



QUÍMICA

COLEGIO DEL PRADO

4° AÑO B

PROF. PAULA ESPEJO

2026

PROGRAMA DE EXAMEN 2024

Unidad N°1: “Estructura Atómica y Tabla Periódica”

Modelo atómico de Bohr

Descripción del modelo atómico actual e identificación de números cuánticos en la representación de la configuración electrónica. Orbitales atómicos -Energías de los orbitales atómicos. Configuración electrónica- Regla del octeto- Diagrama de orbitales.

Reconocimiento de la Tabla Periódica como una forma de organización y fuente de datos acerca de los elementos químicos. Identificación de los símbolos como una forma de expresión de la comunicación en química. -Interpretación de la relación entre, el ordenamiento de los elementos químicos en la Tabla Periódica a partir de su estructura atómica y descripción de la variación de las propiedades periódicas.

Unidad N°2: “Investigación científica en Química y trabajo de laboratorio”

Análisis de normas de seguridad relacionadas con el trabajo en el laboratorio, que permitirán conocer las principales causas de accidentes, y las formas de prevenirlos.

Manipulación de materiales y reactivos (propiedades, rótulos, almacenamiento y transporte dentro del laboratorio).

Unidad N°3: “Uniones químicas y Las Reacciones Químicas”

Interpretación de las reacciones químicas como ruptura y formación de nuevos enlaces químicos, quienes determinarán las propiedades físicas y químicas de las sustancias obtenidas.

Clasificación de reacciones químicas e identificación de aquellas que se producen en los seres vivos y en el ambiente.

Explicación de la formación de compuestos binarios, ternarios y cuaternarios, a partir, de la ecuación química que representa la combinación de elementos y compuestos químicos.

Identificación de compuestos de uso cotidiano, de interés científico-tecnológico y de importancia en la economía provincial/regional.

Representación de reacciones de óxido-reducción, identificación de especies reductoras y oxidantes y cantidad de electrones que intervienen en ellas.

Descripción de sustancias ácidas y básicas a partir de las teorías ácido-base de: Brönsted & Lowry, Arrhenius y Lewis.

Determinación de características ácido-base, de forma cualitativa a partir de indicadores naturales de distintas sustancias.

Determinación de masa molar molecular de las sustancias. Conservación de la materia, relación estequiometría: cantidad de reactivos que se consume y de productos que se obtiene en una reacción química. Identificación de reactivo limitante y reactivo en exceso.

Unidad N°4: “Soluciones”

Características de la molécula de agua desde el modelo cinético molecular: características como disolvente universal (desde la misma teoría)

Descripción de las características de una solución.

Identificación de soluto y solvente en la mezcla homogénea.

Clasificación cualitativa de la concentración de las soluciones, diluida, concentrada, sobresaturada.

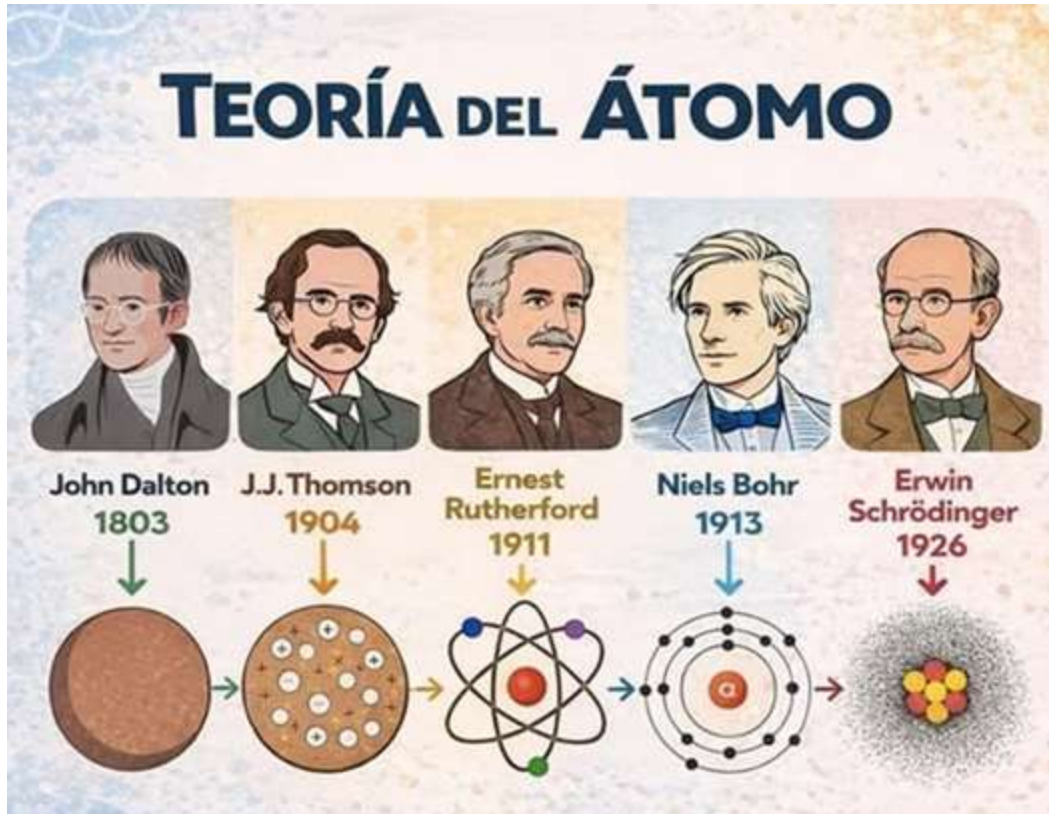
Determinación de características ácido-base, de forma cuantitativa a partir de la escala de pH.

Reconocimiento de la importancia del pH, en el suelo para mejorar los cultivos; en el organismo, para mantener equilibrios biológicos; en el ambiente, para controlar posibles contaminaciones industriales, etc.

Unidad N°1: “Estructura Atómica y Tabla Periódica”

HISTORIA DEL ÁTOMO

Analicemos juntos la siguiente imagen:



Este video también puede ser de ayuda: <https://youtu.be/LS3N5hOxRPE>

MODELO PLANETARIO DE BOHR

Este modelo atómico fue propuesto por el físico danés Niels Bohr en 1913, es un modelo clásico del átomo, donde los electrones de la corteza giran alrededor del núcleo describiendo sólo determinadas órbitas circulares. En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

- Los electrones giraban alrededor del núcleo, describiendo solo determinadas órbitas circulares que llamó **órbitas estacionarias**.
- La energía de un electrón en un átomo estaba **cuantificada**, es decir, restringida a determinados valores.
- Al describir una órbita estacionaria, un electrón no absorbía ni emitía energía.
- El radio de la órbita (su distancia al núcleo) estaba relacionada con la energía que poseía el electrón, es decir, a mayor radio, mayor energía.

- Los valores de energía que podía tener un electrón se denominaron **niveles de energía** (figura 3)

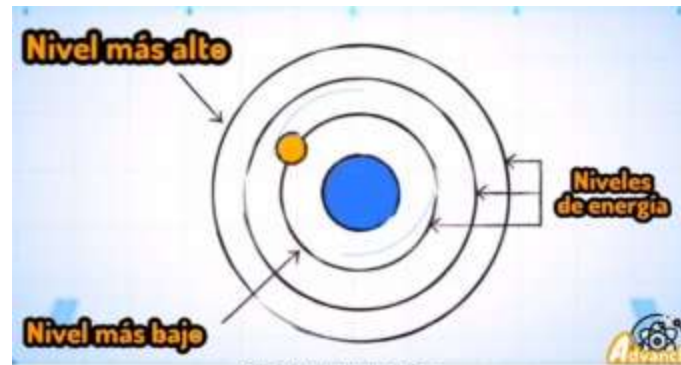


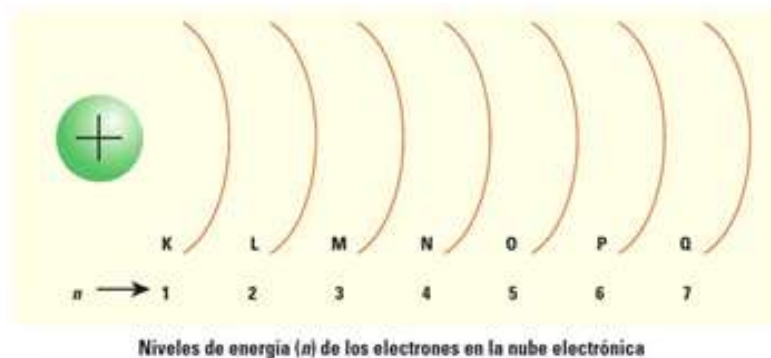
Figura 3: Modelo Atómico de Bohr.

LA NUBE ELECTRONICA SEGÚN BOHR

El modelo atómico de Bohr propone la distribución de electrones por niveles y subniveles energéticos de la nube electrónica. Existe un número máximo de electrones por niveles y subniveles de energía.

- Los niveles de energía son 7 y se denominan por las letras mayúsculas: K, L, M, N, O, P y Q; también se pueden identificar por los números: 1;2;3;4;5;6 y 7.

Los electrones de la capa K, cerca del núcleo, tienen menor energía, por lo que este los atrae con más fuerza. En cambio los electrones de la capa Q son los más alejados, por lo tanto tienen mayor energía y son atraídos con menor fuerza por el núcleo.



Niveles de energía (n) de los electrones en la nube electrónica

- Cada nivel de energía está constituido por uno o más subniveles, debido a que los electrones que se hallan en un mismo nivel se diferencian ligeramente en la energía que tiene cada uno. Estos se identifican por letras minúsculas: s, p, d y f, y cada uno tiene una capacidad determinada de alojar electrones:

$$s=2 e^{-}; \quad p=6 e^{-}; \quad d=10 e^{-}; \quad f=14 e^{-}$$

Subniveles y número máximo de electrones en cada nivel de energía

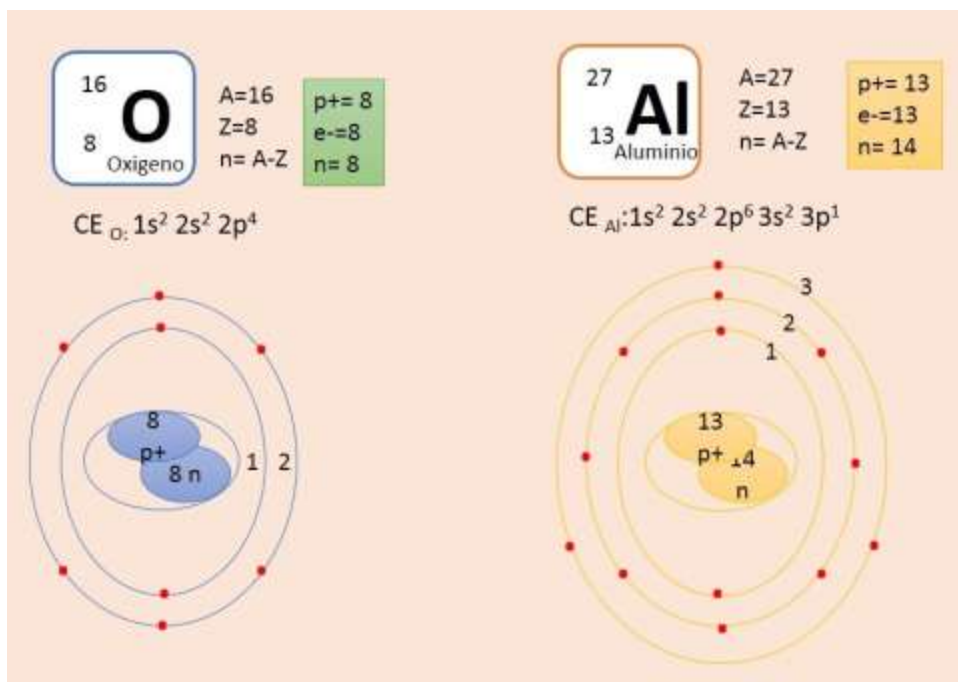
Nivel	Subnivel	e^{-}
1 o K	$1s^2$	2
2 o L	$2s^2 2p^6$	8
3 o M	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4 o N	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32
5 o O	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	32
6 o P	$6s^2 6p^6 6d^{10}$	18
7 o Q	$7s^2 7p^{14}$	8

Recordando la configuración electrónica dibujemos un átomo al “estilo de Bohr”

Para poder dibujar un átomo debemos seguir los siguientes pasos:

1. Obtener de la tabla periódica el número atómico (Z), el número másico (A) del elemento a graficar
2. Calcular la cantidad de protones, neutrones y electrones presentes
3. Obtener su configuración electrónica
4. Teniendo todo esto, dibujamos un núcleo con la cantidad de protones y neutrones
5. Dibujamos niveles (n) que tengamos alrededor del núcleo (es el número grande de configuración electrónica)
6. Por último en cada nivel dibujamos la cantidad de electrones que tenga cada subnivel (es el número pequeño) y listo.

Te dejo unos ejemplos en las siguientes imágenes



MODELO ATÓMICO ACTUAL

Propuesto por Erwin Schrödinger a partir de los estudios de Bohr y Sommerfeld, concebía los electrones como ondulaciones de la materia, lo cual permitió la formulación posterior de una interpretación probabilística de la función de onda, por parte de Max Born.

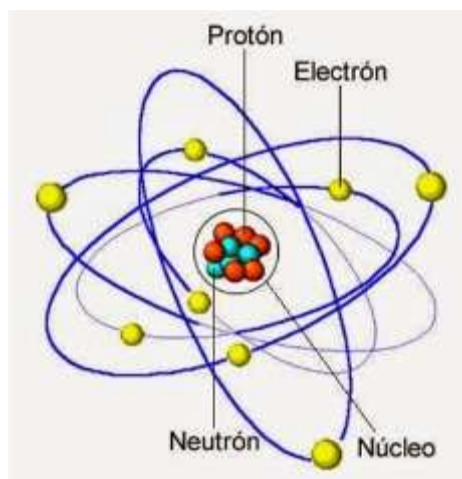
Eso significa que se puede estudiar probabilísticamente la posición de un electrón o su cantidad de movimiento, pero no ambas cosas a la vez, debido al célebre **Principio de incertidumbre** de Heisenberg.

Lo que significa que no se pueden establecer sus trayectorias; solo es posible determinar las zonas en las que es más probable encontrar en constante movimiento a un electrón de un átomo. Esas áreas, llamadas **orbitales**, tienen diferentes formas alrededor del núcleo.

Del modelo atómico de Bohr solo permanece vigente la teoría que indica que los electrones se mueven con niveles energéticos determinados, sin emitir ni absorber energía, y que a cada nivel de energía le corresponden uno o más subniveles de energía, y con ellos se pueden identificar los orbitales.

También sigue aceptándose que, en un átomo, existe un número máximo de electrones que pueden tener un contenido energético correspondiente a un determinado nivel de energía. Para los primeros cuatro niveles energéticos, esos valores son: 2 e-, 8e-, 18e- y 32e-.

Este es el modelo atómico vigente a inicios del siglo XXI, con algunas posteriores adiciones. Se le conoce como Modelo cuántico-ondulatorio.



En esta imagen puedes identificar las partículas (llamadas partículas subatómicas).

LAS CAPAS DE ELECTRONES Y NIVELES DE ENERGIA.

En el átomo, los electrones se ubican en capas y cada capa tiene un nivel de energía. La distribución de los electrones en las capas se denomina “Configuración Electrónica” y se realiza de la siguiente manera:

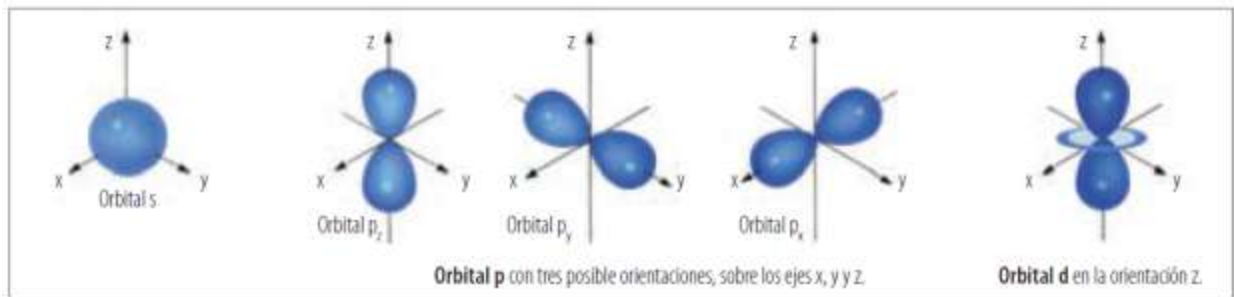
LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

En el modelo atómico actual, se definen las características de todos los electrones de un átomo utilizando lo que se conoce como números cuánticos, que se denominan con las letras n, m, l y s. los números cuánticos indican la energía y describen el movimiento del electrón que caracterizan. En un átomo, no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.

- **Número Cuántico Principal (n):** describe el nivel principal de energía ocupado por un electrón, puede tomar valores positivos que van del 1 en adelante. La energía de los niveles depende de la distancia al núcleo: a mayor distancia, mayor energía, y mayor tamaño del orbital. El número máximo de electrones que es posible encontrar por nivel energético está dado por $2n^2$, donde **n** es el nivel de energía
- **Número Cuántico Secundario (l):** representa el subnivel del electrón, y está relacionado con la **forma del orbital**. Cada nivel energético tiene **n** subniveles, que se designan con números que van de 0 a $n-1$. Por ejemplo, si $n=2$, entonces l puede ser 0 o 1. Cada subnivel se designa con una letra **s, p, d** o **f**, y se acepta el **número máximo de electrones**, como se muestra en la siguiente tabla.

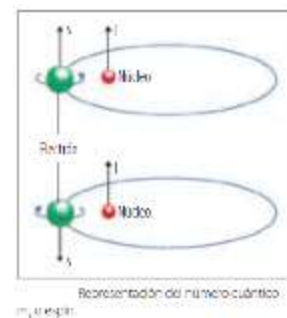
Nivel (n)	Nº de electrones
1	$2(1)^2 = 2$
2	$2(2)^2 = 8$
3	$2(3)^2 = 18$
4	$2(4)^2 = 32$

Subniveles (l)	0	1	2	3
Designación	s	p	d	f
Nº máximo de electrones	2	6	10	14



El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

- Número Cuántico Magnético (m_l):** representa la **orientación espacial de los** orbitales presentes en un subnivel, y puede tomar valores enteros desde $-l$ a $+l$, incluido el cero. Así, si $l = 2$, los valores posibles de m_l serán: $-2, -1, 0, 1$ y 2 .
- Número Cuántico de spin (s):** se relaciona con el giro del electrón sobre su propio eje. Este número, que puede tomar los valores $+1/2$ o $-1/2$, limita a dos la cantidad de electrones por cada orbital atómico, los que deben tener sentidos de giro (o spin) opuestos.



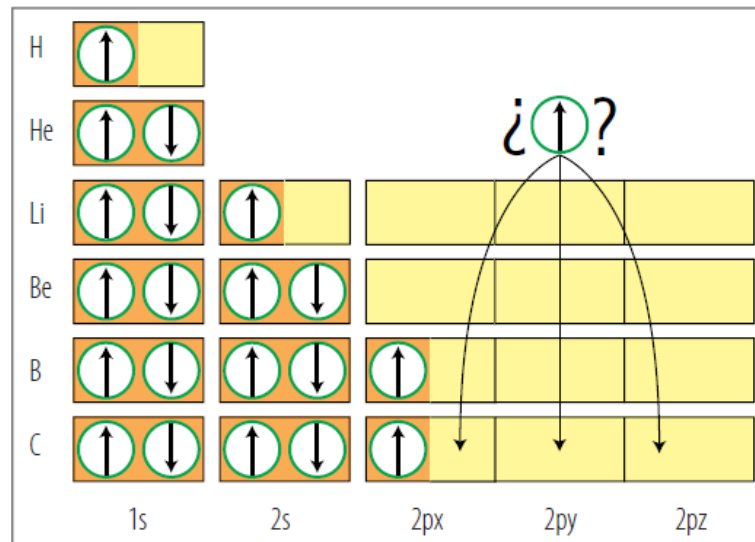
A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

Algunas Consideraciones Preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z = 6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z = 5$).
- Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Esto quiere decir que no pueden tener el mismo número cuántico, porque estarían ocupando el mismo lugar al mismo tiempo. Se representan $\uparrow\downarrow$.

- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está desapareado. Esto quiere decir que se distribuyen equitativamente en cada uno de los orbitales. Primero se ponen las flechas hacia arriba y después las flechas hacia abajo.



Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ($Z = 1$), hasta el C ($Z = 6$). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en 2py.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

* EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) se expresa de la siguiente manera:



Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z .

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

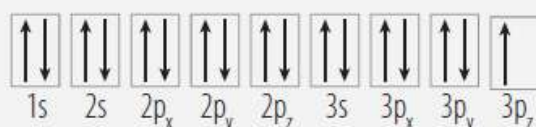
* EJEMPLOS

1. La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que $Z = 17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:



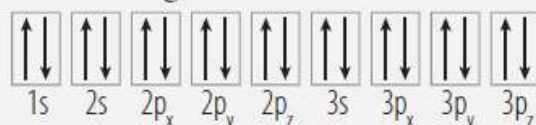
Diagrama de orbitales:



2. Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar ($Z = 18$):



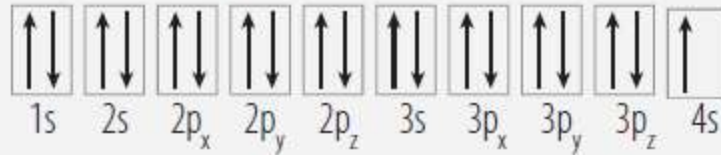
Diagrama de orbitales:



3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ($Z = 19$) es:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Diagrama de orbitales:



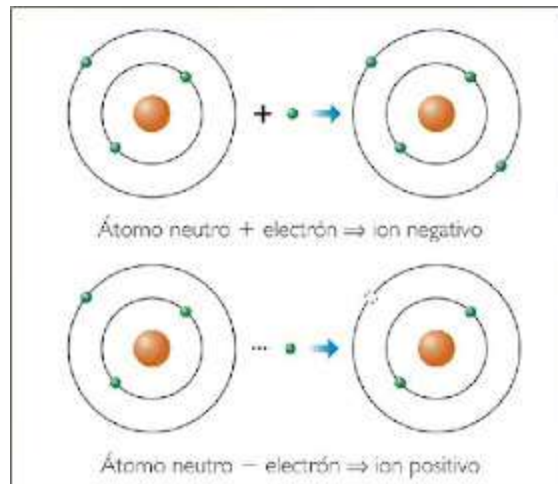
Realiza el PRÁCTICO N° 1

¿Qué pasa cuando los átomos NO son neutros?

En ese caso los átomos tienen carga (puede ser negativa o positiva) y se denominan iones.

¿Qué es un ión?

Un ión es un átomo (o un grupo de átomos) que tiene una carga neta positiva o negativa.



Para que un átomo se transforme en ion debe ganar o perder electrones. Así, cuando gana e^- , como recibe carga negativa, queda cargado negativamente y se denomina anión (debido a que, en un campo eléctrico generado por dos electrodos, se dirige hacia el ánodo que tiene carga positiva).

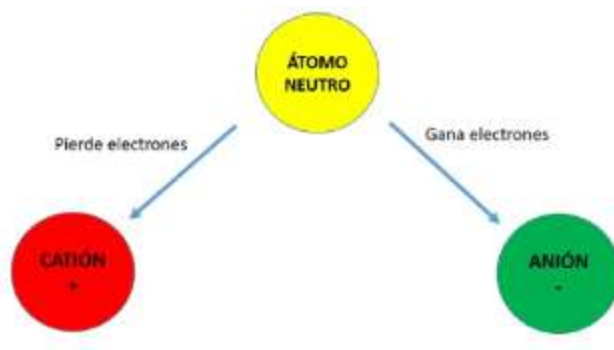
Por el contrario, si pierde electrones y tenía la misma cantidad de protones que electrones, quedará con carga positiva y se denomina catión (porque migra hacia el cátodo que es el electrodo negativo)

Algunos átomos pueden ganar o perder más de un electrón, con lo que quedan cargados con cargas +2, -2, +3, etc.

ÁTOMO	ION
Sodio Na (11 protones, 11 electrones)	Catión Na^+ (11 protones, 10 electrones)*
Cloro Cl (17 protones, 17 electrones)	Anión Cl^- (17 protones, 18 electrones)*
Aluminio Al (27 protones, 27 electrones)	Catión Al^{3+} (27 protones, 24 electrones)
Oxígeno O (8 protones, 8 electrones)	Anión O^{2-} (8 protones, 10 electrones)
Calcio Ca (20 protones, 20 electrones)	Catión Ca^{2+} (20 protones, 18 electrones)

*Nótese que cuando ganan o pierden 1 electrón no se acostumbra a poner el numero solo el signo, pero cuando ganan o pierden más de un electrón se debe poner el número que coincide con el número de electrones cedidos o recibidos.

Resumiendo:



Ejemplo: ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el ión K+?

Como se puede ver el ión tiene carga positiva, es decir que es un catión porque perdió electrones. El átomo neutro de K tiene $A = 39$ y $Z = 19$ (lo que corresponde a 19 protones, 19 electrones y 20 neutrones), pero como sabemos que perdió $1 e^-$, el catión tendrá 19 p+, 18 e- y 20 n0. Su carga neta será $19 - 18 = +1$.

Realiza las ACTIVIDADES

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Leamos entre todos lo siguiente

Historia

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara.

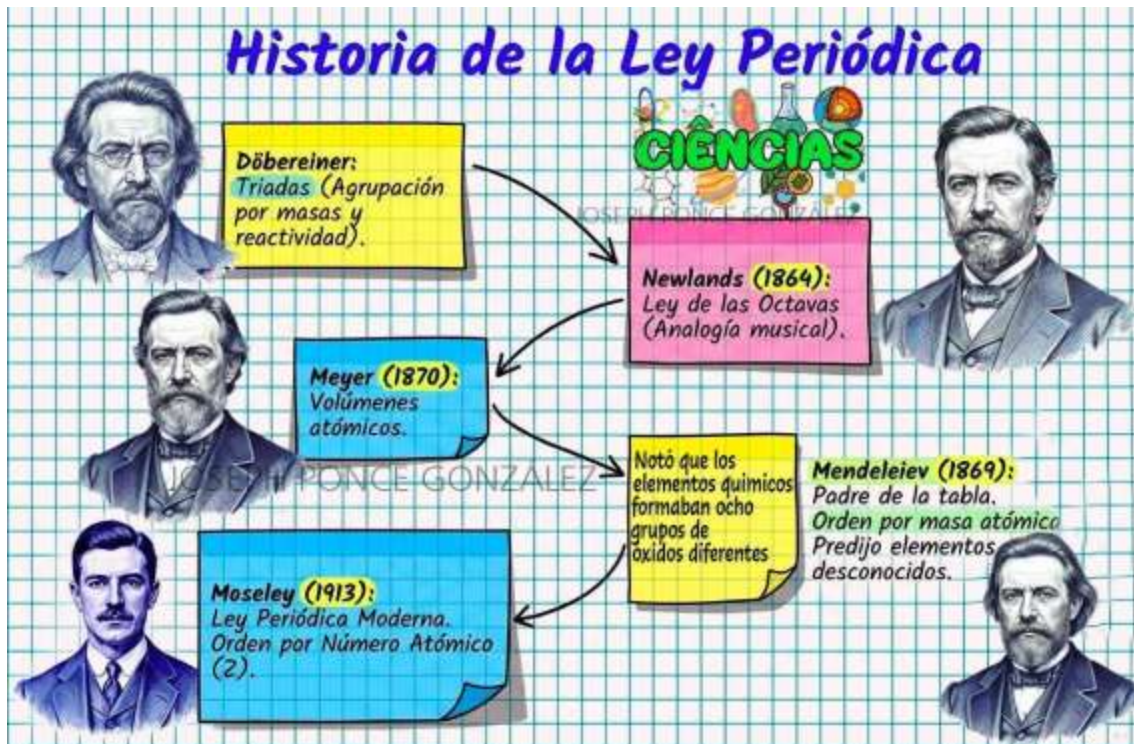


Tabla Periódica Actual

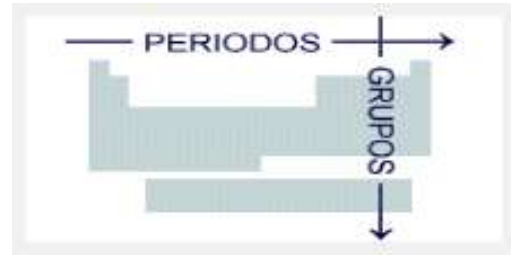
En 1913, Henry G. J. Moseley sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o familias.

En la tabla los elementos se representan en recuadros que contienen información sobre ellos, como el nombre, el número atómico y la configuración electrónica, entre otros. La cantidad de información y la forma de representarla puede variar de una tabla a otra.

¿Cómo se organiza?

La posición que ocupa un elemento en la tabla periódica no es aleatoria, sino que depende de su configuración electrónica, la que define las propiedades químicas y físicas de los elementos. Existen 7 filas horizontales que se denominan **períodos** y 18 columnas verticales que se denominan **grupos**.



Estructura de la Tabla Periódica

The diagram shows a detailed periodic table with the following labels and annotations:

- GRUPOS (1-18): Familias**: A bracket at the top indicates the 18 columns.
- Electrones de valencia y propiedades similares**: A green box highlights the outermost columns.
- PERIODOS (1-7): Nivel de energía**: A red bracket on the left indicates the 7 rows.
- Incluye Lantánidos y Actínidos**: A pink box at the bottom left points to the two rows of f-block elements.
- Clasificación General:** A box on the right lists **Grupos A (Representativos)** and **Grupos B (Transición)**.
- CIENCIAS**: A colorful logo with a microscope, beaker, and globe.
- A small periodic table graphic is shown in the top left and bottom right corners.

Periodos

Los elementos de un mismo periodo se caracterizan por tener el mismo número de niveles energéticos, es decir, todos los elementos que pertenecen un mismo periodo coinciden en el nivel mayor de energía que poseen. Así, cada elemento se coloca según su configuración electrónica.

Por ejemplo: la configuración electrónica del sodio (Na) es $1s^2-2s^2-2p^6-3s^1$, al tener 3 niveles energéticos, se ubica en el grupo 3

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

LEYENDA:

- Metales (Azul)
- Semimetales (Naranja)
- No metales (Verde)
- Metales alcalinos (Azul claro)
- Metales alcalinotérminos (Azul oscuro)
- Elementos de transición (Azul gris)
- Actínidos (Rojo oscuro)
- Semimetales (Naranja)
- Antígenos (Verde claro)
- Halógenos (Verde oscuro)
- Gases nobles (Verde gris)

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C):

- Ne - gaseoso
- Fe - sólido
- Hg - líquido
- Ts - sintético

Grupos

Los elementos de un mismo grupo se caracterizan por tener propiedades químicas y físicas muy similares. Esto se debe a que, aunque pertenezcan a distintos periodos, en un mismo grupo se reúnen elementos que tienen el mismo número de electrones en su último nivel energético (o nivel más externo), es decir, tienen igual valencia. Como ejemplo veremos el siguiente cuadro:

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	$1s^1$
Litio	Li	$2s^1$
Sodio	Na	$3s^1$
Potasio	K	$4s^1$
Rubidio	Rb	$5s^1$
Cesio	Cs	$6s^1$
Francio	Fr	$7s^1$

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
 Las masas atómicas relativas se expresan con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen una composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado su peso atómico.

LANTÁNIDOS

57 138.91	58 140.12	59 140.91	60 144.24	61 (145)	62 150.36	63 151.96	64 157.25	65 158.93	66 162.50	67 164.93	68 167.26	69 168.93	70 173.05	71 174.97
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
LANTANO	CERIO	PRASEODIMIO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINIO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	YTERBIO	LUTECIO

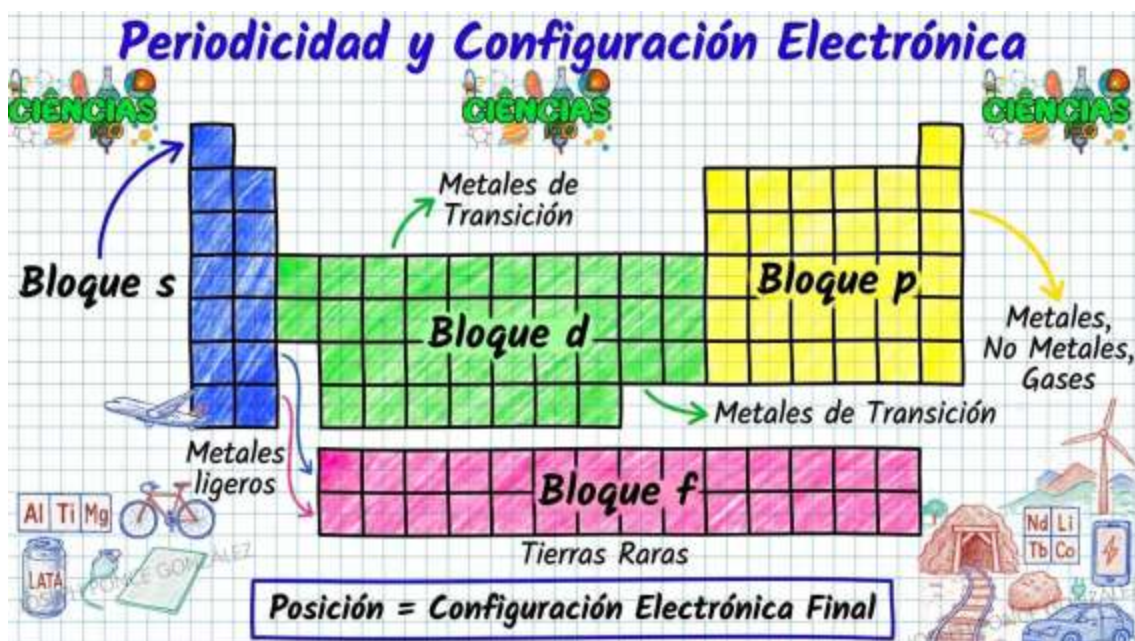
ACTÍNIDOS

89 (227)	90 232.04	91 231.04	92 238.03	93 (237)	94 (244)	95 (243)	96 (247)	97 (247)	98 (251)	99 (252)	100 (257)	101 (256)	102 (259)	103 (262)
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	ENSTENIO	FERMIO	MENDELEVO	NOBELIO	LAWRENCIO

Clasificación de los Elementos

Como ya vimos los elementos se ordenan según su configuración electrónica. En consecuencia, pueden clasificarse:

1. Según donde se ubique el electrón de mayor energía (último electrón), dividiéndose en cuatro grupos:
 - **Elementos representativos:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital “s” o “p”. pertenecen al grupo “A”, y a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17.
 - **Elementos de transición:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital “d”. pertenecen al grupo “B”, a los grupos 3 a 12 de la tabla periódica.
 - **Elementos de transición interna:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital “f”. estos elementos no se clasifican en grupos, ya que se encuentran entre los grupos 3 y 4. Se representan mediante dos filas que se desprenden de los periodos 6 y 7, y se ubican en la parte inferior de la tabla. Estos elementos se denominan *lantánidos* y *actínidos*
 - **Elementos inertes o gases nobles:** son aquellos que se caracterizan por tener todos sus niveles energéticos completos. Pertenecen al grupo 18. Los gases nobles poseen ocho electrones en su último nivel, y su configuración electrónica externa se representa con $ns^2 np^6$, a excepción del He, que tiene solo dos electrones en su último nivel, y una CE= $1s^2$



2. Según la tendencia a ganar o perder electrones:

- **Metales:** Tienen tendencia a perder electrones y formar iones con cargas positivas "cationes" (alcalinos, alcalinoterreos, transición y transición interna).

Propiedades físicas de los metales:

- 1.- Alta conductividad térmica y eléctrica.
- 2.- Gris metálico o brillo plateado.
- 3.- Punto de fusión generalmente elevado.
- 4.- Ductibilidad (capacidad para formar alambres).
- 5.- Maleabilidad (capacidad para formar hojas o láminas delgadas)
- 6.- Casi todos son sólidos.
- 7.- En estado sólido se caracterizan por enlaces metálicos.

- **No Metales:** Tienen tendencia a ganar electrones y formar iones con cargas negativas "aniones".

Propiedades físicas de los no metales:

- 1.- Mala conductividad eléctrica.
- 2.- Buenos aislantes térmicos.
- 3.- No poseen brillo metálico.
- 4.- Son sólidos, líquidos o gaseosos.
- 5.- Quebradizos en estados sólidos.
- 6.- No dúctiles
- 7.- Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son mono atómicos.

- **Semimetales:** Estos muestran algunas propiedades características tanto de los metales como de los no metales. Muchos metaloides como el silicio, el germanio y el antimonio, actúan como semiconductores, y son importantes para los circuitos electrónicos de estado sólido. Los semiconductores son aislantes a temperaturas inferiores, pero algunos son conductores temperaturas más altas.

- **Gases Nobles:** son poco reactivos, es decir, prácticamente no forman compuestos químicos.

Propiedades físicas de los gases nobles:

1. Son monoactivos, desprovistos de color, olor y sabor
2. Baja reactividad

Propiedades Periódicas

Algunas propiedades de los elementos varían de manera regular por la posición que ocupan en la tabla periódica, a estas propiedades se les llama **propiedades periódicas**.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuq	Uuh	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

RADIO ATÓMICO

En un grupo: El radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.
En un periodo: El radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

1	H																	He	
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuq	Uuh	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

En un grupo: La energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
En un periodo: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y cuesta más energía arrancarlos.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

1	H																	He	
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuq	Uuh	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

CARÁCTER METÁLICO

En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
En un periodo: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

1	H																	He		
2	Li	Be													B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuq	Uuh	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

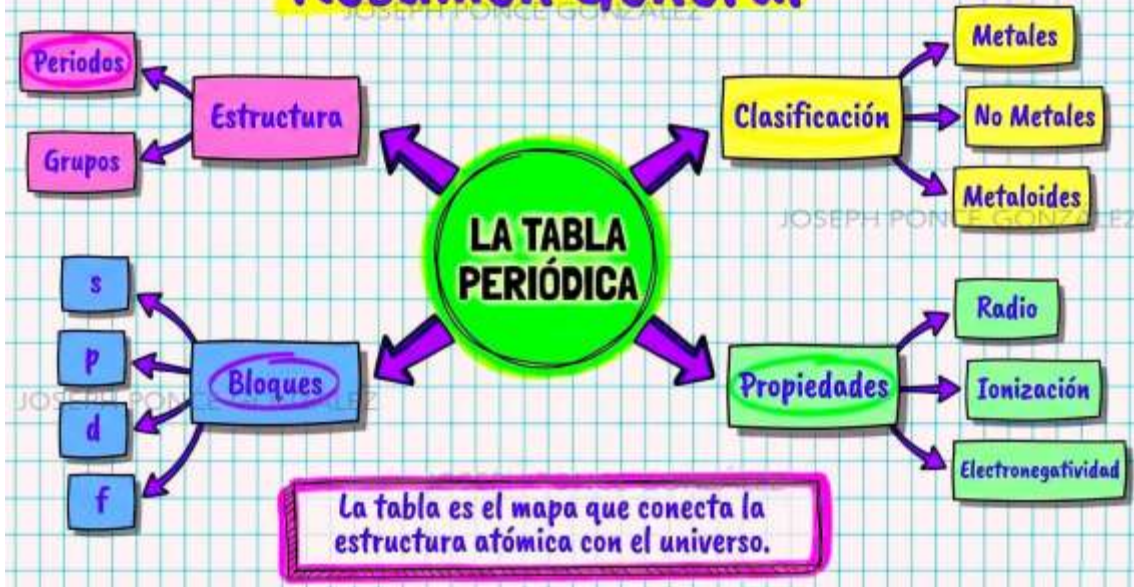
ELECTRONEGATIVIDAD

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
En un periodo: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.

Propiedades Periódicas (Tendencias)



Resumen General



Realiza el PRÁCTICO N° 2

Unidad N°2: *Normas Básicas de Seguridad Química en los Laboratorios de Docencia e Investigación*

Introducción

En el laboratorio de química donde se manipulan sustancias químicas, aparatos de diversa complejidad, etc., aumenta el riesgo de accidentes. Esto no significa que el trabajo de laboratorio sea peligroso, sino que es necesario establecer una serie de medidas de seguridad para evitar que dichos accidentes ocurran.

Las medidas de Seguridad en Laboratorios son un conjunto de medidas preventivas destinadas a proteger la salud de los que allí se desempeñan frente a los riesgos propios derivados de la actividad, para evitar accidentes y contaminaciones tanto dentro de su ámbito de trabajo, como hacia el exterior.

Las reglas básicas aquí indicadas son un conjunto de prácticas de sentido común realizadas en forma rutinaria.

El elemento clave es la actitud proactiva hacia la seguridad y la información que permita reconocer y combatir los riesgos presentes en el laboratorio.

Consideremos algunas de las medidas en las siguientes imágenes:

Hábitos de Trabajo

Seguir las instrucciones del profesor



Está prohibido comer o beber en el laboratorio.



Sigue las instrucciones del o de la docente.



Realiza solo los experimentos indicados por el o la docente. No hagas pruebas por tu cuenta.



En caso de duda sobre el uso de algún instrumento, consulta al o a la docente.

Manejo del material de laboratorio



Manipula, con mucho cuidado, los instrumentos del laboratorio para evitar accidentes.



No succiones los líquidos con la boca. Usa la propipeta.



Nunca trabajes con material de vidrio roto.



En caso de derrame de alguna sustancia o accidente, notifícalo inmediatamente al docente.

Limpieza y orden del espacio de trabajo



Nunca toques directamente con las manos, aspire vapores o pruebes las sustancias químicas.



No botes restos sólidos en el fregadero, ya que pueden obstruir el desagüe. Házlo en el pipote de la basura.



Al terminar la práctica lívate bien las manos.



Mantén tu espacio de trabajo limpio y en orden. Deja todo el material e instrumentos utilizados, limpios y ordenados.

Elementos de Protección Personal: Vestimenta

Cómo debes ir al laboratorio



Usa la bata de laboratorio.



Si tienes el cabello largo debes recogerlo antes de empezar a trabajar.



El calzado debe ser cerrado. No se permiten sandalias.



Utiliza guantes y lentes de seguridad cuando sean necesarios.

El Laboratorio:

Es un local con instalaciones y materiales especiales donde se realizan experimentos que facilitan el estudio de la física y la química. Cuenta con distintos instrumentos y materiales que hacen posible la investigación y experimentación. Como son:

- ✓ Las mesas de trabajo: que cuentan con distintas llaves, de agua, de gas y con enchufes para la electricidad
- ✓ Droguero: donde se guardan las sustancias químicas y los instrumentos de trabajo
- ✓ Es obligatorio indicar mediante una serie de señales los peligros a los que pueden estar expuestos los trabajadores, así como los comportamientos prohibidos y el vestuario apropiado para minimizarlos
- ✓ El escritorio (si es un laboratorio escolar): donde el docente muestra como debe ser el procedimiento.
- ✓ **Elementos de seguridad:**
 - Ducha de emergencia y lava ojos: se utiliza por si llega a haber algún accidente como quemaduras a algún miembro del laboratorio.
 - Extintores de emergencia: para cualquier incendio.
 - Botiquín

Las Drogas, el Droguero:

En química la denominación droga se utiliza para mencionar cualquier sustancia química que se emplea en el laboratorio.

Estas drogas se compran, precisamente en las droguerías. Pueden ser sólidas, líquidas. Los sólidos, a su vez, se presentan de distintas maneras: en polvo, en granallas, en lentejas, etc.

Las drogas se guardan en frascos de vidrio o plástico, de acuerdo con el poder corrosivo que tenga cada una de ellas. Por ejemplo, el hidróxido de sodio; que es sólido, se debe

guardar en frascos de plástico porque daña el vidrio; en cambio, el ácido sulfúrico, que es líquido se debe guardar en recipientes de vidrio porque deshace el plástico.

Las drogas que se hidratan con mucha facilidad se guardan en desecadores o recipientes, generalmente de vidrio y cierre siliconado, que contenga gel de sílice como absorbente de la humedad. Las que se descomponen con la luz se guardan en frascos de color caramelo. Todos los frascos tienen que tener su correspondiente etiqueta, en la que debe constar el nombre técnico de la sustancia, su nombre común, su concentración, el nombre y dirección del laboratorio que lo produce y la mención de los riesgos específicos de la sustancia, junto con el símbolo gráfico correspondiente.

Las drogas siempre deben estar guardadas en el **droguero**. Pueden ubicarse por orden alfabético y numeradas. Se deben rotular indicando no solo el nombre del reactivo, sino también el grado de peligrosidad – por ejemplo, toxicidad, inflamabilidad, sustancias volátiles o explosivas, sustancias radiactivas. Si una sustancia es inflamable se conserva en lugar fresco

Los ácidos siempre se ubican en la parte inferior de los estantes, para evitar en el caso de roturas, que se derramen sobre otras sustancias. Una vez ordenadas se registra su existencia en un cuaderno o en fichas.

Interpretación de las Etiquetas de Productos Químicos

1. Nombre de la sustancia o del preparado.
2. Nombre, dirección y teléfono del fabricante o importador.
3. Símbolo e indicaciones de peligro. Se destacan los riesgos principales.
4. Frases R, que permiten complementar e identificar determinados riesgos mediante su descripción.
5. Frases S, que a través de consejos de prudencia establecen medidas preventivas para la manipulación y utilización.



Pictogramas de Peligrosidad

Un Pictograma es una composición gráfica que contiene símbolos que indican peligros como el riesgo químico por ejemplo. Estas señales en general nos muestran según las

normativas vigentes a qué peligros pueden las personas que los manipulan y almacenan estos productos, estar expuestos.

Los siguientes son pictogramas que podemos encontrar en un laboratorio según la Unión Europea

<p>NOCIVO</p> 	<p>Por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades pueden provocar la muerte o perjuicios agudos o crónicos para la salud. Causa riesgo para la salud de gravedad limitada.</p>
<p>IRRITANTE</p> 	<p>Por contacto breve, prolongado o repetido con la piel o mucosas, puede provocar reacción inflamatoria. Origina reacción inflamatoria sobre piel o mucosas.</p>
<p>CORROSIVO</p> 	<p>En contacto con tejidos vivos, puede ejercer una acción destructiva de los mismos. Destruye tejidos vivos.</p>
<p>MUY TÓXICO TÓXICO</p> 	<p>Por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades pueden provocar la muerte o perjuicios agudos o crónicos para la salud. Causa riesgo grave para la salud (incluso muerte).</p>
<p>EXTREMADAMENTE INFLAMABLE/FÁCILMENTE</p> 	<p>Tienen un punto de inflamación extremadamente bajo/ bajo. Puede calentarse y arder a temperatura ambiente.</p>
<p>COMBURENTE</p> 	<p>En contacto con sustancias inflamables puede producir una reacción fuertemente exotérmica (acompañada de gran desprendimiento de calor). Puede arder en contacto con otros productos inflamables.</p>
<p>EXPLOSIVO</p> 	<p>Explosiona en contacto con una llama o por choque o fricción.</p>
<p>PELIGROSO PARA EL MEDIO AMBIENTE</p> 	<p>En caso de liberación al medio ambiente pueden constituir un peligro inmediato o futuro para uno o más de los compartimentos del medio ambiente (suelo, aire, agua). En el medio natural puede causar alteraciones de la flora y fauna.</p>

PELIGROS FÍSICOS



Explosivo



Gas a presión



Inflamable



Comburente



Corrosivo para metales

Rombo NFPA 704

La NFPA (National Fire Protection Association) es una entidad internacional voluntaria creada para promover la protección y prevención contra el fuego.

La Norma NFPA 704 establece un sistema de identificación de riesgos para que en un eventual incendio o emergencia, las personas afectadas puedan reconocer los riesgos de los materiales y su nivel de peligrosidad respecto del fuego y diferentes factores. Establece a través de un rombo seccionado en cuatro partes de diferentes colores, indicar los grados de peligrosidad de la sustancia a clasificar.



Las cuatro divisiones tienen colores asociados con un significado.

El azul hace referencia a los riesgos para la salud

El rojo indica el peligro de inflamabilidad

El amarillo señala los riesgos por reactividad: es decir, la inestabilidad del producto.

A estas tres divisiones se les asigna un número de 0 (sin peligro) a 4

(peligro máximo).

En la **sección blanca** puede haber indicaciones especiales para algunos materiales, indicando que son oxidantes, ácidos, alcalinos, corrosivos, reactivos con agua o radiactivos.

Tratamiento de Residuos y Derrames

- ❖ El material de vidrio roto, contaminado no se depositará con los residuos comunes. Se descartará en bolsa amarilla envuelto en papel. El que sea necesario reparar se entregará limpio al taller.
- ❖ Está prohibido desechar líquidos inflamables, tóxicos, corrosivos, peligrosos para el medio ambiente como material biológico por las piletas o sanitario.
- ❖ Si por accidente se originase un vertido en la piletta, añadir siempre agua en forma abundante.
- ❖ En caso de derrames de líquidos arrojar absorbente mineral (hay en todos los laboratorios) sobre el líquido, y una vez absorbido recolectar y tirar como residuo.

peligroso. NO tirar productos, ni papeles impregnados en los cestos para papeles.

Accidentes

En caso de accidente avisar al Responsable del Sector

Salpicaduras en los ojos y sobre la piel. Sin perder un instante lavarse CON AGUA DURANTE 10 - 15 minutos, empleando si es necesario la ducha de seguridad; quitarse la ropa y objetos previsiblemente mojados por el producto químico. Si la salpicadura es en los ojos, emplear el lavaojos durante 15-20 minutos, sobre todo si el producto es corrosivo o irritante. NO INTENTAR NEUTRALIZAR y acudir al médico lo más rápidamente posible con la etiqueta o ficha de seguridad del producto.

Quemaduras térmicas. Lavar abundantemente con agua fría para enfriar la zona quemada. Intoxicación digestiva. Debe tratarse en función del tóxico ingerido, para lo cual se debe disponer de información a partir de la etiqueta y de la hoja de seguridad. Llevar al afectado a un centro médico y llevar la hoja de seguridad de la sustancia ingerida

Realiza las actividades

Tema: Material e Instrumentos de Laboratorio

A continuación, hablaremos de la clasificación del material de laboratorio, se clasifica según dos criterios:

A. Según su Funcionalidad (Uso)



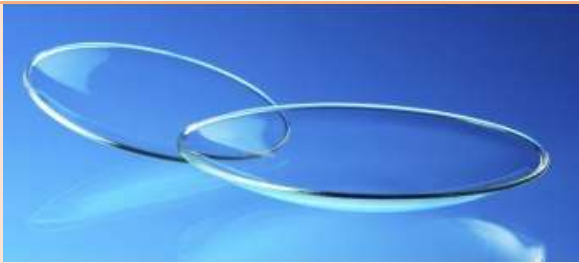
1. **Material Volumétrico**: Diseñado para medir volúmenes exactos de líquidos. Incluye matraces aforados, pipetas (graduadas/volumétricas), buretas y probetas.
2. **Material de uso general (o Contención)**: Recipientes para guardar, mezclar o calentar sustancias. Ejemplos: vasos de precipitados, matraces Erlenmeyer, tubos de ensayo y vidrios de reloj.
3. **Material de Calentamiento**: Equipos diseñados para resistir altas temperaturas. Ejemplos: mecheros Bunsen, rejillas metálicas, trípodes, cápsulas de porcelana y crisoles.
4. **Material Especial o de Soporte y Sujeción**: Utilizados para sostener otros instrumentos. Ejemplos: soporte universal, pinzas, gradillas, nueces y aros metálicos.
5. **Material de Separación y Filtración**: Embudos, papel de filtro, desecadores, centrífugas.
6. **Material de Uso Específico/Manipulación**: Espátulas, morteros, agitadores, cuentagotas, pipetas Pasteur.





Equipo Auxiliar

B. Clasificación según su Material de Fabricación





1. **Vidrio**: Vidrio borosilicatado (resistente al calor, tipo Pyrex) o vidrio común. Son transparentes e inertes.
2. **Metal**: Hierro, acero inoxidable, aluminio. Usados para soportes y alta resistencia térmica.
3. **Porcelana**: Alta resistencia a la temperatura y productos químicos corrosivos (crisoles, morteros).
4. **Plástico**: Polietileno, polipropileno. Ligeros y resistentes a roturas, aunque menos resistentes al calor.






En el siguiente cuadro se detallan los materiales y herramientas más comunes en un laboratorio.





Nombre	Características	Imagen	Según función	Tipo de material
Vaso de Precipitado	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para disolver sustancias, calentar líquidos y recoger filtrados. - Nos dan un volumen aproximado. - Se pueden calentar con ayuda de una rejilla. 		Calentamiento/ uso general	Vidrio/ plástico
Tubo de ensayo	<ul style="list-style-type: none"> - Sirven para hacer ensayos. - Se pueden calentar, con cuidado, directamente a la llama. - Si por algún experimento se quiere mantener el líquido, se utilizan con tapón de rosca. 		Calentamiento/ uso general	Vidrio/ plástico
Vidrio reloj	<ul style="list-style-type: none"> - Lámina cóncavoconvexa para pesar sólidos y como recipiente para recoger un precipitado sólido de cualquiera experiencia. - Para cubrir vasos de precipitado y evaporar gotas de líquidos volátiles. 		Uso general	Vidrio

Erlenmeyer	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para calentar (usando tela de amianto) líquidos con poca pérdida por evaporación, que puedan producir proyecciones, hacer titulaciones y recristalización de sólido. - Las graduaciones sirven para tener un volumen aproximado. 		Calentamiento y sostén	Vidrio
Cristalizador	Sirve para cristalizar un soluto a partir de una disolución.		Calentamiento y sostén	Vidrio
Caja de Petri	<ul style="list-style-type: none"> - Consta de una base circular, y las paredes son de una altura baja. - Se utiliza en los laboratorios principalmente para el cultivo de cristales. 		Uso general	Vidrio
Probeta	<ul style="list-style-type: none"> - Recipiente para medir volúmenes. - Las hay de capacidades muy diferentes: 10, 25, 50 y 100 ml. - No se pueden calentar 		Volumétrico	Vidrio y plástico

Pipetas	<ul style="list-style-type: none"> - Miden volúmenes exactos - Pueden ser graduadas o de aforo 		Volumétrico	Vidrio
Bureta graduada	<ul style="list-style-type: none"> - Material para medir volúmenes con toda precisión. - Se emplea para valoraciones. - La llave sirve para regular el líquido de salida. 		Volumétrico	Vidrio
Kitasato	<ul style="list-style-type: none"> - Recipiente de vidrio con rama lateral para conectar con la bomba de vacío. 		Calentamiento y sostén	Vidrio
Balón	<p>Contiene sustancias y se puede calentar. Posee fondo redondo o plano y se utiliza con otros materiales formando equipos.</p>		Calentamiento y sostén	Vidrio




Balón de destilación	<ul style="list-style-type: none"> - Balones con un tubo lateral que permiten la circulación de vapores - Sirve para separar componentes de una mezcla de diferente punto de ebullición 		Calentamiento y sostén	Vidrio
Matraz aforado	<ul style="list-style-type: none"> - Mide volúmenes con gran precisión. Sólo mide el volumen que se indica en el matraz. - No se puede calentar ni echar líquidos calientes. El enrase debe hacerse con exactitud (la parte baja del menisco debe quedar a ras con la señal de aforo). - Se emplea en la preparación de disoluciones. 		Volumétrico	Vidrio
Ampolla de decantación	<ul style="list-style-type: none"> - Pueden ser cónicos. - Con llave de vidrio o de teflón. - Se utilizan para separar líquidos de diferente densidad. 		Calentamiento y sostén	Vidrio
Varilla	<ul style="list-style-type: none"> - Sirve para mezclar o revolver por medio de la agitación de algunas sustancias. 		Uso general	Vidrio

Embudo de vidrio	<ul style="list-style-type: none"> - Trasvasar líquidos o disoluciones. - Para filtrar (con filtros de papel cónicos o plegados). 		De separación y filtración	Vidrio/ plástico
Termómetro	Utilizado para medir temperaturas		Medición	Vidrio
Desecador	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para evitar que los solutos tomen humedad ambiental. 		Calentamiento y Sostén	Vidrio
Tubo Refrigerante	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para condensar líquidos 		Calentamiento	Vidrio
Soporte Universal	<ul style="list-style-type: none"> - Sirve para realizar montajes con los materiales e instrumentos que se precisen en diversas situaciones 		Equipo especial	metal

Trípode	<ul style="list-style-type: none"> - Sirve para los montajes de calentamiento. - También para sujetar con mayor comodidad cualquier material que no se sustente solo sobre la mesa 		Calentamiento	Metal
Aros metálicos	Para colocar embudos y balones de separación		Equipo especial	Metal
Pinzas	Se usa para sujetar y trasladar objetos		Uso específico/ manipulación	Metal
Rejilla o tela de amianto	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza sobre el trípode, reparte la temperatura de manera uniforme cuando esta se calienta con un mechero. 		Calentamiento	Metal

Gradilla	- Se usa para colocar tubos de ensayo		Uso específico/ manipulación	Vidrio/ metal o plástico
Cucharilla- espátula	- Sirven para tomar pequeñas cantidades de sólidos		Uso específico/ manipulación	metal
Mechero Bunsen	- Se utiliza para calentar sustancias		Calentamiento	Metal
Cepillo	- Sirve para limpiar los tubos de ensayo, probetas y		Auxiliar	Metal
Mortero	- Se utilizan para triturar sólidos hasta volverlos polvo		Uso específico/ manipulación	Vidrio/ porcelana o agata

Cápsula	<ul style="list-style-type: none"> - Permite calentar o secar sustancias químicas. - Resiste elevadas temperaturas. 		Calentamiento	Porcelana
Crisol	<ul style="list-style-type: none"> - se usa principalmente para calentar, fundir, quemar, y calcinar sustancias. 		Calentamiento	porcelana
Embudo buchner	<ul style="list-style-type: none"> - se utiliza para filtrar sustancias al vacío - puede usarse con un kitazato 		De separación y filtración	Porcelana
Piseta	<ul style="list-style-type: none"> - Recipientes de plástico con tapón y un tubo fino y doblado. - Contiene agua destilada o desionizada. - Se emplea para dar el último enjuague al material después de lavado. Nunca deben contener otro tipo de líquidos. El frasco sólo se abre para rellenarlo 		Material auxiliar	Plástico
Propipeta	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para hacer subir el líquido por la pipeta 		Auxiliar	Plástico

Papel de filtro	<ul style="list-style-type: none"> - Se Introduce en un embudo de filtración, con el fin de ser filtro para las impurezas insolubles y permitir el paso de la solución a través de sus poros 		De separación y filtración	papel
Pinzas de madera	<ul style="list-style-type: none"> - Sirvan para sujetar tubos de ensayo 		Uso específico/ manipulación	madera
Balanza	<ul style="list-style-type: none"> - Para determinar la cantidad de masa de una sustancia 			

Tema: Trabajemos en el Laboratorio

Una vez visto las normas de laboratorio y los instrumentos/materiales, ahora trabajemos dentro del laboratorio. Antes de empezar veremos el tema a tratar:

pH

El pH es un concepto fundamental en la química y la biología ya que es importante para entender cómo funcionan los organismos vivos y cómo interactúan con su entorno.

¿Qué es el pH?

Para poder determinar la acidez o basicidad de una solución los químicos utilizan una medida que se conoce con la denominación de pH (potencial hidrógeno) El pH es un número que está vinculado con la cantidad de iones H^+ que hay presentes en una solución. La escala de pH es una escala numérica que va desde el valor 0 hasta el valor 14. Como se muestra en la imagen las soluciones con pH menor que 7 son ácidas y las soluciones con pH mayor que 7 son básicas o Alcalinas. En el caso que la solución tenga un $pH=7$ se dice que la solución es neutra.



¿Cómo se mide el pH?

El pH se puede medir utilizando un medidor de pH o mediante tiras de papel pH. Los medidores de pH son instrumentos que miden la concentración de iones hidrógeno (H^+) en una solución y proporcionan una lectura digital del pH. Las tiras de papel pH son pequeñas tiras de papel impregnadas con una sustancia química que cambia de color en función del pH de la solución. Se comparan los colores de las tiras con una tabla de colores para determinar el pH de la solución.



¿Qué importancia tiene el pH en los organismos vivos?

El pH es extremadamente importante para los organismos vivos porque muchos procesos biológicos y químicos solo pueden ocurrir dentro de ciertos rangos de pH. Por ejemplo, la digestión de alimentos en nuestro estómago requiere un ambiente muy ácido para descomponer los alimentos. Además, las enzimas y otras proteínas en nuestro cuerpo solo pueden funcionar correctamente dentro de ciertos rangos de pH.

pH de algunas sustancias

Sustancia	pH
Desechos ácidos mineros	-3,6 -1,0
Ácido de batería	-0,5
Ácido gástrico	1,5 - 2,0
Refrescos de cola	2,5
Vinagre	2,4 - 3,4
Zumo de naranja o manzana	3 - 4
Cerveza	4,5
Lluvia ácida	<5,0
Café	5,0
Té	5,5
Piel sana	5,5
Lluvia normal	5,6
Leche	6,5
Agua potable	6,5 - 8
Agua destilada	7,0
Saliva humana sana	7,4
Sangre	7,4
Agua de mar	7,4 - 8,2
Jabón para las manos	9 - 10
Lejía	12,5
Lejía para limpieza doméstica	13,5

<https://www.elpais.com>

pH de algunas sustancias

Ejemplos de

soluciones ácidas, neutras y alcalinas

Soluciones ácidas: jugo de limón, vinagre, jugo de naranja, ácido clorhídrico.

Soluciones neutras: agua pura, leche, sangre.

Soluciones alcalinas: jabón, bicarbonato de sodio, limpiador de drenajes, hidróxido de sodio.

Luego de trabajar en una práctica de laboratorio se debe realizar un informe escrito, a continuación, dejare los pasos que debe contener:

Contenido de un informe experimental

Un informe experimental debe incluir lo siguiente:

1

Portada

La primera página del informe debe llevar la siguiente información: nombre de la institución educativa, asignatura, nombre del docente, nombre y apellido del alumno, sección y el número de lista. En la parte central de la página se debe colocar el título del informe, que debe reflejar el tema estudiado.

2

Marco teórico

Consiste en una revisión bibliográfica de los aspectos conceptuales más resaltantes relacionados con la práctica y que sirven de base a la investigación a realizar. Tiene como propósito entender el orden y esquema del trabajo. Se puede incluir además los antecedentes más resaltantes relacionados con la investigación.

3

Objetivo

Se trata del hecho que se quiere comprobar o se supone que va a ocurrir, es decir, la hipótesis sobre la cual se quiere trabajar para llegar a algún tipo de conclusión (a veces, la conclusión puede ser que no se comprueba la hipótesis).

4

Procedimiento experimental

Describe los pasos detallados del experimento realizado en el laboratorio, especificando los materiales, cantidades y concentraciones de las sustancias usadas. Los materiales se pueden presentar en columnas. El procedimiento debe ser redactado en tercera persona y en tiempo pasado. Además se puede incluir un diagrama de flujo del procedimiento realizado.

5

Resultados

Existen varias formas de presentar los resultados obtenidos.

- A Descripción de los datos obtenidos en cada experiencia.
- B Cuadros o tablas con los datos numéricos o cualitativos, obtenidos en cada experimento.
- C Figuras o gráficos de los datos numéricos.

6

Discusión de los resultados

Es la exposición minuciosa del análisis de los resultados obtenidos en sus aspectos más sobresalientes, esperados o no, y/o comparados entre sí.

7

Conclusiones

En esta sección se escriben los puntos más importantes que se puedan extraer de la discusión de los resultados. Debe tener una relación directa con los objetivos establecidos, es decir comprobar o no, si se cumplió con el propósito inicial.

8

Referencias bibliográficas

Lista de libros, revistas, páginas web y trabajos previos que se consultaron durante la realización del informe.



Realiza la PRÁCTICA DE LABORATORIO

Unidad N°3: “Uniones químicas y Las Reacciones Químicas”

Cuando dos o más átomos se unen forman una molécula, la cual, puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes.

Surge entonces la pregunta:

¿Cómo se mantienen unidos los átomos?

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez

de sodio y de cloro en estado libre.

Se llama enlace químico al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables.

También se puede definir como la interacción que existe entre los átomos que conforman una molécula. Esta interacción es variable, ya que no es igual para todos los compuestos y depende en gran medida de las características de los átomos que forman el enlace.

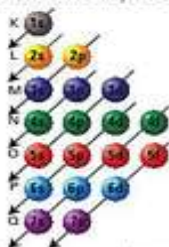
El enlace químico se produce por la interacción de los electrones más alejados del núcleo de dos átomos diferentes. Estos electrones se encuentran en un nivel de energía

La configuración electrónica de un átomo.....

La configuración electrónica de un átomo es la forma abreviada de representar la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía disponibles para un átomo. Esta representación se basa en premisas muy claras, todas consistentes con el modelo mecánico-cuántico del átomo. Estas premisas son:

1. El principio de mínima energía

Establece que los electrones se alojan primero en los niveles, subniveles y orbitales de más baja energía y progresivamente van llenando niveles más energéticos. Esta distribución sigue la regla de la lluvia en la mayoría de los casos.

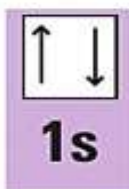


Por ejemplo, el boro tiene un número atómico $Z = 5$, es decir que tiene 5 electrones en la nube electrónica. Si se observa el esquema del método de la lluvia se tiene que:

- El primer par de electrones se aloja en el orbital $1s$ ($2e^-$).
- El segundo par de electrones se aloja en el orbital $2s$ ($2e^-$).
- El último electrón se encuentra en un orbital p del nivel 2 ($1e^-$).

2. El principio de exclusión de Pauli

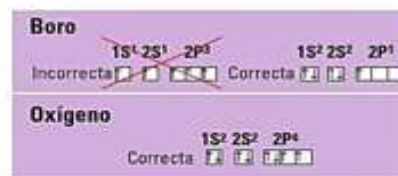
Establece que un orbital admite solo dos electrones y que estos deben girar en sentido opuesto. Se representan con flechas en direcciones opuestas.



En el boro, el orbital $1s$ está lleno. Los dos electrones están en el mismo nivel de energía (1), en el mismo subnivel y el mismo orbital (s), pero tienen espines opuestos. El espín siempre tiene al valor de $+\frac{1}{2}$ (\uparrow) y $-\frac{1}{2}$ (\downarrow) según el electrón gire en sentido a favor u opuesto a las manecillas del reloj.

3. La regla de Hund

Establece que los electrones de un determinado subnivel de energía se alojan en orbitales diferentes hasta que todos tengan al menos un electrón, y luego se completa cada uno de los orbitales según el principio de exclusión de Pauli.



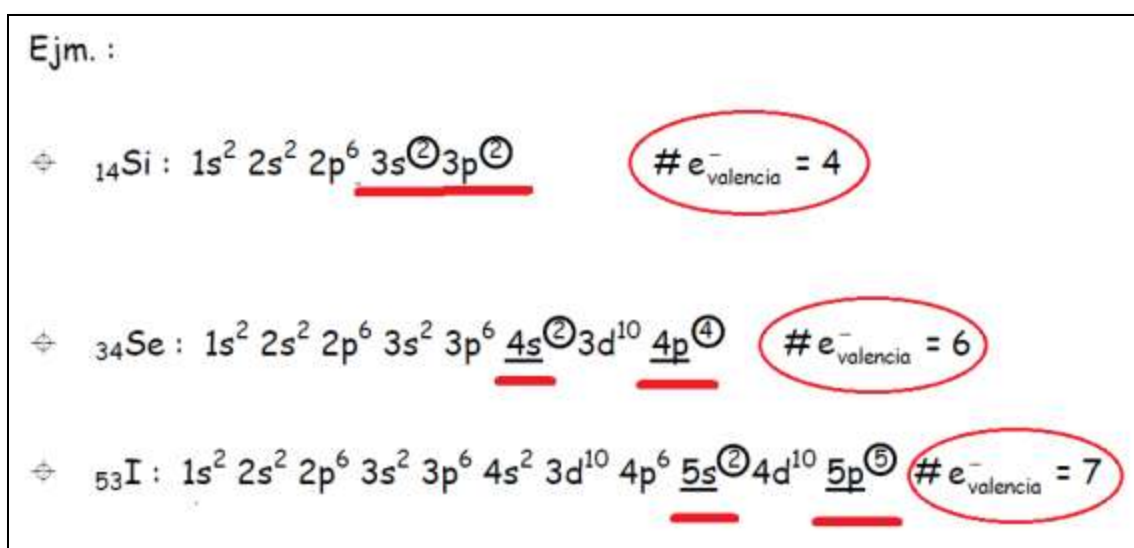
En el boro, se llena primero el orbital $1s$, luego el orbital $2s$ y el electrón restante se aloja en uno de los orbitales p .

En el oxígeno ($Z = 8$), hay ocho electrones distribuidos en los niveles 1 y 2. En el nivel $2p$ habría 4 electrones.

definido que se llama capa de valencia. La capa de valencia está determinada por la configuración electrónica de los átomos.

La Configuración Electrónica y la Capas de Valencia

La capa de valencia de un átomo es el último nivel energético donde hay electrones. Por ejemplo, para el boro, la capa de valencia es el nivel 2p. En caso del grupo VIIIA de la tabla periódica, y con excepción del helio que tiene dos electrones, todos los gases nobles tienen ocho en su último nivel de energía. Esta configuración les confiere gran estabilidad a sus átomos, pues los electrones de la última capa están todos apareados llenando orbitales. Por eso los gases nobles no suelen combinarse con otros átomos y son muy estables en la naturaleza.



Regla del Octeto

Debido a lo que se mencionó anteriormente se establece la regla del octeto, que permite explicar la formación de moléculas y compuestos químicos debido a la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos (completar con ocho electrones su última capa). En 1916 G. Lewis y W. Kossel, propusieron la regla del octeto, en la que para la formación de un enlace químico, los átomos reciben, ceden o comparten electrones con otros átomos, completando ocho electrones en su último nivel de energía, para adquirir la configuración del gas noble más próximo de la tabla periódica.

Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He.

La materia presenta aspectos y propiedades distintas por el tipo de átomos que la componen y por la forma de unión entre dichos átomos. La gran diversidad de sustancias puras que hay hace que sea difícil clasificarlas. No obstante, en función de cómo se realice el enlace químico podemos diferenciar tres grandes grupos: sustancias iónicas, sustancias covalentes y sustancias metálicas, según tengan enlace iónico, enlace covalente o enlace metálico.

Ejm. : Indicar la carga del ${}_{12}\text{Mg}$ y el ${}_{15}\text{P}$ cuando formen compuestos.

Sol. : ${}_{12}\text{Mg} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \Rightarrow \text{pierde } 2e^- \rightarrow {}_{12}\text{Mg}^{+2} : 1s^2 2s^2 2p^6$
 ${}_{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \Rightarrow \text{gana } 3e^- \rightarrow {}_{15}\text{P}^{-3} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

¿Cómo representamos las uniones químicas?

Estructura de Lewis

También llamada diagrama de punto, modelo de Lewis o representación de Lewis, es una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los enlaces químicos entre las moléculas y su geometría molecular, y la distancia que hay entre cada enlace formado.

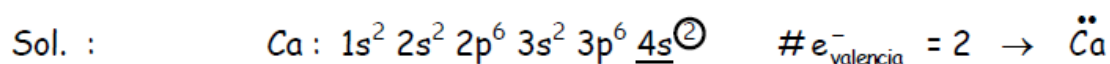
Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo (Electrones del último nivel), como se muestra en la siguiente Tabla:

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg· · ·Mg·
Cl	7	·Cl· · ·
Al	3	·Al· ·
O	6	· · · · · ·

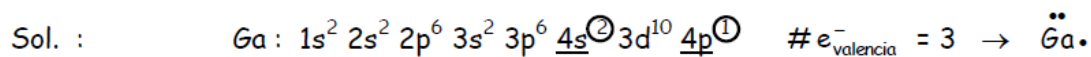
Si ubicamos los elementos en la tabla periódica, veremos que, para los elementos representativos, todos los elementos de un mismo grupo tienen igual cantidad de electrones de valencia, y por lo tanto, estructura de Lewis.

EV	1	2									3	4	5	6	7	8	
	H																He
	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne	
	Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar	
	K	Ca									Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
	Rb	Sr									In	Sn	Sb	Te	I	Xe	

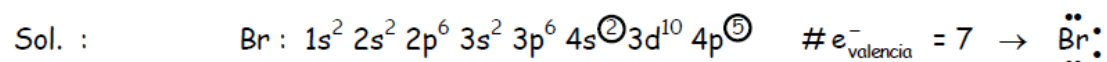
Ejm. 1: Realizar la notación Lewis de ${}_{20}\text{Ca}$



Ejm. 2: Realizar la notación Lewis del ${}_{31}\text{Ga}$



Ejm. 3: Realizar la notación Lewis de ${}_{35}\text{Br}$



Los enlaces químicos se clasifican de acuerdo al tipo de elemento que se combine, según esto podemos decir que existen tres tipos de enlace:

TIPO DE ENLACE	ELEMENTOS QUE INTERVIENEN	COMPUESTOS QUE SE FORMAN
IÓNICO	Átomos de un metal y de un no metal	Sólidos iónicos como la sal de mesa (NaCl)
COVALENTE	Átomos de un no metal	<ul style="list-style-type: none"> Sólidos moleculares como el agua o el gas oxígeno Sólidos de red covalente como el cuarzo o el grafito
METÁLICOS	Átomos de un metal	Sólidos metálicos como el Hierro o el cobre

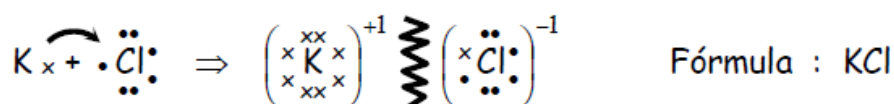
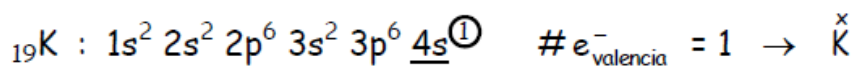
Enlace iónico

- Se produce entre metal y no metal. Metal (I A, II A) con No Metal (VI A, VII A).
- El átomo que pierde electrones se convierte en un catión, de carga positiva, y el que ha ganado electrones se convierte en anión, de carga negativa. Ambos iones, por tener carga contraria, se atraen debido a fuerzas de atracción electrostáticas y quedan unidos
- Los compuestos iónicos son eléctricamente neutros a pesar de estar compuesto por iones, ya que contienen igual cantidad de carga positiva que negativa.
- La diferencia de electronegatividades entre los átomos debe ser mayor a 1,7.
- Hay transferencia de electrones.



El enlace iónico se puede representar usando las estructuras de Lewis. Por ejemplo:

Ejm.: Enlazar $_{19}\text{K}$ con $_{17}\text{Cl}$



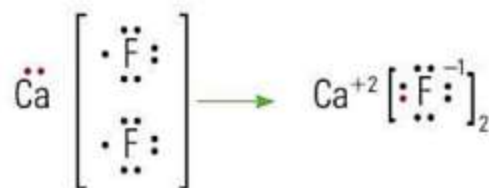
Nombre : Cloruro de potasio
(blanco)

Sodio. Tiene un electrón en la capa de valencia. Al cederlo su capa de valencia queda sin electrones, pero el siguiente nivel tiene 8 e⁻ cumpliendo la regla del octeto y adquiriendo la configuración electrónica del gas noble neón.

Cloro. Tiene siete electrones en la última capa electrónica y tiende a ganar un electrón para tener la configuración del gas noble argón.

Calcio. Tiene dos electrones en la capa de valencia. Al cederlos adquiere la configuración del gas noble argón.

Flúor. Tiene siete electrones en la capa de valencia. Al ganar un electrón adquiere la configuración electrónica del gas noble neón.



Propiedades de Compuestos Iónicos

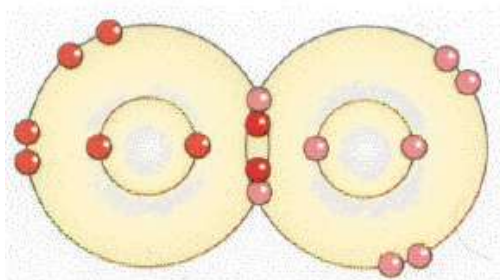
Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

Esta estructura confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que se destacan:

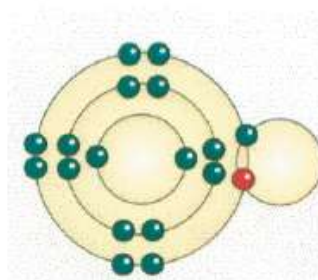
- ❖ **Son sólidos a temperatura ambiente.** Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- ❖ **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.** Debido a que los sólidos que intervienen en el enlace están situados en los iones sin poderse mover dentro de la red, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Por el contrario, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- ❖ **Tienen altos puntos de fusión.** En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- ❖ **Son duros pero frágiles,** pues un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina enfrentando iones de igual carga, lo que produce fuertes repulsiones y, como consecuencia de ello, la ruptura del cristal.
- ❖ **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación,** propiedad que indica expansión. Porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas.
- ❖ **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares.** Cada ion del compuesto iónico atrae al polo de carga opuesta del disolvente y forma con él un pequeño enlace (débil) que libera una energía llamada de solvatación (energía de hidratación, si es agua el disolvente).
- ❖ **Presentan gran diferencia de electronegatividad.** Entre más grande sea la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto, mayor será la atracción electrostática y más iónico será el enlace. Aproximadamente, si hay una diferencia de electronegatividad mayor de 1,7, se genera un enlace iónico.

Enlace Covalente

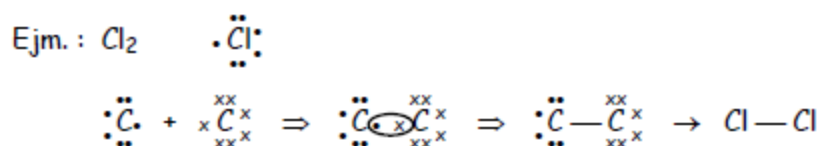
Se da entre elementos no metálicos. Ya que no tiene la capacidad de atraer o ceder electrones con facilidad, comparten electrones en la capa de valencia, de tal manera que ambos átomos cumplen con la regla del octeto. Pueden compartir uno o varios pares de electrones.



Molécula de oxígeno(O₂)



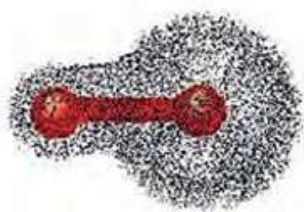
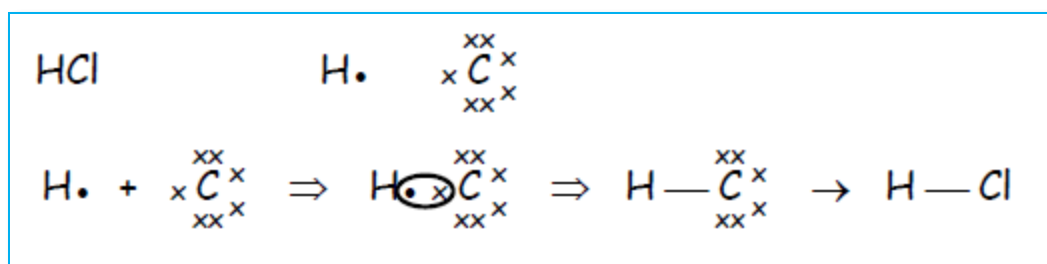
Molécula de cloruro de hidrógeno



Los enlaces covalentes pueden ser, polares o no polares; comunes (múltiples) o dativos (coordinados).

Enlace Covalente Polar: se da entre átomos diferentes.

La diferencia de electronegatividad varía: $0,4 < \Delta E < 1,7$



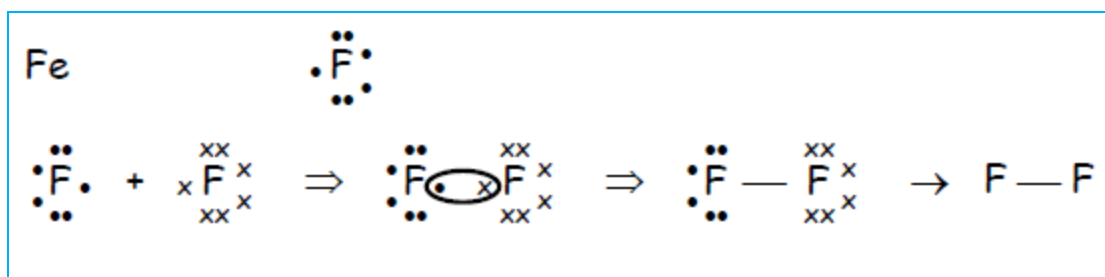
Ejemplo: HCl



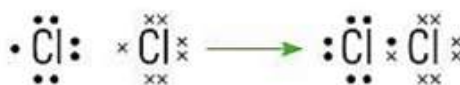
Enlace covalente polar. Se forma entre átomos diferentes cuya diferencia de electronegatividad es alta. En este enlace, el átomo más electronegativo atrae con mayor intensidad a los electrones compartidos. Esto crea una diferencia en la distribución de la nube electrónica, que se hace más densa alrededor del átomo más electronegativo (σ^-).

Enlace Covalente No Polar (Apolar): se da entre átomos iguales.

La diferencia de electronegatividad varía: $0 \leq \Delta E < 0,4$



Ejemplo: Cl₂



Enlace covalente no polar. Se forma entre átomos iguales, o diferentes, siempre y cuando la diferencia de electronegatividades sea cero o muy pequeña. En este enlace, los electrones son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad, generando moléculas cuya nube electrónica es uniforme.

Enlaces Covalentes Múltiples.

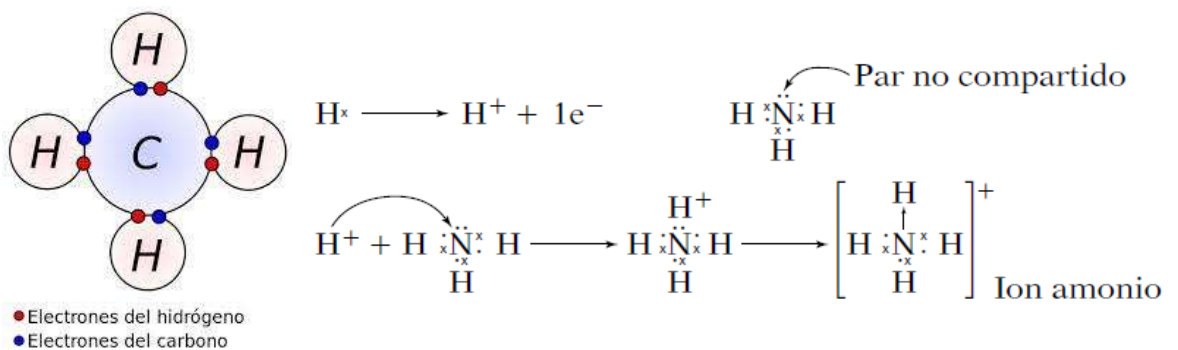
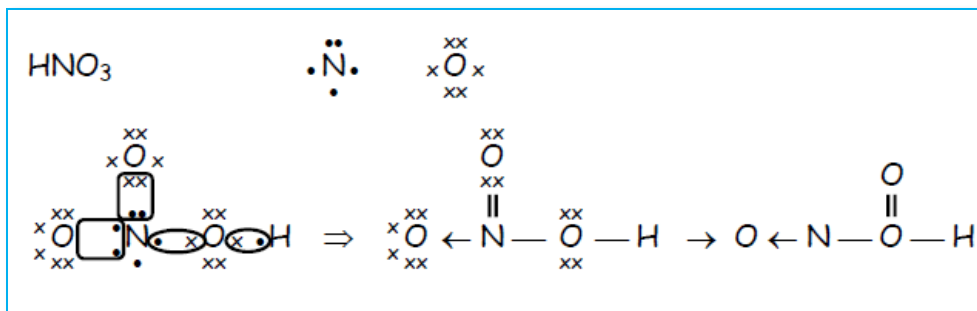
Ocurren en los enlaces covalentes apolares

Simple (o sencillo):	Doble:	Triple:
Comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo).	Comparten dos pares de electrones (dos electrones por cada átomo).	Comparten tres pares de electrones (tres electrones por cada átomo)
<p>Molécula de cloro Enlace simple (un par de electrones compartidos). Cl-Cl Cl₂</p>	<p>Molécula de oxígeno Enlace doble (dos pares de electrones compartidos). O=O O₂</p>	<p>Molécula de nitrógeno Enlace triple (tres pares de electrones compartidos). N≡N N₂</p>

Enlace Covalente Dativo o Coordinado

Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno.



Propiedades de Sustancias Covalentes

- ❖ Tienen **bajos puntos de fusión y de ebullición**.
- ❖ Cuando se trata de cuerpos sólidos, **son relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad**.
- ❖ **Son bastante estables y de escasa reactividad** (el enlace covalente es fuerte y supone configuración electrónica de gas noble).
- ❖ **Presentan baja diferencia de electronegatividad** y en algunos casos es igual a cero. Por ejemplo, la diferencia es menor de 1,7 en el agua.

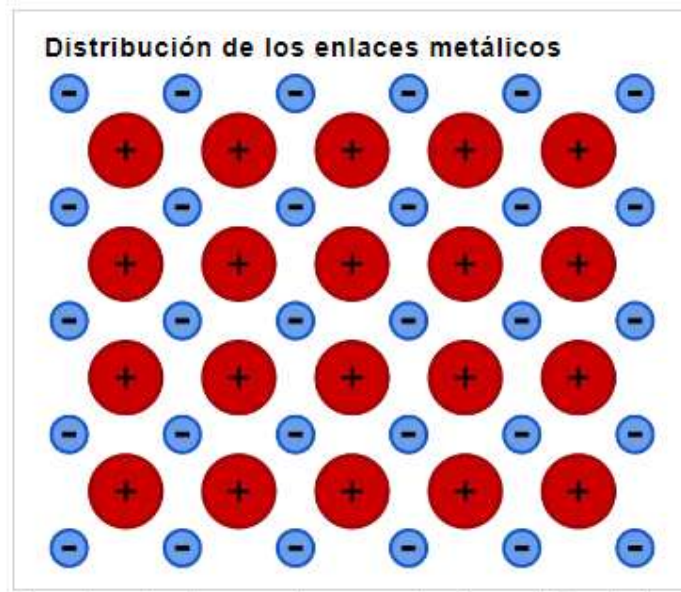
Electronegatividad del H = 2,20

Electronegatividad del O = 3,44

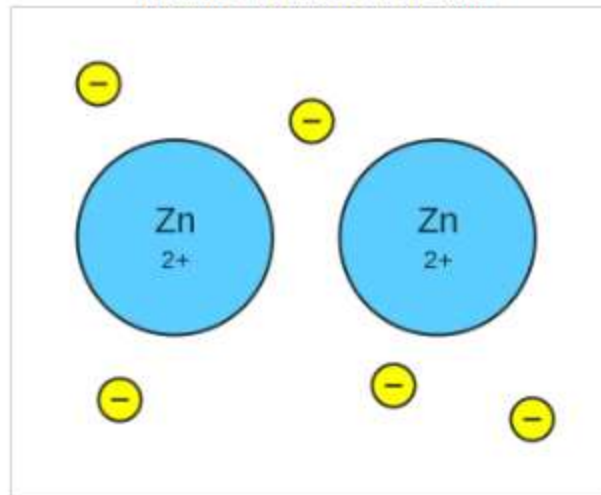
Enlace Metálico

Se dan entre electrones de metales generando una nube o mar de electrones. Esta nube de electrones es la que les confiere a los metales las propiedades de:

- ❖ Ser buenos conductores de la electricidad
- ❖ Buenos conductores térmicos
- ❖ Son fácilmente deformados sin romper la estructura cristalina.



Enlace metálico del Zinc



Realiza las actividades

Fórmulas Químicas- Nomenclatura

Antes de ingresar en este tema debemos repasar un par conceptos claves:

Símbolo químico: es la notación de una o dos letras que representa a un elemento químico.

- Si el elemento se representa con una letra, ésta se escribe en mayúscula.
Potasio (K), Fosforo (P), Carbono (C)
- si presenta dos letras la primera es mayúscula y la segunda minúscula, como por
Sodio (Na), Cobre (Cu), Oro (Au)

Compuesto químico: es una sustancia que contiene dos o más elementos, combinados químicamente en proporciones fijas. Para representarlos se necesitan las fórmulas químicas.

Fórmula Química

Una fórmula química, es una representación de los símbolos de los elementos que forman un compuesto químico y expresa tanto el número como la proporción de los elementos químicos presentes.

¿Qué tipo de fórmula química e utiliza en los compuestos inorgánicos?

El tipo de fórmula química útil es la Fórmula Molecular, es la más básica y expresa el tipo de átomo presente en el compuesto y la cantidad de cada uno. Utiliza una secuencia lineal de símbolos de los elementos químicos y número (subíndices). Por ejemplo, la formula molecular del ácido sulfúrico es:



Su fórmula indica que está formada por dos (2) átomos de Hidrógeno, un (1) átomo de azufre y cuatro (4) de oxígeno.

Un símbolo representa átomos
Una fórmula representa moléculas

Valencia y Número de oxidación

Cuando se habla de ión se deben tener en cuenta dos términos, valencia y número de oxidación.

La **valencia** se define con un número entero, que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto, y representa:

- el número de electrones que cada átomo puede aceptar o ceder en su unión con otros átomos, esta valencia se llama valencia iónica
- el número de electrones que cada átomo puede compartir en su unión con otros átomos, esta valencia se denomina valencia covalente.

Existe una estrecha entre la valencia de un elemento con el grupo al cual pertenece

como se estudió en el tema anterior.

Sin embargo, resulta más práctico utilizar el concepto de **número de oxidación**, ya que define la carga eléctrica formal que se asigna a un átomo cuando forma parte de un compuesto. Por ello, el número de oxidación de un elemento depende de los demás elementos de la molécula con la cual se combina.

Reglas para deducir el Número de Oxidación

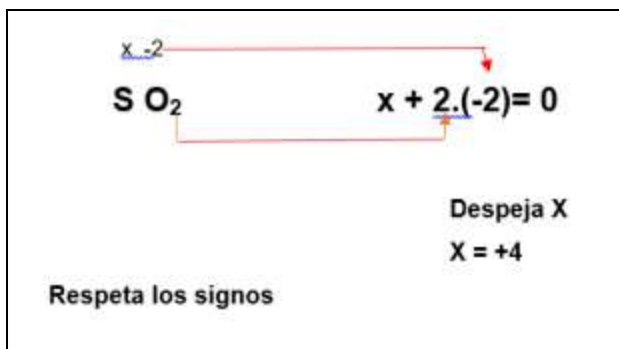
1. Los átomos de los elementos que no forman un compuesto su número de oxidación es igual a 0 (cero)
2. El número de oxidación de los iones es igual a la carga del ión.
Ejemplo: $\text{Na}^+ \longrightarrow$ número de oxidación: +1
 $\text{ClO}_4^{-1} \longrightarrow$ número de oxidación: -1
3. La suma de los números de oxidación de los átomos que forman una molécula es siempre 0 (cero)
4. El un número de oxidación del Oxígeno cuando se combina es -2 (salvo en peróxidos donde es -1)
5. El número de oxidación del Hidrogeno cuando se combina es +1 (salvo en los hidruros que es -1)

Determinemos el número de oxidación de un compuesto:

Dada la siguiente molécula:

SO₂ (dióxido de azufre)

Debemos expresarlo en forma de ecuación teniendo en cuenta las reglas 3 y 5:



Realiza las actividades

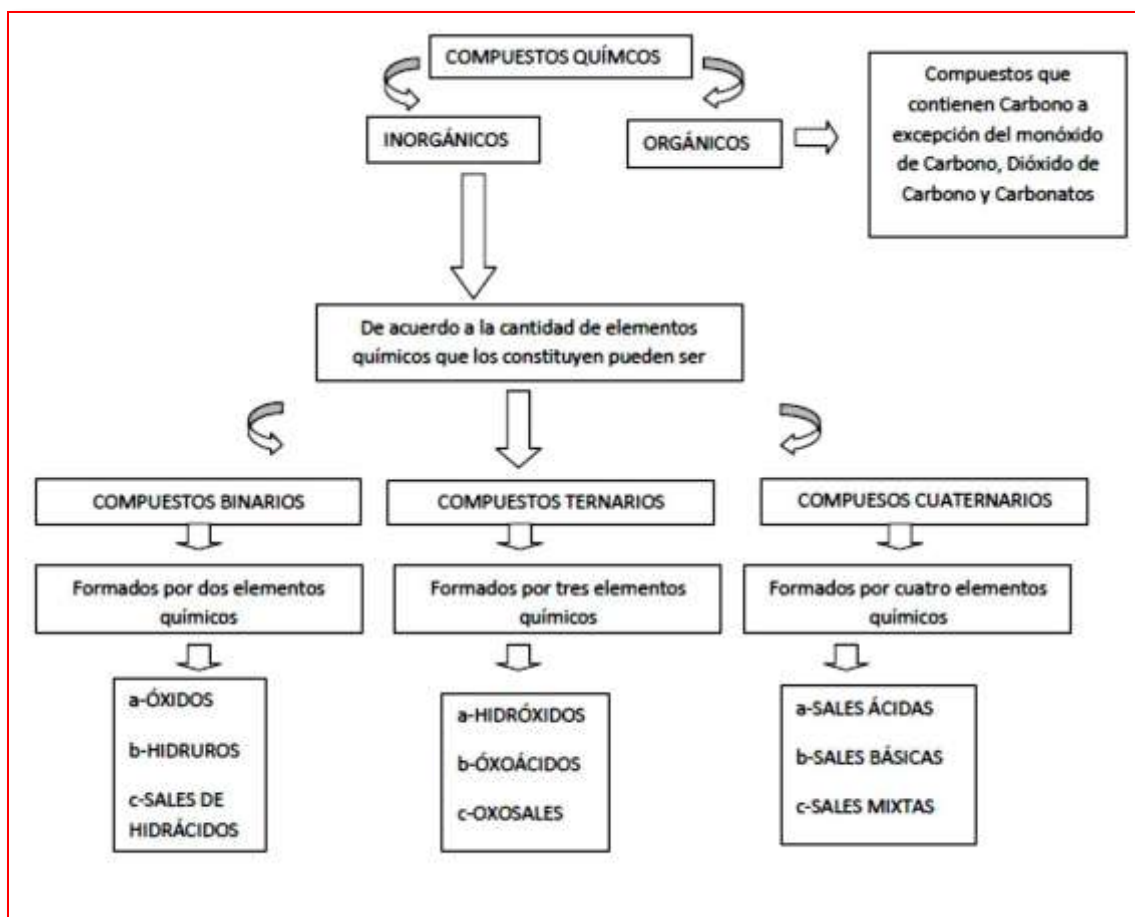
Nomenclatura Química

Se llama nomenclatura química a un sistema de reglas que permite dar nombre a los diferentes compuestos químicos según el tipo y número de elementos que los componen. La nomenclatura permite identificar, clasificar y organizar los compuestos químicos.

Puesto que existe una gran variedad de compuestos químicos, resulta necesario agruparlos en distintas categorías de compuestos.

Una forma de clasificar los compuestos es de acuerdo con el número de elementos que lo forman:

- Los **compuestos binarios**, formados por átomos de dos elementos distintos.
- Los **compuestos ternarios o superiores**, que contienen iones poliatómicos, formados por tres o más átomos diferentes.



Formulación Inorgánica: Formulación de Compuestos Binarios

Un compuesto binario es aquel que está formado por dos elementos. Los grupos que vamos a aprender a formular son los siguientes: óxidos (metálicos y no metálicos), hidruros (metálicos y no metálicos), sales binarias e hidróxidos o bases.

ÓXIDOS: Combinaciones con oxígeno

a) Óxidos metálicos u Óxidos Básicos

Qué son:

Oxígeno + metal

Fórmula general:

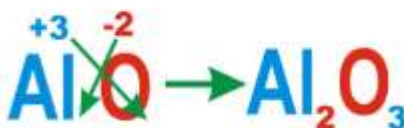
M_xO_y ,

donde,

M = metal,

x = valencia del oxígeno,

y = valencia del metal



Nomenclatura:

SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL (desaconsejada)															
Óxido de + nombre del metal con sus correspondientes prefijos numéricos	Óxido de + nombre del metal con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis	Óxido + nombre del metal acabado en: <table border="1" style="margin: 5px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center; padding: 2px;">4 <i>valencias</i></td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">3 <i>valencias</i></td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">2 <i>valencias</i></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center; padding: 2px;">Hipo-oso</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-Oso</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-Oso</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-Oso</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-ico</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-ico</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">-ico</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center; padding: 2px;">Per-ico</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">Per-ico</td> <td></td> </tr> </table>	4 <i>valencias</i>	3 <i>valencias</i>	2 <i>valencias</i>	Hipo-oso			-Oso	-Oso	-Oso	-ico	-ico	-ico	Per-ico	Per-ico	
4 <i>valencias</i>	3 <i>valencias</i>	2 <i>valencias</i>															
Hipo-oso																	
-Oso	-Oso	-Oso															
-ico	-ico	-ico															
Per-ico	Per-ico																
<p>Fe₂O₃: trióxido de dihierro</p> <p>PbO₂: dióxido de plomo</p>	<p>Fe₂O₃: óxido de hierro (III)</p> <p>PbO₂: óxido de plomo (IV)</p>	<p>Fe₂O₃: óxido férrico</p> <p>PbO₂: óxido plúmbico</p>															

¡Cuidado! Recordar que la valencia del oxígeno es 2, y si no aparece es porque se ha simplificado la fórmula. Para no equivocarnos, debemos escribir la fórmula completa y luego simplificarla \longrightarrow : Pb₂O₄ = PbO₂

b) Óxidos no metálicos u Óxidos Ácidos

Qué son:

Oxígeno + no metal

Fórmula general:

$NxOy$,

donde,

N = no metal,

x = valencia del oxígeno (2),

y = valencia del metal

Nomenclatura:

SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL (desaconsejada)															
Óxido de + nombre del no metal con sus correspondientes prefijos numéricos	Óxido de + nombre del no metal con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis	Anhidrido + nombre del metal acabado en:															
		<table border="1"> <thead> <tr> <th>4 valencias</th> <th>3 valencias</th> <th>2 valencias</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Hipo-oso</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> </tr> <tr> <td>-ico</td> <td>-ico</td> <td>-ico</td> </tr> <tr> <td>Per-ico</td> <td>Per-ico</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	4 valencias	3 valencias	2 valencias	Hipo-oso			-Oso	-Oso	-Oso	-ico	-ico	-ico	Per-ico	Per-ico	
4 valencias	3 valencias	2 valencias															
Hipo-oso																	
-Oso	-Oso	-Oso															
-ico	-ico	-ico															
Per-ico	Per-ico																
Cl ₂ O ₃ : trióxido de dicloro CO ₂ : dióxido de carbono	Cl ₂ O ₃ : óxido de cloro (III) CO ₂ : óxido de carbono (IV)	Cl ₂ O ₃ : Anhidrido cloroso CO ₂ : Anhidrido carbónico															

Realiza las actividades

HIDRUROS: combinaciones binarias con hidrógeno

a) Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 16 y 17

Qué son:

Hidrógeno + no metal de los grupos 16 y 17 (O, S, Se, Te, Po, F, Cl, Br, I)

Fórmula general:

$HxNy$,

donde,

N = no metal,

x = valencia del no metal,

y = valencia del hidrógeno (1)

Nomenclatura:

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	TRADICIONAL (desaconsejada)
	No metal-uro + de hidrógeno	Ácido + no metal-hídrico
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico

b) Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 13, 14 y 15

Qué son: **Hidrógeno + no metal** de los grupos 13, 14 y 15 (B, C, Si, Ge, N, P, As, Sb)

Fórmula general: **NxHy,**

donde,

N = no metal,

x = valencia del hidrógeno (1),

y = valencia del no metal

Nomenclatura:

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	TRADICIONAL (desaconsejada)
	Nº át. no metal-hidruro + no metal	Nombres tradicionales que hay que memorizar
BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estibina

Compuestos Especiales: tienen una forma especial de nombrar en la nomenclatura tradicional

BH₃: **borano**

CH₄: **metano**

SbH₃: **estibina**

H₂O: **agua**

H₂S: **sulfano**

H₂Se: **selano**

H₂Se: **selano**

H₂Te: **telano**

NH₃: **amoníaco**

PH₃: **fosfina**

AsH₃: **arsina**

SiH₃: **silano**

c) Hidruros metálicos

Qué son:

Hidrógeno + metal

Fórmula general:

MxHy,

donde, M = metal,

x = valencia del hidrógeno (1),

la valencia es -1, pero usaremos 1

y = valencia del metal

Nomenclatura:

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL (desaconsejada)															
	Hidruro de + metal con sus correspondientes prefijos numéricos	Hidruro de + metal con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis	Hidruro + metal acabado en: <table border="1"><thead><tr><th>4 valencias</th><th>3 valencias</th><th>2 valencias</th></tr></thead><tbody><tr><td>Hipo-oso</td><td></td><td></td></tr><tr><td>-Oso</td><td>-Oso</td><td>-Oso</td></tr><tr><td>-ico</td><td>-ico</td><td>-ico</td></tr><tr><td>Per-ico</td><td>Per-ico</td><td></td></tr></tbody></table>	4 valencias	3 valencias	2 valencias	Hipo-oso			-Oso	-Oso	-Oso	-ico	-ico	-ico	Per-ico	Per-ico	
4 valencias	3 valencias	2 valencias																
Hipo-oso																		
-Oso	-Oso	-Oso																
-ico	-ico	-ico																
Per-ico	Per-ico																	
MgH ₂	Dihidruro de magnesio	Hidruro de magnesio (II)	Hidruro de magnesio															
SnH ₄	Tetrahidruro de estaño	Hidruro de estaño (IV)	Hidruro estánnico															
CoH ₂	Dihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto (II)	Hidruro cobaltoso															
CoH ₃	Trihidruro cobáltico	Hidruro de cobalto (III)	Hidruro cobáltico															

Realiza las actividades

SALES BINARIAS: compuestos binarios donde no interviene ni el oxígeno ni el hidrógeno

Qué son: **metal + no metal**

Fórmula: M_xN_y ,

dónde: M = metal,

N = no metal,

x = valencia del no metal,

y = valencia del metal

Nomenclatura: No metal- uro + metal

- Nomenclatura Tradicional: Si el metal presenta sólo un número de oxidación se antepone el nombre del metal. Si presenta dos números de oxidación, la terminación del metal será oso, si actúa con el número de oxidación menor, o ico, con el número de oxidación mayor.
- Nomenclatura Stock: Se coloca el nombre del metal y entre paréntesis con número romano el número de oxidación
- Nomenclatura Sistemática: Esta nomenclatura no se utilizará en las sales binarias

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL (desaconsejada)															
	No metal-uro + metal con sus correspondientes prefijos numéricos	No metal-uro + metal con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis	No metal-uro + metal acabado en: <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>4 valencias</th> <th>3 valencias</th> <th>2 valencias</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Hipo-os</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> </tr> <tr> <td>-ico</td> <td>-ico</td> <td>-ico</td> </tr> <tr> <td>Per-ico</td> <td>Per-ico</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	4 valencias	3 valencias	2 valencias	Hipo-os			-Oso	-Oso	-Oso	-ico	-ico	-ico	Per-ico	Per-ico	
4 valencias	3 valencias	2 valencias																
Hipo-os																		
-Oso	-Oso	-Oso																
-ico	-ico	-ico																
Per-ico	Per-ico																	
FeBr ₂	Dibromuro de hierro	Bromuro de hierro (II)	Bromuro ferroso															
Au ₂ S ₃	Trisulfuro de dioro	Sulfuro de oro (III)	Sulfuro áurico															

Formulación y Nomenclatura de una Sal Binaria

Al escribir la fórmula del compuesto siempre se inicia con el Metal y luego el no Metal en su versión de anión monoatómico

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Fe}^{2+} \text{S}^{2-}$	FeS	T: Sulfuro ferroso
Regla #2: Intercambiar Nox	Fe_2S_2		St: Sulfuro de hierro (II)
Regla #3 : Simplificar	FeS		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Co}^{3+} \text{Cl}^{-}$	CoCl₃	T: Cloruro cobáltico
Regla #2: Intercambiar Nox	Co_1Cl_3		St: Cloruro de Cobalto (III)
Regla #3 : Simplificar	En este caso no es necesario simplificar		Si: -----

Realiza las actividades

HIDRÓXIDOS O BASES

Qué son:

metal + ión OH⁻ (de ahí su comportamiento básico cuando está en disolución)

Fórmula:

M(OH)_x,

donde

M = metal,

x = valencia del metal

el valor de (OH)= -1

Nomenclatura:

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL (desaconsejada)															
	Hidróxido de + metal con sus correspondientes prefijos numéricos	Hidróxido de + metal con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis	Hidróxido + metal acabado en: <table border="1"> <thead> <tr> <th>4 valencias</th> <th>3 valencias</th> <th>2 valencias</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Hipo-oso</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> <td>-Oso</td> </tr> <tr> <td>-ico</td> <td>-ico</td> <td>-ico</td> </tr> <tr> <td>Per-ico</td> <td>Per-ico</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	4 valencias	3 valencias	2 valencias	Hipo-oso			-Oso	-Oso	-Oso	-ico	-ico	-ico	Per-ico	Per-ico	
4 valencias	3 valencias	2 valencias																
Hipo-oso																		
-Oso	-Oso	-Oso																
-ico	-ico	-ico																
Per-ico	Per-ico																	
Fe(OH)_3	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico															
Fe(OH)_2	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso															
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico															