuántico, el orbital o secundario, designado por la letra **l** . Para explicar el efecto Zeeman hubo de introducirse el número cuántico magnético, **m_l** , relacionado con la orientación de la órbita del electrón en el espacio. Más adelante se definió el número cuántico de espín, **m_s** , para referirse a una propiedad intrínseca del electrón relacionada con la simetría, que clásicamente se asocia la rotación del electrón sobre sí mismo.

Louis de Broglie propuso, en 1924, que la materia podía comportarse como onda o como partícula, la famosa dualidad onda-corpúsculo, basándose en las ideas de Einstein sobre la naturaleza de la luz. Así se tiene el modelo mecánico-ondulatorio.

Heisenberg, establece el **Principio de incertidumbre**: no es posible conocer simultáneamente el momento lineal y la posición de una partícula en movimiento. Lo que quiere decir que si sabes dónde está, no sabes a qué velocidad va, y viceversa... Así que ya no podemos hablar de órbitas determinadas para el electrón, sino de orbitales atómicos, regiones donde la probabilidad de encontrarlo es grande.

En el modelo de Bohr se introducía un único número cuántico **n** , el principal; con la corrección de **Sommerfeld**, se necesitaba dos (**n** y **l**). Ampliando las ideas de **de Broglie**, **Erwin Schrödinger** propuso una ecuación con la que se podía calcular la amplitud de onda del electrón en varios puntos del espacio. Las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger; la mecánica cuántica se entiende mejor en el mundo microscópico, antes que en el macroscópico hacen depender al átomo cuántico de cuatro parámetros, de los cuales hemos hablado anteriormente. Son los **números cuánticos n (principal), l (secundario, azimutal o de momento angular, m_l (magnético) y m_s (de espín))**. El cuadrado de la función de onda da la probabilidad de encontrar al electrón en un orbital. Cada orbital atómico está determinado por los tres primeros números

cuánticos (n, l, m_l), mientras que el electrón requiere, además, del cuarto (m_s). Un nivel n contiene n subniveles, con $2l+1$ orbitales, y en cada nivel caben un total de $2n^2$ electrones.

Actividad 2.1. Realiza una línea del tiempo referente a la evolución de átomo, que muestre sus principales aportes y postulados.

<http://blog.educastur.es/eureka/2%BA-bac-quim/estructura-de-la-materia/>

Partículas fundamentales del átomo

Cuando se habla de la estructura de la materia, hay mucha gente que todavía cree que los átomos son las partículas fundamentales, los sillares de la materia. Primero se supuso que los átomos eran indivisibles (de ahí su nombre) y por lo tanto, eran las partículas más simples, las fundamentales.

El descubrimiento del electrón hizo tambalear la idea de su indivisibilidad. Bombardeando láminas de oro con partículas alfa, se puso de manifiesto la existencia del núcleo, en donde está concentrada prácticamente toda la masa del átomo y en la que hay dos clases de partículas: protones (con carga positiva) y neutrones (sin carga). Los electrones (con carga negativa) están alejados del núcleo ¿Son estas tres (protones, neutrones y electrones) las partículas fundamentales? Hoy se sabe que protones y neutrones están formados por partículas más pequeñas llamadas quarks (hay seis distintos). Los electrones forman parte de una familia de partículas llamadas leptones (también hay seis, entre ellas tres neutrinos). Junto a las fuerzas de interacción, es lo que se denomina modelo estándar de la constitución de la materia. Por lo tanto, en este momento, las partículas fundamentales de la materia son leptones y quarks.

Considerando únicamente el **protón** y el **neutrón** en el **núcleo** y el **electrón** que se mueve en torno a él. Cada átomo de los 118 que se conocen tiene un número determinado de protones electrones y neutrones. Para calcular la cantidad de cada una de estas partículas se requiere de dos conceptos, el de **número atómico** y **número de masa**.

El número atómico es la cantidad de protones que tiene un átomo y se representa con la letra **Z**, como un átomo es neutro también indica la cantidad de electrones que se encuentran en el átomo.

El **número de masa** es la suma de la cantidad de protones y neutrones en el núcleo de un átomo. Se simboliza con la letra **A**.

Un átomo se representa ${}_Z^AX$ donde X es el elemento

Para calcular se emplean las expresiones $A = p^+ + n$ o $A = Z + n$ por lo tanto $n = A - Z$

Actividad 2.2. Complementa la tabla referente a las partículas presentes según el elemento de que se trate.

Elemento	Número atómico (Z)	Número de masa (A)	Protones (p ⁺)	Neutrones (n)	Electrones (e ⁻)
S		32	16		
	11			12	
	47	108			
Cu	29				
		39	19		

¿Qué son los isótopos?

Una especie atómica viene definida por dos números enteros: el número de protones que hay en el núcleo, llamado número atómico, Z y el número total de protones más neutrones denominado número másico, A. Por lo que se les llama isótopos a los átomos con igual número de protones, pero diferente número de masa.

Números cuánticos

En resumen, el átomo mecano-cuántico se basa en tres principios: a) el átomo y la molécula sólo existen en determinados estados energéticos; b) el cambio de energía del átomo o molécula sucede por emisión o absorción de un fotón; c) los estados energéticos permitidos se distinguen entre sí mediante los cuatro números cuánticos. Se pasa de la idea de órbita definida a la de orbital, superficie cerrada que representa una región del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 90%.

Significado físico de los números cuánticos:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$ (Número cuántico principal; nivel de energía).

$l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$ (Número cuántico de orbital o de momento angular, subnivel de energía, forma del orbital). ($l = 0$, orbital s; $l = 1$, orbital p; $l = 2$, orbital d; $l = 3$, orbital f).

$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ (número cuántico magnético, orientación del orbital).

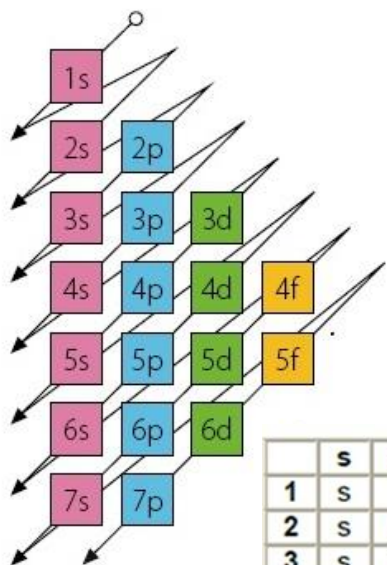
$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ (Número cuántico de spin, rotación del electrón respecto a su eje).



n	Número cuántico principal. Indica nivel de energía donde se localiza un electrón, posee valores de 1, 2, 3,...
l	Número Cuántico Azimutal. Relacionado con el subnivel, determina la forma del orbital con valores desde 0 hasta $(n-1)$. $n = 1 \quad l = 0$ (subnivel "s") $n = 2 \quad l = 0, 1$ (subnivel "s" y "p") $n = 3 \quad l = 0, 1, 2$ (subnivel "s", "p", "d") $n = 4 \quad l = 0, 1, 2, 3$ (subnivel "s", "p", "d", "f")
m	Número Cuántico Magnético. Define la orientación del orbital sus valores de -1 hasta +1 pasando por 0.
m_s	Número Cuántico de Spin. Define el giro del electrón en un orbital, sus valores son $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

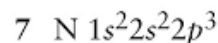
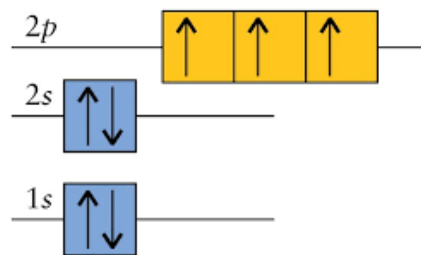
Subnivel	l	m
s	= 0 =	0
p	= 1 =	-1 0 1
d	= 2 =	-2 -1 0 1 2
f	= 3 =	-3 -2 -1 0 1 2 3

Configuración electrónica



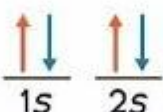
	s	p	d	f
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f
5	s	p	d	f
6	s	p	d	
7	s	p		

s: 2 electrones
 p: 6 electrones
 d: 10 electrones
 f: 14 electrones



Ya conocemos la relación entre los orbitales atómicos y números cuánticos. Ahora hay que ubicar a los electrones en ellos, hacer su configuración electrónica siguiendo la regla de **llenado de Moeller**, que ayuda a recordar el orden de energía de los orbitales:

En el llenado de orbitales se debe de cumplir el **Principio de máxima multiplicidad de Hund**, es decir, en un mismo subnivel los átomos no se aparean hasta que no haya un electrón por orbital. Primero se colocan uno en cada subnivel, con sus espines paralelos, y luego se van completando las "parejas"



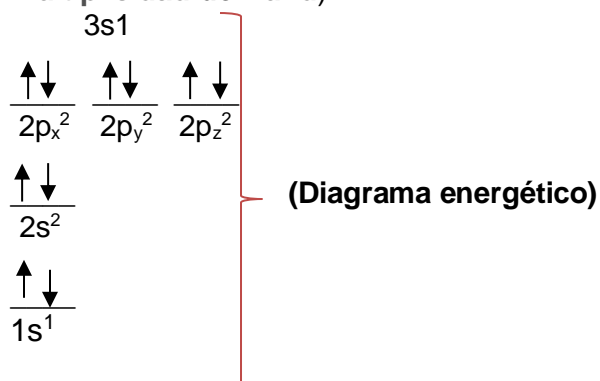
La última regla fundamental para la realización de configuraciones electrónicas es el **Principio de exclusión de Pauli**: no puede haber más de dos electrones en un mismo orbital, o, lo que es lo mismo, no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Hagamos un ejemplo:

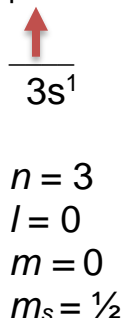
Escribe la configuración electrónica del siguiente elemento químico: sodio (Na)

$_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (configuración electrónica)



 **e⁻ diferencial** (último electrón conforme al **Principio de máxima multiplicidad de Hund**)



Calcular los números cuánticos para el electrón diferencial.



$n = 3$ debido a que el electrón diferencial se localiza en el nivel 3
 $l = 0$ debido a que el electrón diferencial se localiza en el subnivel "s"
 $m = 0$ si $l = 0$ $m = 0$
 $m_s = \frac{1}{2}$ el electrón representado con una flecha está hacia arriba

	<p style="text-align: center;"> Instituto Politécnico Nacional Secretaría Académica Dirección de Educación Media Superior Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13 “Ricardo Flores Magón” </p>	
---	---	---

Actividad 2.3. Elabora un ensayo sobre la importancia de los isótopos, sus beneficios y riesgos.

Actividad 2.4. Contesta las preguntas, anotando en el paréntesis la letra que corresponda a la respuesta correcta.

1. () El modelo que se refiere a que “el átomo no es indivisible ya que al aplicar un fuerte voltaje los átomos de un elemento en estado gaseoso, éstos emiten partículas con carga negativa” corresponde a:
 - a) Bohr
 - b) Thomson
 - c) Dalton
 - d) Rutherford

2. () Al reaccionar dos elementos químicos para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción de masa. Modelo propuesto por:
 - a) Bohr
 - b) Thomson
 - c) Dalton
 - d) Rutherford

3. () Los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos que reflejan su estructura electrónica, enunciado propuesto por:
 - a) Bohr
 - b) Thomson
 - c) Dalton
 - d) Rutherford

4. () Al bombardear los átomos de una lámina delgada con partículas cargadas positivamente, algunas rebotan en un pequeño núcleo situado en el centro del átomo, esto es según la teoría de:
 - a) Bohr
 - b) Thomson
 - c) Dalton
 - d) Rutherford



5. () Científico que postuló un modelo atómico similar a un "budin con pasas".
- a) Dalton
 - b) Demócrito
 - c) Thomson
 - d) Sommerfeld
6. () Un elemento con número atómico 79 y número de masa 197 tiene:
- a) 79 protones, 118 neutrones y 79 electrones
 - b) 79 protones, 118 neutrones y 197 electrones
 - c) 78 protones, 119 neutrones y 79 electrones
 - d) 118 protones, 118 neutrones y 79 electrones
7. () El bromo es el único no metal líquido a temperatura ambiente. Considerando el isótopo de bromo 81, $^{81}\text{Br}_{35}$, selecciona la combinación que corresponde al número atómico, número de neutrones y número de masa respectivamente.
- a) 35, 46, 81
 - b) 35, 81, 46
 - c) 81, 46, 35
 - d) 46, 81, 35
8. () Número cuántico que indica el tipo de subnivel en un átomo
- a) " n "
 - b) " l "
 - c) " m "
 - d) " m_s "
9. () Número de orbitales presentes en el subnivel "d"
- a) 1
 - b) 5
 - c) 3
 - d) 7



10. () Nombre que recibe el electrón que define las características de un átomo.
- a) Electrón diferencial
 - b) Electrón inicial
 - c) Electrón periférico
 - d) Electrón de giro
11. () Átomos de un mismo elemento que tienen diferentes masas atómicas.
- a) Isómeros
 - b) Anfóteros
 - c) Isótopos
 - d) Halógenos
12. () Cuando un átomo posee la mínima energía posible, se encuentra en estado:
- a) Hidrolizado
 - b) Basal
 - c) Excitado
 - d) Traslapado
13. () Partícula negativa localizada alrededor del núcleo de un átomo.
- a) Neutrón
 - b) Protón
 - c) Electrón
 - d) Fotón
14. () Número cuántico que indica la orientación del orbital en un átomo.
- a) "n"
 - b) "l"
 - c) "m"
 - d) "ms"

15. () Capacidad de electrones que tiene el subnivel “p”
- a) 2
b) 6
c) 10
d) 14
16. () “No se puede conocer con precisión la velocidad y posición exacta de un electrón en un átomo” corresponde a:
- a) principio de exclusión de Pauli.
b) principio de máxima multiplicidad de Hund.
c) Principio de incertidumbre de Heisenberg.
d) Diagrama de Moeller.
17. () Número cuántico cuyos valores son $+\frac{1}{2}$; $-\frac{1}{2}$
- a) “n”
b) “l”
c) “m”
d) “ms”

Actividad 2.5. Con apoyo de la tabla desarrolla lo que se pide en cada espacio.

Elemento	Configuración electrónica	Diagrama energético e identifica el electrón diferencial	Para el electrón diferencial determina los números cuánticos.				
$_{11}\text{Na}$ 22.99			<table border="1"> <tr> <td><i>n</i></td> <td><i>l</i></td> <td><i>m</i></td> <td><i>m_s</i></td> </tr> </table>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>				
$_{38}\text{Sr}$ 87.62			<table border="1"> <tr> <td><i>n</i></td> <td><i>l</i></td> <td><i>m</i></td> <td><i>m_s</i></td> </tr> </table>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>				
$_{24}\text{Cr}$ 52.00			<table border="1"> <tr> <td><i>n</i></td> <td><i>l</i></td> <td><i>m</i></td> <td><i>m_s</i></td> </tr> </table>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>				
$_{47}\text{Ag}$ 107.9			<table border="1"> <tr> <td><i>n</i></td> <td><i>l</i></td> <td><i>m</i></td> <td><i>m_s</i></td> </tr> </table>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>				



Instituto Politécnico Nacional
Secretaría Académica
Dirección de Educación Media Superior
Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13
"Ricardo Flores Magón"



¹³ Al ^{26.98}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
¹⁵ P ^{30.97}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁸ O ¹⁶			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
¹⁷ Cl ^{35.45}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁶⁸ Er ^{167.3}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
¹⁸ Ar ^{39.95}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
³⁰ Zn ^{65.39}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁶ C ^{12.01}			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁹² U ²³⁸			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁸⁹ Ac ²²⁷			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>
⁸⁷ Fr ²²³			<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>m_s</i>



Unidad 3 Tabla periódica

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	(1a)	(2a)	(3b)	(4b)	(5b)	(6b)	(7b)	(8b)	(9b)	(10b)	(11b)	(12b)	(13a)	(14a)	(15a)	(16a)	(17a)	0
	Elementos tipo <i>s</i>		Elementos tipo <i>d</i>										Elementos tipo <i>p</i>					
PERIODOS	Alcalinos												Gases nobles o inertes					
	H	Alcalinotérreos																
	Li	Be																
	Na	Mg																
	K	Ca	Elementos de transición															
	Rb	Sr																
	Cs	Ba																
Fr	Ra																	
Elementos de transición interna (tierras raras)																		
Elementos tipo <i>f</i>		*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		*	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw		

Mediante el estudio de los espectros de los elementos, H. Moseley (1887-1915) consiguió en 1912 determinar el número atómico de todos ellos.

La dependencia de la estructura atómica respecto del número atómico suponía un criterio óptimo para clasificar los elementos a partir de dicho número.

En la actualidad, **los elementos se colocan en función de su número atómico y de su configuración electrónica.**

Hay tantos periodos como niveles energéticos, y cada uno se inicia cuando empieza a llenarse un nuevo

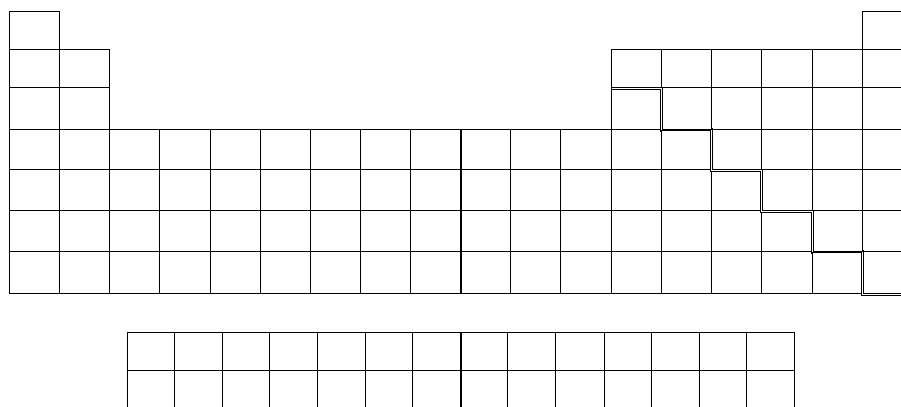
nivel. El primer periodo (nivel 1s) solo contiene dos elementos. El segundo (subniveles 2s y 2p) contienen ocho. El tercero (subniveles 3s y 3p) otros ocho. Pues debe iniciarse el cuarto antes de llenarse el subnivel 3d, ya que su energía es mayor. Por eso, los periodos primero, segundo y tercero se separan, a fin de que los elementos con subnivel d puedan incluirse a partir del cuarto periodo. En el sexto y séptimo periodos deberían colocarse con electrones en subniveles f, pero como resultaría excesivamente largos, se colocan fuera de ellos.

	1	2											13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr											In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Para hacer más práctico su diseño, la tabla que se usa es:

Actividad 3.3. Diseña un organizador gráfico y anota las propiedades de los metales y no metales.

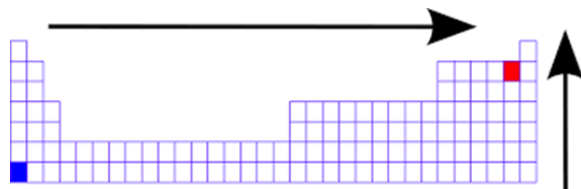
Actividad 3.3. Identifica los elementos representativos, de transición y de transición interna



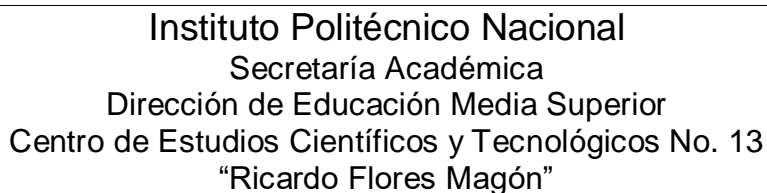
Actividad 3.4. Realiza una investigación documental sobre el tema de alotropía cita ejemplos.

Propiedades periódicas

La ley periódica, señala “las propiedades de los elementos son función de su número atómico”, algunas de las propiedades son: electronegatividad, reactividad química, afinidad electrónica, energía de ionización, radio atómico.



- **Electronegatividad** es la propiedad que mide la tendencia de un elemento para atraer electrones y formar un enlace.



Números de oxidación se refiere a “la carga positiva o negativa que adquiere un elemento al combinarse con otro”. Las principales reglas para determinar el número de oxidación son:

- El número de oxidación del oxígeno es casi siempre de 2- , excepto en los peróxidos que es de 1-
- El número de oxidación del hidrógeno, generalmente es de 1+, excepto en los hidruros que es de 1-
- Los metales tienen número de oxidación positiva de acuerdo a su grupo en la tabla periódica.
- Los no metales pueden tener números de oxidación positivos y negativos de acuerdo al elemento con que se combinan y al grupo que ocupa el elemento en la tabla periódica.

[illegible][illegible]

Actividad 3.6. Apóyate de la tabla y contesta lo que se pide.

	Sodio	Berilio	Galio	Silicio	Arsénico	Azufre	Bromo
Símbolo							
Configuración electrónica con Kernell							
Periodo							
Grupo							
Subgrupo							
Clase o bloque							
Electrones de valencia							
Número de oxidación							
Familia							

Actividad 3.6. Tomando como base la configuración electrónica de algunos elementos, completa la tabla anotando en los recuadros los datos que se solicitan.

	$[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$	$[_{54}\text{Xe}] 6s^1$	$[_{36}\text{Kr}] 5s^2$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
Periodo				
Grupo				
Clase				
Tipo de elemento				



Actividad 3.7. Escribe el símbolo de los elementos.

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Estroncio	_____	Francio	_____
Magnesio	_____	Níquel	_____
Potasio	_____	Aluminio	_____
Plata	_____	Cobalto	_____
Selenio	_____	Fósforo	_____
Oxígeno	_____	Polonio	_____
Selenio	_____	Bromo	_____
Flúor	_____	Yodo	_____
Bario	_____	Zinc	_____
Litio	_____	Manganeso	_____
Mercurio	_____	Cloro	_____
Platino	_____	Radón	_____
Molibdeno	_____	Californio	_____
Actino	_____	Uranio	_____
Tecnecio	_____	Einstenio	_____

Actividad 3.8. Escribe el nombre de los elementos.

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
Ca	_____	Zr	_____
Au	_____	Ti	_____
H	_____	Cs	_____
At	_____	Cm	_____
Pb	_____	Am	_____
Pt	_____	Eu	_____
Tc	_____	Tl	_____

Actividad 3.9. Selecciona la opción correcta y anota el número en el paréntesis.

- () Corresponde a la configuración electrónica externa de los gases nobles.
 - $ns^2 np^4$
 - $ns^2 np^5$
 - $ns^2 np^6$
 - $ns^2 np^3$
- () ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de cobre?
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^{10} 4p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$



3. () ¿Qué tienen en común los átomos de Li, Na, K y Rb, si sus números atómicos respectivamente son 3, 11, 19 y 37?
- A) Poseen un solo electrón en su nivel externo de energía.
B) Tienen completo el subnivel "s" externo.
C) Poseen electrones en el mismo nivel de energía.
D) Todos pertenecen al mismo periodo.
4. () La configuración electrónica con kernel de $^{69.72}\text{Ga}_{31}$ es:
- A) $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3p^6 4s^2 4p^5$
B) $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
C) $[\text{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 5d^9 6p^1$
D) $[\text{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 5d^8 6p^2$
5. () La configuración electrónica $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$ ¿cuántos electrones de valencia tiene?
- A) 2
B) 5
C) 3
D) 10
6. () Considera la configuración electrónica $[\text{}_{36}\text{Kr}] 5s^2$, ¿a qué familia corresponde?
- A) Metales alcalinotérreos.
B) Metales alcalinos.
C) Metales térreos.
D) Metales de transición.
7. () ¿Qué subniveles ocuparán los lantánidos y actínidos?
- A) p
B) f
C) d
D) s

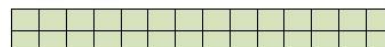
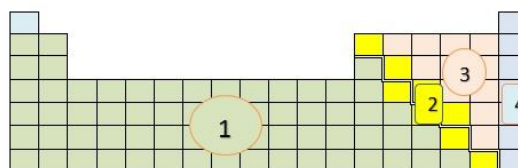


8. () Toma en cuenta la configuración electrónica $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ e indica el grupo y periodo respectivamente al que pertenece el elemento.

- A) Grupo VII A cuarto periodo.
 B) Grupo VII B cuarto periodo.
 C) Grupo V A tercer periodo.
 D) Grupo V B tercer periodo.

9. Considera el gráfico e indica en el cuadro el número según le corresponda:

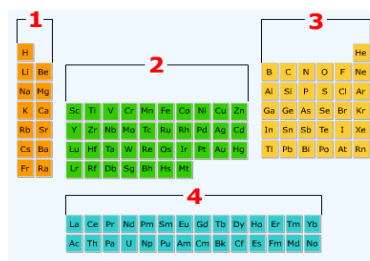
	Metales
	No metales
	Gases nobles
	Semimetales



10. Con el apoyo del gráfico, escribe respectivamente las zonas que corresponden al

	s
	p
	d
	f

bloque s, p, d, f

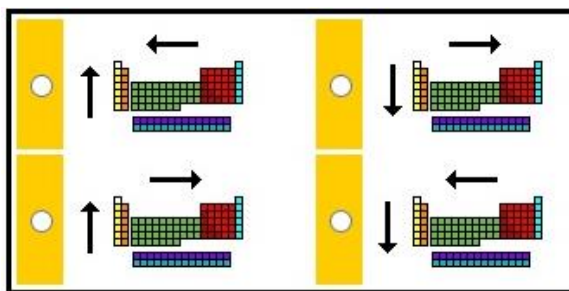


11. Relaciona las propiedades con el grupo que mejor las represente, anotando en el espacio si corresponde a metales, no metales, semimetales o gases nobles.

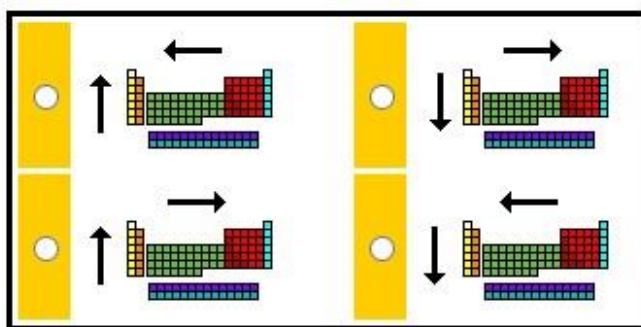
	Son semiconductores y no suelen encontrarse en la naturaleza en forma elemental.
	La mayoría tienen alto punto de fusión, conducen bien el calor y la electricidad, casi todos son sólidos a temperatura ambiente.
	Son los elementos más estables y no suelen combinarse con otros elementos para formar compuestos.
	Forman moléculas diatómicas, son malos conductores de la electricidad, casi todos son gases a temperatura ambiente.



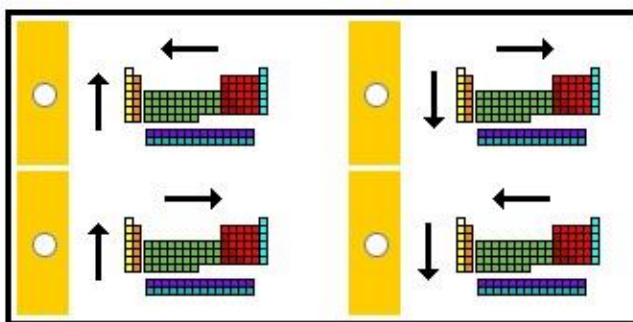
12. ¿Qué esquema representa el aumento de la electronegatividad?



13. ¿Qué esquema representa el aumento de la afinidad electrónica?



14. ¿Qué esquema representa el aumento de la energía de ionización?





15. () Considera el elemento cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- A) Se trata de un gas noble.
B) Está en el grupo IVA
C) Se encuentra en el cuarto periodo.
D) Se trata de un metal de transición
16. () La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$
- A) Se trata de un gas noble.
B) Está en el grupo IVA
C) Se encuentra en el cuarto periodo.
D) Se trata de un metal de transición.
17. () La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
- A) Se trata de un gas noble.
B) Está en el grupo IVA
C) Se encuentra en el cuarto periodo.
D) Se trata de un metal de transición.
18. () La configuración electrónica $[_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^3$
- A) Se trata de un gas noble.
B) Está en el grupo IVA
C) Se encuentra en el cuarto periodo.
D) Se trata de un metal de transición.

Actividad 3.10. Con ayuda de la tabla periódica, localiza y escribe el nombre y símbolo de lo que se indica.

- | | |
|---|-------|
| 1) 5 elementos presentes en el periodo 5. | _____ |
| 2) 3 elementos de la familia de los gases nobles. | _____ |
| 3) 5 elementos de transición. | _____ |
| 4) 3 elementos de la familia de los metales alcalinos. | _____ |
| 5) Todos los elementos de la familia de los halógenos. | _____ |
| 6) 5 elementos que pertenecen a las tierras raras. | _____ |
| 7) El elemento más electronegativo de la tabla periódica. | _____ |

- 8) Ordena en forma ascendente al valor su la electronegatividad los elementos calcio, oro, aluminio, potasio. _____
- 9) Ordena de manera ascendente según su reactividad química a los elementos de la familia de los halógenos. _____
- 10) Ordena de manera ascendente en base a su reactividad química los elementos cromo, magnesio, aluminio, sodio, plomo. _____
- 11) Energía que presenta un átomo para atraer los electrones de otro átomo al formar un enlace químico. _____
- 12) Capacidad de combinación. _____
- 13) Familia a la que pertenecen litio, sodio, potasio. _____
- 14) Los elementos que tienen el mismo número de electrones de valencia pertenecen al mismo: _____
- 15) Número de oxidación que presentan los elementos del grupo IIA. _____
- 16) Elemento que presenta el mayor carácter no metálico. _____
- 17) Elementos que presentan alotropía. _____
- 18) Los elementos que presentan la configuración electrónica externa ns^2 pertenecen a la familia de: _____
- 19) Número de oxidación del flúor. _____
- 20) Número de oxidación que presenta el oxígeno en la mayoría de sus compuestos. _____

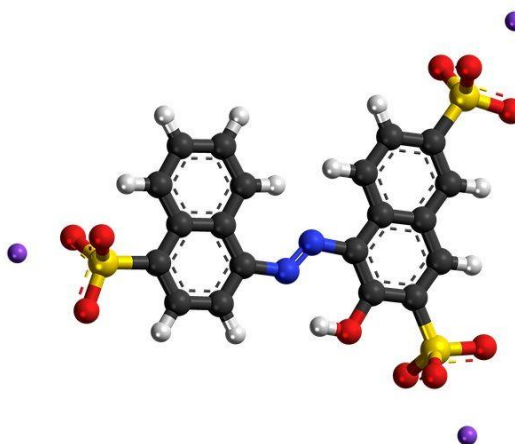
Actividad 3.11. Anota una (M) si las propiedades señaladas, pertenecen a un elemento metálico; una (NM) si se trata de un no metal.

- | | | |
|-------------------------------|---------------------------------|--|
| () Son dúctiles y maleables. | () Son opacos y quebradizos. | () Tienden a recibir electrones. |
| () La mayoría son sólidos. | () Presentan alotropía | () Son buenos conductores del calor y electricidad. |
| () Presentan brillo | () Tienden a ceder electrones. | () La mayoría son sólidos. |



Unidad 4. Enlace químico

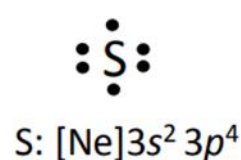
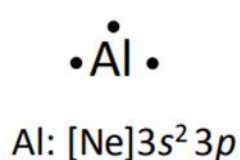
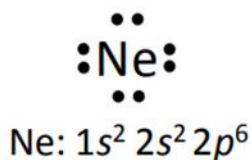
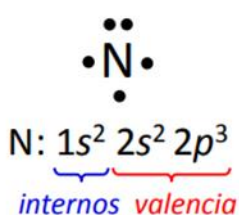
Al unirse los átomos de los elementos por la interacción de sus electrones, se forma el enlace químico, mismo que se puede definir como "la fuerza que mantiene unidos dos o más elementos para formar compuestos. Esta unión se origina en la estructura electrónica de los mismos. La actividad química de los elementos radica en su tendencia a adquirir, mediante su unión con otros átomos, la configuración electrónica de gas noble que es muy estable (ocho electrones en el nivel más alejado del núcleo, salvo el helio, que solo tiene dos). Las diferencias entre los enlaces que se forman, dependen de la electronegatividad de cada elemento; la variación de las electronegatividades dan lugar a la formación de distintos tipos de enlace. La diferencia en los valores de la electronegatividad determina la polaridad de un enlace.



Regla del octeto. Los gases nobles son los elementos más estables de la tabla periódica. Esto se debe a que tienen ocho electrones en su nivel externo, excepto el helio que tiene sólo dos electrones, lo que también se considera una configuración estable; los elementos, tienden a combinarse unos con otros, aceptando, cediendo, o compartiendo sus electrones con la finalidad de tener ocho electrones en su nivel externo.

Para facilitar la comprensión de la forma en la que se unen los elementos mediante sus electrones de valencia, Gilbert L. Lewis formuló modelos en los que, mediante puntos o cruces, para representar sus electrones de valencia acompañando al símbolo del elemento. Ejemplos

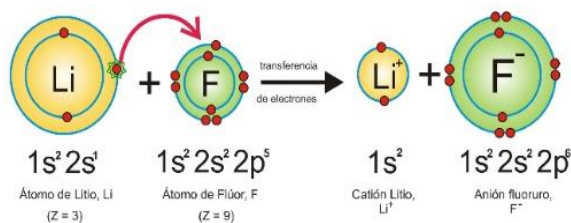
■ Ejemplos:





Enlace iónico Enlace formado debido a la transferencia de uno o más electrones de un átomo metálico a otro no metálico. Los átomos involucrados forman iones positivos (cationes) e iones negativos. Los iones cargados de manera opuesta se atraen entre ellos a través de fuerzas electrostáticas que son la base de este enlace.

Cuando los átomos reaccionan por transferencia electrónica, el número de electrones ganados y perdidos debe ser igual, el compuesto resultante debe ser neutro. La formación de un enlace iónico se presenta cuando un elemento metálico con una energía de ionización baja, reacciona con un elemento no metálico, de alta afinidad electrónica.



Generalmente la diferencia de electronegatividades entre los elementos involucrados debe ser mayor de 1.7. Por ejemplo, al formarse el cloruro de sodio, se da la transferencia de un electrón del átomo de sodio al átomo de cloro.

Propiedades:

- Son sólidos con puntos de fusión altos (> de 400°C).
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- La mayoría son insolubles en disolventes no polares.
- Los compuestos fundidos conducen la corriente eléctrica, porque contienen partículas móviles con carga (iones).
- Las soluciones acuosas conducen la electricidad porque contienen partículas móviles con carga (iones).

Enlace covalente. Este enlace se forma entre dos no metales por compartición de un par de electrones, donde cada elemento comparte un electrón. Los átomos no ganan ni pierden electrones comparten.

Propiedades:

- Son gases, líquidos o sólidos, con puntos de fusión bajos, por lo general $< 300^\circ\text{C}$.
- Muchos de ellos son insolubles en disolventes polares.
- La mayoría son solubles en disolventes no polares.
- Los compuestos líquidos fundidos no conducen la electricidad.
- Las soluciones acuosas suelen ser malas conductoras de la electricidad porque no contienen partículas con carga.



Enlace covalente polar (heteropolar). Se forma al unirse dos o más elementos no metálicos de diferente electronegatividad, por lo que la diferencia de electronegatividad es mayor de 0 pero menor de 1.7. En este caso cada uno de los no metales aporta un electrón para formar el enlace. Ejemplos: ácido clorhídrico (HCl), agua (H₂O), dióxido de carbono (CO₂), trióxido de azufre (SO₃)



Enlace covalente no polar (homopolar o covalente puro). Se forma cuando se comparte el par de electrones entre no metales iguales, es decir de la misma electronegatividad, por lo que la diferencia de electronegatividades es de cero. Ejemplos: moléculas diatómicas como Cl₂, O₂, N₂.

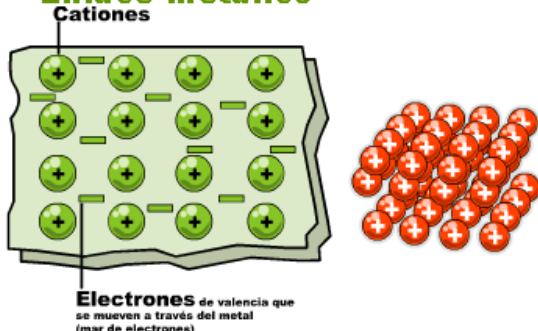


Enlace covalente coordinado o dativo. Se forma entre no metales, lo importante aquí es que uno de los elementos da el par de electrones para compartirlos con el otro elemento. Ejemplo:

H ₂ SO ₄		
KNO ₃		
CuSO ₄		



Enlace metálico

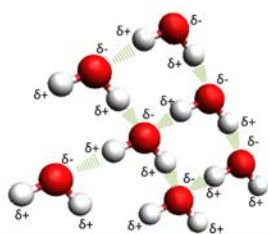


Enlace metálico. Es propio de los metales y sus aleaciones. Lo forma la asociación de átomos de carácter metálico del sistema periódico al unirse entre sí. Los núcleos de los átomos se unen entre sí formando una red y los electrones que se sitúan libres alrededor de una red positiva formando lo que se llama un mar de electrones. Estos electrones se mantienen unidos a la red de cationes mediante atracciones electrostáticas, pero están distribuidos uniformemente en toda la estructura, de modo que ningún electrón está asignado a algún catión específico. Por lo tanto, el electrón siempre está en movimiento y es esta movilidad lo que le da el brillo metálico característico

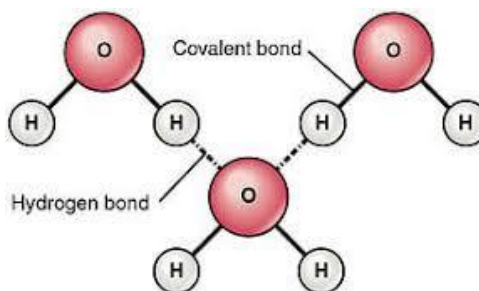
del oro, plata, cobre, cromo y otros.



Propiedades

- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente.
- Presentan brillo.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.



Enlace por puente de hidrógeno. No es un enlace propiamente dicho, sino que es la atracción experimentada por un átomo electronegativo y un átomo de hidrógeno que está formando parte de distintos enlaces covalentes polares.



	<p style="text-align: center;"> Instituto Politécnico Nacional Secretaría Académica Dirección de Educación Media Superior Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13 “Ricardo Flores Magón” </p>	
---	---	---

Actividad 4.1. Contesta las preguntas anotando en el paréntesis la letra que corresponda.

1. () Dos átomos tienen número atómico 19 y 17, el enlace que forman entre ellos será:
 - A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
2. () Cuando el estroncio se une al azufre forma un compuesto con enlace:
 - A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
3. () ¿Cuál de los siguientes elementos estará formado por moléculas diatómicas?
 - A) Argón
 - B) Calcio
 - C) Nitrógeno
 - D) Potasio
4. () Propiedad que tienen los compuestos iónicos.
 - A) Presentan brillo, son dúctiles y maleables.
 - B) Son gases, líquidos y sólidos.
 - C) Tienen puntos de fusión bajos < 300°C.
 - D) Son sólidos con puntos de fusión altos (> de 400°C).
5. () Si un compuesto es sólido, conduce la electricidad sólo cuando está disuelto o fundido y tiene un elevado punto de fusión, su enlace será:
 - A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico



6. () Si un compuesto es sólido, no conduce la electricidad, su punto de fusión es bajo y no se disuelve en agua, su enlace será:
- A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
7. () Entre las características de los compuestos con enlace metálico están las siguientes:
- A) Tienen bajos puntos de fusión y ebullición, son aislantes térmicos y frágiles.
 - B) Conducen bien la electricidad pero no el calor, son dúctiles pero no maleables.
 - C) Conducen bien el calor pero no la electricidad, todos tienen altos puntos de fusión.
 - D) Conducen bien el calor y la electricidad, son dúctiles y maleables.
8. () Dos elementos diferentes pueden unirse mediante enlace iónico o covalente. Entre las características de dichos enlaces se encuentran:
- A) En ambos enlaces los átomos comparten electrones, pero en el iónico uno es metal y otro no metal mientras que en el covalente los dos son no metales.
 - B) En el iónico los iones se unen por fuerzas electrostáticas y en el covalente los átomos comparten electrones.
 - C) En el iónico los átomos comparten electrones y en el covalente se unen por fuerzas electrostáticas.
 - D) El iónico es característico de los metales y el covalente es característico de los no metales.
9. () Se forman iones (cationes si son positivos y aniones si son negativos) cuando un átomo neutro:
- A) Gana uno o más electrones, formando un catión si es metal y un anión si es no metal.
 - B) Pierde uno o más electrones, formando un catión si es metal y un anión si es no metal.
 - C) Gana uno o más electrones (formando un catión) o los pierde (formando un anión).
 - D) Pierde uno o más electrones (formando un catión) o los gana (formando un anión).



10. () La unión de un no metal con el hidrógeno da lugar a un enlace:
- A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
11. () Señala la afirmación correcta:
- A) Los metales son malos conductores de la electricidad.
 - B) Todos los compuestos iónicos son sólidos.
 - C) La unión de un metal con un no metal se produce por enlace covalente.
 - D) Los compuestos iónicos no se disuelven en agua.
12. () De las siguientes sustancias: BaBr_2 , N_2 , CO_2 y NH_3 , ¿cuál se forma mediante enlace iónico?
- A) Ba Br_2
 - B) N_2
 - C) C O_2
 - D) NH_3
13. () Un sólido de punto de fusión elevado, duro, soluble en agua, conduce la electricidad cuando está disuelto. Podemos decir que sus átomos están unidos mediante enlace:
- A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
14. () 13. ¿Cuál de las siguientes sustancias se disolverá mejor en agua?:
- A) Cl_2
 - B) CCl_4
 - C) NaCl
 - D) HCl



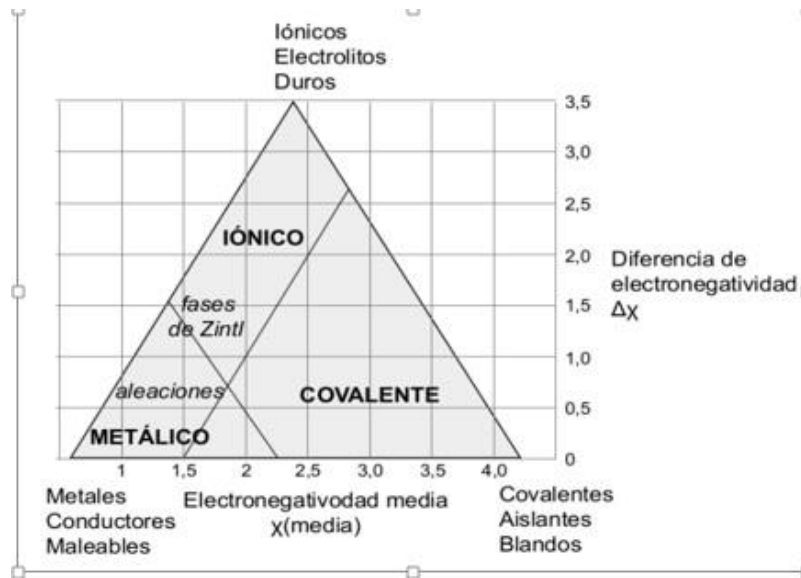
15. () El enlace covalente no polar se presenta cuando se unen:
- A) Dos átomos de un mismo elemento metálico.
 - B) Un metal y un no metal por transferencia de electrones.
 - C) Dos elementos no metálicos de igual electronegatividad.
 - D) Dos átomos no metálicos de diferente electronegatividad.
16. () Considerando las electronegatividades de los elementos, el enlace químico predominante en la unión N-H del amoníaco (NH_3) es:
- A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
17. () ¿Qué compuesto en solución acuosa puede conducir la corriente eléctrica?
- A) Etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)
 - B) Cloruro de potasio (KCl)
 - C) Oxígeno gaseoso (O_2)
 - D) Tetracloruro de carbono (CCl_4)
18. () Tipo de enlace que presentan las cuya diferencia de electronegatividad es cero.
- A) Iónico
 - B) Covalente polar
 - C) Covalente no polar
 - D) Metálico
19. () Compuesto que presenta enlaces covalentes coordinados.
- A) H_2O
 - B) H_2SO_4
 - C) HCl
 - D) CCl_4



20. () Los compuestos cuya diferencia de electronegatividad es mayor de cero pero menor de siete Pauling, ¿qué tipo de enlace presentará?
- A) Iónico
B) Covalente polar
C) Covalente no polar
D) Metálico

Actividad 4.2. Desarrolla la información que solicita la tabla para los compuestos

Compuesto	Estructura de Lewis	Estructura desarrollada	Tipos de enlace presentes en el compuesto
NaCl			
H ₂ O			
KNO ₃			
CO ₂			
AlCl ₃			
CaBr ₂			
O ₃			
H ₂ SO ₄			
Na ₂ O			
NaClO			

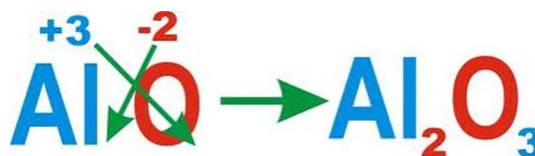


El triángulo de enlace, también conocido como **triángulo de Van Arkel- Ketelaar**, se utiliza para enseñar distintos compuestos en diferentes grados según los tipos de enlace, covalente, iónico o metálico, de manera que a través del símbolo del triángulo, los enlaces se encuentran interconectados.



Unidad 5. Nomenclatura química inorgánica

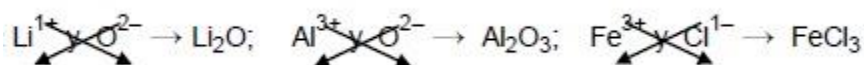
El lenguaje químico refiere a la forma de nombrar y formular los compuestos químicos, y es común para muchos países del mundo. De esta forma se podrá distinguir un compuesto de otro.



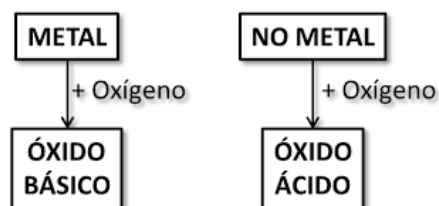
La IUPAC (The International Union of Pure and Applied Chemistry), es la asociación que designa las reglas correspondientes a cada tipo de sustancia para nombrarlas y para escribir las fórmulas químicas según el tipo de elementos que las conforman.

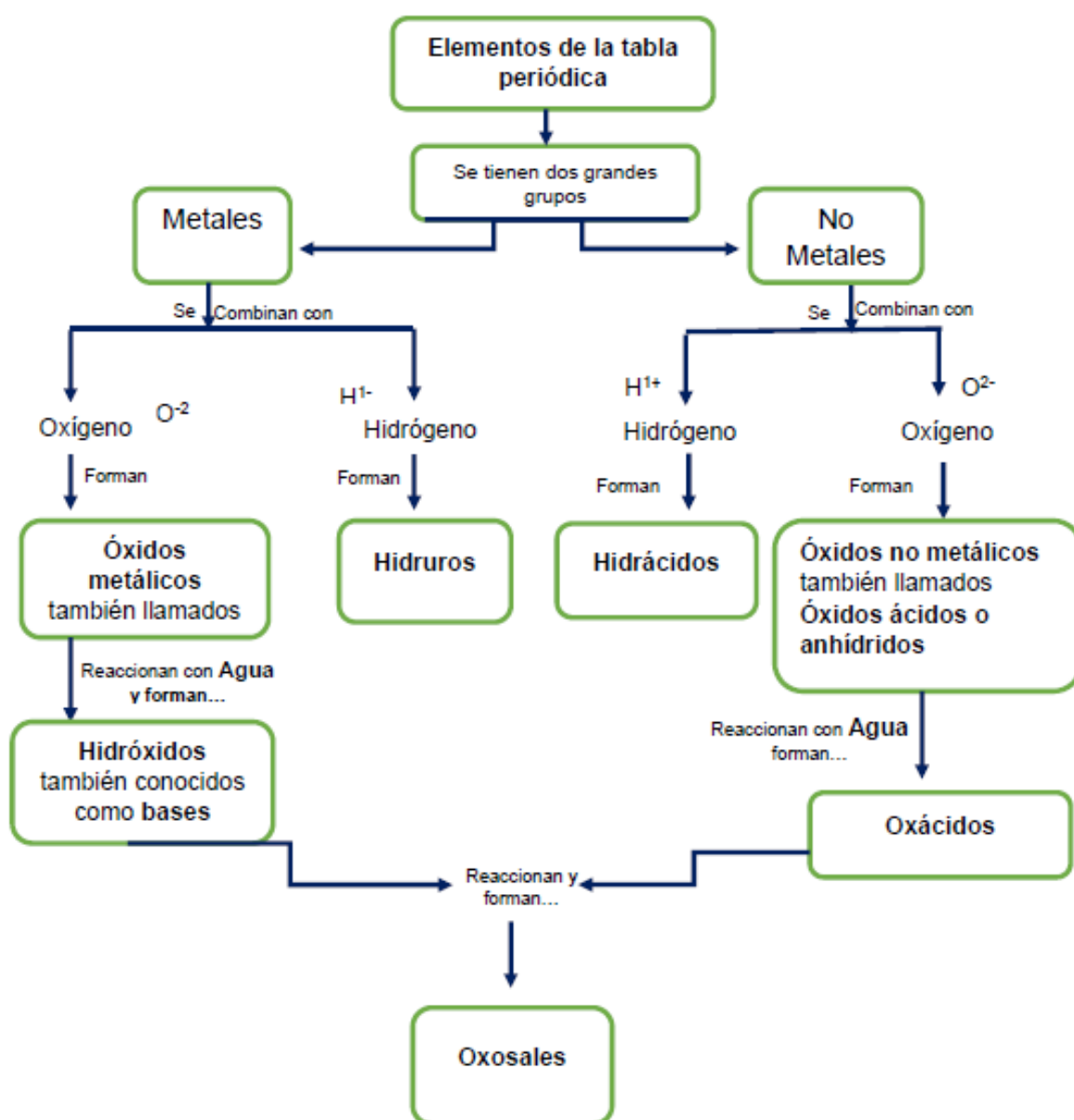
Es conveniente recordar que los elementos se combinan entre sí de acuerdo a sus números de oxidación y que una fórmula expresa la combinación precisa de cada elemento, siendo entonces una **fórmula química**, la representación con de la cantidad y tipo de elementos que forman parte de un compuesto.

Se debe tener en cuenta que, del lado izquierdo se escribe el elemento o radical positivo y el símbolo del elemento o radical negativo del lado derecho. Una fórmula debe ser eléctricamente neutra y para ello los números de oxidación juegan un papel relevante, ya que forman los subíndices que se obtienen al intercambiar los números de oxidación de ambos elementos, e indican el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto. Ejemplo:



¿Cómo se combinan los elementos?





Compuesto binarios. Formados por dos elementos diferentes, de acuerdo a su composición se clasifican en:

Compuestos oxigenados.

Óxidos metálicos, también llamados **óxidos básicos**: son combinaciones de elementos **metálicos con oxígeno**, en las que el oxígeno tiene número de oxidación 2-.

Nomenclatura sistemática de composición usando prefijos multiplicadores o numerales, se basa en el uso de prefijos que indican el número de átomos de cada especie presente en el compuesto, así tenemos según los ejemplos:

Al_2O_3	Trióxido de dialuminio
Fe_2O_3	Trióxido de dihierro

Nomenclatura sistemática con número de oxidación (Stock). Se nombra con las palabras “óxido de” y el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo. Ejemplos:

Al_2O_3	Oxido de aluminio
Fe_2O_3	Óxido de hierro (III)

Nomenclatura tradicional (Ginebra) se usa prefijos y sufijos dependiendo del número de oxidación del metal. Según las siguientes reglas:



Números de oxidación positivos	Elementos	Sistema Ginebra	
Elementos con solamente un número de oxidación	Na^{+1}	Sodio	
	Mg^{+2}	Magnesio	
	Al^{+3}	Aluminio	
Elementos con dos números de oxidación	Fe^{+2}	Menor \rightarrow -oso	Ferroso
	Fe^{+3}		Férrico
	Cu^{+1}	Mayor \rightarrow -ico	Cuproso
	Cu^{+2}		Cúprico
Elementos con más de dos números de oxidación	Cl^{+1}	Hipo_____oso	Hipocloroso Cloroso Clórico Perclórico
	Cl^{+3}	_____oso	
	Cl^{+5}	_____ico	
	Cl^{+7}	Per_____ico	

Al_2O_3	Oxido de aluminio Óxido aluminico
Fe_2O_3	Óxido de férrico
FeO	Óxido ferroso
Mn_2O_7	Óxido permangánico

Actividad 5.1. Completa la tabla según lo que se solicita, referente a la nomenclatura de óxidos metálicos u óxidos básicos básicos.

Fórmula	Nombre sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Ginebra
Li ₂ O			
BeO			
CaO			
K ₂ O			
Al ₂ O ₃			
FeO			
Cr ₂ O ₃			
CuO			
PtO ₂			
SrO			

Actividad 5.2. Completa la tabla y anota la fórmula de los compuestos.

Nombre	Fórmula
Óxido de titanio (IV)	
Óxido de potasio	
Óxido de cromo (III)	
Óxido de plata	

Óxido de níquel (II)	
Óxido de calcio	
Óxido de aluminio	
Óxido de férrico	
Óxido de cobre (I)	
Óxido de bario	

Óxidos no metálicos (óxidos ácidos o anhídridos). Se forman por la unión entre un elemento no metálico y el oxígeno para nombrarlos observen los ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura Ginebra (tradicional)	Prefijos y sufijos pa anhídrido (Ginebra).
Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	1+ 2+ hipo ----oso
Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso	3+ 4+ ----- oso
Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	5+, 6+ ----- ico
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	7+ per ---- ico

Nomenclatura sistemática con prefijos numerales. Se indica por medio de prefijos numerales la cantidad de cada elemento que forma parte de la molécula, escribiendo entonces óxido de ----- no metal. Si se trata de 1 átomo de oxígeno, se escribe monóxido; 2 átomos, dióxidos etc. Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura sistemática con prefijos numerales	Nomenclatura número de oxidación (Stock)
N ₂ O ₃	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N ₂ O ₅	Pentóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
As ₂ O ₃	Trióxido de diarsénico	Óxido de arsénico (III)
Cl ₂ O ₇	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)

Actividad 5.3. Escribe el nombre de los óxidos no metálicos, óxidos ácidos o anhídridos.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Ginebra
Br ₂ O ₃			
P ₂ O ₅			
I ₂ O ₅			
SO ₂			
N ₂ O ₅			
CO ₂			
CO			
Br ₂ O ₅			
SO ₃			
I ₂ O ₃			
Cl ₂ O ₃			
At ₂ O ₃			
I ₂ O ₇			
P ₂ O ₅			
N ₂ O ₃			
At ₂ O ₇			
Cl ₂ O ₇			

Actividad 5.4. A partir del nombre escribe la fórmula de los óxidos no metálicos.

Nomenclatura	Fórmula
Anhídrido carbónico	
Heptóxido de diyodo	
Monóxido de azufre	
Óxido de azufre (VI)	
Anhídrido hipobromoso	
Óxido de yodo (III)	
Anhídrido fosfórico	
Óxido de cloro (V)	
Óxido de bromo (III)	
Óxido de cloro (I)	
Óxido de bromo (V)	
Anhídrido perbrómico	
Anhídrido sulfúrico	
Óxido de arsénico (V)	
Óxido de yodo(VII)	
Óxido de cloro (VII)	
Óxido de bromo (I)	

Hidruros metálicos. Es la combinación entre un metal y el hidrógeno, en donde el hidrógeno actúa con número de oxidación de **(1-)**. Se escribe la palabra hidruro seguida del nombre del metal. Ejemplos:

Fórmula	Número de oxidación	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura stock	Nomenclatura tradicional
NaH	K = 1+ H = 1-	hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
CoH ₂	Co = 2+ H = 1-	Dihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto (II)	Hidruro cobaltoso
AuH ₃	Au = 3+ H = 1-	Trihidruro de oro	Hidruro de oro (III)	Hidruro aurico

Actividad 5.5. Escribe el nombre de los compuestos. Tema referente a hidruros.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Ginebra
NaH			
BaH ₂			
CrH ₃			
KH			
ScH ₃			
CrH ₆			
MgH ₂			
RbH			
VH ₂			
CsH			
BeH ₂			
ZnH ₂			
CaH ₂			



FeH ₂			
SrH ₂			
HgH			
RaH ₂			
AuH ₂			
LiH			

Actividad 5.6. Escribe la fórmula de los compuestos. Hidruros

Nombre	Fórmula
Hidruro de potasio	
Hidruro de calcio	
Hidruro de cinc	
Hidruro de sodio	
Hidruro de cadmio	
Hidruro de magnesio	
Hidruro de rubidio	
Hidruro de bario	
Hidruro de titanio (II)	
Hidruro de litio	
Hidruro de berilio	
Hidruro de níquel (I)	



Hidruro de cesio	
Hidruro de estroncio	
Hidruro de plata (II)	
Hidruro de cinc (I)	
Hidruro de francio	
Hidruro de calcio	
Hidruro de mercurio (II)	
Hidruro de estroncio	

Hidrácidos. Se forma por la unión del hidrógeno con un elemento no metálico, el hidrógeno actúa con estado de oxidación 1+ para nombrarlos en la nomenclatura tradicional se escribe la palabra ácido seguida de la raíz del nombre del no metal con la terminación hídrico. Ejemplo:

Fórmula	Número de oxidación	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
HF	H = 1+ F = 1-	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
H ₂ S	H = 1+ S = 2-	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
HCl	H = 1+ Cl = 1-	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico

Hay excepciones a estas reglas, ya que hay sustancias que no tienen un comportamiento de ácidos, reciben un nombre diferente ejemplos:

Fórmula	Número de oxidación	Nomenclatura trivial
NH ₃	N ³⁻ H ¹⁺	Amoníaco
B ₂ H ₆	B ³⁻ H ¹⁺	Diborano
SiH ₄	Si ⁴⁻ H ¹⁺	Silano
PH ₃	P ³⁻ H ¹⁺	Fosfano o fosfina
H ₂ O	O ²⁻ H ¹⁺	Agua

Sales binarias (haloideas). Surgen de la sustitución del hidrógeno de los hidrácidos por un metal, se identifican por la combinación de un metal y un no metal. Nomenclatura, se cambia la terminación hídrico por uro. Ejemplo:

Fórmula	Nomenclatura sistemática con prefijos numerales	Nomenclatura sistemática Con número de oxidación (stock)	Nomenclatura tradicional
Na ₂ S	Sulfuro de disodio	Sulfuro de sodio	Sulfuro de sodio
CrCl ₃	Tricloruro de cromo	Cloruro de cromo (III)	Cloruro cromoso
Au ₂ S ₃	Trisulfuro de dioro	Sulfuro de oro (III)	Sulfuro áurico

Actividad 5.7. Escribe el nombre de los compuestos. Sales binarias.

Fórmula	Nomenclatura sistemática con prefijos numerales	Nomenclatura con números de oxidación (Stock)	Nomenclatura Ginebra
FeCl ₂			
Li ₃ N			
CaF ₂			
AgBr			
CuBr			



Ni_2Si			
K_2Se			
BaCl_2			
MnS			
NaCl			
V_2S_5			
Mg_3N_2			
ScBr_3			
FeCl_3			
SnS_2			
CaI_2			
MnS_2			
BeF_2			
AgCl			

Actividad 5.8. Escribe la fórmula de los compuestos. Sales binarias.

Nombre	Fórmula
Cloruro de cesio	
Yoduro de magnesio	
Yoduro de oro (III)	
Sulfuro de wolframio (VI)	



Arseniuro de cadmio	
Teluro de estaño (IV)	
Sulfuro de cinc	
Fluoruro de cobre (II)	
Yoduro de cromo (II)	
Fluoruro de litio	
Cloruro de bario	
Bromuro de plata	
Fosfuro de manganeso (III)	
Cloruro de hierro (III)	
Siliciuro de calcio	
Nitruro de mercurio (II)	
Cloruro de potasio	
Cloruro de estaño (IV)	
Cloruro de cromo (III)	
Cloruro de titanio (IV)	

Compuestos ternarios. Formados por tres elementos diferentes

Hidróxidos (bases o álcalis). Formados por la reacción de óxidos metálicos (óxidos básicos) con agua y se caracteriza por la presencia del radical $(\text{OH})^{1-}$ y un metal. Se nombran escribiendo: hidróxido de metal, respetando las reglas dependiendo del estado de oxidación del metal. Ejemplos:



Fórmula	Nomenclatura sistemática Con prefijos numerales	Nomenclatura sistemática Con número de oxidación (Stock)	Nomenclatura tradicional (Ginebra)
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio
Sn(OH) ₂	Di hidróxido de estaño	Hidróxido de estaño (II)	Hidróxido estanoso
Fe(OH) ₃	Tri hidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico

Actividad 5.9. Escribe el nombre de los compuestos. Hidróxidos (OH)¹⁻

Fórmula	Nomenclatura sistemática con prefijos numerales	Nomenclatura con número de oxidación	Nomenclatura tradicional
LiOH			
Ca(OH) ₂			
Fe(OH) ₃			
Al(OH) ₃			
NaOH			
Cu(OH) ₂			
Cr(OH) ₂			
Pb(OH) ₂			
Sr(OH) ₂			
La(OH) ₃			
AgOH			
KOH			
Fe(OH) ₂			
Pt(OH) ₂			

Ga(OH) ₃			
Co(OH) ₂			
Ce(OH) ₃			
Cd(OH) ₂			
Ni(OH) ₂			
Ba(OH) ₂			

Actividad 5.10. Escribe la fórmula de los compuestos

Nombre	Fórmula
Hidróxido de calcio	
Hidróxido de potasio	
Hidróxido de aluminio	
Hidróxido de zinc	
Hidróxido de hierro (III)	
Hidróxido de bario	
Hidróxido de cromo (II)	
Hidróxido de litio	
Hidróxido de manganeso (II)	
Hidróxido de sodio	
Hidróxido de níquel (II)	
Hidróxido de escandio	



Hidróxido de cadmio	
Hidróxido de magnesio	
Hidróxido de hierro (II)	
Hidróxido de plomo (II)	
Hidróxido de estroncio	
Hidróxido de cobalto (II)	
Hidróxido de rubidio	
Hidróxido de galio	

Oxácidos (oxiácidos). Se forma cuando reacciona un óxido no metálico (óxido ácido, anhídrido) con el agua y en su fórmula se puede observar la presencia del hidrógeno como la parte catiónica (al principio de la estructura). También se forma por la unión de un radical con hidrógeno. Su nomenclatura, tradicional es la más aceptada.

Nomenclatura tradicional: utiliza prefijos y sufijos que se asignan según el número de oxidación del elemento central. Ejemplo

HNO_2	Acido nitroso
HClO_4	Ácido perclórico
H_2SO_4	Acido sulfúrico

Sistema de hidrógeno: se indica en primer lugar el hidrógeno, seguido, entre paréntesis, de la palabra óxido para indicar los átomos de oxígeno y el nombre del elemento central con la terminación ato. En todos los casos, se antepone el prefijo numeral que corresponda. Ejemplo

H_2SO_4	dihidrógeno (tetraóxidosulfato)
HNO_3	hidrógeno (trióxidonitrato)
HClO	hidrógeno (óxidoclorato)



Actividad 5.11. Escribe el nombre de los compuestos. Oxácidos.



Fórmula	Sistema de hidrógeno	Nomenclatura tradicional
HNO_3		
HClO		
H_2SO_4		
H_2CO_3		
HIO_4		
HMnO_4		
H_2SeO_3		
H_3PO_4		
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
HClO_2		
H_2SO_3		
H_4SiO_4		
H_2CrO_4		
HNO_2		
HBrO_3		
H_2TeO_3		
H_3AsO_3		



H_2MnO_4		
HBrO_2		
H_3PO_3		

Actividad 5.12. Escribe la fórmula de los compuestos.

Nombre	Fórmula
Ácido clórico	
Dihidrógeno (tetraóxidosulfato)	
Ácido fosfórico	
Ácido carbónico	
Dihidrógeno (heptaóxidodicromato)	
Ácido sulfuroso	
Ácido ortosilícico	
Ácido hipobromoso	
Ácido ortoarsenioso	
Ácido permangánico	
Ácido crómico	
Ácido selénico	
Ácido cloroso	
Ácido mangánico	
Ácido dicrómico	

	Instituto Politécnico Nacional Secretaría Académica Dirección de Educación Media Superior Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13 “Ricardo Flores Magón”	
---	--	---

Ácido nítrico	
Ácido perclórico	
Ácido telúrico	
Ácido nitroso	
Ácido fosfónico	

Oxosales (oxisales). Se forman por la sustitución de los hidrógenos en los oxácidos por un metal.

Nomenclatura tradicional: se define una tabla de prefijos y sufijos, el elemento metálico se indica por su nombre; precedido por la preposición “de” y seguido de su número de oxidación, siempre y cuando tenga varios números de oxidación posibles.

Prefijos y sufijos para Oxosales.	
1+ 2+	hipo ---- ito
3+ 4+	----- ito
5+, 6+	----- ato
7+	per ----ato

Nomenclatura sistemática: se utiliza la palabra oxido para indicar los átomos de oxígeno, seguida del elemento central con la terminación ato, la preposición “de”, y el nombre del metal. En ambos casos, se anteponen los prefijos numerales que corresponden.

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
KBrO_4	Perbromato de potasio	Tetraoxidobromato de potasio
$\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$	Arsenato de calcio	bi(tetraoxidoarsenato) de calcio
$\text{Fe}(\text{ClO}_2)_3$	Clorito de fierro (III)	Tri(dióxidoclorato) de hierro
CuCO_3	Carbonato de cobre (II)	trioxidocarbonato de cobre



Actividad 5.13. Escribe el nombre de los compuestos. Oxosales.

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
KNO_3		
CuSO_4		
KMnO_4		
NaClO		
CaCO_3		
NH_4NO_3		
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$		
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$		
$\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$		
NaNO_2		
PbSeO_4		
CuCO_3		
Li_4SiO_4		
CaTeO_3		
FeSO_3		
$\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$		
$\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$		



HgCrO_4		
AgNO_3		

5.14. Escribe la fórmula de los compuestos. Oxosales

Nombre	Fórmula
Nitrato de aluminio	
Carbonato de cadmio	
Sulfato de potasio	
Fosfato de calcio	
Sulfito de plomo (II)	
Nitrato de hierro (II)	
Nitrito de amonio	
Permanganato de potasio	
Silicato de calcio	
Sulfato de hierro (III)	
Hipoclorito de bario	
Dicromato de plomo (II)	
Cromato de cobre (II)	
Seleniato de cadmio	
Arseniato de cinc	
Bromato de calcio	



Instituto Politécnico Nacional
Secretaría Académica
Dirección de Educación Media Superior
Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos No. 13
"Ricardo Flores Magón"



Peryodato de sodio	
Telurito de cobre (II)	
Sulfato de manganeso (III)	
Fosfato de cobalto (II)	



Unidad 6. Reacciones químicas inorgánicas

Las Reacciones Químicas



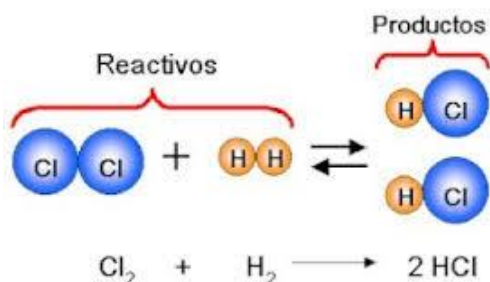
Si la Química es la ciencia experimental que estudia la materia, uno de los aspectos más relevantes de este estudio viene dado por las transformaciones que experimentan las sustancias materiales mediante reacciones químicas.

Como ya podemos distinguir entre cambios físicos y químicos. Los cambios químicos, en los cuales se modifica la naturaleza de las sustancias que intervienen, reciben el nombre de **reacciones químicas**.

En general, las sustancias o compuestos presentes antes de que ocurra la reacción química se llaman **reactivos**. Las sustancias que aparecen tras la reacción son los **productos**. Las reacciones químicas ocurren continuamente en la Naturaleza y también pueden reproducirse en el laboratorio de forma controlada.

Pero, ¿qué sucede realmente durante una reacción química? Tomemos como ejemplo la oxidación del hierro. Lo que observamos es la transformación del metal en herrumbre: "desaparece el hierro" y "aparece el óxido". ¿Dónde está el misterio? Actualmente sabemos que las sustancias están formadas por átomos enlazados en determinadas proporciones. Durante una reacción química, lo que sucede es una reorganización de los átomos que forman los reactivos para dar lugar a los productos, sin que, en realidad, "aparezca" o "desaparezca" nada. Los átomos del hierro y los del oxígeno del aire se combinan para producir óxido de hierro.

En ocasiones no es fácil detectar el transcurso de una reacción química. Algunos hechos pueden servirnos como indicativos de un cambio químico; la aparición repentina de sustancias sólidas (precipitados); el desprendimiento de gases, el aumento o disminución bruscos de la temperatura y los cambios de color son, quizás, los más destacados.



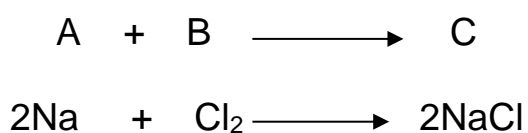
La representación general de una reacción es la **ecuación química**, que siempre incluye tres partes: las fórmulas de los reactivos; la flecha, que indica el sentido de la reacción y las fórmulas de los productos.

Dentro de la estructura de la ecuación química, encontramos diversa simbología que indican las condiciones del proceso. Ejemplo:

+	Separa una sustancia de otra
(s)	Sólido
(l)	Líquido
(g)	Gas
(ac)	Que está en solución acuosa
↑	Se forma un producto gaseoso
↓	Se forma un producto sólido (precipitado)
→	Indica el sentido de la reacción, proceso irreversible.
⇌	Proceso reversible.
→ △	El proceso necesita calor
→ atm	Señala la presión a la que se lleva a cabo el proceso
→ °C	Indica la temperatura a la que sucede el proceso.
→ Pd	Presencia de catalizador para modificar la velocidad de la reacción

Tipos de reacciones. Identificar por qué y cuándo una sustancia reacciona con otra e incluso predecir que sustancia se forma a partir de una reacción dada, se clasifican en categorías.

- **Reacciones de síntesis o combinación.** Son aquellas en las que dos o más sustancias (elementos o compuestos) se combinan para formar solamente un compuesto.

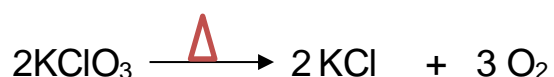
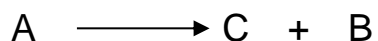




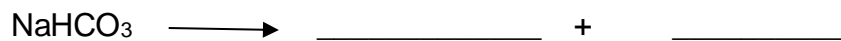
Actividad 6.1 Completa las reacciones.



Reacciones de descomposición o análisis. Una sustancia se descompone en dos o más sustancias

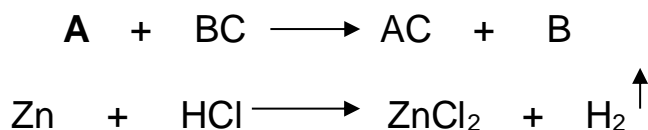


Actividad 6.1. Completa las reacciones.





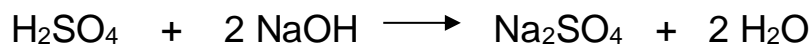
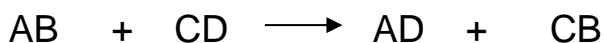
Reacciones de sustitución simple o simple desplazamiento. Una sustancia sustituye a un elemento de otra sustancia.



Actividad 6.3. Completa las reacciones.



Reacción de doble sustitución o doble desplazamiento (metátesis). Son aquellas en las que hay un intercambio de iones entre los compuestos.



Actividad 6.4. Completa las reacciones





Modelos de reacciones

1. Metal + Oxígeno \longrightarrow óxido metálico
2. No Metal + Oxígeno \longrightarrow Óxido no metálico
3. Metal activo + Agua \longrightarrow Hidróxido + hidrógeno
4. Óxido metálico + Agua \longrightarrow Hidróxido
5. Óxido no metálico + Agua \longrightarrow Oxiácido
6. Metal + Hidrógeno \longrightarrow Hidruro
7. No metal + Hidrógeno \longrightarrow Hidrácido
8. Ácido + Hidróxido \longrightarrow Sal + Agua
9. Metal + No metal \longrightarrow Sal binaria
10. Metal + Ácido \longrightarrow Sal + Hidrógeno