



QUÍMICA

COLEGIO DEL PRADO

4°B°
Profe: PAULA ESPEJO



2025

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.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?



La **química** es la **ciencia natural** que estudia la **composición, estructura y propiedades** de la materia, ya sea en forma de **elementos, especies, compuestos, mezclas u otras sustancias**, así como los **cambios** que estas experimentan durante las reacciones y su **relación con la energía química**.

La **química** está conectada con muchas otras ciencias naturales, como la **bioquímica, la astroquímica, o la geoquímica**, entre otras.

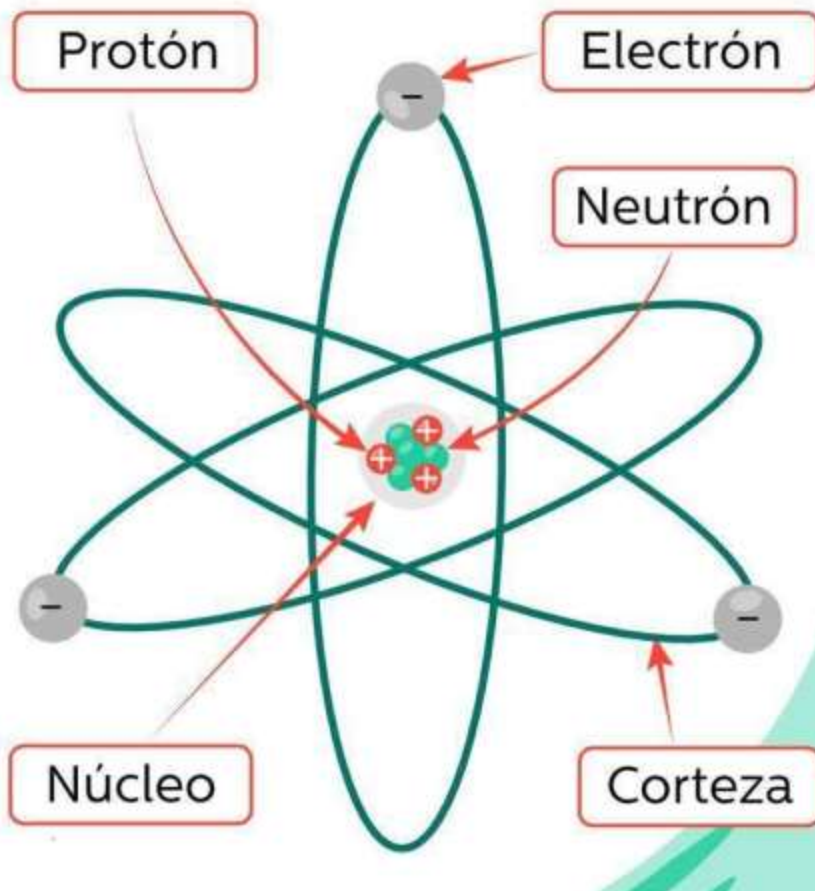
NIVELES DE ORGANIZACIÓN DE LA MATERIA

Todo el universo está formado por dos cosas: **MATERIA** y **ENERGÍA**. Ahora bien, si recordamos un poco lo visto en Biología sabremos que la materia se organiza desde niveles más simples para llegar luego a niveles más complejos. El nivel más simple de organización es el **ATOMO**. Luego los átomos se unen para formar **MOLÉCULAS** (en este nivel encontramos las **macromoléculas o biomoléculas** que son importantes para los seres vivos).

ATOMO

El átomo es la unidad más pequeña de materia de un elemento que mantiene su identidad y sus propiedades. Está compuesto por un **núcleo atómico** (en el que se concentra casi toda su masa) que, a su vez, está constituido por: **protones** (con carga positiva, **p+**) y **neutrones** (sin carga, **n**), rodeado de una **nube de electrones** (con carga negativa, **e-**). El núcleo se mantiene unido por medio de las **fuerzas de interacción nuclear fuerte**, las cuales hacen al núcleo estable, a pesar de la **repulsión electrostática** (como los polos iguales de dos imanes).

Partes de un átomo



Los átomos se identifican de acuerdo al número de protones y neutrones que contenga su núcleo.

Electrones

- El electrón (e^-) partícula con carga negativa y una masa de 9.110×10^{-28} g. Carga relativa -1.
- Se cree que su diámetro es menor a 10^{-12} cm.

Protones

- El protón (p^+) es una partícula cuya masa real es de 1.673×10^{-24} g.
- Su carga relativa es de +1.

Neutrones

- El neutrón (n^0), no tiene carga positiva ni negativa y su masa real 1.675×10^{-24} g.
- Carga eléctrica relativa 0.

¿Pero cómo organizamos los elementos existentes? Pues de la siguiente manera:

TABLA PERIÓDICA

En **Química**, se conoce como **tabla periódica**, o **tabla periódica de los elementos**, al **esquema según el cual se clasifican, organizan y distribuyen los elementos químicos** según sus propiedades y características.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

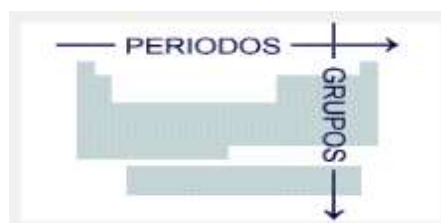
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

No metales	Alcalinos	Metales	Gases nobles
Metales de transición	Lantánidos	Semimetales	desconocido
Alcalinotérreos	Actínidos	Halógenos	

Las tablas periódicas suelen contener datos relativos a cada uno de los elementos existentes en ella, como lo son el símbolo, nombre, número atómico y masa atómica.

¿Cómo se está organizada?

Las tablas periódicas se organizan en siete (7) filas horizontales, conocidas como periodos, y dieciocho (18) filas verticales, llamadas grupos



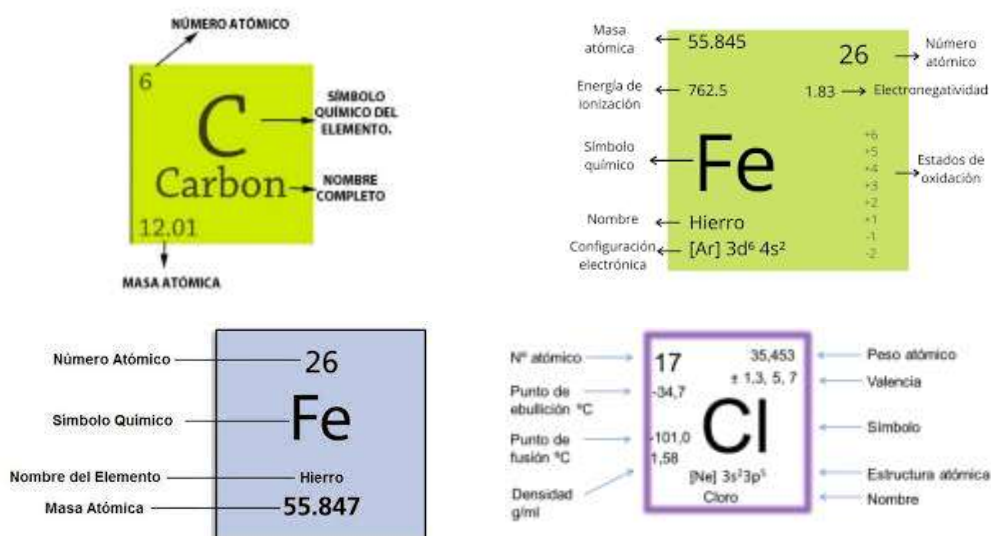
En la tabla periódica cada elemento se ubica en un casillero en el que se presentan diferentes datos. Veamos el siguiente ejemplo:

Forma de representar un átomo de un elemento



- X** Símbolo del elemento
- A** Número másico ($A = p + n$)
- Z** Número atómico ($Z = p$)

En la tabla periódica también puedes encontrarlos así:



Número Atómico y Número Másico

Llamamos **Número Atómico** (se denomina **Z**) al número de protones que un átomo tiene en su núcleo y **Número Másico** (se denomina **A**) a la suma de protones y neutrones presentes en su núcleo. Sabiendo esto, el número de **protones**, **electrones** y **neutrones** que tiene cada elemento se puede calcular a partir del **número atómico** (**Z**) y del **número másico** (**A**).

Tomemos como ejemplo el átomo de Sodio (Na):

Según la tabla periódica sabemos que:

- $Z = 11$ por lo tanto el átomo de Sodio tiene 11 protones (p^+)

Como los átomos son neutros, es decir, tienen el mismo número de carga positiva que negativa, podemos afirmar que el número de electrones (e^-) también será 11

De esta manera el átomo de Sodio (Na) tiene: **11 p^+ , 11 e^- y 12 n**

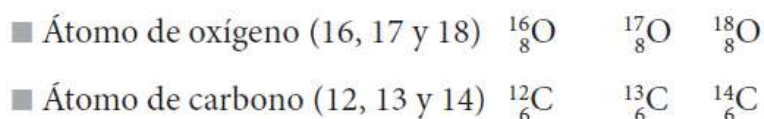
Los neutrones (n) se calculan restando el Número Másico (**A**) menos el Número Atómico (**Z**) de la siguiente manera:

$$n = A - Z$$

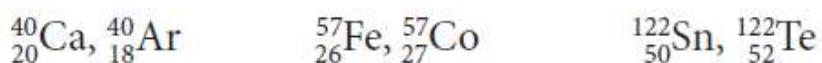
$$n = 23 - 11$$

De esta manera el átomo de Sodio (Na) tiene: **11 p+**, **11 e-** y **12 n**

Isótopos: son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (por lo tanto tienen distinto número másico A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con A= 16 (Z=8 y N=8), el 0,037% poseen A=17 (Z=8 y N=9) y el 0,204% está representado por átomos con A=18 (Z=8 y N=10). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:



Isobaros: son átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isobaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.

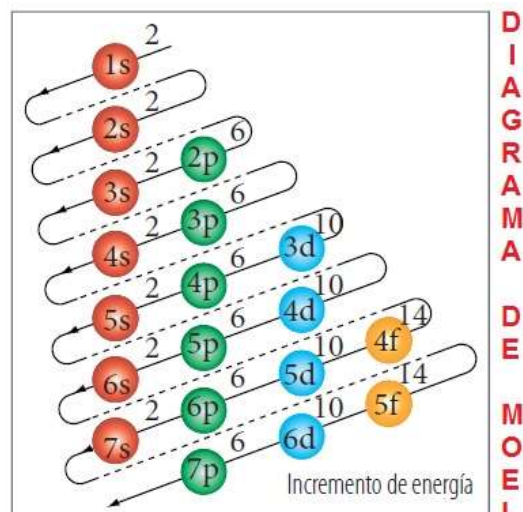


DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Los electrones de un átomo se distribuyen en orbitales alrededor del nivel de la manera más estable posible. Esta distribución se la conoce como **configuración electrónica (CE)**. En esta, los electrones se organizan en orden creciente de energía, es decir que primero ocupan los orbitales de menor energía y luego, cuando se completan ocupan los de mayor energía.

En la práctica se utiliza frecuentemente un recurso denominado regla de las diagonales, que muestra el orden de llenado de los subniveles. Para utilizarla:

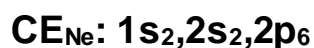
- ✓ Se escriben las columnas para los subniveles **s** en la primera línea, **p** en la segunda, **d** en la tercera y **f** en la cuarta.
- ✓ Se dibujan las líneas diagonales para dar el orden de incorporación. El sentido de las flechas siempre va desde un nivel de energía menor al consecutivo mayor.
- ✓ Se anota el orden de los electrones considerando el número máximo para cada subnivel: 2 para **s**, 6 para **p**, 10 para **d** y 14 para **f**.



El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

DIAGRAMA DE MOELLER

Para escribir la CE de un elemento, se debe conocer la cantidad de electrones que tiene, e iniciar la secuencia hasta llegar a este número. Por ejemplo, el átomo de neón (Ne) tiene 10 electrones, entonces completando secuencialmente:



ACTIVIDADES

1. Busca en la tabla periódica de los elementos la información que se detalla a continuación.

	Hidrógeno	Oxígeno	Cloro	Sodio	Nitrógeno	Carbono
Símbolo						
Grupo						
Período						
Nº Atómico (Z)						
Nº Másico (A)						

2. El elemento sodio tiene $Z=11$ y $A=23$. Calcula el número de protones, neutrones y electrones que tiene.
3. El hierro tiene $Z=26$ y 30 neutrones. Calcula el número de protones y electrones que tiene. ¿Cuál es su número másico?
4. Si un átomo tiene 14 protones y 14 neutrones, indica su número atómico y su número másico.
5. Un átomo de cobre neutro tiene 29 protones y su número másico es 63. Indica cuántos neutrones y electrones contiene. Busca su símbolo y representa este átomo con su número atómico y másico
6. Completa el siguiente cuadro

Símbolo	Z	A	p+	e-	n	CE
¹³ C 6	6	13	6	6	7	$1s^2-2s^2-2p^2$
	5				6	
			20		20	
	11	23				
		14				
		24				
	31					

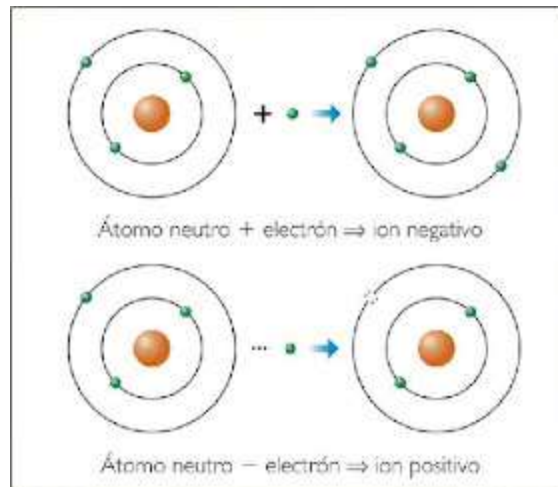
Este es el último tema que veremos durante el repaso del año pasado.

¿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).

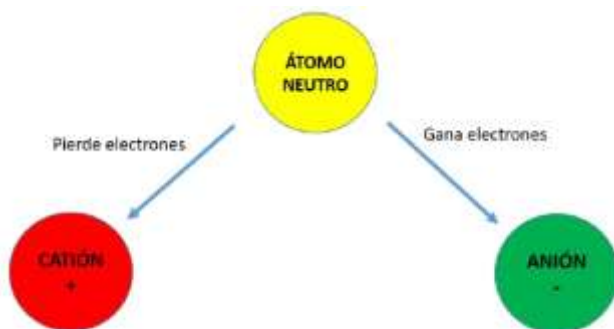
Por el contrario, si pierde electrones y tenía la misma cantidad de protones que electrones, quedará con carga positiva y se denomina catión (porque migra hacia el cátodo que es el electrodo negativo)

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 $19 - 18 = +1$.

ACTIVIDADES

1) Completa el siguiente cuadro

Símbolo	Nombre	Z	A	p+	e-	n	CE
Na ⁺		11	23	11	10	12	$1s^2-2s^2-2p^6$
O ²⁻							
S ²⁻							
Mg ²⁺							
K ⁺							
Rb ⁺							
Co ³⁺							

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

HISTORIA DEL ÁTOMO

Analicemos juntos la siguiente línea del tiempo y el cuadro:

Modelos atómicos



Modelo atómico de Demócrito (400 a. C.)

Los átomos son los bloques de construcción de la materia.



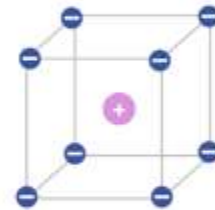
Modelo atómico de Dalton (1803)

El átomo es una esfera sólida indivisible.



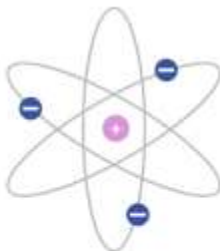
Modelo atómico de Thomson (1897)

El átomo es una esfera positiva con electrones incrustados.



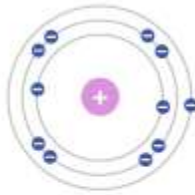
Modelo atómico de Lewis (1902)

El átomo tiene los electrones situados en los vértices de un cubo.



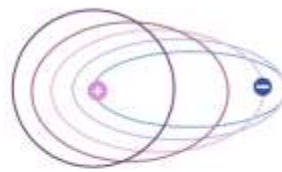
Modelo atómico de Rutherford (1909)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor describiendo órbitas circulares.



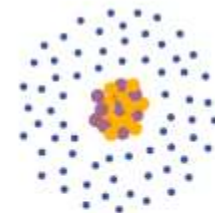
Modelo atómico de Bohr (1913)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor, pero solo en órbitas permitidas.



Modelo atómico de Sommerfeld (1916)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor describiendo órbitas elípticas.



Modelo atómico de Schrödinger (1926)

El átomo tiene un núcleo atómico y los electrones forman una nube electrónica a su alrededor.

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

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD:

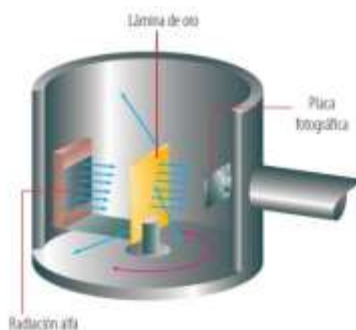


Figura 1 Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

A principios del siglo XX, Ernest Rutherford (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 1), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, que el átomo:

- Estaba formado por un núcleo, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica y debía ser positivo,
- Los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, a una cierta distancia,
- Gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío.
- Al igual que Thomson, consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

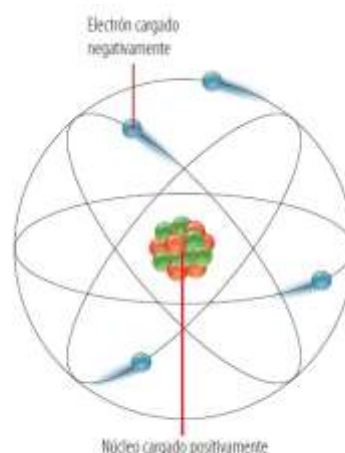


Figura 2: Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.

Este modelo planteaba un inconveniente: si el núcleo y el electrón poseían cargas eléctricas de distintos signos, estas debían atraerse. Luego, esta atracción, sumada a la pérdida de energía del electrón en movimiento, llevaría a que chocara contra el núcleo. Sin embargo, esto no ocurría, por lo tanto faltaba más por conocer.

MODELO PLANETARIO DE BOHR

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés Niels Bohr propuso, en 1913, basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura). 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)

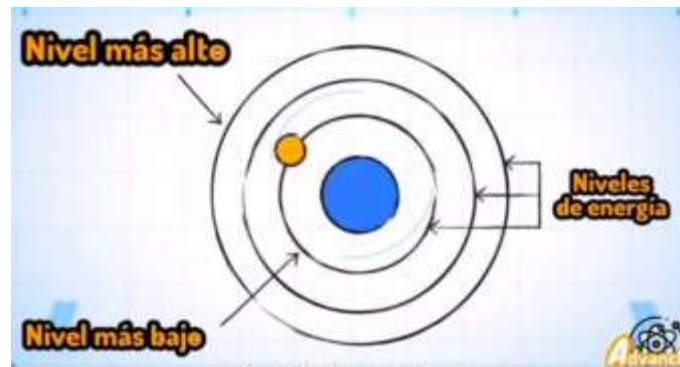


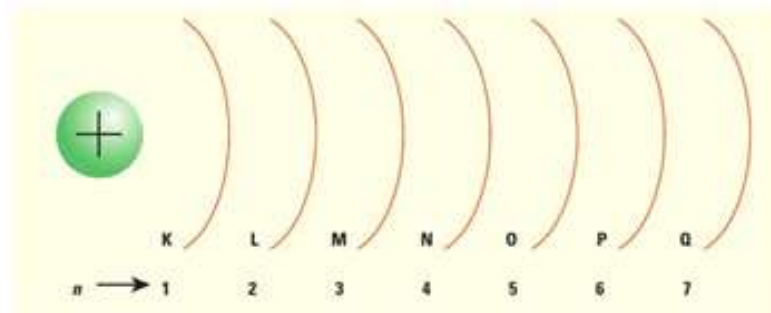
Figura 3: Modelo Atómico de Bohr.

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

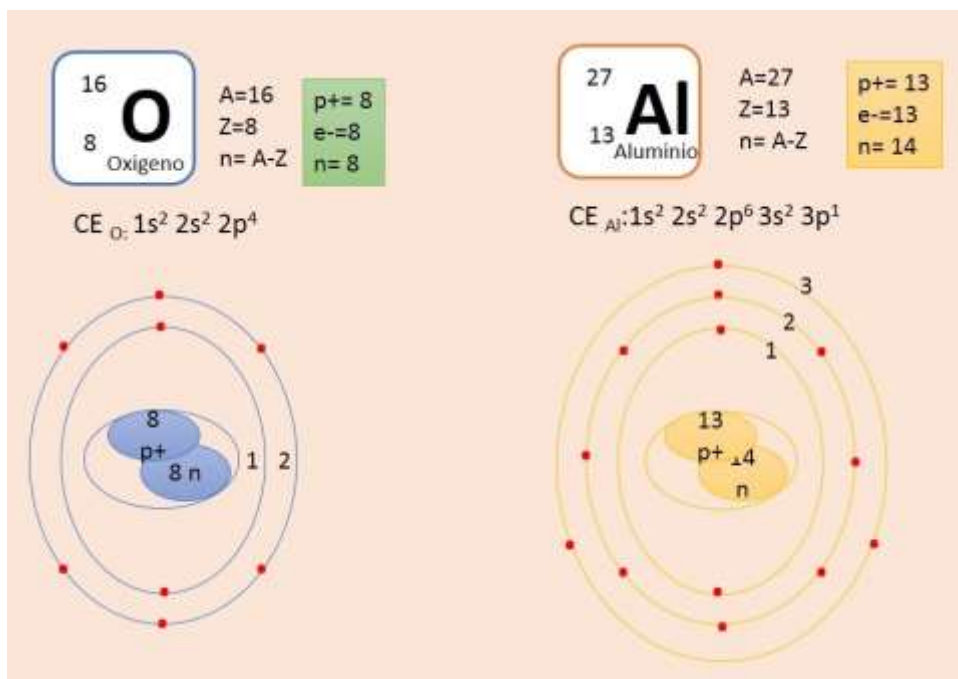
Nivel	Subnivel	e ⁻
1 o K	1s ²	2
2 o L	2s ² 2p ⁶	8
3 o M	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	18
4 o N	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴	32
5 o O	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴	32
6 o P	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰	18
7 o Q	7s ² 7p ¹⁴	8

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



ACTIVIDAD: Dibuja el átomo (según Bohr) para los siguientes elementos:

- a. Calcio
- b. Silicio
- c. Azufre
- d. Magnesio
- e. Manganeso

No olvides escribir todos los pasos a seguir

LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

En 1926, Erwin Schrödinger (1887-1961) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t , sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados números cuánticos.

MODELO ATÓMICO ACTUAL

En 1927, el físico alemán Werner Heisenberg propuso el llamado **Principio de Incertidumbre** que afirma que no es posible conocer la posición y a velocidad exacta de los electrones de los electrones en un átomo de forma simultánea. 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-.

LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

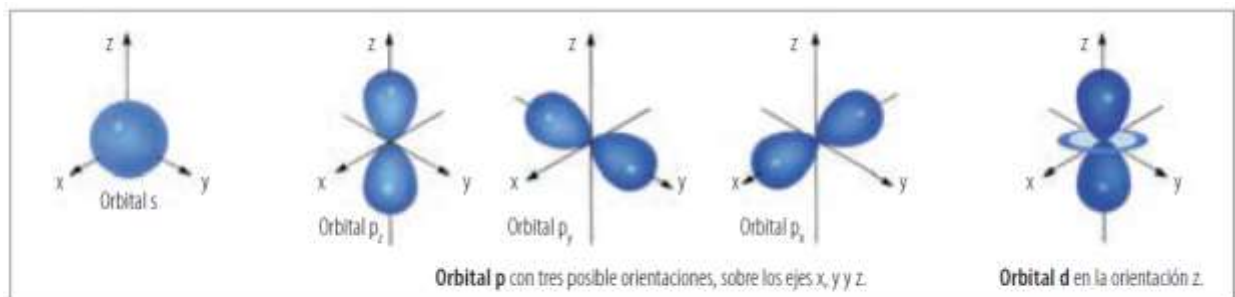
En el modelo atómico actual, se definen las características de todos los electrones de un átomo utilizando lo que se conoce como números cuánticos, que se denominan con las letras n , m , l y s . los números cuánticos indican la energía y describen el movimiento del electrón que caracterizan. En un átomo, 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

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

- **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.

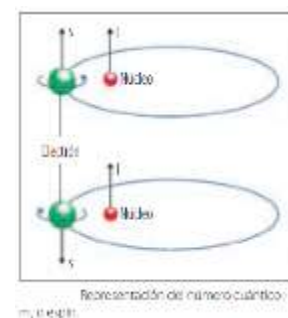
Subniveles (l)	0	1	2	3
Designación	s	p	d	f
Nº máximo de electrones	2	6	10	14



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):** 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



CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como **configuración electrónica** del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía.

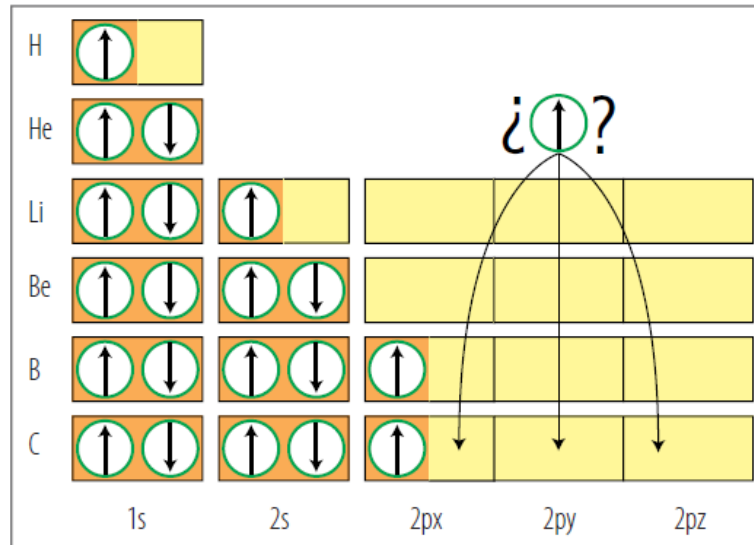
También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación 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 $2p_y$.

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:

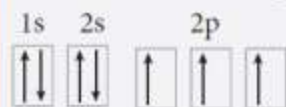


Con lo cual estamos indicando que:

- 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.

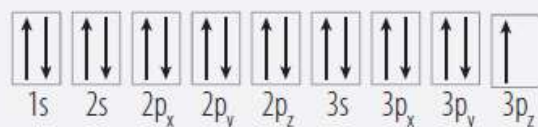
* EJEMPLOS

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 ($Z = 18$):

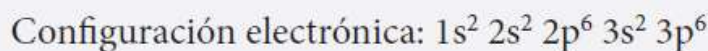
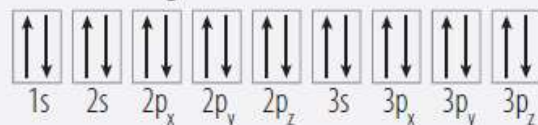


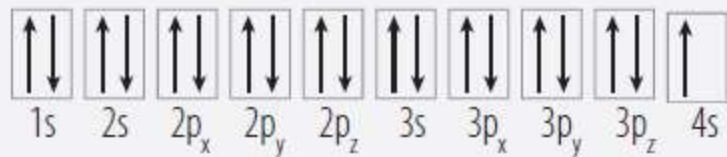
Diagrama de orbitales:



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:



TRABAJO PRÁCTICO N° 1



Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno

- 1) Realiza las configuraciones electrónicas y los diagramas de orbitales de los siguientes elementos:
 - a. Hierro
 - b. Potasio
 - c. Argón
 - d. Fosforo
 - e. Cobalto
 - f. Níquel

- 2) Dibuja el átomo según Bohr para los siguientes elementos:
 - a. Calcio
 - b. Silicio
 - c. Azufre
 - d. Magnesio
 - e. Manganeso

No olvides escribir
todos los pasos a
seguir

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.

LÍNEA DE TIEMPO DE LA TABLA PERIÓDICA

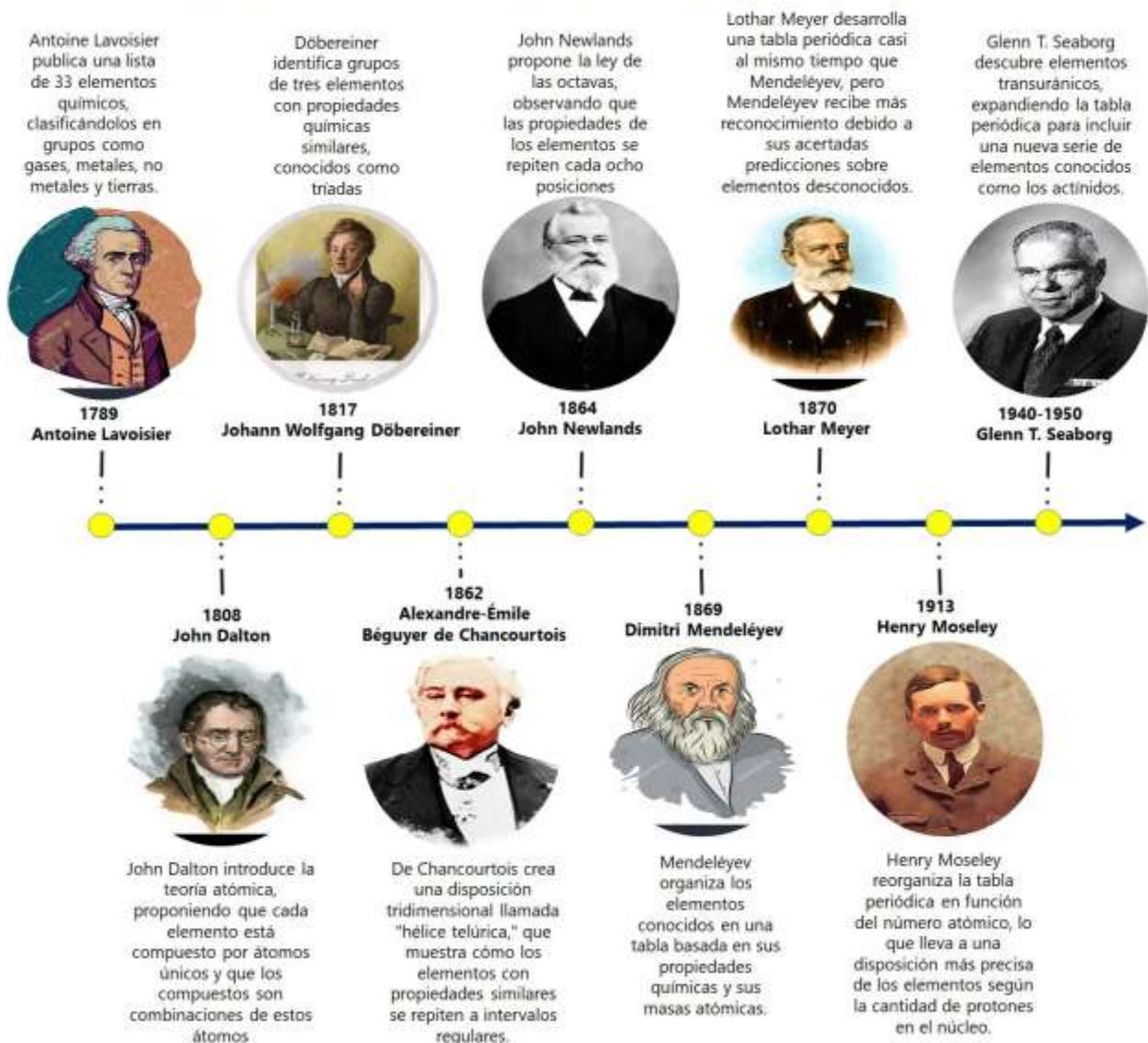


Tabla Periódica Actual

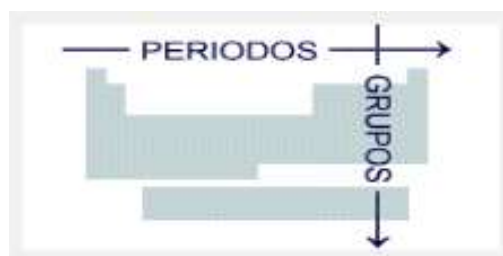
En 1913, Henry G. J. Moseley sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

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**.



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 DE CATEGORÍAS:

- Metales (Azul)
- Semimetales (Rojo)
- No metales (Verde)
- Metales alcalinos (Azul claro)
- Metales alcalinotérminos (Verde claro)
- Elementos de transición (Azul claro)
- Lantánidos (Púrpura)
- Actínidos (Púrpura)
- Anfígenos (Verde claro)
- Halógenos (Verde claro)
- Gases nobles (Verde claro)

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 isótopos 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 se tabularon sus pesos atómicos.

LANTÁNIDOS

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
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

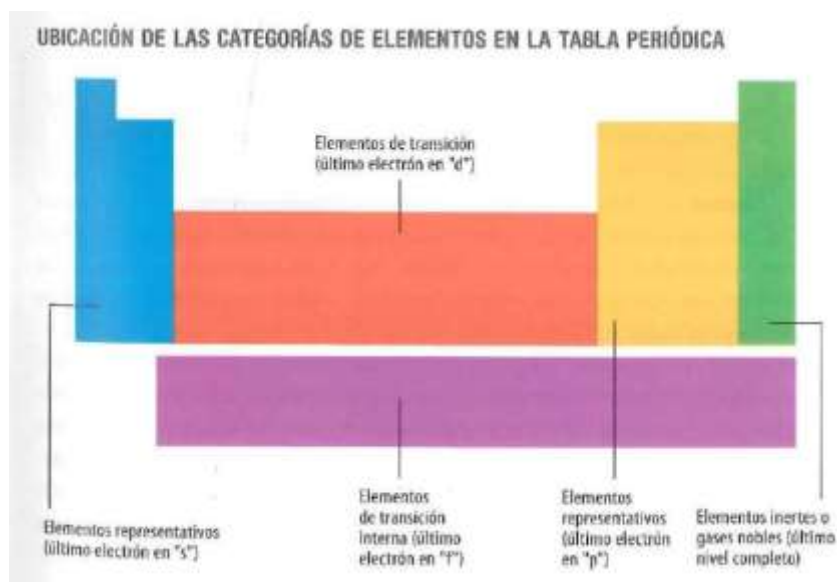
ACTÍNIDOS

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIO	TORIO	PROACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	ENSGTERNO	FERMIUM	SENEGUEVO	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 a 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																		
1																	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	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos																		
Actínidos																		

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																		
1																	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	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos																		
Actínidos																		

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																		
1																	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	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos																		
Actínidos																		

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																		
1																	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	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
Lantánidos																		
Actínidos																		

ELECTRONEGATIVIDAD

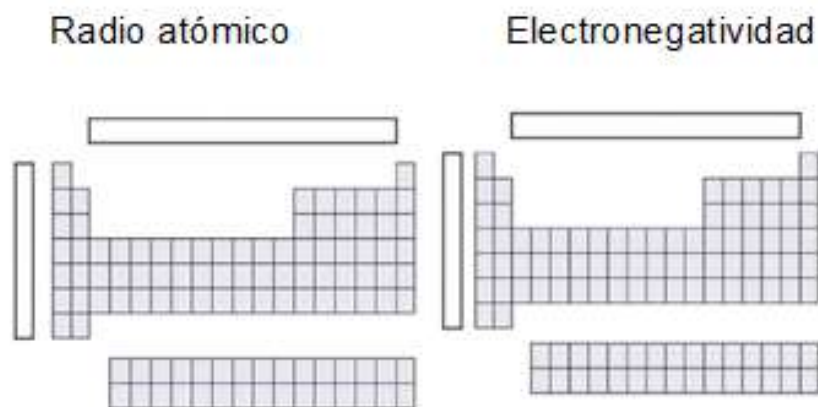
En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
En un periodo: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.

TRABAJO PRÁCTICO N°2

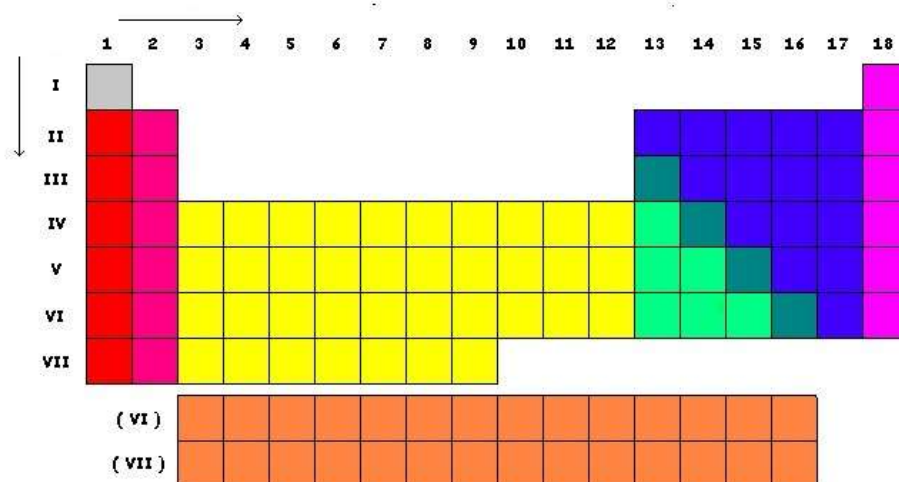


Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno

- ¿Quién creó la tabla periódica actual?
 - Explica según la tendencia a ganar o perder electrones las características de los metales y los no metales y nombra 3 propiedades físicas
- a-Coloca en las siguientes tablas periódicas como varían y explica las siguientes propiedades:



- Coloca como se clasifican los elementos en la tabla periódica, según sus orbitales y características químicas-



- De la siguiente serie: O, F, Cl, Br. ¿Cuál es el **más** electronegativo y el **menos** electronegativo?
 - ¿Cuál alternativa contiene sólo metales? 1) Li, Na, K 2) F, Cl, Br 3) He, Ne, Ar 4) N, P, As 5) O, S, Se

4. Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Si son falsas encadrese la F y coloque, al lado, la o las palabras que transformarían en verdadera la proposición falsa modificando solamente el o los términos subrayados

	I	II									III	IV	V	VI	VII	0
1																
2	A	B									C			J	L	Q
3	D													K	M	R
4	E					P		W							N	S
5	F	Z				X		Y		T						
6	G											H	I			
7	II															

a)	Los elementos, <u>L</u> , <u>M</u> y <u>N</u> son gases nobles	V - F
b)	Los electrones del nivel más externo de C son <u>dos</u>	V - F
c)	J es un <u>metal</u>	V - F
d)	C posee <u>tres</u> electrones en el último nivel ocupado	V - F
e)	<u>He</u> , <u>I</u> son no metales	V - F
f)	Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período	V - F
g)	C es un elemento del segundo grupo	V - F

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

Introducción

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.

Consejos Generales

- ✓ NO entrar en el laboratorio sin que esté presente el profesor o responsable.
- ✓ Seguir las instrucciones del profesor o persona responsable.
- ✓ Estudiar cada experiencia antes de llevarla a cabo.
- ✓ Mantener una actitud responsable, NO se deben realizar bromas, no correr, no gritar.
- ✓ NO COMER, NO BEBER, NO FUMAR en el laboratorio.

Elementos de Protección Personal: Vestimenta

1. Utilizar guardapolvo de manga larga. Mantener el guardapolvo abrochado.
2. DEBE EVITARSE EL USO DE LENTES DE CONTACTO.
3. Quienes tienen pelo largo, deben llevarlo recogido.
4. NO se deben llevar pulseras, colgantes, piercings (aros) o prendas sueltas.
5. NO llevar sandalias o calzado que deje el pie al descubierto.
6. En caso de presentar alguna herida, esta debe estar cubierta, aunque se utilicen guantes para trabajar.
7. Es obligatorio el uso de guantes.
8. OBLIGATORIO EL USO DE GAFAS DE SEGURIDAD, para proteger los ojos.

Hábitos de Trabajo

- Comprobar la ubicación de los elementos de seguridad como extintores, duchas de seguridad, lavaojos, botiquín, etc.
- Seguir el protocolo de trabajo indicado por el responsable de las prácticas.
- Evitar mezclas que NO sean las indicadas.

- Siempre leer la etiqueta o consultar la hoja de seguridad de los reactivos antes de su utilización.

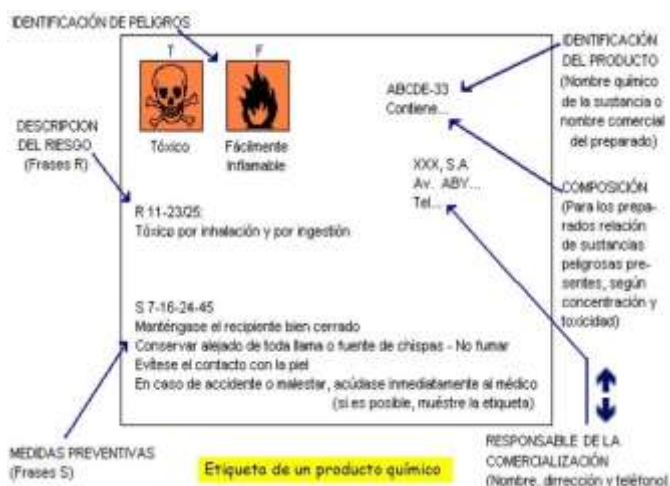
El Laboratorio:

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
- ✓ 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.
- ✓ Almacén: 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.

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>

Etiquetado según el Sistema Globalmente Armonizado (SGA)

El SGA se creó con la finalidad de utilizar los mismos criterios para definir una sustancia o mezcla como peligrosa y también facilitar la comunicación de peligros a nivel mundial mediante un sistema común. El SGA define peligros físicos, para la salud y para el ambiente de los productos químicos e introduce nuevos pictogramas

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 pileta, 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.

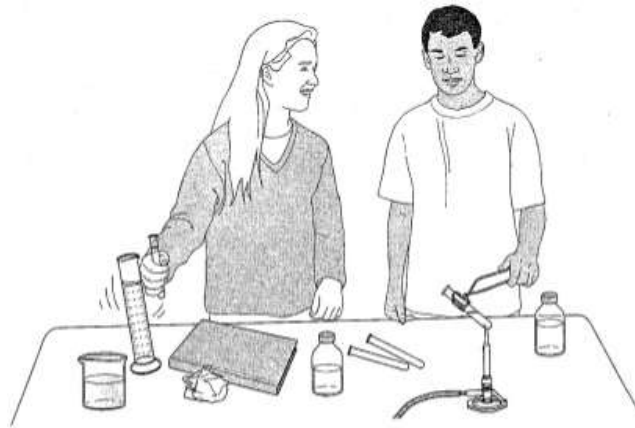
Accidentes

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

C.



D.



E.



Trabajo Práctico Grupal

Curso: 4 "B"

Docente: Espejo Paula

Tema: Normas Básicas de Seguridad Química en los Laboratorios de Docencia e Investigación

1. Lee los siguientes textos y realiza las actividades para cada uno

CASO 1

Gonzalo está sentado sobre un taburete del laboratorio con actitud relajada y la mirada ausente. Júlia le sacude cariñosamente el hombro y el joven regresa a la realidad; la chica, curiosa e imprudente, le pregunta por qué estaba "empanado". Gonzalo confiesa que pensaba en las andanzas de "Merlín, el encantador" y que, por aquello de las asociaciones absurdas, se sentía feliz de trabajar en el laboratorio de aquella empresa de perfumes, aunque fuera de "becario" como ella. El mundo soñado desde pequeño estaba allí: matraces, tubos de ensayo, extraños minerales y montones de sustancias inanimadas que, tratadas con conocimiento, eran capaces de solucionar verdaderos misterios, ¿no es fantástico un buen quitamanchas? Júlia lanza una carcajada por el ejemplo, pero comparte su opinión. Sin embargo, añade que el mundo mágico de la química también tiene un lado oscuro que no hay que olvidar, puesto que la manipulación de productos peligrosos, como sucede con frecuencia en los laboratorios, puede representar un riesgo importante para la salud y también para el medio ambiente. Mientras conversan, los dos jóvenes recuerdan que todavía tienen pendiente la destilación que les ha encargado María, la responsable de la sección, y ambos se ponen a trabajar. Gonzalo coloca un "balón" de gran tamaño lleno de etanol sobre la "manta" de calentar, pero se olvida de poner en el interior del recipiente unos pequeños trozos de porcelana que facilitan la ebullición homogénea del líquido. Cuando terminan con el resto de los preparativos técnicos, Júlia se queda pendiente del proceso de destilación y Gonzalo se dedica a otras tareas. Al cabo de un rato, la chica observa que el disolvente está hirviendo con mucha fuerza y de forma desacompasada. Se acerca para mirar lo que sucede y, justo en aquel momento, se produce un estallido en el interior del recipiente: los tapones del "balón" salen disparados por el aire y todo su contenido se derrama sobre la cara y el cuerpo de Júlia. Gonzalo acude de inmediato a su lado y, cuando ve todos los "trastos" tirados sobre la mesa y a Júlia escondiendo la cara entre las manos, se asusta mucho. La chica no quiere abrir los ojos porque le ha caído el disolvente encima y sólo repite que necesita agua para limpiarse. Gonzalo reacciona. Aunque nunca les habían hablado de los recursos que tenía la empresa para situaciones como aquella, él sabía que no había ninguna fuente lavajos en el laboratorio, pero sí una ducha de emergencia cerca de los servicios, a unos 20 metros de donde se encontraban. Gonzalo sujeta a su compañera y la conduce a buen paso hasta allí. Al llegar, Gonzalo ve que la plataforma de la ducha está llena de cajas. El contratiempo le enfurece, pero se contiene y sin exteriorizarlo, las aparta como puede. Luego, acompaña a Júlia hasta debajo de la ducha y tira del mecanismo de apertura. Cuál es su sorpresa, cuando comprueba que no cae ni una gota de agua. Casi no puede creer lo que está pasando y la angustia le invade de nuevo. De pronto, ve al lado de la ducha una llave de paso y, por probar, la gira. Después, acciona de nuevo el tirador de la ducha y, ¡por fin!, sale a borbotones la tan deseada agua.



Contesta:

- a) Señala qué están haciendo mal Gonzalo y Julia a la hora de trabajar en el laboratorio.
- b) A partir de lo que leyeron, traten de identificar cuáles son las normas básicas sobre la disposición, el uso y el mantenimiento de los equipos de emergencia en los laboratorios que **no se han tenido en cuenta**.

CASO 2

¿Para qué querrán todo esto?, se pregunta Matías mirando el camión repleto de productos químicos estacionado frente a la fábrica: este material aquí no se gasta ni en un año. Matías trabaja como operario en la sección de mezclado de una pequeña empresa dedicada a la transformación de productos químicos y sabe de qué va lo del “consumo”. Él y Tomás, otro operario recién incorporado a la empresa, están sustituyendo a dos compañeros del almacén que han causado baja laboral. No tienen experiencia en este trabajo y tampoco han recibido ninguna indicación al respecto, pero las necesidades de la empresa requieren que esta sustitución se realice de manera inmediata. Mientras los dos jóvenes estaban comentando la “pasada” del cargamento, Josefa, la responsable de la recepción de mercancías, les indica que deben vaciar el camión y trasladar toda la carga al almacén. Una vez allí, deben colocar los productos en sus correspondientes zonas, siguiendo las señalizaciones marcadas en las estanterías y el sistema de clasificación del recinto. -Es muy fácil, dice Josefa. Allí donde veáis calaveras poned calaveras, donde veáis llamas...llamas, y así con todos. Lo que no quepa, lo dejáis en el patio descubierto que está junto al almacén. Los dos se han puesto manos a la obra en el almacén y, mientras Matías está terminando de colocar los últimos bidones de acetato de etilo, Tomás arrastra hacia el patio una carretilla de mano cargada con productos sobrantes. Cuando llega a la puerta de acceso al patio, que está situada dentro del propio almacén, se encuentra con que varios bidones de madera con colorantes están tapando parcialmente la entrada. Tomás fuerza un poco el palet donde estaban situados y consigue moverlo un poco, lo justo para poder pasar. Con el desplazamiento uno de los bidones cae hacia un lado y golpea un recipiente de plástico con metanol, que estaba medio escondido y que alguien había dejado abierto. Tomás no se da cuenta de este último hecho y continúa arrastrando la carretilla hacia el patio pensando que más tarde colocará los colorantes en su sitio. Al llegar al exterior comprueba con sorpresa que todo el orden que había encontrado en el almacén allí no existía. En el centro del patio estaban mezclados toda clase de bidones: unos identificados como “líquidos inflamables”, otros con la etiqueta de “sustancias tóxicas” y otros con la indicación de “nocivo e irritante”. Además, muchos de los bidones tenían manchas de óxido por la parte inferior. En otro extremo del patio también había un montón de recipientes de plástico vacíos que se veían muy estropeados; la mayoría estaban resecos y agrietados y dos de ellos tenían el asa rota. Tomás, desconcertado ante el panorama, deja todo lo que lleva en la carretilla junto a los bidones y regresa hacia el almacén para recoger lo que se había caído. Al entrar nota un olor muy fuerte y observa que en el suelo hay una enorme mancha líquida, de color amarillo, que ocupa buena parte del almacén. Al parecer, el líquido derramado había reaccionado con el colorante y desprendía unos humos de olor muy desagradable. Un sexto sentido le alerta de que aquello es peligroso y, asustado, se dirige hacia Matías para contarle lo ocurrido. Matías no lo duda; salen rápidamente del almacén y van en busca de un teléfono para advertir que se ha producido una emergencia.

Contesta:

- a) Realiza un listado con los factores de riesgo que puedan encontrarse en la empresa descrita en el caso práctico y descubre cuáles han sido las causas que han producido el accidente.



CASO3

Marisa abre la puerta de una habitación que hay junto al laboratorio de la escuela donde ella y Óscar, el chico que la acompaña, están estudiando el primer año de químicas. Este cuarto se usa como almacén y en él se guardan todos los materiales que los estudiantes necesitan para las prácticas. -Óscar, abre la luz que aquí no se ve nada -dice Marisa al entrar-. El recinto tiene unas dimensiones muy reducidas y no dispone de ninguna ventana. Una vez en su interior, los chicos cierran la puerta y Óscar le pregunta a Marisa: -¿Qué es lo que ha dicho el “profe” que tenemos que preparar para las prácticas de esta tarde?-Siempre estás en la luna, Óscar -responde la chica-.Menos mal que yo lo he anotado. Hay que llevar clorhídrico, etanol, hidróxido sódico y éter.-Mira, el clorhídrico está en este estante - dice Óscar-. ¡Menudo garrafón! Mientras yo lo pongo en este otro recipiente, tú buscas el etanol. Óscar coge el bidón de clorhídrico, lo abre y lo pone en el suelo junto a otro envase más pequeño. En ese momento, se da cuenta de que no podrá hacer fácilmente el trasvase porque el garrafón cuesta mucho de manejar y la boquilla de entrada del otro bidón es muy estrecha. Selo comenta a Marisa, mientras figonea en busca de algo que le solucione el problema.-¡Ya lo tengo! -dice Óscar mostrando una cubeta de plástico rectangular que tenía en la mano-. Aprovecharé que esto tiene un canal de desagüe en el vértice y lo utilizaré como si fuera un embudo.-¡Vigila, el clorhídrico es peligroso! - responde Marisa-. ¿Has leído la etiqueta? Deberías ponerte guantes.-No hace falta. Esto es poca cosa y lo hago en un momento. Óscar pone la cubeta sobre el suelo, coge el bidón de clorhídrico con las dos manos, lo inclina y empieza a verter el líquido sin ningún cuidado. El abundante chorro que sale golpea contra el fondo de la cubeta produciendo pequeñas salpicaduras que caen sobre la mano izquierda de Óscar. El chico nota de inmediato las que-maduras y lanza un exclamación de dolor. Marisa en aquel momento estaba terminando de llenar una botella con el etanol de otro envase que tenía la boquilla en forma de “pico”. Sorprendida por el grito de Óscar, Marisa suelta el envase del etanol y éste se derrama por encima del armario de los productos inflamables sobre el que estaba realizando el trasvase. Asustada, se dirige hacia Óscar y le dice que tiene que ponerse inmediatamente abundante agua en la mano. Los dos estudiantes salen del pequeño almacén y van hacia la fuente de agua que hay instalada en el laboratorio de prácticas. Óscar, con la mano debajo del grifo, se queda allí y Marisa vuelve al cuartito para recoger los “estropicios” y terminar el trabajo que les habían encargado. Mientras está acabando de recoger el etanol con el papel secante que había cogido del laboratorio empieza a sentirse un poco mareada. Sale del almacén y se apoya en la pared del pasillo. El profesor de prácticas la ve y comenta: -¿Ocurre algo? Estás muy pálida. -Verá, resulta que....

Contesta:



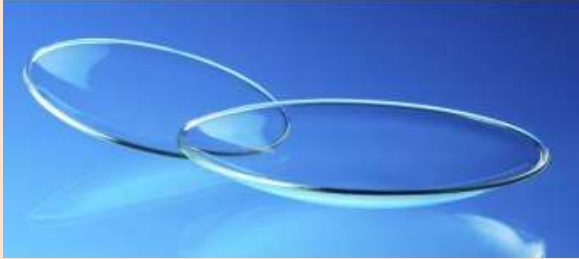
- a) A partir de la lectura del caso práctico, identifica los errores que cometieron los protagonistas de la historia en relación con el trasvase de sustancias químicas y, posteriormente, indica las diferentes alternativas a dichos errores.







Tema: Material e Instrumentos de Laboratorio





El siguiente apunte se complementa con las definiciones dadas en clases y anotadas en tu cuaderno:






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.</p> <p>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). 		Equipo especial	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 		Equipo especial	Metal
Aros metálicos	Para colocar embudos y balones de separación		Equipo especial	Metal
Pinzas	Se usa para sujetar y trasladar objetos		Equipo especial	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. 		Equipo especial	Metal

Gradilla	<ul style="list-style-type: none"> - Se usa para colocar tubos de ensayo 		Equipo especial	Vidrio/ metal o plástico
Cucharilla-espátula	<ul style="list-style-type: none"> - Sirven para tomar pequeñas cantidades de sólidos 		Equipo especial	metal
Mechero Bunsen	<ul style="list-style-type: none"> - Se utiliza para calentar sustancias 		Calentamiento	Metal
Cepillo	<ul style="list-style-type: none"> - Sirve para limpiar los tubos de ensayo, probetas y 		Auxiliar	Metal
Mortero	<ul style="list-style-type: none"> - Se utilizan para triturar sólidos hasta volverlos polvo 		Sostén	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 		Equipo auxiliar	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

<p>Papel de filtro</p>	<p>- 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</p>		<p>auxiliar</p>	<p>papel</p>
<p>Pinzas de madera</p>	<p>- Sirvan para sujetar tubos de ensayo</p>		<p>Auxiliar</p>	<p>madera</p>
<p>Balanza</p>	<p>- Para determinar la cantidad de masa de una sustancia</p>			

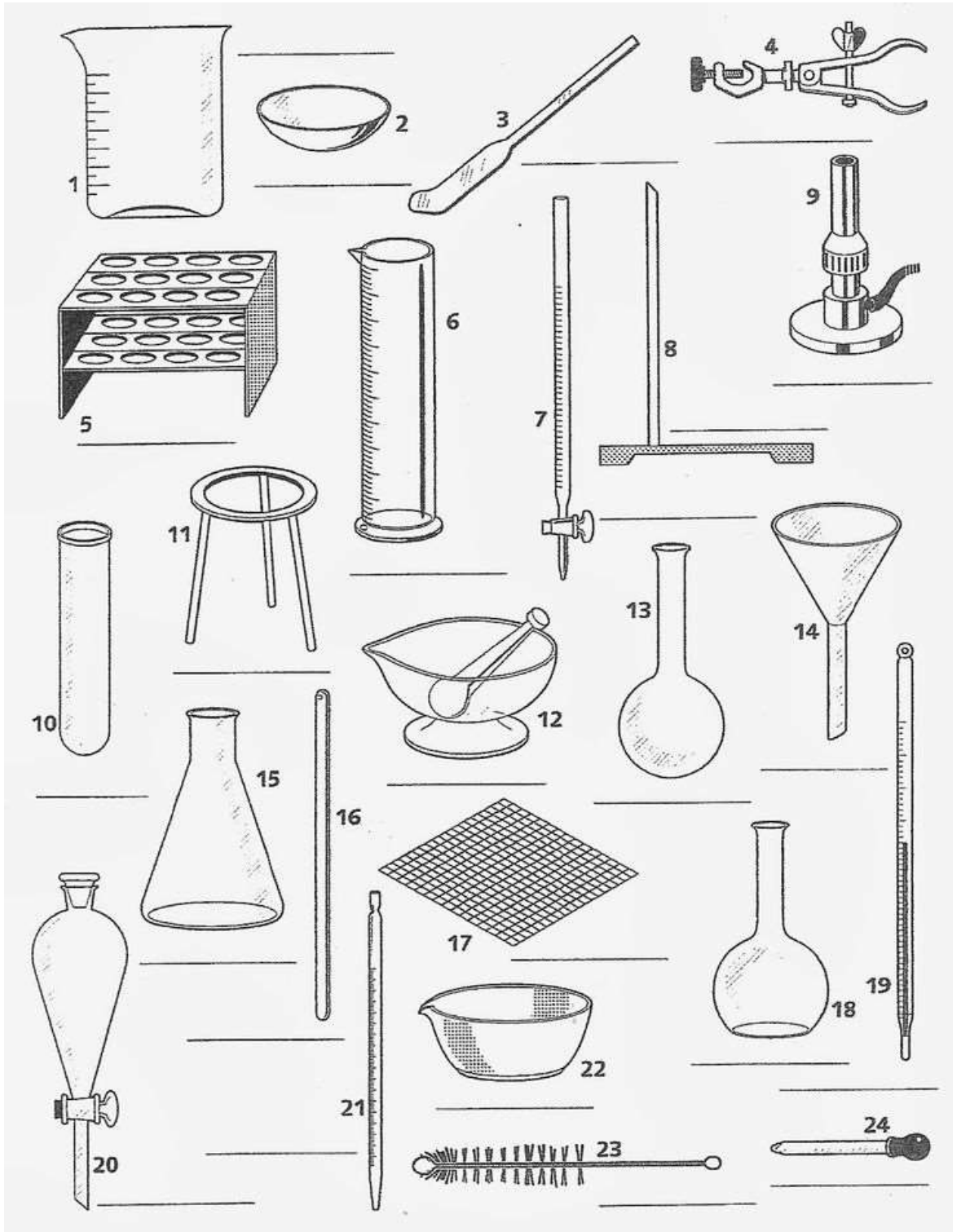
Actividades:

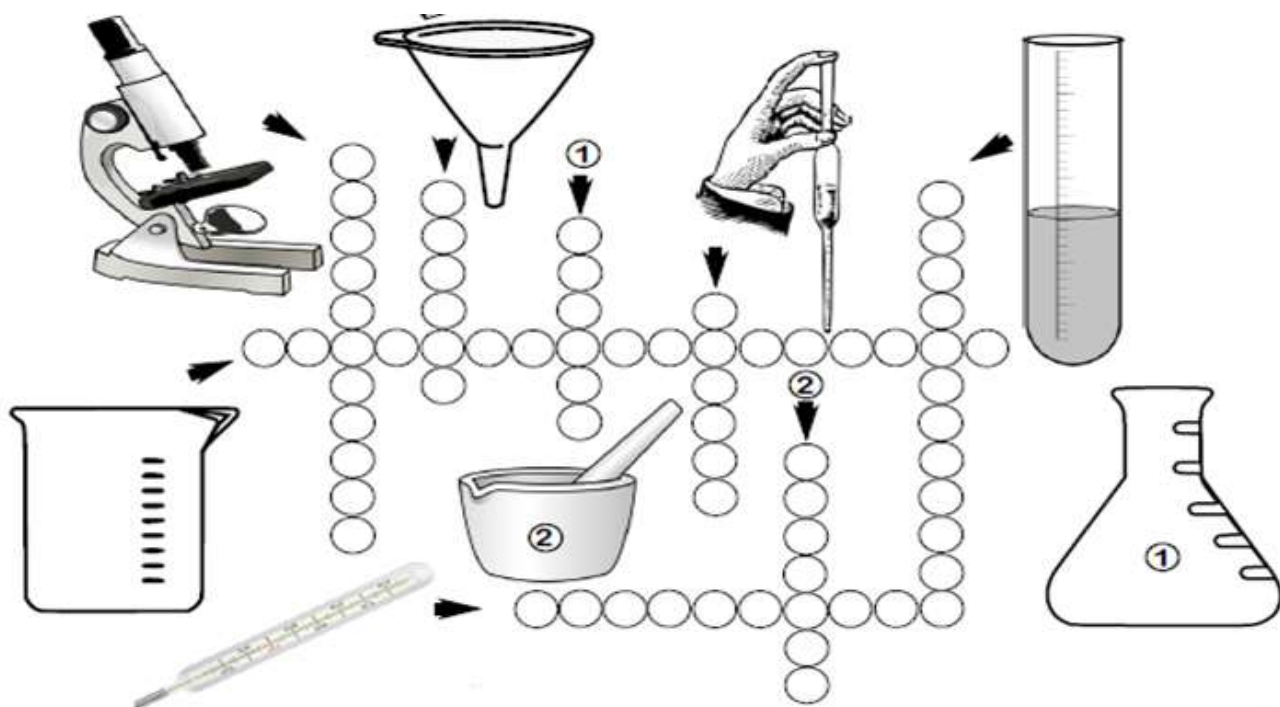


1. En el laboratorio:

Con ayuda del cuadro anterior reconoce y clasifica el material presente en el laboratorio del colegio. Puedes tomar fotografías o dibujar

2. Completa debajo de cada dibujo con el nombre correspondiente:

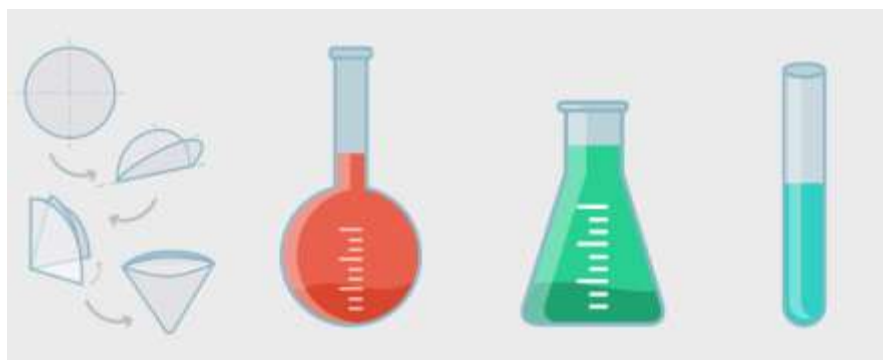




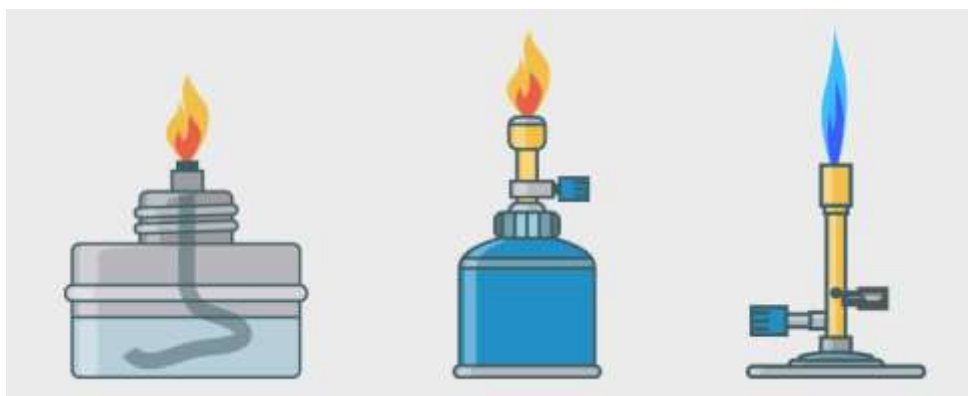
3. Completa el siguiente crucigrama

4. Marca la opción correcta

- a. De los siguientes materiales para utilizar en el laboratorio, selecciona aquellos que se pueden calentar sin problema.



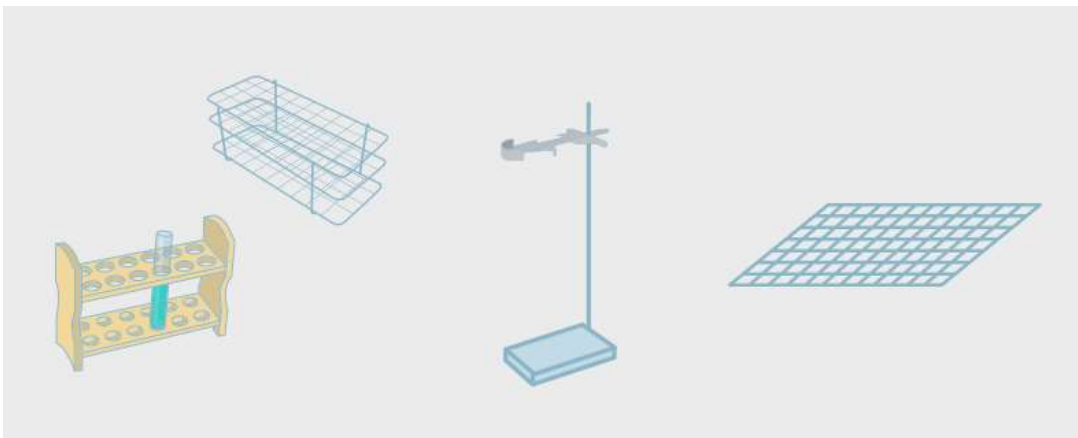
- b. Selecciona el mechero que lleva el nombre de Mechero bunsen.



- c. Selecciona el objeto que sirve para hacer siembre de microorganismos.



- d. Selecciona el objeto que sirve para distribuir más uniformemente el calor a un recipiente



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.



Indicadores

En el laboratorio es muy frecuente el uso de sustancias llamadas indicadores que permiten medir de modo aproximado el pH.

Los indicadores, en general, son sustancias orgánicas de naturaleza compleja que cambian de color según sea el pH de la disolución a la que se añaden.

Entre los más habituales en el laboratorio, podemos señalar el azul de bromotimol, la fenolftaleína y el papel indicador universal, que se presentan en tiras impregnadas de una mezcla de diferentes indicadores. También hay sustancias naturales que actúan como indicadores; por ejemplo, la col lombarda o los taninos del vino.

A continuación, conoceremos el comportamiento de los indicadores más usuales.



¿Qué factores afectan el pH?

El pH de una solución puede verse afectado por varios factores, incluyendo la concentración de ácidos o bases en la solución, la temperatura, la presión y la presencia de otros productos químicos. La concentración de ácidos o bases es el factor más importante que afecta el pH de una 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.



Una vez terminada la teoría, veremos antes de entrar en el laboratorio, la práctica:

“PRÁCTICO 1 DE LABORATORIO”

Espacio Curricular: Química

Curso: 4° “B”

Docente: Espejo Paula

Tema: pH. Arcoíris de pH

El informe debe tener el siguiente formato:

Introducción: una pequeña introducción al tema (acá va citas bibliográfica)

Objetivos:

Determinar el pH de sustancias utilizando un indicador natural (agua de repollo) y el papel indicador de pH.

Materiales:

Jugo de limón	Jeringa chica (x)
Vinagre blanco (x)	Vasos de plástico (8) (x)
Gaseosa (lima limón) (x)	Cucharitas (x)
Agua destilada	
Jabón líquido transparente de color claro(x)	
Lavandina o cloro	
Alikal, Uvasal o Bicarbonato de sodio (x)	

Nota: deberán traer solo lo que está marcado con (x)

Procedimiento:

- Preparación de la solución indicadora:
 - Picar el repollo morado y ponerlo a hervir durante 5-10 minutos, colarlo, dejarlo enfriar y separarlo en un recipiente hasta su uso.
- Medir el pH del agua destilada y controlar que sea neutro (entre 6 y 7)
- Etiquetar los vasos con el nombre de las sustancias.
- Preparar una solución (de ser necesario) con una pequeña cantidad de agua destilada y la sustancia a medir
- Medir el pH con las tiras de papel, colocando una pequeña cantidad en las tiras con ayuda de un gotero o introduciéndolas en el vaso.
- Anotar el resultado

- Adicionar en cada vaso 2-3mL del indicador natural con ayuda de una jeringa.
- Comparar los resultados obtenidos con una escala de pH proporcionada por la profesora y con los resultados obtenidos.

Resultados y Conclusiones

- Confeccionar una tabla con todos los datos obtenidos, donde se comparen.
- Contestar la siguiente pregunta: ¿los datos son los mismos con los dos indicadores?
De no ser así, ¿cuál podría ser la razón? Investigue cuál de los dos datos es más fehaciente

Actividades post-laboratorio.

1. Buscar cuál es la razón de usar ese indicador natural
2. Buscar en bibliografía los valores de las sustancias medidas, colocarlo en la tabla de resultados y compararlos.
3. Investiga la importancia del pH en el cuerpo humano.

Bibliografía

Bibliografía utilizada en todo el informe

Anexos



APLICACIONES Y CURIOSIDADES

El pH de la sangre humana debe ser ligeramente alcalino (7.35 – 7.45). Si está por debajo o por encima de este rango, es un síntoma de que podemos padecer algún trastorno. Un pH de 7.0 es neutro, por debajo de 7.0 es ácido y por encima de 7.0 es alcalino. Un pH ácido puede ser el resultado de dieta acidificante, de estrés emocional, alimentos tóxicos y reacciones inmunológicas u otros procesos que privan de oxígeno y de otros nutrientes a las células.

El organismo tratará de equilibrar el pH ácido usando minerales alcalinos. Si la dieta no contiene suficientes minerales para lograr este equilibrio, se puede presentar una concentración ácida en la célula. Un pH de 6.9 en la sangre puede producir un estado de coma o incluso la muerte.



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.

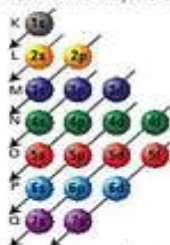
El enlace químico se produce por la interacción de los electrones más alejados del núcleo de dos átomos diferentes. Estos electrones se encuentran en un nivel de energía definido que se llama capa de valencia. La capa de valencia está determinada por la configuración electrónica de los átomos.

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 mecano-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.

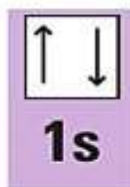


Por ejemplo, el boro tiene un número atómico $Z = 5$, es decir que tiene 5 electrones en la nube electrónica. Si se observa el esquema del método de la lluvia se tiene que:

- 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

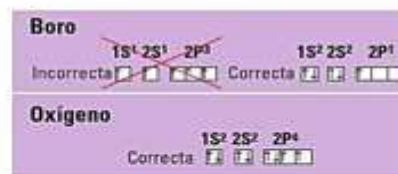
Establece que un orbital admite solo dos electrones y que estos deben girar en sentido opuesto. Se representan con flechas en direcciones opuestas.



En el boro, el orbital $1s$ y 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

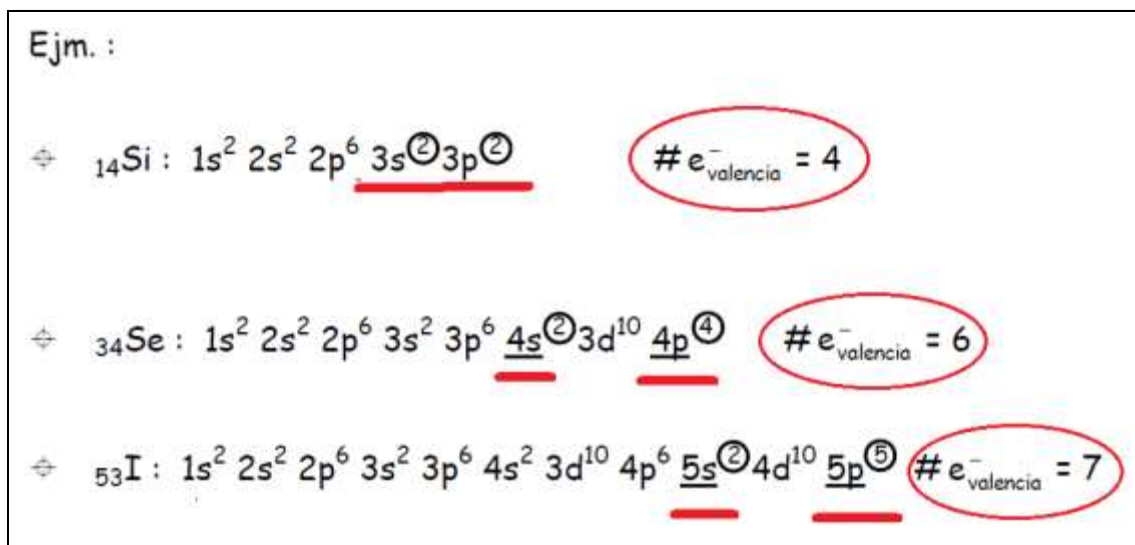
Establece que los electrones de un determinado subnivel de energía se alojan en orbitales diferentes hasta que todos tengan al menos un electrón, y luego se completa cada uno de los orbitales según el principio de exclusión de Pauli.



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.

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.

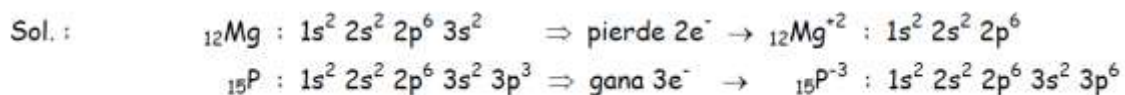
Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

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 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.



¿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.

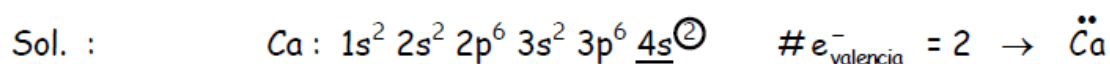
Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo (Electrones del último nivel), como se muestra en la siguiente Tabla:

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	$\text{Mg} \cdot \cdot$ $\cdot \cdot \text{Mg}^+$
Cl	7	$\cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \text{Cl} \cdot \cdot$
Al	3	$\cdot \cdot \cdot \text{Al} \cdot$ $\cdot \cdot \cdot \text{Al}^+$
O	6	$\cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot$ $\cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot$

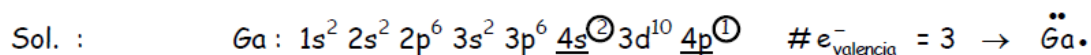
Si ubicamos los elementos en la tabla periódica, veremos que, para los elementos representativos, todos los elementos de un mismo grupo tienen igual cantidad de electrones de valencia, y por lo tanto, estructura de Lewis.

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

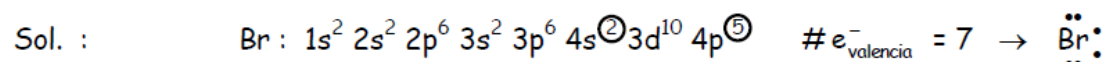
Ejm. 1: Realizar la notación Lewis de ${}_{20}\text{Ca}$



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



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

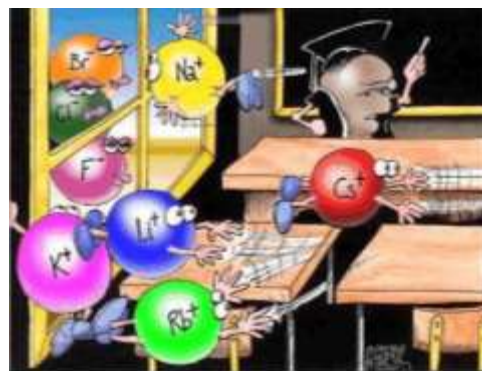


Los enlaces químicos se clasifican de acuerdo al tipo de elemento que se combine, según esto podemos decir que existen tres tipos de enlace:

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

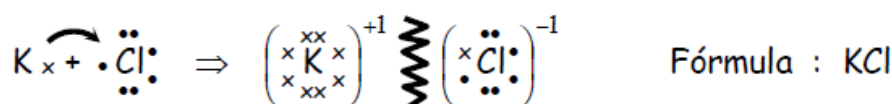
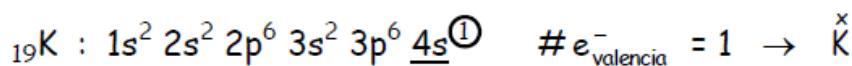
- Se produce entre metal y no metal. Metal (I A, II A) con No Metal (VI A, VII A).
- El átomo que pierde electrones se convierte en un catión, de carga positiva, y el que ha ganado electrones se convierte en anión, de carga negativa. Ambos iones, por tener carga contraria, se atraen debido a fuerzas 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.



"¡QUISIERO UNO DE LOS CABALLEROS ME PODRÍA DECIR PORQUE LAS QUE ESTÁN AFUERA LOS VEN TAN ATRACTIVOS!"

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

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



Fórmula : KCl

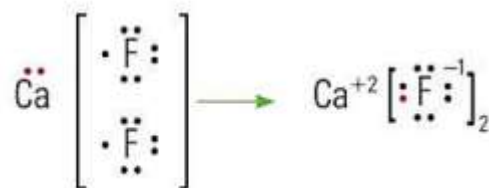
Nombre : Cloruro de potasio
(blanco)

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

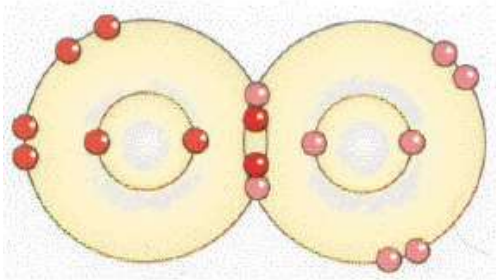
Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

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

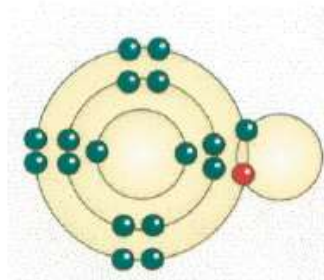
- ❖ **Son sólidos a temperatura ambiente.** Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- ❖ **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, 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

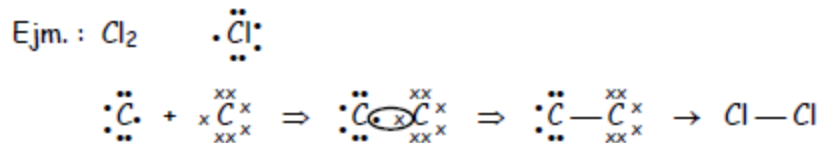
Se da entre elementos no metálicos. Ya que no tiene la capacidad de atraer o ceder electrones con facilidad, comparten electrones en la capa de valencia, de tal manera que ambos átomos cumplen con la regla del octeto. Pueden compartir uno o varios pares de electrones.



Molécula de oxígeno(O₂)



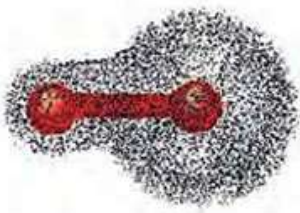
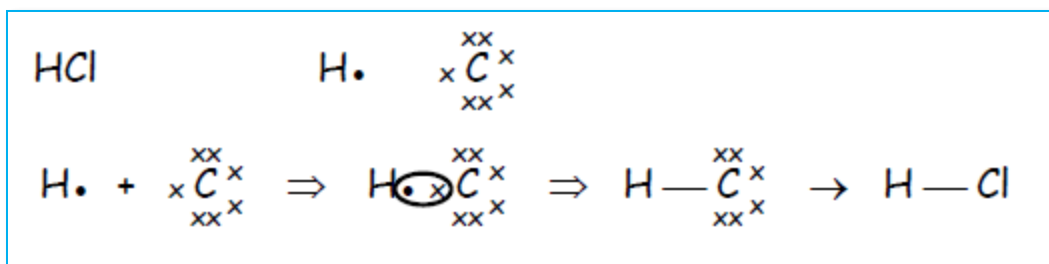
Molécula de cloruro de hidrógeno



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: $0,4 < \Delta E < 1,7$



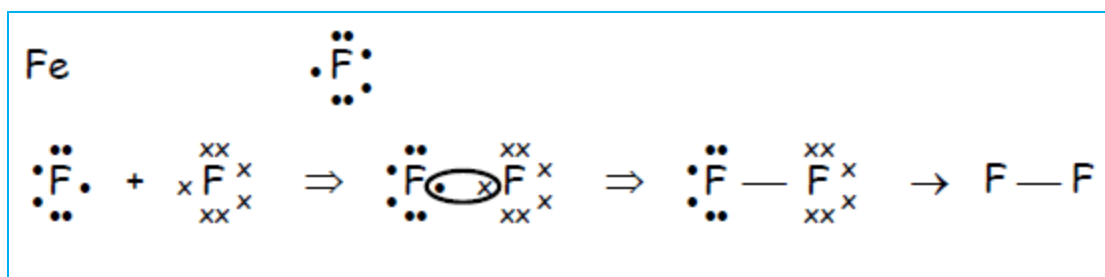
Ejemplo: HCl



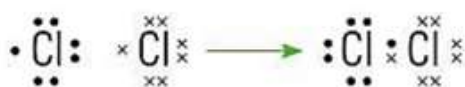
Enlace covalente polar. Se forma entre átomos diferentes cuya diferencia de electronegatividad es alta. En este enlace, el átomo más electronegativo atrae con mayor intensidad a los electrones compartidos. Esto crea una diferencia en la distribución de la nube electrónica, que se hace más densa alrededor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

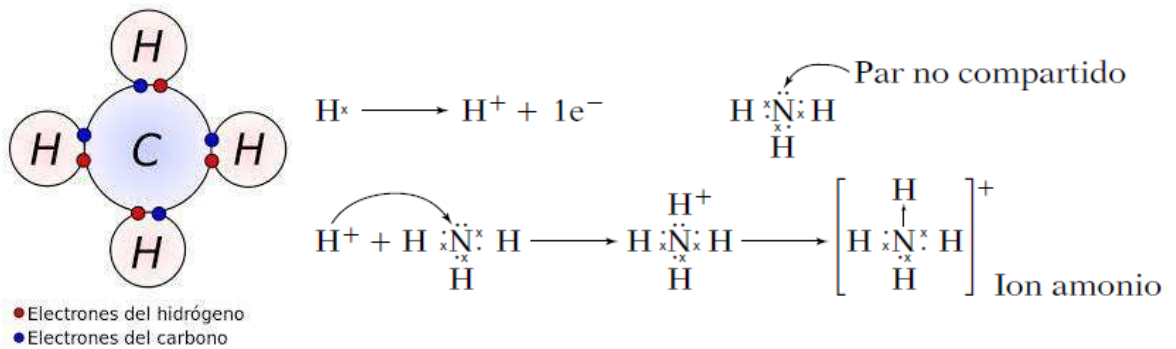
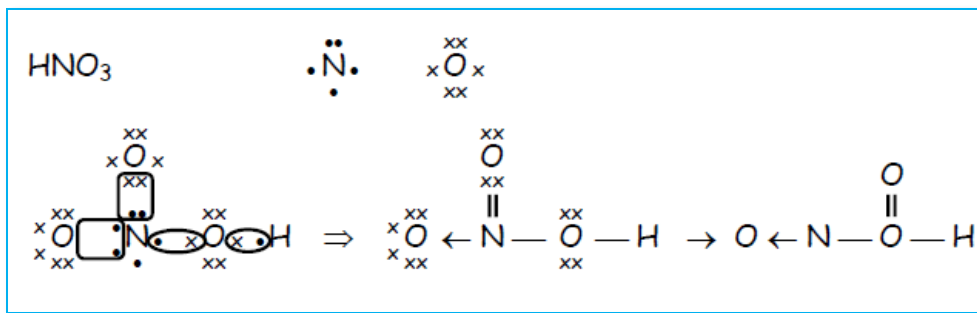
Ocurren en los enlaces covalentes apolares

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).</p> <p>Cl—Cl Cl₂</p>	<p>Molécula de oxígeno Enlace doble (dos pares de electrones compartidos).</p> <p>O=O O₂</p>	<p>Molécula de nitrógeno Enlace triple (tres pares de electrones compartidos).</p> <p>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

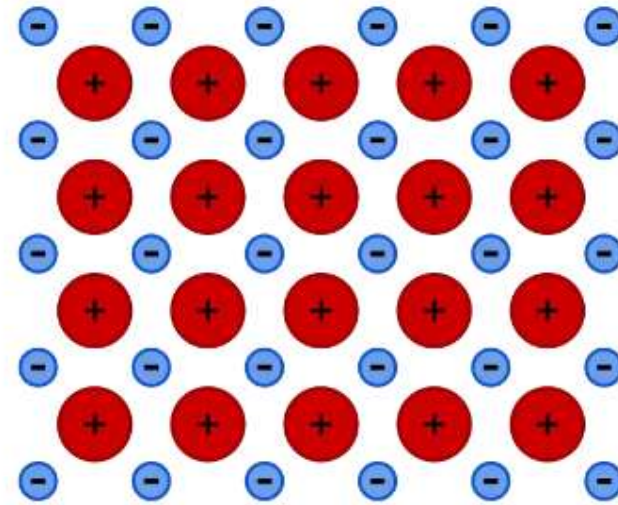
Electronegatividad del O = 3,44

Enlace Metálico

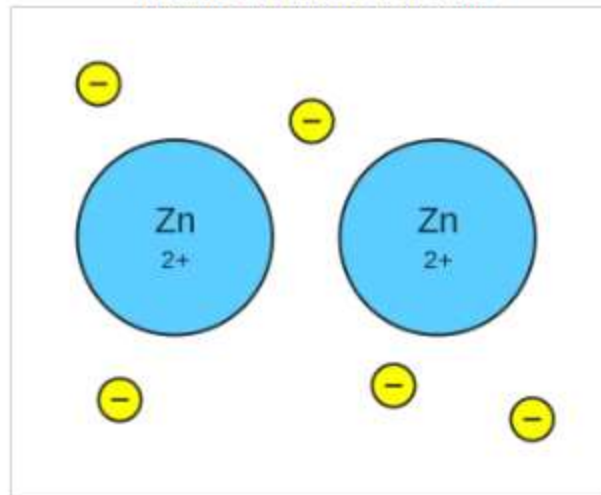
Se dan entre electrones de metales generando una nube o mar de electrones. Esta nube de electrones es la que les confiere a los metales las propiedades de:

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

Distribución de los enlaces metálicos



Enlace metálico del Zinc



Actividades



- 1. Establecer el enlace que ocurre entre los siguientes pares de elementos**
 - a) Calcio y bromo
 - b) Hidrogeno y azufre
 - c) Cloro y potasio
 - d) Oxígeno y sodio
- 2. Dado los siguientes compuestos, agrupar de acuerdo a si tienen enlace covalentes simples, dobles o triples**
 - a) H_2 (simple)
 - b) Cl_2 (simple)
 - c) O_2 (doble)
 - d) N_2 (triple)
 - e) F_2 (simple)
- 4. Realiza la estructura de Lewis de los siguientes compuestos y clasificalos:**
 - a) NaI
 - b) $MgCl_2$
 - c) Br_2
 - d) CCl_4
 - e) C_2H_2
- 5. Ordena de mayor a menor según la electronegatividad y clasifica los siguientes enlaces**
 - a) S-O
 - b) N-H
 - c) C-O
 - d) Cl-O
 - e) H-F
- 6. Realiza los siguientes enlaces metálicos**
 - a) Fe^{3+}
 - b) Ag^+
 - c) Zn^{2+}
 - d) Cr^{3+}
 - e) Mg^{2+}
- 7. Elabora un cuadro comparativo con la diferencia entre los distintos tipos de enlace (iónico, covalente, metálico)**

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

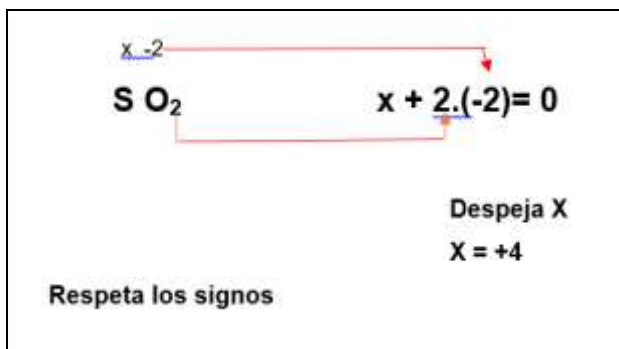
1. Los átomos de los elementos que no forman un compuesto su número de oxidación es igual a 0 (cero)
2. El número de oxidación de los iones es igual a la carga del ión.
Ejemplo: $\text{Na}^+ \longrightarrow$ número de oxidación: +1
 $\text{ClO}_4^{-1} \longrightarrow$ número de oxidación: -1
3. La suma 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:



Actividades

Encuentra el número de oxidación:

- a) El nitrógeno en el ácido nítrico. HNO_3
- b) Azufre en el sulfato de potasio. K_2SO_4
- c) Carbono en el ion carbonato. CO_3^{-2}
- d) Cloro en el ion perclorato. ClO_4^-



“PRÁCTICO 2 DE LABORATORIO”

Espacio Curricular: Química

Curso: 4° “B”

Docente: Espejo Paula

Tema: Equilibrio Químico visto desde un globo

El informe debe tener el siguiente formato:

Introducción:

Las reacciones químicas se clasifican en reacciones irreversibles y reversibles. Las primeras se producen cuando los reactivos reaccionan hasta que, al menos uno de ellos, se han consumido para dar los productos, mientras que en las reacciones reversibles los reactivos no se transforman totalmente en productos, porque estos reaccionan entre sí para volver a dar los reactivos. Al final de la reacción tenemos una mezcla de reactivos y de productos.

Cuando se produce una reacción reversible, al final las concentraciones de los reactivos y los productos son constantes porque la velocidad de formación de los productos es igual a la velocidad de formación de los reactivos. Esta situación final se llama equilibrio químico, y aunque las concentraciones de las sustancias no varían, el proceso es dinámico ya que tanto los productos como los reactivos siguen reaccionando.

Objetivos:

Observar el equilibrio químico que se produce en una reacción química.

Materiales:

Cada 2 alumnos	Vinagre blanco Bicarbonato de sodio. 1 botella pequeña (de plástico). Un globo Una cuchara.
----------------	---

Procedimiento:

1. Colocar vinagre en la botella hasta rellenar más o menos la mitad.
2. Introduce el bicarbonato de sodio en el globo, aproximadamente una cucharada.
3. Colocar el globo en la boca de la botella.
4. Verter el contenido de bicarbonato que está en el globo dentro de la botella.
5. Observa lo que sucede.

6. Comprueba que ocurre con el globo al finalizar la clase.

Normas

Colocar el globo adecuadamente en la boca de la botella y no añadir el bicarbonato hasta que esté bien colocado.

Resultados y Conclusiones

- El ácido acético del vinagre y el bicarbonato de sodio producen la siguiente reacción ácido-base:



- El ácido carbónico (H_2CO_3) es muy inestable y tan pronto como se forma se descompone en agua y dióxido de carbono, por tanto la reacción general es:



El dióxido de carbono es el responsable de producir las burbujas y de inflar el globo.

Después de un tiempo, el globo ya no se hincha más porque se ha alcanzado el equilibrio químico. Parte del bicarbonato de sodio se convierte en dióxido de carbono y al mismo tiempo, parte de ese dióxido de carbono, debido a la presión que produce el globo, se convierte de nuevo en bicarbonato, es decir se produce una reacción reversible.

La concentración en el equilibrio de los reactivos y productos no varía, por eso el globo permanece igual de inflado a lo largo del tiempo.

Si la reacción se realiza en un sistema abierto no se produce un sistema en equilibrio químico porque el dióxido de carbono se pierde y por tanto no se puede recuperar para invertir la reacción. La reacción será irreversible.

Actividades post-laboratorio.

- a) ¿Qué tipo de reacción se produce? (Escribí la reacción que se produce)
- b) ¿Por qué se producen burbujas? ¿Que ha inflado el globo?
- c) ¿Que ocurre con el globo al final de la clase?

APLICACIONES Y CURIOSIDADES

El mal de altura es un efecto que se produce cuando subimos a montañas o lugares elevados. Normalmente ocurre a partir de los 2.500 m de altitud.

Este efecto se puede explicar a través de la reacción entre el oxígeno y la hemoglobina de la sangre ya que están en equilibrio químico según la reacción:



A alturas elevadas la concentración de oxígeno en la atmósfera disminuye y por tanto también se reduce la concentración de oxígeno en la sangre. Para contrarrestar este cambio el equilibrio químico se desplaza hacia los reactivos por lo que disminuye la concentración de hemoglobina oxigenada que tenemos en la sangre, lo cual provoca que se produzcan mareos, dolores de cabeza, náuseas, etc.

Los habitantes de lugares altos tienen un 50% más de hemoglobina que los que viven a altitudes próximas a las del nivel del mar.



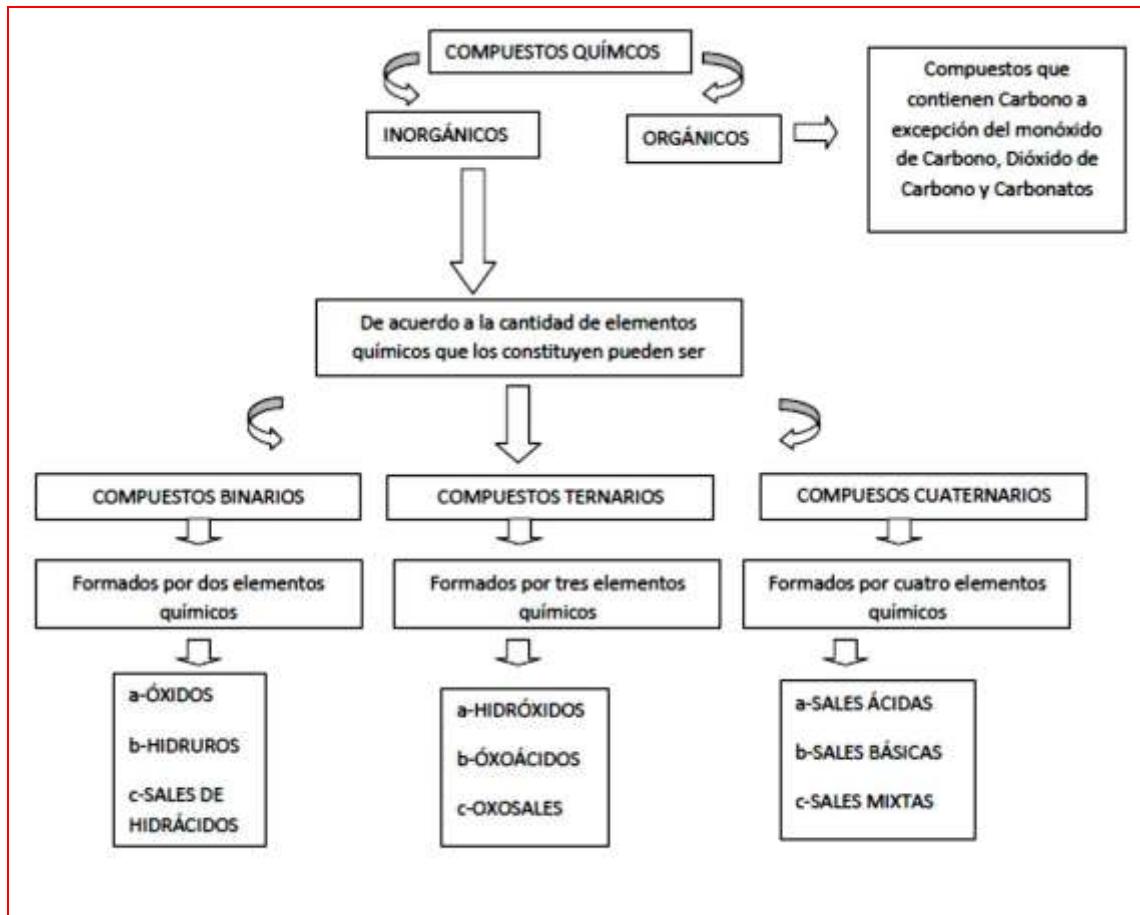
Nomenclatura Química

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:

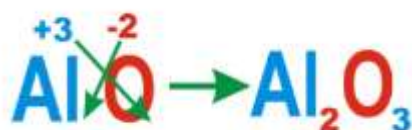
M_xO_y ,

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; text-align: center;"> <tr> <td style="padding: 2px;">4 valencias</td> <td style="padding: 2px;">3 valencias</td> <td style="padding: 2px;">2 valencias</td> </tr> <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> </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 ₂ O ₃ : trióxido de dihierro PbO ₂ : dióxido de plomo	Fe ₂ O ₃ : óxido de hierro (III) PbO ₂ : óxido de plomo (IV)	Fe ₂ O ₃ : óxido férrico PbO ₂ : óxido plúmbico															

¡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)															
<p>Óxido de + nombre del no metal</p> <p>con sus correspondientes prefijos numéricos</p>	<p>Óxido de + nombre del no metal</p> <p>con la valencia del metal en números romanos entre paréntesis</p>	<p>Anhidrido + nombre del metal</p> <p>acabado en:</p> <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																
<p>Cl_2O_3 : trióxido de dicloro</p> <p>CO_2: dióxido de carbono</p>	<p>Cl_2O_3 : óxido de cloro (III)</p> <p>CO_2: óxido de carbono (IV)</p>	<p>Cl_2O_3 : Anhidrido cloroso</p> <p>CO_2: Anhidrido carbónico</p>															

Actividades



- Formula los siguientes óxidos
 - Óxido de hierro (II)
 - Oxido de magnesio
 - Oxido de calcio
 - Oxido de plomo (IV)
 - Óxido de nitrógeno (III)
 - Oxido de cloro (V)
- Nombra según las 3 formas los siguientes óxidos
 - Li_2O
 - Cu_2O
 - Cr_2O_3
 - Al_2O_3
 - SiO_2
 - N_2O

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: **H_xN_y,**

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: **N_xH_y,**

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**
- H₂Te: **telano**
- NH₃: **amoníaco**
- PH₃: **fosfina**
- AsH₃: **arsina**
- SiH₃: **silano**

c) Hidruros metálicos

Qué son:

Hidrógeno + metal

Fórmula general:

M_xH_y,

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" 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-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															

Actividades



1. Formula los siguientes hidruros
 - a) Hidruro de aluminio
 - b) Hidruro de galio
 - c) Hidruro de germanio (IV)
 - d) Hidruro de estaño (IV)
 - e) Hidruro de plomo (IV)
 - f) Hidruro de cobre (II)
 - g) Hidruro de níquel (III)
 - h) Fluoruro de hidrogeno
 - i) Seleniuro de hidrogeno
2. Clasifica los hidruros del punto 1 y la nomenclatura dada
3. Nombra de todas las maneras posibles
 - a) LiH
 - b) NaH
 - c) KH
 - d) CsH
 - e) BeH₂
 - f) MgH₂
 - g) CaH₂
 - h) HCl
 - i) HBr
 - j) HI
4. ¿Qué tipo de hidruros son los del punto 3?

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-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																	
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: -----

Actividades



- Nombra los siguientes hidruros
 - BaCl_2
 - FeS
 - NaCl
 - Ca_2
- Formula las siguientes sales
 - Bromuro de potasio
 - Fluoruro de aluminio
 - Sulfuro de magnesio
 - Tricloruro de cobalto
- Del punto anterior
 - Indica el tipo de nomenclatura dada
 - Completa con las nomenclaturas que faltan
 - Indica el metal y no metal del compuesto

HIDRÓXIDOS O BASES

Qué son:

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

Fórmula:



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:		
			4 <i>valencias</i>	3 <i>valencias</i>	2 <i>valencias</i>
			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		

ANEXO: PRACTICAS DE LABORATORIO