



Ingreso a Enfermería

Escuela Universitaria de Ciencias de la Salud
Universidad Nacional de San Juan



Fundamentos de Química



Año: 2020



Colaboración en la realización de este cuadernillo:

Lic. HECTOR EMILIO PAROLDI
Prof. MELISA BELÉN, ROSA MANZANO
Lic. FLAVIO MARTÍN CAPPÀ
Prof. VALERIA SOLEDAD ORTIZ
Prof. LAURA FERNANDA DIAZ FRIAS
Lic. LAURA VIVIANA OROZCO SOBERBIO
Lic. ANTONIO DAMIAN ALEJO

Unidad Nº1

“Conceptos Generales”

La Química es una ciencia que se hace presente en nuestra vida diaria. Algunos fenómenos que estudia esta ciencia son observables, como la ebullición del agua, los cambios que presentan los alimentos al ser cocinados, un trozo de madera que se quema, y otros fenómenos como los que se producen en nuestro organismo cuando ingresan virus o bacterias, la digestión de los alimentos o el envejecimiento no pueden ser apreciados a simple vista pero involucra a una serie de reacciones químicas.

Empleando la Química se han descubriendo medicamentos, mecanismos moleculares por los cuales se producen diferentes procesos biológicos, se han evolucionado en el conocimiento de los genes involucrados en determinadas enfermedades, y en otros aspectos que mejoran nuestra calidad de vida. Por esta razón esta ciencia juega un papel significativo en la formación de los profesionales de las ciencias de la salud.

La Química es la ciencia que estudia fundamentalmente, la materia y la energía. En otras palabras las propiedades, características que nos permiten reconocer y distinguir las diferentes clases de materia y los fenómenos o transformaciones, sus leyes y estructuras de cómo está formada.

Materia: Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa, es decir que es todo aquello que puede verse, tocarse y sentirse. Por *ejemplo: El aire que respiras, Las plantas que nos rodean, El agua que bebes.*

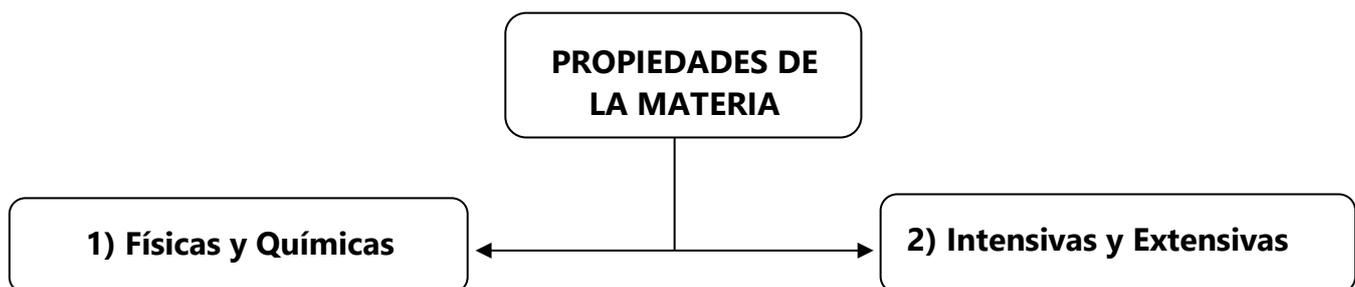
Cuerpo: Es una porción limitada de materia. Todo cuerpo tiene límites reales y peso. Por ejemplo: *El pizarrón, Un trozo de tiza, Una silla.*

Sustancia: Es cada una de las clases especiales de materia. Por *Ejemplo: Madera, Hierro, Vidrio.*

Energía: Es la capacidad de un cuerpo de producir transformaciones en sí mismo o en otros cuerpos. La energía se presenta bajo numerosas formas como energía cinética, energía potencial, energía calórica, etc. Por *Ejemplo: Calor, Luz, Electricidad.*

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Las cualidades de las sustancias se conocen como propiedades, estas se pueden dividir en dos grande grupos:



1) PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS:

1-a) PROPIEDADES FÍSICAS:

Son aquellas propiedades **que se observan o miden sin afectar la identidad de una sustancia.**

Las propiedades físicas se estudian sin relacionar la sustancia con otras sustancias químicas específicas.

Ejemplo: masa, densidad, estado de agregación, forma cristalina, punto de fusión, apariencia, etc.

Cambio Físico	Ejemplo	Propiedad Física
Cambio de forma	Estirar un trozo de cobre en un alambre delgado	Ductilidad
Cambio de estado	Agua en ebullición	Punto de Ebullición
Cambio de apariencia	Disolución de azúcar en agua.	Solubilidad

1-b) PROPIEDADES QUÍMICAS:

Son aquellas que describen la habilidad de una sustancia para cambiarla en una nueva. Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas.

Las **propiedades químicas** se estudian observando el comportamiento de la sustancia, cuando se la coloca en contacto con otras bajo diversas condiciones o por acción de energía externa. Se asocian a las reacciones químicas.

Ejemplo: Moléculas de cloro (Cl_2) se combinan con moléculas de hidrogeno (H_2) para dar moléculas de cloruro de hidrogeno (HCl)



Cambio Químico	Ejemplo	Propiedad Química
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo	Oxidación
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.	Combustión

Conclusión:

Por lo tanto cuando se determina la masa o la densidad de un trozo de hierro (propiedades físicas), antes y después de las determinaciones el material sigue siendo hierro. En cambio, si el trozo de hierro se sumerge en ácido clorhídrico se pondrá de manifiesto una propiedad química del metal, ya que luego de la interacción los materiales que aparecen no son hierro ni ácido clorhídrico. La composición de ambos materiales iniciales se ha visto alterada.



Desafío 1: Identifique en los siguientes cambios si se estudia una propiedad FÍSICA o QUÍMICA:

- El hierro expuesto al aire tiende a oxidarse.
- Disolución de sal en agua
- Los granos de café se muelen para obtener un polvo fino.
- Evaporación del agua.
- Peso de una roca

2) PROPIEDADES INTENSIVAS y EXTENSIVAS

2-a) PROPIEDADES EXTENSIVAS o GENERALES:

Las **propiedades Extensivas o Generales** son aquellas propiedades **que Si dependen de la cantidad de materia**. Por ejemplo: peso, masa y volumen. Estas propiedades las poseen todas las sustancias de manera general.

“Las propiedades extensivas no sirven para identificar un tipo determinado de materia”

Si un recipiente contiene 1 litro de agua y otro 10 litros de agua, es posible comprobar que la cantidad de agua en el segundo recipiente tiene mayor peso y volumen.



Desafío 2: Identifique si las siguientes propiedades son extensivas o intensivas:

- La temperatura a la cual se derrite el hielo;
- El color del cloruro de níquel
- La energía producida cuando se quema la gasolina;
- La dureza del hormigón
- Peso de una roca

2-b) PROPIEDADES INTENSIVAS o ESPECÍFICAS:

Las propiedades **Intensivas o Específica**, son propiedades que **No dependen de la materia** de que se dispone, ya que para una misma sustancia estas propiedades son iguales, tanto en una pequeña proporción como en una cantidad mayor.

“Las propiedades intensivas sirven para identificar un tipo determinado de materia”

Entre las propiedades intensivas de las sustancias hay algunas que:

- Pueden apreciarse por medio de los sentidos, como **el color, sabor, sensación al tacto, sonido**, etc. Estas propiedades se denominan **propiedades organolépticas**, presentan el inconveniente de que no permiten distinguir claramente dos sustancias, pues no hay diferencia apreciable entre ellas.

Ejemplo: Sal y azúcar tienen:

- **Solidas**
- **color blanco,**
- **son inodoras y**
- **de brillo parecido,** a pesar de no ser sustancias iguales.

- Otras propiedades son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio, como **el punto de fusión, punto de ebullición, densidad, calor específico**, etc., tienen valores definidos y constantes para cada sustancia. Se denominan **constantes físicas** y permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha certeza.

Ejemplo: Sal tiene:

- **Punto de Fusión : 801 °C**
- **Densidad: 2165 kg/m³**
Azúcar tiene:
- **Punto de Fusión : 186 °C**
- **Densidad: 1587 kg/m³**

Densidad (δ)

La densidad es una propiedad física importante de la materia. Es la medida de cuánta masa hay contenida en una unidad de volumen.

Se expresa mediante la fórmula:

$$d = \frac{m}{v}$$

Diagrama de la fórmula: 'densidad' apunta a 'd', 'masa' apunta a 'm', y 'volumen' apunta a 'v'.

Esta relación depende de la cantidad de materia

Ejemplo: La densidad del agua, por ejemplo, es de **1 gr/cm³**. Esto significa que si tomamos **1 cm³** de agua, tendrá una masa de **1 gramo**.

Ejemplo resuelto: El suero fisiológico es una disolución de NaCl en agua cuya densidad es 1,005g/mL. Si se tiene un sachet de 500 mL de suero fisiológico, ¿cuantos gramos de solución tendría?

$$d = \frac{m}{V}$$

despejando la masa ,se tiene que $m = \delta \times V$

$$m = 1,005 \text{ g/mL} \times 500 \text{ mL} = \mathbf{502,5 \text{ g}}$$



Desafío 3:

Una muestra de 44,65 g de cobre tiene un volumen de 5 cm³ ¿Cuál es la densidad del cobre?

“La masa y el volumen son propiedades extensivas. Ninguna de las dos, tomadas independientemente, nos serviría para identificar la materia que compone un sistema material. El cociente: masa/volumen conocido como densidad es una propiedad intensiva que resulta útil para identificar materiales”

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Todas las clases de materia que existen pueden encontrarse ordinariamente en *tres estados físicos diferentes*. Definimos estado físico como la capacidad para conservar una forma y un volumen dado.

Estos estados de la materia son: **Sólido, Líquido y Gaseoso**, y se denominan estados de agregación de la materia.

El estado de agregación en que se presenta una sustancia depende del tipo de material, de la temperatura y de la presión. Por ejemplo variando las condiciones de presión y temperatura, el agua puede encontrarse en cualquiera de los tres estados.

Cada uno de estos estados tiene características físicas propias que permiten diferenciarlos.

	 Sólidos	 Líquidos	 Gases
Compresibilidad	No se pueden comprimir	No se pueden comprimir	Si pueden comprimirse
Volumen	Constante	Constante	Variable
Forma	Constante	Variable	Variable
Grados de Libertad	Vibración	Vibración, rotación y traslación restringidas	Vibración, rotación, traslación
Expansibilidad	No se expanden	No se expanden	Si se expanden
Fuerzas entre partículas	Muy Fuertes	Fuertes	Muy débiles
Disposición de las partículas	Ordenadas en posiciones fijas y cercanas	Bastante desordenadas y cercanas	Totalmente desordenadas y alejadas unas de otras

El estudio de las características de los estados de agregación se puede profundizar teniendo en cuenta la teoría cinético-molecular. Los principios básicos de esta teoría son los siguientes:

- ✓ *La materia está compuesta por partículas discretas, extraordinariamente pequeñas llamadas moléculas*
- ✓ *Estas moléculas están dotadas de energía cinética y por lo tanto poseen movimiento*
- ✓ *La energía cinética depende exclusivamente de la temperatura. A mayor temperatura, mayor energía cinética de las moléculas*
- ✓ *Las moléculas están dotadas de campos de fuerza, de manera que cada una de ellas ejerce una atracción sobre las restantes*

La fuerza de atracción que tiende a aproximar una molécula a las otras recibe el nombre de **fuerza de cohesión**. Por otro lado, debido a los choques que se producen entre las moléculas como consecuencia de su movimiento, se manifiesta una fuerza contraria a la cohesión que es la **fuerza de repulsión**.

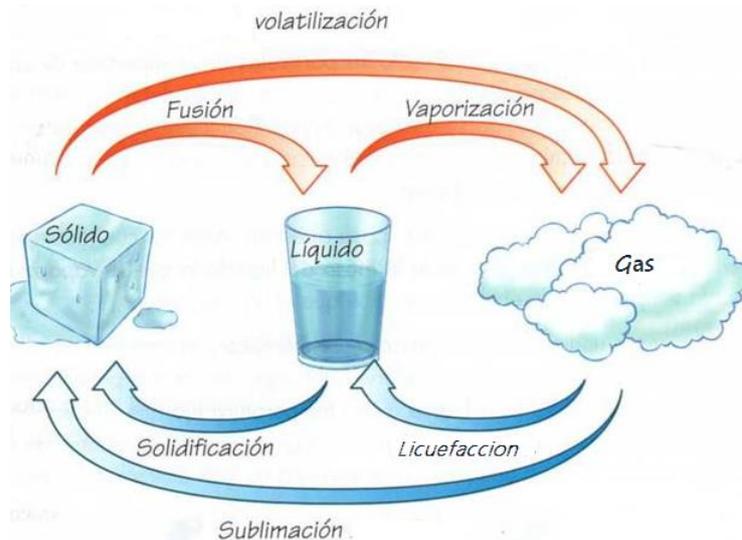
CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA

Es común observar en la vida cotidiana los cambios de estado que sufre la materia. Por ejemplo: vapor de agua, agua líquida y agua sólida.



Las moléculas serán siempre iguales desde el punto de vista de su constitución, solo se diferencian en el valor de su energía cinética. La energía cinética de las moléculas depende de la temperatura del sistema, por lo tanto aumentando o disminuyendo la misma podrán lograrse cambios de estado.

Estos pasajes se esquematizan en el siguiente gráfico:



Generalmente se utiliza el término : **LICUACIÓN** es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado GASEOSO al LÍQUIDO, por aumento de presión y **CONDENSACIÓN** es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado de VAPOR al LÍQUIDO, por disminución de la temperatura

Si a una sustancia sólida cristalina se le suministra calor a ritmo uniforme durante cierto tiempo se observaran los siguientes cambios.

En el instante inicial la sustancia se encuentra al estado sólido. Al suministrarle calor progresivamente, sus partículas empiezan a oscilar a uno y otro lado de su posición en el retículo cristalino.

A medida que se añade más calor aumenta la amplitud de las vibraciones y el cristal se va desmoronando poco a poco de modo progresivo.

El calor incrementa la energía cinética de las partículas y se mide por la temperatura, que aumenta hasta alcanzar el punto de fusión de la sustancia. En ese punto las vibraciones son tan amplias que cualquier cantidad adicional de calor se gastará en romper las fuerzas de enlace entre las partículas próximas, en consecuencia en ese tramo el suministro de calor no aumenta la energía cinética, sino que se almacena aumentando la energía potencial.

Como la energía cinética no varía y es directamente proporcional a la temperatura, ésta permanece constante hasta que todo el sólido se transforma en líquido. Disminuye continuamente la cantidad de sólido y aumenta la de líquido, *este pasaje del estado sólido al líquido a temperatura constante se denomina Fusión.*

La temperatura a la cual coexisten ambas fases -sólida y líquida- se denomina temperatura de fusión o **Punto de Fusión** de la sustancia.

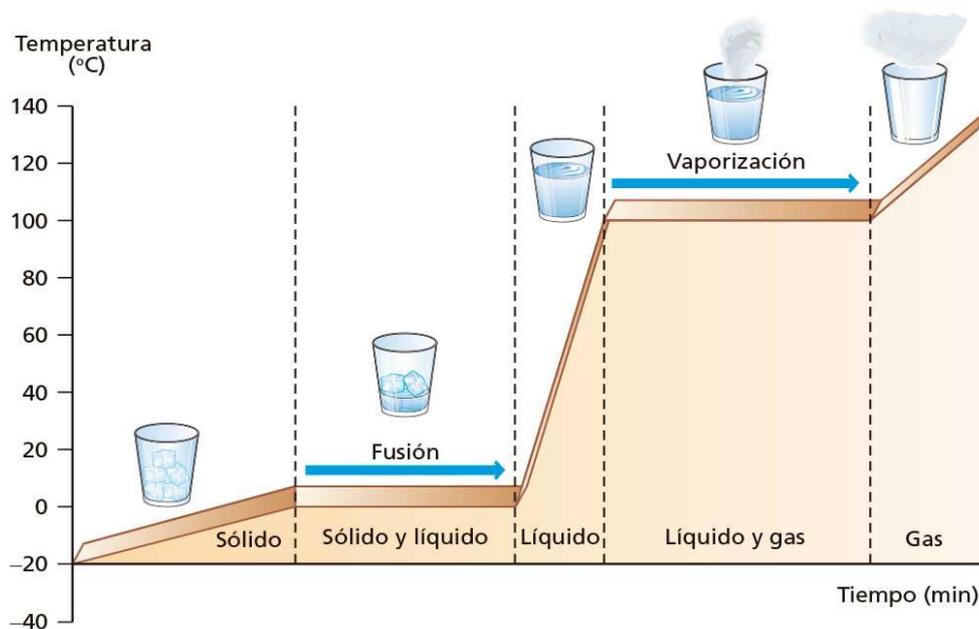
Cuando todo el sólido se ha fundido y al aumentar el calor aumenta la energía cinética de las partículas del líquido, ahora con incremento de la temperatura, hasta alcanzar el punto de ebullición. La temperatura de ebullición se mantiene constante hasta que todo el líquido se ha transformado en vapor, *este pasaje del estado líquido al gaseoso desde toda la masa del líquido a temperatura constante se denomina Ebullición.*

El punto de ebullición de un líquido es *la temperatura a la cual el líquido hierve*, esta temperatura se mantiene constante mientras existan las dos fases: líquido y vapor.

La presión atmosférica tiene importancia e influye en el punto de ebullición (P.E.) por lo que debemos definirlo teniendo en cuenta este factor. **Punto de Ebullición** es *la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica.*

De acuerdo con la definición el P.E. aumenta cuando aumenta la presión atmosférica.

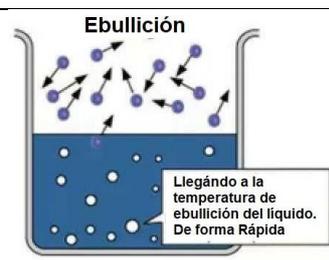
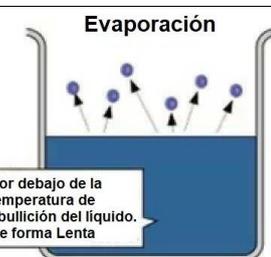
La ebullición se diferencia de la evaporación porque:



EVAPORACIÓN.

Transformación de las partículas de la superficie de un líquido, en vapor, por la acción del calor.

Este cambio ocurre en forma normal, a temperatura ambiente, en algunas sustancias líquidas como agua, alcohol y otras.



EBULLICIÓN.

Transformación de todas las partículas del líquido en vapor por la acción del calor aplicado.

En cambio ocurre a una temperatura especial para cada sustancia a la cual se produce la ebullición y la conocemos como **punto de ebullición**.

Ejemplos: El agua tiene su punto de ebullición a los 100° C, alcohol a los 78° C. (el término hervir es una forma común de referirse a la ebullición).

SISTEMAS MATERIALES

Es evidente que es imposible estudiar en forma simultánea todo lo que nos rodea. Necesitamos aislar de modo real o imaginario un conjunto de objetos o una fracción para su estudio detenido y minucioso. Cada una de estas porciones del Universo presenta una organización más o menos compleja y constituye diferentes sistemas. Ya sea que se encuentren en estado sólido, líquido o gaseoso, dichas fracciones se caracterizan por ocupar un lugar en el espacio y por estar dotadas de masa. Esto determina que las porciones mencionadas, cuando son sometidas a un estudio experimental, reciben la denominación de **Sistemas Materiales**.

Sistema material es toda porción del Universo dotado de masa que se aísla en forma real o imaginaria para su estudio experimental.

Los sistemas materiales se pueden clasificar según dos criterios:

1- **Según el intercambio con el medio ambiente:**

La clasificación de los sistemas materiales en abiertos, cerrados y aislados, obedece a hechos observables en la superficie de contacto entre el sistema y el medio, es decir al intercambio entre el sistema y el medio ambiente.

SISTEMAS ABIERTOS:

Son aquellos que intercambian materia y energía con el medio ambiente.

Un organismo vivo es un sistema abierto que intercambia materia y energía con su entorno.

*Ejemplos de ellos son el **cuerpo humano y las células**. Estos obtienen energía porque captan combustibles del entorno (Glucosa), y extraen energía de su oxidación disipando la energía que no ocupan como calor.*

SISTEMAS CERRADOS:

Son aquellos que solo intercambian energía con el medio ambiente.

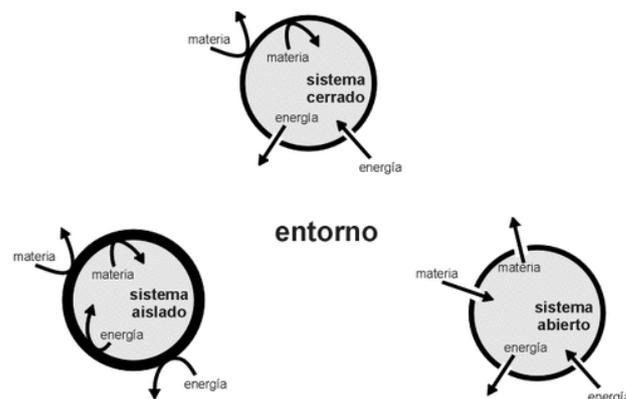
*Ejemplos de Sistema cerrado es una **compresa de frío** para tratar las lesiones de los atletas, también una **lamparita encendida**.*

SISTEMAS AISLADOS:

Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente.

Una buena aproximación a un sistema aislado es el café caliente en el interior de un termo sellado. No se escapa vapor de agua y, al menos durante un tiempo, no se transfiere calor a los alrededores.

Resumiendo:



2- Según su constitución:

En la clasificación de los sistemas materiales en sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos, se atiende a la constitución y propiedades en el interior de cada sistema.

Los sistemas homogéneos y heterogéneos serán establecidos mediante el microscopio óptico habitual en laboratorios químicos y biológicos, con este aparato se visualizan hasta 10^{-4} cm (0,0001 cm).

SISTEMAS HETEROGÉNEOS:

Son aquellos que poseen propiedades intensivas diferentes en dos o más puntos del sistema; presentando superficies de discontinuidad (interfases), es decir presenta dos o más fases que pueden ser evidentes a simple vista o bien con ayuda de un microscopio óptico.

Los sistemas materiales heterogéneos pueden ser:

DISPERSIONES GROSERAS:

Son aquellas en las cuales se puede distinguir, a simple vista o con ayuda de un microscopio común, las partículas dispersas. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño superior a 1000 \AA .

Ejemplos:

a) Un recipiente con agua, arena, y corchos.

Fases: 3
 Agua, arena y corchos
Componentes: 3
 Agua, arena y corchos

b) Un recipiente cerrado con vapor de agua, agua, y sal

Fases: 3
 Vapor de Agua, solución salina y sal sólida
Componentes: 2
 Agua y sal

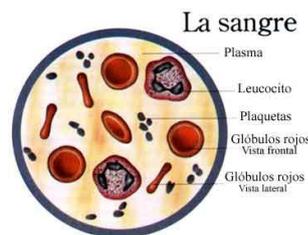
DISPERSIONES COLOIDALES:

Son aquellas en las cuales no se puede distinguir los componentes, a simple vista o con ayuda de un microscopio común. Las partículas que forman la fase dispersa poseen un diámetro entre 10 y 1000 \AA . Estas partículas pueden ser detectadas mediante un ultramicroscopio.

Ejemplos:

a) La leche observada con un *microscopio* muestra heterogeneidad: suero y gotitas de grasa.

b) La sangre con un microscopio muestra heterogeneidad: suero, glóbulos rojos, plaquetas, etc.



SEPARACIÓN DE FASES (SISTEMAS HETEROGÉNEOS):

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios procedimientos físicos de separación llamados **métodos de separación de fases**.

- ✓ **Tamizado:** Se aplica a sistemas formados por dos fases sólidas granuladas, donde los gránulos de una fase tienen diferente tamaño que los gránulos de la otra fase.
- ✓ **Levigación:** En agua corriente separa sólidos de distinta densidad. Los más pesados van al fondo y los más livianos flotan.
- ✓ **Sedimentación:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida pulverizada que se encuentra en suspensión en una fase líquida.
- ✓ **Centrifugación:** Se aplica sistemas formados por una fase líquida y una fase sólida en suspensión
- ✓ **Decantación :** Se aplica a sistemas formados por dos fases líquidas (no miscibles)
- ✓ **Flotación:** Se aplica a sistemas formados por sólidos cuya diferencia de densidad es pequeña, usando para separarlos un líquido.
- ✓ **Filtración:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida en suspensión en una fase líquida, se separan a través de una superficie porosa, llamada filtro. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro.
- ✓ **Imantación:** La separación magnética es un proceso que sirve para separar dos objetos (en la que uno debe ser ferroso o tener propiedades magnéticas y el otro no) a través del uso de separadores como imanes
- ✓ **Disolución:** Es un método de separación de fase (o sea q separa dos o más materiales de una mezcla heterogénea), que consiste en diluir una de las sustancias en un líquido para separarla de otra. Separa fases sólidas si una es soluble.

SISTEMAS HOMOGÉNEOS:

Son aquellos que poseen las mismas propiedades intensivas en cualquier punto del sistema, es decir presentan una sola fase a simple vista, el tamaño de partícula en este tipo de sistema no puede ser observado con el microscopio óptico.

<p>Ejemplos:</p> <p>a) Suero fisiológico</p> <p>Fases: 1 Solución salina Componentes: 2 Agua y sal (cloruro de sodio)</p>	<p>b) Jarra con agua potable</p> <p>Fases: 1 Agua Componentes: 2 Agua y sal disueltas</p>
--	---

1-SUSTANCIAS PURAS:

Son sistemas homogéneos con propiedades intensivas constantes que **resisten los procedimientos mecánicos y físicos** del análisis. **Están formadas por una sola sustancia** y presentan propiedades características (propias y exclusivas) de ellas.

Las **sustancias puras** presentan composición constantes y definidas con propiedades características que sirven para diferenciar unas sustancias puras de otras, estas **propiedades** son: *punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad.*

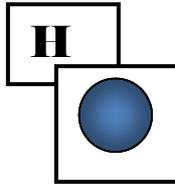
Las sustancias puras se pueden clasificar en:

1-a) SIMPLES: *Están formadas por átomos o moléculas constituidas de una sola clase de elemento no pueden descomponerse en otras más sencillas, por este motivo también se las conoce como sustancias elementales.*

Pueden dividen en:

- Atómicas: Están formadas por **átomos**, se denominan *Elementos químicos*.

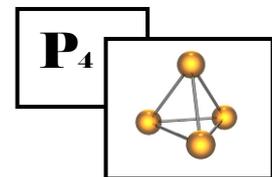
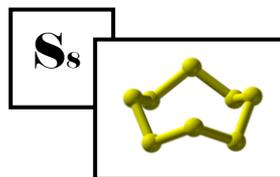
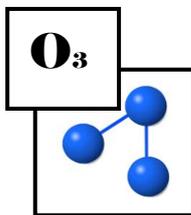
Por ejemplo: Na, K, Co, Mg, He, Ne, etc. La mayoría son metales y los gases nobles. No se pueden separar en sustancias más simples por medios químicos.



- Moleculares: Están formadas por **moléculas**. Estas moléculas están formadas por la unión de átomos iguales.

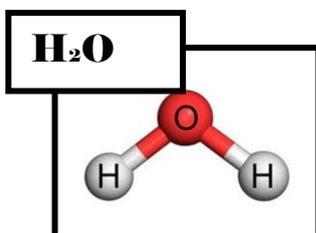
Por ejemplo: O₂, O₃, H₂, N₂, Cl₂, F₂, Br₂, I₂, S₈, P₄, etc. La mayoría son no metales. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos iguales.

a) Molécula triatómica de Ozono b) Molécula octoatómica de azufre c) Molécula tetraatómica de fósforo

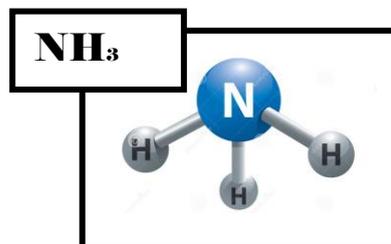


1-b) COMPUESTAS: Están formadas por **moléculas**. Estas moléculas están formadas por el agregado de átomos de elementos distintos. Por ello pueden descomponerse en los elementos que las constituyen. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos distintos.

a) Molécula triatómica de agua



b) Molécula tetraatómica de amoníaco



2-SOLUCIONES:

Sistema material homogéneo formado por más de una sustancia que tiene propiedades intensivas constantes. La cantidad de cada sustancia de una solución puede variar, es decir que tiene composición variable.

El componente que está en mayor proporción, generalmente líquido, se denomina **solvente** o **disolvente**, y el que está en menor proporción **soluto**. Si un **soluto sólido** se disuelve en un solvente líquido, se dice que es **soluble**, en cambio, si el **soluto** también es **líquido** entonces se dice que es **miscible**.

Por ejemplo:

- ✓ **Agua potable**, es una solución líquida de agua pura (H₂O) con sales y gases disueltos, siendo las cantidades de ellos variables con la temperatura.
- ✓ **El aire** es una solución gaseosa formada por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%).
- ✓ **Bronce** es una solución sólida llamada aleación, que está formada por cobre (Cu) y estaño (Sn) en diversas proporciones.

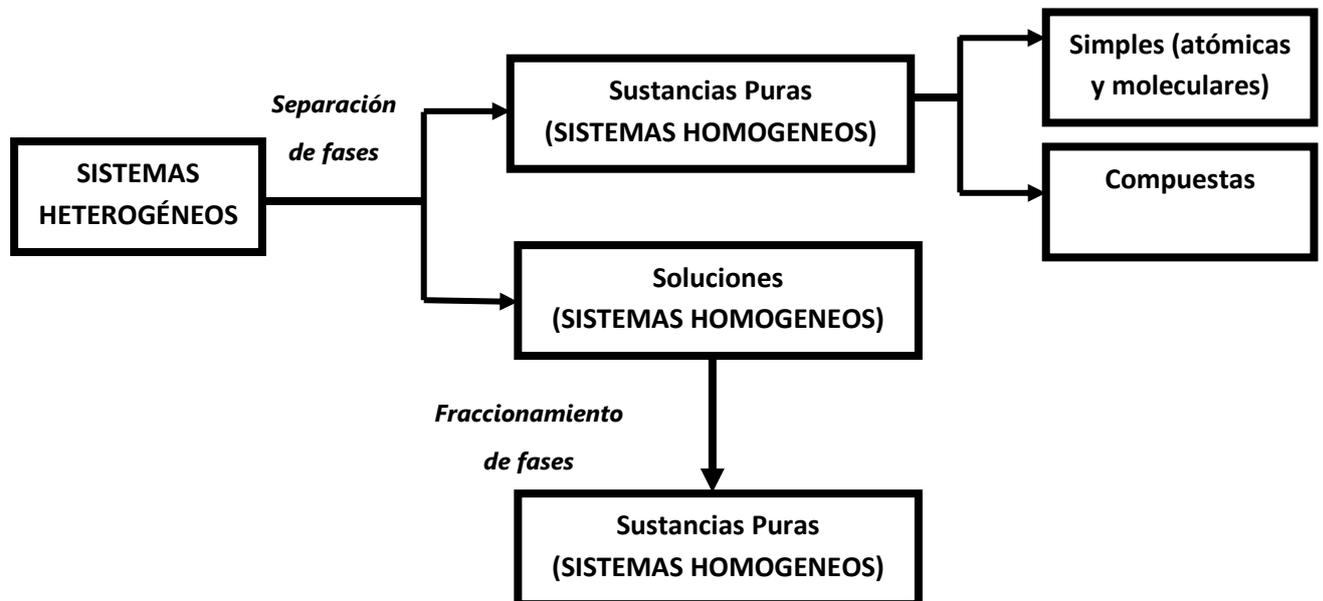
FRACCIONAMIENTO DE FASE (SISTEMAS HOMOGÉNEOS):

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación que vimos anteriormente, un sistema heterogéneo queda dividido en fases (sistemas homogéneos). Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase a su vez está formada por uno o más componentes. Por ejemplo podemos separar el agua de la sal a partir del sistema homogéneo agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada, los métodos se denomina **métodos de fraccionamiento de fase**.

Una solución se separa en sus **sustancias** componentes por métodos **físicos de fraccionamiento**, estos son:

- ✓ **Destilación:** Se pueden separar líquidos por su diferencia en los puntos de ebullición. La destilación se llama fraccionada cuando hay muchos componentes, como en el caso del petróleo, que se fracciona en gas, nafta, kerosene, gasoil, fueloil, etc.
- ✓ **Evaporación:** Se evapora el solvente volátil, por ejemplo la separación de la sal de agua en una salmuera.
- ✓ **Cristalización:** Se provoca la separación de uno de los componentes disminuyendo su solubilidad, a veces disminuyendo la temperatura.

RESUMIENDO:



Desafío 1: Dado el siguiente sistema: **agua-aceite-cuarzo**

- ¿Es homogéneo o heterogéneo?
- ¿Cuáles son sus componentes?
- ¿Cuántas fases hay y cuáles son?

Desafío 2: Te animas a dibujar el sistema **planteado en el desafío 1?**

Desafío 3: Te animas a proponer:

- Un sistema homogéneo con tres componentes.
- Un sistema trifásico con un solo componente.
- Un sistema trifásico con dos componentes

Desafío 4: Indicar cuáles de las sustancias que se mencionan es un elemento, una solución o una sustancia pura compuesta:

- Agua salada
- Bronce
- Oxígeno (O₂)
- Aire
- Nitrógeno (N₂)
- Dióxido de carbono (CO₂)



Desafío 5: Se tiene una mezcla de 25 g de azufre, 15 g de cuarzo (un óxido de silicio), 50 g de limaduras de hierro y 50 cm³ de agua (densidad del agua 1g/cm³) en un recipiente.

Indicar:

- ¿Cuáles son sustancias simples y cuáles sustancias compuestas?
- ¿La mezcla es homogénea o heterogénea?
- ¿Cómo podrían separarse las limaduras de hierro del resto de la mezcla? ¿En qué se basa la separación?
- ¿Cuántos gramos de agua se tienen en el sistema?
- ¿Cuántos gramos tiene la mezcla?

EJERCITACION N° 1

1.- Diga si a continuación se describen **cambios físicos o químicos**:

- Una cucharada de sal de mesa se disuelve en un plato de sopa.
- El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis.
- Cambio de posición de un objeto.
- Cocinar una milanesa.
- Se calienta azufre en polvo hasta fundirlo.
- La solidificación de una sustancia que es líquida.

2.- Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de Fe. Indicar cuáles son intensivas y cuáles son extensivas:

- Masa: 40 g,
- $d = 7,8 \text{ g/cm}^3$,
- Color: grisáceo,
- Punto de fusión: 1535 °C,
- Volumen: 5,13 cm³,
- Se oxida en presencia de aire húmedo,
- Es insoluble en agua.

3.- El punto de fusión de una sustancia es de -90 °C y su temperatura de ebullición de 50 °C. Marque la opción **INCORRECTA**:

- A temperatura ambiente la sustancia se encuentra en estado líquido.
- A -120 °C la sustancia se encuentra en estado sólido.
- A -50 °C la sustancia se encuentra en estado sólido.
- A 110 °C la sustancia se encuentra en estado gaseoso.

4.- Indica La opción **INCORRECTA**

- Masas diferentes de agua pura tienen la misma densidad
- Una solución de cloruro de Sodio (NaCl) es una sustancia pura simple
- Todas las mezclas homogéneas son monofásicas
- peso y superficie son propiedades extensivas de la materia

5.- Indica la opción **CORRECTA**

- Los componentes de una mezcla se encuentran siempre en la misma proporción.
- Los sistemas heterogéneos formados por un solo componente nunca presentan interfase.
- la densidad de 100g de agua es menor que la de 500g de agua.
- Al calentar una determinada cantidad de un líquido, su volumen aumenta y su densidad disminuye.



6.- Clasifica cada uno de las siguientes sustancias **simples o compuestas**:

- a) Hidrógeno (H_2)
- b) Agua (H_2O)
- c) Oro (Au)
- d) Azúcar ($C_{12}O_6H_{12}$)
- e) Hierro (Fe)
- f) Magnesio (Mg)
- g) Fosfato de potasio (K_3PO_4)
- h) Nitrógeno gaseoso (N_2)

7.- Marque la opción **CORRECTA**

- a) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con varios componentes diferentes debe ser heterogéneo
- c) Un sistema con un sólo componente puede ser heterogéneo.
- d) El agua está formada por la sustancia oxígeno y la sustancia hidrógeno en iguales cantidades.

8.- Las siguientes proposiciones se refieren a un sistema formado por tres trozos de hielo flotando en una solución acuosa de sal (cloruro de sodio). Marcar la opción **CORRECTA**:

- a) El sistema tiene tres componentes.
- b) El sistema tiene cinco componentes.
- c) Los componentes se separan por evaporación más destilación.
- d) El sistema es heterogéneo.

9.- Se tiene azúcar y sal disueltos totalmente en agua, Marque la opción **INCORRECTA**.

- a) La densidad de la solución es igual en todas las porciones del sistema.
- b) El sistema está constituido por más de una sustancia.
- c) El sistema tiene una sola fase y dos componentes.
- d) El sistema tiene tres sustancias puras compuestas.

10.- Nombrar un sistema heterogéneo formado por:

- a) Una fase líquida y una sólida.
- b) Dos fases sólidas y una líquida.
- c) Dos fases líquidas.

11.- Observa las dos listas detalladas a continuación, una de sistemas heterogéneos y otra de métodos de separación. Coloca en los paréntesis de abajo el número del sistema de la izquierda, acompañado de la correspondiente letra de la derecha:

Sistemas Heterogéneos

- 1) Azufre en polvo y limaduras de hierro
- 2) Arena y corcho molido
- 3) Arena y Kerosén
- 4) Harina y salvado
- 5) Azufre en polvo y sal fina

Métodos de separación

- a) Flotación
- b) Disolución
- c) Tamización
- d) Imantación
- e) Filtración

Rta: (), (), (), (), ()



12. - El agua hierve a 100° C al nivel del mar. Esta característica corresponde a una propiedad... Marque la opción **CORRECTA**.

- a) Extensiva.
- b) Intensiva.
- c) Química.
- d) General.

13.- Son propiedades extensivas de la materia: Marque la opción **CORRECTA**.

- a) Volumen y masa.
- b) Densidad y temperatura.
- c) Longitud y densidad.
- d) Calor y temperatura.

14.- Marque la opción **INCORRECTA**.

- a) Un sistema con un sólo componente puede ser heterogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes líquidos puede ser homogéneo.
- c) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- d) Un sistema con varios componentes diferentes debe ser heterogéneo.

15.- Para esterilizar una habitación se pulveriza con una mezcla de 30 mL de alcohol en 70 mL de agua. Marque la opción **INCORRECTA**:

- a) Es un sistema material que presenta igual composición en cualquier parte del mismo y tiene dos componentes.
- b) Es un sistema que tiene propiedades intensivas constantes formadas por dos fases y dos componentes.
- c) Es un sistema material homogéneo, que tiene propiedades intensivas constantes, el pequeño tamaño de las partículas no se pueden observar interfases con el microscopio.
- d) Es un sistema que tiene propiedades intensivas constantes formadas por una fase y dos componentes.

16.- En cuanto a los cambios de estado de la materia. Marque la opción **INCORRECTA**.

- a) Cuando un cuerpo en estado sólido pasa a estado líquido, el cambio de estado producido se conoce como FUSIÓN.
- b) Los cambios de estados son propiedades químicas de la materia
- c) Condensación, es aquel cambio de estado en el cual una especie en estado vapor pasa a estado líquido.
- d) Los factores que influyen en los cambios de estado son la temperatura y la presión.

17.- Las propiedades intensivas se caracterizan por: Marque la opción **CORRECTA**.

- a) Pueden apreciarse por medio de los sentidos, como el color, el sabor, el volumen, etc.
- b) No sirven para identificar un tipo determinado de materia.
- c) Algunas propiedades deben ser determinadas a través de mediciones experimentales, como el punto de fusión, densidad, calor específico, etc.
- d) Dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo, 10 gramos de agua hierven a 100°C, y 20 gramos de agua hierven a una temperatura mayor.

UNIDAD Nº2

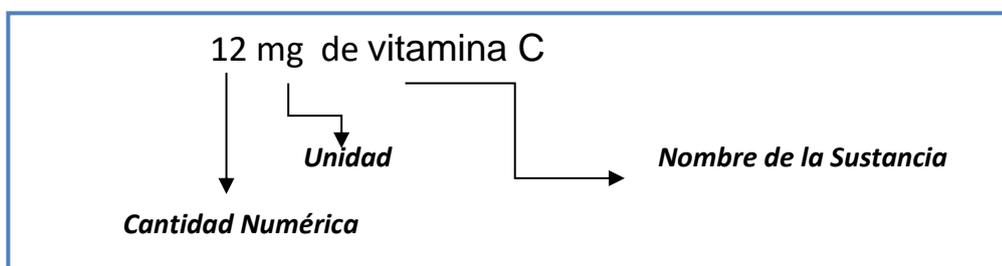
“Medidas y soluciones”

MEDIDAS

Para que un medicamento actúe de manera eficaz sobre el organismo, es necesario administrarlo en cantidad suficiente. Por otro lado, una cantidad excesiva puede producir efectos tóxicos. Por lo tanto, decidir y aplicar la dosis adecuada de un medicamento es una tarea fundamental para hacer un uso eficaz y seguro de los mismos.

Los medicamentos requieren un cálculo muy preciso de su dosis, al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Un valor de medición se compone de tres partes:



UNIDADES MÉTRICAS Y SISTEMA INTERNACIONAL (SI)

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada **Sistema Internacional de Unidades (SI)** para uniformar las unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal.

Un sistema de **unidades** se construye a partir de ciertas unidades llamadas **fundamentales o básicas**, cada una de ellas representa una magnitud física susceptible de ser medida. Ejemplos de unidades básicas *son longitud, masa, temperatura, tiempo, etc.*

Son **unidades derivadas** las que se obtienen por combinación de una o más unidades básicas. Ejemplos de *medidas de superficie, volumen, densidad, velocidad, aceleración, etc.*

UNIDADES DE MEDICIÓN

<i>Medición</i>	<i>Sistema Internacional</i>	<i>Sistema métrico</i>
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Metro cúbico (m ³)	Litro (L)
Masa	Kilogramo (Kg)	Gramo (g)
Temperatura	Kelvin (K)	Grados centígrados o Celsius (°C)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)
Cantidad de sustancia	mol (mol)	

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas se utilizan prefijos. Por ejemplo: mili significa 1/1000 ó 0,001 veces la unidad básica. En la tabla siguiente se muestran los prefijos de uso más común y sus equivalentes.

Prefijo	Símbolo	Equivalente Decimal	Equivalente Exponencial
Mega	M	1.000.000	10^6
Kilo	K	1.000	10^3
Hecta	H	100	10^2
Deca	Da	10	10^1
UNIDAD		1	
Deci	D	0,1	10^{-1}
Centi	C	0,01	10^{-2}
Mili	M	0,001	10^{-3}
Micro	μ	0,000001	10^{-6}

NOTACIÓN CIENTÍFICA

En química y en ciencias en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0,000008 m, la luz viaja a 30.000.000.000 cm/s. Para estas cantidades es conveniente utilizar la notación científica, expresando los números como potencias de 10.

Un número escrito en notación científica consta de dos partes: un coeficiente, que varía entre 1 y 10, y una potencia en base 10.

- Por ejemplo un número, en **notación científica** se escribe:

Nº en notación decimal

Nº en notación científica

$$3\ 190\ 000 = 3,19 \cdot 10^6$$

$$0,00002205 = 2,205 \cdot 10^{-5}$$

El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tantos lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 10, en nuestro ejemplo movimos el punto decimal **seis lugares a la izquierda** la potencia de base **10 es un 6 positivo**.

Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo, en nuestro ejemplo, para escribir el número 0,00002205 en notación científica, movemos el punto decimal cinco lugares a la **derecha** para dar un coeficiente 2,205, que está entre 1 y 10 y la potencia será **5 negativo**, es decir $2,205 \times 10^{-5}$.

MAGNITUDES

A continuación se presentan un listado de las magnitudes básicas y compuestas. Si bien existen muchas más, estas son las que más utilizaremos a los fines prácticos del curso:

1) MAGNITUDES BÁSICAS:

a) Longitud: su unidad básica es el metro (m). También se usan el centímetro (cm), el milímetro (mm), el kilómetro (km), pero son submúltiplos o múltiplos del metro.

$$1\ m = 100\ cm = 1.000\ mm$$

$$1\ cm = 10\ mm$$

$$1\ km = 1.000\ m$$



b) Masa: su unidad básica es el kilogramo (kg). También se usan el gramo (g), el miligramo (mg), éstas son submúltiplos o múltiplos del kilogramo.

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg}$$

c) Tiempo: su unidad básica es el segundo (s). También se usa el minuto (min), la hora (h), el día. Estos últimos se relacionan a partir del segundo.

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3.600 \text{ s}$$

$$1 \text{ día} = 24 \text{ h} = 1440 \text{ min} = 86.400 \text{ s}$$

d) Temperatura: Podes pasar de grados Kelvin (K) a Centígrados ($^{\circ}\text{C}$) o de Centígrados a Kelvin utilizando las siguientes relaciones:

$$T(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273 \quad , \quad T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

2) MAGNITUDES COMPUESTAS:

a) Volumen: su unidad básica es el metro cúbico (m^3). También se usa el dm^3 , cm^3 , mm^3 , litro (L), mL.

$$1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 = 10^9 \text{ mm}^3$$

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

b) Presión: su unidad básica es el Pascal (Pa). También se usa la atmósfera (atm), el milímetro de mercurio (mmHg), el hectopascal (hPa) y el milibar (mb).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$$

$$1 \text{ Pascal} = 0,01 \text{ hectopascal} = 0,01 \text{ milibar}$$

Medidas utilizadas para manejar los medicamentos

● LAS MEDIDAS DE PESO

Para medir **pesos pequeños**, como los medicamentos, se utilizan fundamentalmente dos medidas: el **gramo** y el **miligramo**

El gramo se escribe g

El miligramo se escribe mg

Para medir **pesos mayores**, como a las personas, se debe utilizar normalmente el **Kilogramo**.

1 Kilogramo se escribe Kg

● MEDIDAS DE CAPACIDAD, PARA LÍQUIDOS

Son medidas para líquidos como agua, leche, suero oral, jarabe, inyecciones, etc.

El litro se escribe L

El mililitro se escribe mL

Las jeringas para las inyecciones están marcadas en mililitros y son de varios tamaños, de **1 mL**, de **5 mL**, de **10 mL**, etc.

Esta jeringa es de 1 mL y se usa para administrar pequeñas cantidades de medicamentos. **Ejemplos:** ADRENALINA, INSULINA, BCG



Hay medicamentos que los miden en **Unidades Internacionales: UI**.

PENICILINA 1.600.000 UI. (Un millón seiscientas mil unidades) = 1 g

PENICILINA 400.000 UI. (Cuatrocientas mil unidades) = 250 mg

Otras medidas que se usan para medir líquidos son:

Las gotas, el tamaño de la gota depende del agujero de salida del gotero.



En general:

20 gotas \approx 1 mL

1 gota \approx 3 microgotas

Nota: Para los sueros, se calcula la cantidad de líquido que debe pasar a la vena en un tiempo determinado. **La cantidad en mL que pasan en 1 hora es igual al número de microgotas que pasan en 1 minuto.**

mL/1h = microgotas/min

“Pasar 400 mL de solución salina en 4 horas”.

Es decir que en **una hora** tienen que pasar **100 mL**, por lo tanto pondremos el gotero a **100 microgotas por minuto**

CÁLCULO DEL GOTE O PERFUSIÓN

Para calcular el número de gotas que deben pasar en 1 minuto, se puede usar una fórmula fácil de recordar que dice:

“La cantidad de mL que pasan en una hora, es igual a las microgotas que pasan por minuto”

- **MEDIDAS DE TIEMPO**

El minuto se escribe min.

El segundo se escribe s



Para medir períodos de tiempo pequeños se utilizan unidades menores que una hora:

$$60 \text{ segundos} = 1 \text{ minuto}$$

$$60 \text{ minutos} = 1 \text{ hora}$$

Para medir períodos de tiempo mayores se utilizan unidades mayores que una hora:

$$24 \text{ horas} = 1 \text{ día}, \quad 7 \text{ días} = 1 \text{ semana}, \quad 30 \text{ días} = 1 \text{ mes}, \quad 365 \text{ días} = 1 \text{ año}$$

En los siguientes ejemplos se aplicarán las definiciones anteriores:

Ejercitación 1: El doctor ordenó que a una paciente en estado de deshidratación se le pasaran 3 litros de solución mixta en 24 horas. ¿Cuántas gotas le pasarán en 1 minuto?

RESOLUCION:

Sabemos que 3 litros son iguales a 3.000 mL. *Para saber cuántos mL deben pasar en 1 hora debemos hacer una regla de tres, por lo tanto si en 24 hs pasan 3.000 ml de solución en una hora tendrían que pasar X:*

24 hs deben pasar → 3000 mL de solución

$$1 \text{ hs deberían pasar} \rightarrow X = \frac{3000\text{mL} \times 1\text{hs}}{24\text{hs}} = 125\text{mL}$$

Es decir que en 1 hora tienen que pasar **125 mL de solución.**

Aplicamos: “Mililitros que pasan en 1 hora son iguales a microgotas que pasan en 1 minuto”

125 mL en 1 hora equivalen a 125 microgota en 1 minuto

Si queremos saber la cantidad de gotas por minuto:

3 microgotas → 1 gota

$$125 \text{ microgotas} \rightarrow X = \frac{1\text{gota} \times 125\text{microgotas}}{3\text{microgotas}} = 42\text{gotas}$$

DISOLUCIONES

Una de las propiedades más importantes del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias. En la naturaleza aun el agua más pura de un arroyo cristalino proveniente del deshielo en las montañas, siempre contiene diversas sustancias disueltas.

Las soluciones en las que el agua es el medio de disolución se denominan disoluciones acuosas.

En muchas de las reacciones químicas que ocurren a diario en nuestro alrededor intervienen sustancias disueltas en agua. Los nutrientes disueltos en la sangre son transportados a las células, donde participan en reacciones que nos mantienen vivos. Y es este mismo medio interno el que debe permanecer en un grado de acidez apropiado, “regulado”, para que estas reacciones tengan lugar.

Gran parte de los líquidos que conocemos o que manejamos habitualmente son disoluciones. El agua de mar, la saliva, la orina, la lavandina, el vinagre y al agua que bebemos son ejemplos de disoluciones.

Las disoluciones son mezclas homogéneas y por lo tanto están formadas por dos ó más componentes presentes en la misma fase.

En el siguiente cuadro se indican ejemplos de disoluciones en los tres estados de agregación:

DISOLUCION	EJEMPLO	COMPONENTES
Gaseosa	Aire	O ₂ , N ₂ , vapor de agua, etc.
Líquida	agua de mar	H ₂ O, NaCl y otras sales
Sólida	latón (aleación)	Cu y Zn

Las disoluciones son mezclas homogéneas de **composición variable**.

Nos dedicaremos principalmente a disoluciones líquidas, las cuales pueden formarse disolviendo:

- ✓ Un sólido en un líquido (Ej.: **azúcar en agua**)
- ✓ Un gas en un líquido (Ej.: **CO₂ en agua: soda**)
- ✓ Un líquido en un líquido (Ej.: **etanol en agua**)

COMPONENTES

- **SOLUTO:** Generalmente el o los componentes que se encuentran en menor proporción.
- **DISOLVENTE:** El componente que se encuentra en mayor cantidad.

Solubilidad: La solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente a una temperatura específica, es la cantidad máxima de soluto que se disolverá en una cantidad definida de disolvente.

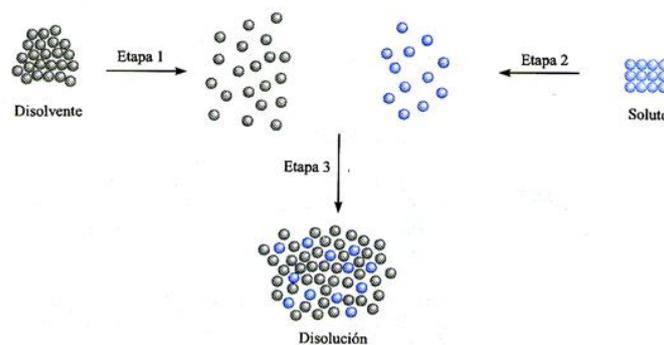
Concentración de una disolución, es la cantidad de soluto en una cantidad determinada de disolvente.

Procesos de disolución

En el proceso de disolución se deben contemplar las siguientes interacciones:

- ✓ *Interacción disolvente-disolvente.*
- ✓ *Interacción soluto-soluto*
- ✓ *Interacción disolvente-soluto*

Hipóticamente podemos considerar que el proceso de disolución ocurre en tres etapas. Primero deben separarse las moléculas del disolvente entre sí y del soluto entre sí (etapas 1 y 2) y en una tercera etapa se mezclan las moléculas de disolvente y soluto.



Mecanismos de disolución

Como regla general es de esperar que se formen soluciones cuando las fuerzas de atracción entre soluto y disolvente son comparables en magnitud con las que existen entre las partículas del soluto entre sí o del disolvente entre sí.

El dicho **“lo semejante disuelve a lo semejante”** es de gran ayuda para predecir la solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente. Esta expresión significa que es factible que dos sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud, sean solubles entre sí.

-De este modo dos líquidos no polares, sólo presentan fuerzas de London entre sus moléculas y por lo tanto son miscibles entre sí.

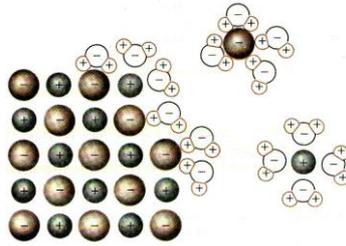
-De igual forma podemos predecir que los solutos polares se disuelven en disolventes polares. Por ejemplo los alcoholes son miscibles en agua porque además de interactuar a través de sus correspondientes dipolos forman uniones puente de hidrógeno.

Solvatación:

El proceso por el cual un ion o una molécula es rodeado por moléculas de disolvente, interactuando a través de sus correspondientes dipolos, se denomina “solvatación”, si el disolvente es el agua se le da el nombre de

“hidratación”. Los iones disueltos son así hidratados y se mueven a través de la solución rodeados de una capa de moléculas de agua.

Por ejemplo el NaCl se disuelve en agua, porque las moléculas de agua (polares) interactúan con los iones Na^+ y Cl^- a través de los correspondientes extremos (negativos y positivos) de sus dipolos.



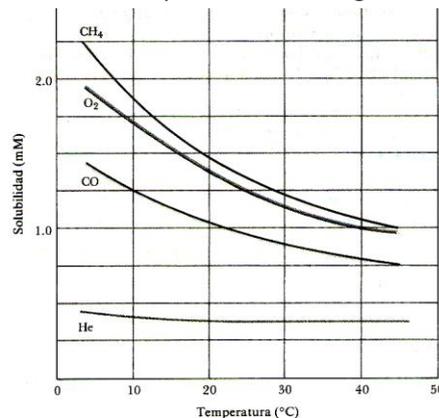
Las interacciones ion-dipolo pueden ser relativamente fuertes. En general se puede predecir que los compuestos iónicos serán mucho más solubles en disolventes polares.

Parámetros que afectan la solubilidad

Disolución de gases en líquidos

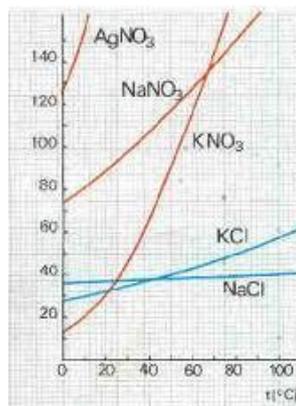
Efectos de la presión: La solubilidad de un gas en un disolvente aumenta a medida que se incrementa la presión del gas sobre el líquido. La solubilidad de sólidos y líquidos en cambio no se ve afectada notablemente por efecto de la presión.

Efectos de la temperatura: La solubilidad de un gas disminuye con la temperatura. Como se puede observar en la Figura el comportamiento es similar para diferentes gases.



Disolución de sólidos en líquidos

El efecto de la temperatura en la solubilidad de diferentes sustancias iónicas en agua es opuesto al de los gases. Normalmente la solubilidad se incrementa al aumentar la temperatura salvo pocas excepciones. Se puede constatar que es fácil disolver cierta cantidad de azúcar en un café caliente pero si el mismo se deja enfriar aparecerá una cantidad de soluto sólido en el fondo de la taza. Esto es, ha disminuido la solubilidad al bajar la temperatura formándose una solución saturada en equilibrio con el sólido en el fondo.



EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN

Ya que las propiedades físicas y químicas de una disolución dependen en gran medida de las cantidades relativas de los componentes, vamos a establecer a continuación las principales unidades de concentración:

Las unidades de uso más común son:

a) Porcentaje de masa de soluto en masa de disolución, % m/m. Representa la masa en gramos de soluto que están disueltos en 100 g de disolución.

$$\%m/m = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de soluto (g)} + \text{masa de solvente(g)}} \cdot 100$$

b) Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución, % m/V. Indica cuántos gramos de soluto hay disueltos en 100 mL de disolución.

$$\%m/V = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{Volumen de soluto (mL)} + \text{Volumen de solvente(mL)}} \cdot 100$$

c) Porcentaje de volumen en volumen de disolución, % V/V. Indica el volumen de soluto que hay disuelto en 100 mL de disolución. Esta es la forma de concentración que se usa cuando soluto y disolvente son líquidos.

$$\%V/V = \frac{\text{Volumen de soluto (mL)}}{\text{Volumen de soluto (mL)} + \text{Volumen de solvente(mL)}} \cdot 100$$

d) Molaridad (M). Expresa el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución. Una disolución que contiene 1.0 mol de soluto por cada litro, se denomina disolución 1.0 Molar y se escribe 1.0 M.

$$M = \frac{\text{moles de soluto (mol)}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

e) Partes por millón (ppm). Indica cuántos gramos de soluto están disueltos cada un millón (10^6) de mililitros de disolución. O lo es lo mismo, cuántos mg de soluto están en 1 L de disolución.

$$ppm = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

Esta expresión se utiliza para disoluciones muy diluidas y para expresar límites permitidos de sustancias tóxicas en efluentes, cuerpos de agua, aire, etc.

En los siguientes ejemplos se aplicarán las definiciones anteriores:

Ejercitación 1: Se prepara una disolución disolviendo 5 g de NaCl en 25 g de agua, resultando la $d = 1,12$ g/mL. Expresa su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

RESOLUCION:

a) % m/m

masa de la disolución = masa de NaCl + masa de agua = 5 g + 25 g = 30 g

$$\%m/m = \frac{5g}{5g + 25g} \cdot 100$$

Por lo tanto la concentración es: **16,7 % m/m**

b) % m/V

Para poder determinar el volumen de la disolución teniendo como dato la masa de la misma, necesitamos la densidad de la disolución, que relaciona ambas cosas:



Si $d = 1,12 \text{ g/mL}$ = masa de disolución / volumen de disolución, por lo tanto: $V = 30 \text{ g} / 1,12 \text{ g/mL} = 26,79 \text{ mL}$

$$\%m/V = \frac{5 \text{ g}}{26,79 \text{ mL}} \cdot 100$$

Por lo tanto la concentración es: **18,66 % m/V**

c) % V/V

Esta unidad de concentración no es útil en este caso ya que el NaCl es sólido a temperatura ambiente.

d) ppm

De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 26,79 \text{ mL}$, además tenemos los 5 gramos

$$\text{ppm} = \frac{5000 \text{ mg}}{0,02679 \text{ L}}$$

Por lo tanto la concentración es: **186,63.10³ ppm**

e) M

Moles NaCl / litro de disolución. De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 26,79 \text{ mL}$

Además, debemos pesar los 5 gramos a moles:

$$5 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol}}{58,45 \text{ g}} = 0,09 \text{ moles}$$

$$M = \frac{0,09 \text{ moles NaCl}}{0,02679 \text{ L}}$$

Por lo tanto la concentración es: **3,36 M**

Ejercitación 2: Se prepara una disolución mezclando 15 mL de metanol (CH_3OH , $d = 0,79 \text{ g/mL}$) con 100 mL de acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, $d = 0,79 \text{ g/mL}$), resultando la $d = 0,79 \text{ g/mL}$. Expresa su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

Resolución:

a) % m/m

masa de la disolución = masa de metanol + masa de acetona

Para poder determinar la masa del soluto y el solvente teniendo como datos los volúmenes de los mismos, necesitamos la densidad del metanol y la acetona, que relaciona ambas cosas:

si $d = 0,79 \text{ g/mL}$ en ambos casos, entonces

$$\text{Masa de metanol} = 0,79 \text{ g/mL} \times 15 \text{ mL} = \mathbf{11,85 \text{ g}}$$

$$\text{Masa de acetona} = 0,79 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = \mathbf{79 \text{ g}}$$

$$\text{Masa de disolución} = 11,85 \text{ g} + 79 \text{ g} = \mathbf{90,85 \text{ g}}$$

$$\%m/m = \frac{11,85 \text{ g}}{90,85 \text{ g}} \cdot 100$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % m/m**

b) % m/V

Volumen de la disolución = volumen de metanol + volumen de acetona

$$\text{Volumen de la disolución} = 15 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 115 \text{ mL.}$$

de la parte a) sabemos que masa de soluto = 11,85 g

$$\%m/V = \frac{11,85g}{115mL} \cdot 100$$

Por lo tanto la disolución es **10,30 % m/v**

c) % V/V

$$\%V/V = \frac{15mL}{115mL} \cdot 100$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % v/v**



Desafío 1:

- a) Se disuelven 50 mL de alcohol etílico (CH_3CH_2OH) en 150.0 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la solución?
- b) Se determinó que una muestra de 2,5 g de aguas freáticas contenía 5,4 μg de Zn^{2+} . Calcula la concentración de Zn en partes por millón en ese acuífero subterráneo.
- c) Se preparan 500mL una solución de Cloruro de Sodio (NaCl) 0,1M y con una densidad de 1,2g/mL. Determinar: %m/m, %m/V y ppm.

EJERCITACIÓN N° 2

1-Indicar la opción correcta:

- a) $1dm^3=1000 mL$
- b) $1L=1.000 cm^3$
- c) $1 kg = 1.000.000 mg$
- d) todas son correctas

2-¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar 800 mL de solución 18%m/V?

- a) 292g
- b) 144g
- c) 4.444g
- d) 14400g

3- Se administra suero glucosado al 30%m/v a un infante con un severo caso de desnutrición a un ritmo de 30 microgotas por minuto. Los mL de suero y la masa de glucosa administrada en medio día es:

- a) 30 mL y 9 g
- b) 360 mL y 108 g
- c) 360 mL y 10,8 g
- d) 30 mL y 10,8 g

4- Se ponen en un vaso 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, y se disuelven completamente. La concentración en % m/m de esta solución de alcohol yodado es:

- a) 0,8%
- b) 0,008 %.
- c) 0,79 %
- d) 5 %

5- Si un enfermero toma una muestra de sangre con una jeringa de $5 cm^3$, podemos afirmar que extrajo:

- a) 5 mL
- b) $5,10^{-3} L$
- c) 0,05 dL
- d) 5L.



6- Un jarabe de antibiótico contiene *amoxicilina 750mg cada 5 mL*, para el tratamiento de infecciones respiratorias se recomienda administrar, en cuatro tomas por día, 30 mL. ¿Cuántos gramos de amoxicilina se administran diariamente?

- a) 450 mg.
- b) 4,5 g.
- c) 4500 mg.
- d) 15 g.

7- ¿Qué masa de soluto está contenido en 250 g de una solución de concentración 14 % m/m?

- a) 1,4 g
- b) 7 g
- c) 28 g
- d) 35 g

8- Si una solución determinada tiene una densidad de $1,35 \text{ g/cm}^3$, ¿cuánto pesaran 10 mL de la misma?

- a) 1,35 g,
- b) 13,5 g
- c) 135 g
- d) no se puede calcular con estos datos

9- A un paciente que presenta una infección bacteriana el médico prescribió Oxacilina cada 8h. La presentación de este medicamento es 1g de oxacilina podemos decir entonces que hay, marque la **correcta**:

- a) 1000 mg
- b) $1 \cdot 10^3$ mg
- c) $1 \cdot 10^{-3}$ mg
- d) a y b son correctas

10- Se debe administrar dos sachets de medio litro de suero fisiológico al 0,9% m/v a un paciente deshidratado. La masa de cloruro de sodio contenida es:

- a) 0,9 g
- b) 9 g
- c) 4,5 g
- d) 0,45 g

11- Una suspensión (jarabe) de 100 mL, indica en su etiqueta *ibuprofeno al 4% m/v*. Si la dosis máxima recomendada por día y por kilogramo de paciente es de 40 mg ¿En qué volumen de suspensión está contenida la dosis máxima?

- a) 1000 mL.
- b) 10 mL.
- c) 1 mL.
- d) 4 mL.

12- El suero fisiológico es una solución de cloruro de sodio (NaCl) en agua al 0,9% m/v, cuya densidad es 1,005 g/mL. ¿Cuál es la masa de 20 mL de suero?

- a) 0,18 g
- b) 20,1 g
- c) 111,66 g
- d) 90g



13- En el día de hoy ingresó un paciente con un cuadro de deshidratación grave, por ello el doctor ordenó que se le administrara cinco litros de solución mixta en 24 hs. Después de 5 hs, con el cambio de guardia el nuevo doctor pregunta cuantos mililitros han sido administrados hasta ese momento al paciente. Indique la opción **CORRECTA**:

- a) 1042 L
- b) 1,042 cm³
- c) 1042 cm³
- d) 10,42 mL

14- Se prepara una disolución acuosa con 55 mL de metanol (CH₃OH), cuyo volumen total es de 500 mL. Calcula su concentración en % v/v. Marque la **CORRECTA**:

- a) 0,11%
- b) 0,011%
- c) 11%
- d) 1,1 %

15- La xilocaína es un anestésico que generalmente se utiliza en concentraciones 5% m/V. Si a un paciente le inyectan 7 ml de esta solución, ¿Cuántos gramos de xilocaína habrán ingresado a su organismo?

- a) 0,35 g
- b) 35 g
- c) 3,5g
- d) 5g

16- Si un estudiante de enfermería quiere preparar 150 mL una solución de alcohol etílico al 70%V/V, ¿cuantos mililitros de alcohol etílico debe tomar del frasco? Marque la opción **CORRECTA**.

- a) 10,5 mL
- b) 0,105 mL
- c) 105 mL
- d) 1,05 mL

17- En un tanque en el que se desarrollan peces, se ha detectado una contaminación con tetrahidroaluminato de sodio. Si del análisis de una muestra de 200 mL del tanque resultan $2,5 \times 10^{-5}$ g de Al³⁺ y la ley establece un límite máximo de 0,2ppm de aluminio en los efluentes industriales ¿Se encuentra la planta en condiciones legales? Que concentración, en ppm, tiene la muestra? Marque la opción **CORRECTA**.

- a) Si, $1,25 \cdot 10^{-7}$ ppm
- b) Si, $1,25 \cdot 10^{-4}$ ppm
- c) Si, 0,125 ppm
- d) No

18.- El etanol interviene en alrededor de 50% de los accidentes con víctimas mortales y en nuestro medio es la primera causa de muerte en personas de 17 a 28 años. La cerveza contiene 5% de etanol (P.M. 46g/mol) ¿Cuántos gramos y moles de etanol, respectivamente, hay en 970mL de cerveza?

- a) 48,5g y 1,05moles
- b) 5g y 1,05 moles
- c) 48,5g y 0,95 moles
- d) 97g y 0,95 moles

Unidad Nº 3:

“Estructura Atómica”

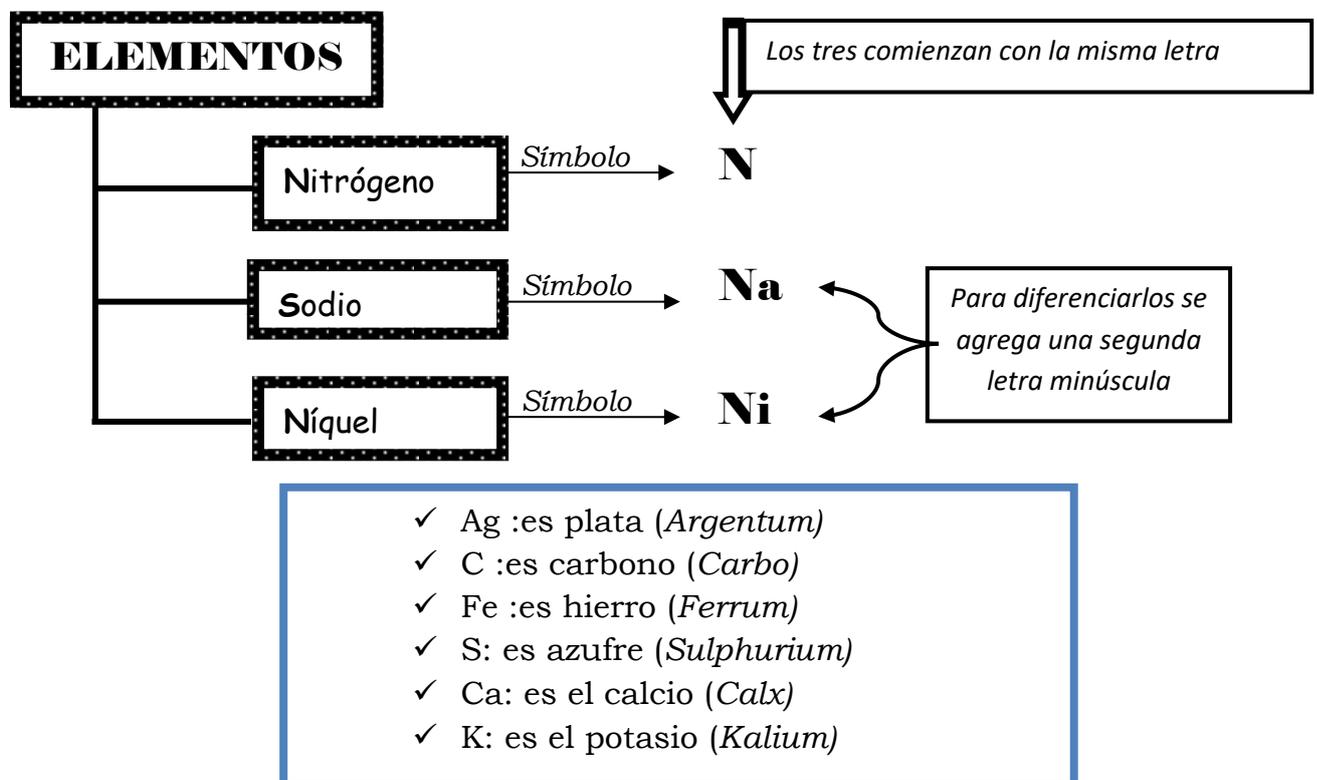
ELEMENTO:

Los elementos tienen en común el estar constituidos por una mínima unidad: **el átomo**. Es decir que habrá tantos tipos de elementos químicos como átomos existan.

Hay 106 clases de átomos distintos y cada uno corresponde a un elemento químico.

Los elementos químicos se representan mediante **SÍMBOLOS QUÍMICOS**, que son abreviaturas convencionales.

La **IUPAC** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) es el organismo internacional que en la actualidad, entre otras funciones, aprueba los nombres propuestos para los nuevos elementos. Cada elemento tiene un nombre y un único símbolo químico, se usa la inicial de su nombre griego o latino, seguido a veces de una minúscula que ayuda a distinguir un elemento de otro.



LOS ELEMENTOS DE LA VIDA

Todos los seres vivos están constituidos, cualitativa y cuantitativamente por los mismos elementos químicos. De todos los elementos que se hallan en la corteza terrestre, sólo unos 25 son componentes de los seres vivos. Esto confirma la idea de que la vida se ha desarrollado sobre unos elementos concretos que poseen unas propiedades físico-químicas idóneas acordes con los procesos químicos que se desarrollan en los seres vivos. Se denominan **elementos biogénicos o bioelementos** a aquellos elementos químicos que forman parte de los seres vivos. Atendiendo a su abundancia (no importancia) se pueden agrupar en tres categorías:

Según su abundancia se pueden clasificar en tres grupos.

1. BIOELEMENTOS PRIMARIOS: C, H, O, N. Son los más abundantes en los seres vivos, representan un 99,3 % del total de los átomos del cuerpo humano, de estos cuatro los más abundantes son el hidrogeno y el oxígeno porque hacen parte de la biomolécula agua.



2. BIOELEMENTOS SECUNDARIOS: Ca, P, K, S, Na, Cl, Mg, Fe. Todos ellos minerales, constituyen 0,7 % del total de los átomos del cuerpo humano.

3. OLIGOELEMENTOS: Mn, I, Cu, Co, Zn, F, Mo, Se y otros. Se presentan solo en trazas o en cantidades realmente muy pequeñas, pero a pesar de la mínima cantidad su presencia es esencial para el correcto funcionamiento del organismo. La ausencia de estos oligoelementos determina enfermedades carenciales.

Otro criterio de clasificación es la función que desempeñan en el organismo y se pueden agrupar de acuerdo con las funciones en:

1. PLÁSTICA O ESTRUCTURAL: C, H, O, N, P, S. Hacen parte de la estructura del organismo. Músculos piel, etc.

2. ESQUELÉTICA: Ca, Mg, P, F. Si. Encargados de dar rigidez; hacen parte del armazón del organismo (huesos, dientes, cartílagos).

3. ENERGÉTICA: C, H, O, P. Son parte fundamental de moléculas con alto contenido de energía ATP, AcetilCoA, Creatina fosfato, fosfoenol pirúvico etc.

4. CATALÍTICA: Fe, Co, Cu, I, Se, Mg, Mn, Mo; participan en las reacciones bioquímicas activando o haciendo parte del sitio activo de las enzimas para aumentar la velocidad de las reacciones.

5. OSMÓTICA: Na, Cl, K, mantienen y regulan la distribución adecuada del agua en los diferentes compartimentos intra y extracelulares.

ELEMENTOS IMPORTANTES

Como dijimos anteriormente varios elementos químicos tienen gran importancia para **los seres vivos**.

Por ejemplo:

- el oxígeno (**O**) posibilita la vida en nuestro planeta
- el calcio (**Ca**) da solidez y resistencia a nuestros huesos
- el carbono (**C**) está presente en todas nuestras células
- el sodio (**Na**), el potasio (**K**) y el cloro (**Cl**) son indispensables para el funcionamiento de las células nerviosas
- el magnesio (**Mg**) la mayor parte se encuentra en los huesos y en los vegetales está presente en la clorofila (que interviene en la fotosíntesis) es una sustancia compleja de porfirina-magnesio.

Varios elementos químicos son abundantes en la **corteza terrestre**, pero no están presentes en la misma proporción:

Elemento químico	Símbolo	Abundancia
<i>Oxígeno</i>	<i>O</i>	<i>46,6 %</i>
<i>Silicio</i>	<i>Si</i>	<i>27,7 %</i>
<i>Aluminio</i>	<i>Al</i>	<i>8,1 %</i>
<i>Hierro</i>	<i>Fe</i>	<i>5,0 %</i>
<i>Calcio</i>	<i>Ca</i>	<i>3,6 %</i>
<i>Sodio</i>	<i>Na</i>	<i>2,8 %</i>
<i>Potasio</i>	<i>K</i>	<i>2,6 %</i>
<i>Magnesio</i>	<i>Mg</i>	<i>2,1 %</i>

ÁTOMO:

*Es la menor porción de una sustancia pura atómica que puede reaccionar o combinarse químicamente para formar una molécula. **He, Na, Al.***

MOLÉCULA:

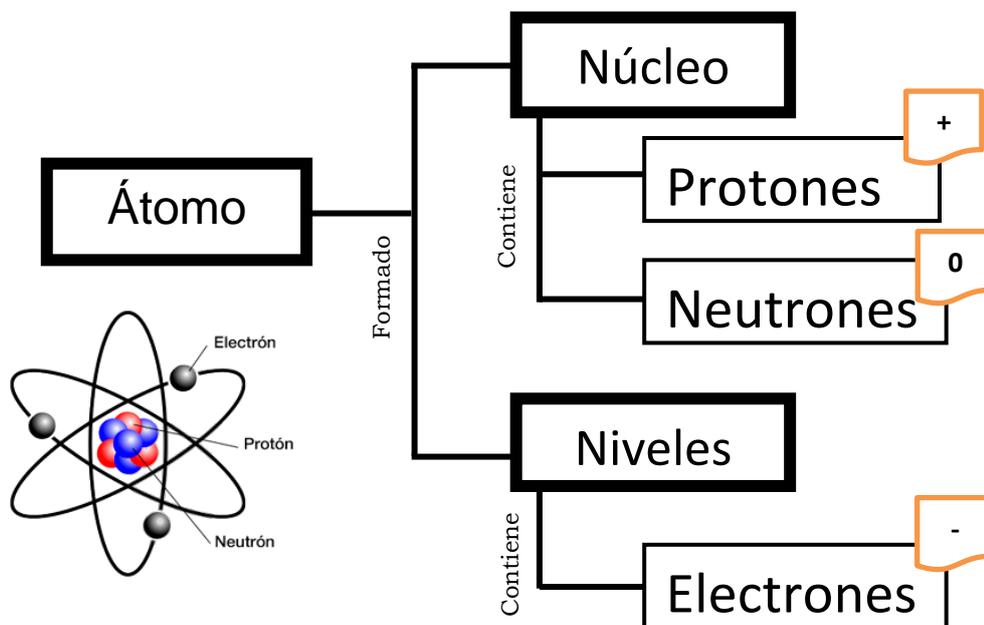
*Es la porción más pequeña de una sustancia pura simple molecular o sustancia pura compuesta con existencia estable individual. **H₂O, Cl₂, CO₂, S₈***

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Hoy se sabe que los átomos tienen una **estructura interna** y están constituidos por partículas de menor tamaño. En 1911, Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva, reside en una región muy pequeña, extremadamente densa, a la que llamó **núcleo**. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío en el que los electrones se movían alrededor del núcleo. La lista de partículas que constituyen el núcleo se ha vuelto larga y continúa creciendo desde la época de Rutherford, pero son tres las partículas fundamentales o partículas subatómicas que afectan el comportamiento químico: **EL PROTÓN, EL NEUTRÓN Y EL ELECTRÓN**.

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES

Los átomos actualmente se dividen en dos partes importantes: *el núcleo y la zona extra nuclear*



NÚCLEO

Los protones y neutrones en un átomo están localizados en una región central del átomo muy pequeña, llamada *núcleo*. El diámetro del núcleo es extremadamente pequeño en comparación con el diámetro total del átomo, de aquí que la mayor parte del átomo la constituye la región donde se hallan espaciados los electrones.

Protones: (p^+)

Son partículas con carga positiva dotados de masa, se encuentran en el núcleo del átomo. Se representan como p^+ .

Neutrones: (N)

Son partículas que como su nombre lo indica no poseen carga eléctrica pero si presentan masa y también se ubican en el núcleo. Se representan como N.

ZONA EXTRANUCLEAR

Los electrones de un átomo están localizados en una región extranuclear (Niveles de energía), es decir que se encuentran fuera del núcleo.

Electrones: (e^-)

Son partículas con carga negativa y una masa que se considera despreciable, se encuentran girando alrededor del núcleo (niveles de energía). Se representan como e^- .

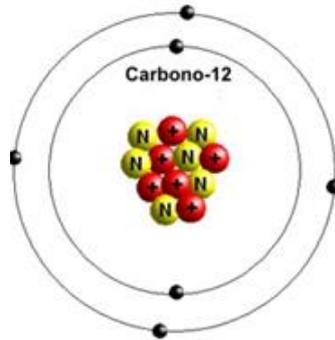
Ejemplo: El átomo de Carbono

Núcleo:

- 6 protones
- 6 neutrones

Zona Extranuclear:

- 6 electrones



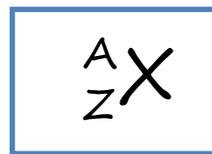
REPRESENTACION DE LOS ATOMOS

La representación de un átomo cualquiera (X) puede efectuarse del siguiente modo:

Dónde:

X= símbolo químico

A= número másico, Z= número Atómico



NUMEROS IMPORTANTES.

Los distintos elementos se diferencian entre sí en la cantidad de protones que contiene el núcleo de sus átomos.

✓ **Número Atómico:**

Se representa con la
letra **Z**

Se define como la cantidad de protones que tienen un átomo en su núcleo.

$$Z = n^{\circ}p^{+}$$

Cada átomo de un elemento contiene un determinado **número de protones** en su núcleo, número que lo identifica y es propio de él, por ello cada elemento se identifica mediante su **Número Atómico (Z)**.

Ejemplo:

✓ *Aluminio (Al) : su Z =13 , es decir tiene 13 protones*

✓ *Carbono (C): su Z =6 , es decir tiene 6 protones*

Como los átomos son neutros desde el punto de vista eléctrico, podemos decir:

$$\text{Número de } p^{+} = \text{número de } e^{-}$$

Ejemplo:

✓ *Hidrógeno (H): tiene un Z =1, es decir que tiene 1 protón y 1 electrón.*

✓ *Carbono (Ca): tiene un Z =20, es decir que tiene 20 protones y 20 electrones.*

✓ Número Másico:

Se representa con
la letra **A**

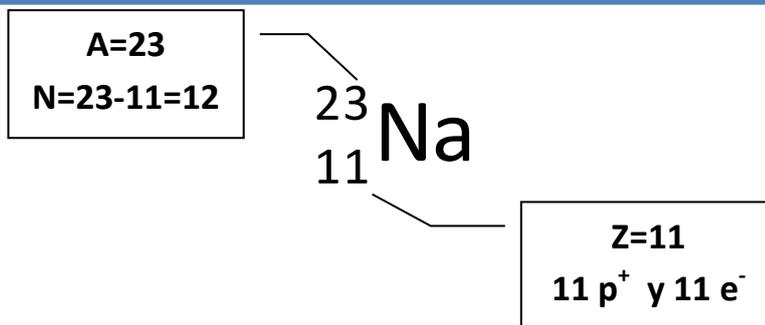
Es igual a la suma de protones y neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

$$A = Z + N$$

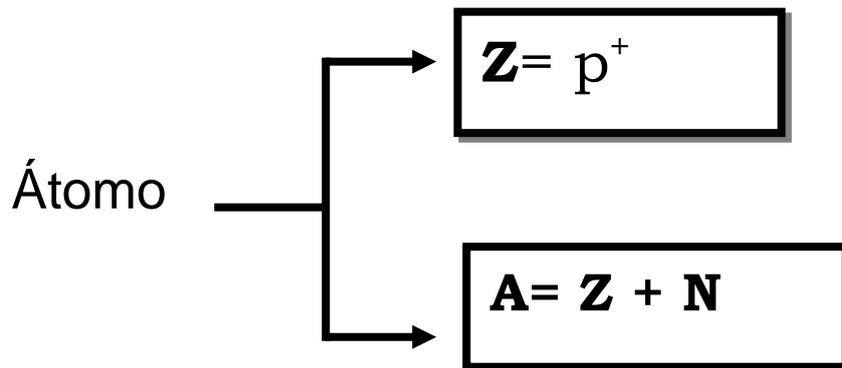
En el núcleo del átomo coexisten junto con los protones otras partículas de masa similar pero eléctricamente neutras, los neutrones. Por eso, la **suma de protones y neutrones** de un átomo se denominan **Número Másico**.

Ejemplo:

✓ Cloro (Cl): como tiene en su núcleo 17 protones y 18 neutrones, entonces su número másico (A) es 35.

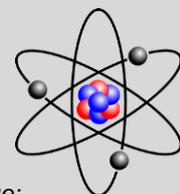


RESUMIENDO:



Desafío 1: Dado el átomo de Litio indique:

- Señale en el gráfico las tres partículas subatómicas.
- Número másico y número atómico.
- Represente al átomo de boro con su símbolo A y Z



Desafío 2: El átomo de flúor tiene 9 protones y 10 neutrones en su núcleo, indique:

- Número másico y número atómico.
- El símbolo del átomo de flúor, colocando también su A y Z.

Desafío 3: Dado los siguientes átomos, indique:

- El número másico y el número atómico.
- El número de protones, electrones y neutrones.

Desafío 4: Un átomo posee 21 electrones y 24 neutrones. ¿Con estos dos datos, podrías indicar el número atómico y el número másico del elemento?



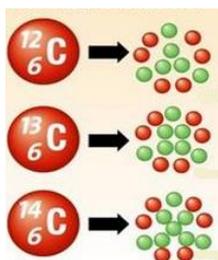
ISÓTOPOS

Existen átomos del mismo elemento que tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algún elemento no son completamente idénticos porque pueden tener distinto número de neutrones. Así surgen los **isótopos**, que son átomos del mismo elemento que tienen el mismo número atómico (**Z**) pero distinto número másico (**A**) y poseen distinto número de neutrones.

Para diferenciar a los diferentes isótopos se coloca el número másico A como superíndice a la izquierda del símbolo químico.

Ejemplo: todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones, pero algunos de estos átomos tienen 12 neutrones y otros 13 e incluso 14 neutrones. Estas diferencias hacen que sus masas sean diferentes, pero no su comportamiento químico. Los tres isótopos del Mg tienen igual número atómico (Z) pero distinto número másico (A). Se los representa como: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg .

En la naturaleza, podemos encontrar varios isótopos de carbono. Los más frecuentes son el carbono 12, el carbono 13 y el carbono 14. Estos números indican el número másico para cada isótopo. El número atómico es siempre el mismo, ya que todos estos isótopos del carbono tienen 6 protones, y lo que varía entonces en cada uno de ellos es la cantidad de neutrones presentes en el núcleo: seis, siete y ocho, respectivamente.

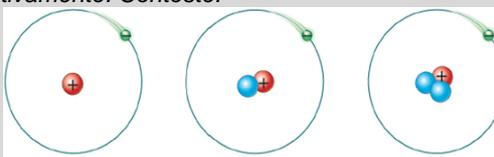


Isotopo	Protones	Electrones	Neutrones
C-12			
C-13			
C-14			

En la naturaleza, casi no existen elementos que no sean mezcla de isótopos; y aunque el número másico de cada isótopo es un número entero, el número másico de la gran mayoría de los elementos es un número fraccionario ya que el valor hallado corresponde siempre al promedio del número másico de la mezcla isotópica.



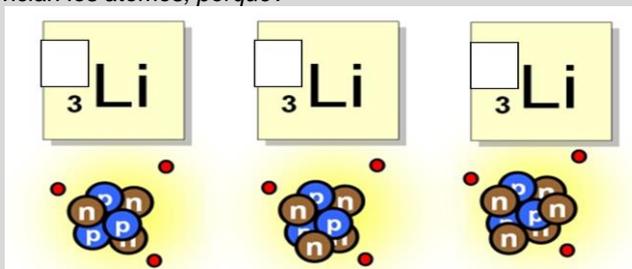
Desafío 5: El hidrogeno tiene tres isótopos naturales, en el siguiente esquema se representan el protio, deuterio y tritio respectivamente. Conteste:



- ¿Cuántos electrones tiene el protio y el tritio?
- ¿Cuántos neutrones tiene cada uno? Indique el A y Z de cada uno?

Desafío 6: Dado el esquema del átomo de litio responda:

- ¿Cuál es el número másico de cada uno de los átomos?, complete en el recuadro.
- ¿En qué se diferencian los átomos, porque?



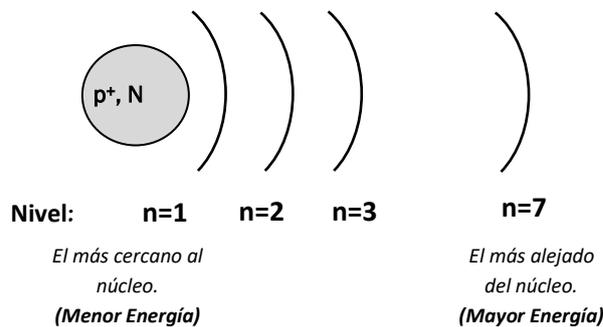
MODELO ATÓMICO ACTUAL

El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente 1.10^{-15} m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. *Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en zonas del espacio llamadas orbitales*; los electrones son 1.838 veces más livianos que los protones.

Los electrones se mueven libremente alrededor del núcleo del átomo, lo que significa que poseen energía. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes niveles energéticos.

Las propiedades químicas y físicas de los átomos dependen de cómo se organizan o distribuyen los electrones alrededor del núcleo. Por lo tanto podemos decir que:

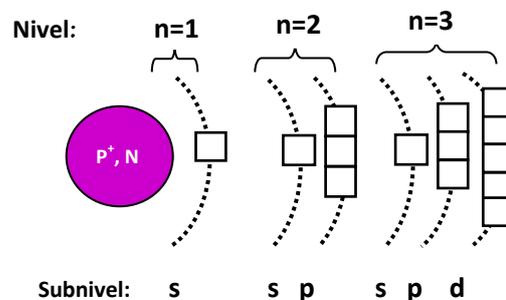
- *Los electrones se distribuyen en niveles energéticos a partir del núcleo, estos niveles energéticos se nombran con la letra **n (ene)** y se numeran desde el **1 (uno)**.*



- *El átomo se caracteriza por ser muy complejo y por lo tanto cada nivel energético se divide en subniveles que se designa por las letras **s, p, d, f**....:*

Subnivel	Nº de Orbitales	Representación de los orbitales (Casillas Cuánticas)
(s)	1	<input type="checkbox"/>
(p)	3	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
(d)	5	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
(f)	7	<input type="checkbox"/>

Cada orbital se representa mediante una casilla cuántica:



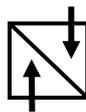
Según lo indicado en el esquema podemos concluir que:

- ✓ En el nivel **n=1**, hay 1 subnivel denominado **s**, simplificado sería: **1s**
- ✓ En el nivel **n=2**, hay 2 subniveles denominados **s** y **p**, simplificado sería: **2s** y **2p**
- ✓ En el nivel **n=3**, hay 3 subniveles denominados **s**, **p** y **d**, simplificado sería: **3s**, **3p** y **3d**

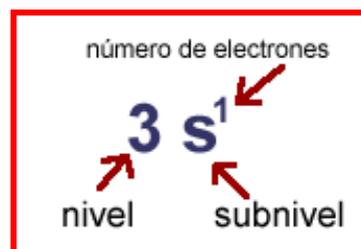
Debido a que hay *solo dos electrones por orbital*, la cantidad máxima de electrones de un subnivel se obtiene multiplicando por 2 el número de orbitales que contiene.

Representación de los orbitales (Casillas Cuánticas)	Numero de electrones en cada orbital	Notación simplificada
s: <input type="checkbox"/>	$2e^-$	s^2
p: <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	$6e^-$	p^6
d: <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	$10e^-$	d^{10}
f: <input type="checkbox"/>	$14e^-$	f^{14}

Como por cada orbital solo entran dos electrones, ellos presentan dos posibles movimientos de giro, uno en el sentido de las agujas del reloj y otro en el sentido inverso, esto se denomina *spin del electrón*:



NOTACIÓN SIMPLIFICADA:



CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en los distintos niveles y los subniveles energéticos. Como mencionamos al principio muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las distribuciones electrónicas.

Esta distribución se realiza apoyándonos en cuatro puntos importantes:

1-El orden en que los electrones ocupan los orbitales es primero el 1s, después el 2s, 2p y así sucesivamente.

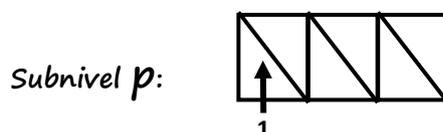
2- PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI: *por cada orbital solo entran dos electrones de spines distintos*

3- REGAL DE HUND: *la distribución más estable de los electrones en los subniveles es aquella que tenga la mayor cantidad de spines paralelos (desapareados).*

Ejemplo: *Se quieren distribuir los 6 electrones de un subnivel p*

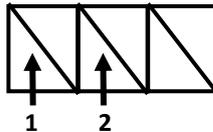
¿Cómo se colocan los electrones en los orbitales?

— Entrada del primer electrón con un spin determinado (1).



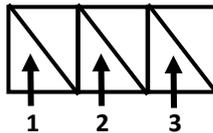
- El segundo electrón capaz de entrar en ese mismo subnivel entra en un orbital que esté vacío (2), antes de completar el primer orbital.

Subnivel *p*:



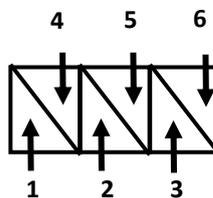
- El tercer electrón entra en otro orbital que este vacío (3).

Subnivel *p*: (semilleno)



- Después de que hay un electrón en cada orbital (subnivel semilleno) se comienza a completar los orbitales con electrones de spines opuestos (4,5)

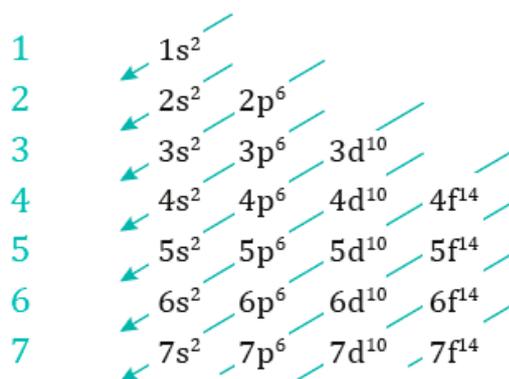
Subnivel *p*: (lleno)



4-REGLA DE LAS DIAGONALES:

Regla nemotécnica que permite conocer el orden energético de los electrones. Los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas de los elementos es el que se obtiene utilizando las **reglas de las diagonales**, se lee en forma de diagonal y resulta el siguiente orden:

Niveles



CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS ELEMENTOS

Se llama configuración electrónica de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Se simboliza con:

1-Un número que indica el nivel (n)

2-Una letra que representa el subnivel (s, p, d, f).

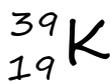
3-Un superíndice que indica el número de electrones en el subnivel.

4-La suma de todos los superíndices indica la cantidad total de electrones.

Configuración Electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Se debe señalar que el subnivel 4s posee menos energía que el 3d, y el 5s menos que el 4d; como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

Ejemplos: el átomo de potasio posee tendrá 19 protones y 19 electrones por ser una estructura neutra.



Como el potasio tiene **19 electrones**, usando la regla de las Diagonales se puede

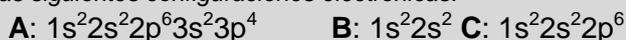


Según se observa en la configuración electrónica, el átomo de potasio posee:

- ✓ 4 niveles energéticos (**1,2,3 y 4**)
- ✓ 6 subniveles energéticos : 4 subniveles **s** y 2 subniveles **p**
- ✓ 1 electrón en el último nivel



Desafío 1: Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

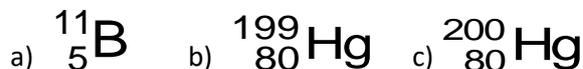


Indicar:

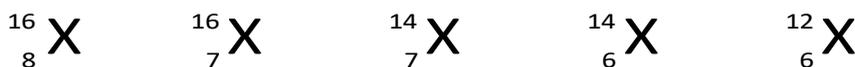
- a) Número de electrones en el último nivel.
 - b) Número de subniveles energéticos.
 - c) Número de niveles energéticos.
- Desafío 2:** Cuatro elementos **A, B, C** y **D** tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19.
- a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - b) Indique cantidad de electrones en el último nivel de cada uno de los elementos.
 - c) ¿Cuántos Protones y electrones tienen A, B, C y D?

EJERCITACIÓN N° 3

1- Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies.



2.- a) De los que siguen, ¿cuáles son isótopos del mismo elemento? Identifica a cada elemento.



b) ¿Cuál de los cinco tipos de átomos tiene el mismo número de neutrones?

3-Consultando a la tabla periódica, completa el siguiente cuadro:

Símbolo Nuclear	Especificación Literal	Z	A	N	N° electrones
${}^{56}_{26}Fe$					
	Iodo -128				
		82	207		
${}^{40}_{20}Ca$					
				45	34

4-Indicar cuál de los siguientes datos corresponden a un isótopo del elemento ${}_{12}^{25}\text{X}$.

- a) p= 12, e=12, N=13
- b) p=12, e=13, N=13
- c) p=13, e=12, N=12
- d) p=12, e=12, N=12

5-¿Cuál de las siguientes configuraciones representa del átomo de S (Z=16)? Marque la opción **CORRECTA**.

- a) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6$

6-El isótopo radiactivo yodo 131 se emplea para el tratamiento de cáncer de la tiroides y la medición de la actividad del hígado y el metabolismo de grasas.

- a) ¿Cuál es el número atómico de este isótopo?
- b) ¿Cuántos neutrones contienen los átomos de este isótopo?

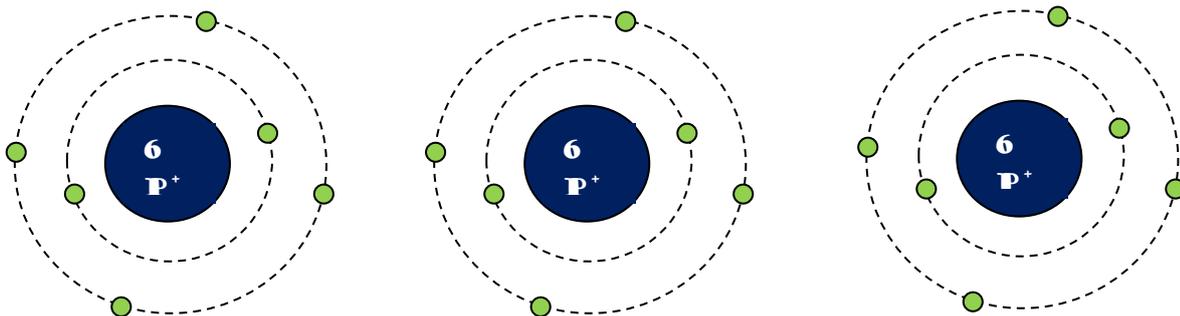
7-Dados los elementos **A** y **D** tienen números atómicos 15 y 35 respectivamente:

- a) Escribir la configuración electrónica de cada uno.
- b) Indica el número de electrones en el último nivel que tendrá cada uno.

8-Señale la configuración electrónica que se escribió **correctamente**:

- a) (Z=10) $1s^2 2s^2 3p^6$
- b) (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- c) (Z= 19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- d) (Z=30) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

9- En relación a las siguientes estructuras de atómica, indique cual es la **INCORRECTA**:



- a) Todos los átomos pertenecen al mismo elemento
- b) Los átomos con igual número de protones pero diferente número másico se denominan Isótopos.
- c) El número másico de los átomos son A=12, A=13 y A=14 respectivamente.
- d) el número atómico de los átomos son Z=6, Z=7, Z=8 respectivamente.

10-El número de neutrones de un elemento cuya configuración electrónica termina en $4s^1$ y que posee número másico 39 es:

- a) 19
- b) 18



- c) 20
- d) 39

11-El número másico de un átomo está determinado por:

- a) El número de protones solo.
- b) La adición de los neutrones y protones
- c) Añadiendo los neutrones y electrones
- d) La adición de los protones y electrones

12-El número atómico de un elemento es igual a:

- a) El número de protones en el átomo
- b) El número de protones más el número de neutrones
- c) El número de protones más el número de electrones
- d) El número de neutrones en el átomo

13- En las siguientes afirmaciones. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) El número de neutrones de un átomo siempre corresponde al número atómico
- b) Todos los electrones de un átomo tienen igual energía
- c) Cada orbital se completa con dos electrones de spins opuestos
- d) El número de protones y electrones de un átomo determina su peso atómico

14-Las masa atómica de un elemento cuya distribución electrónica termina en $3s^1$ y que tiene en su núcleo 12 neutrones es:

- a) 24
- b) 12
- c) 23
- d) 11

15-Con respecto a la estructura del átomo, Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Los electrones son partículas que forman parte del núcleo atómico y por lo tanto le confieren masa al átomo.
- b) La suma de protones y electrones nos dan la masa del átomo.
- c) Todo átomo es eléctricamente neutro ya que posee igual número de protones y de electrones.
- d) Todos los átomos son neutro porque la materia no tiene carga eléctrica.

16-Si la distribución electrónica de un átomo es de $1s^2 2s^2 2p^2$ se puede afirmar sin lugar a dudas que:

- a) El número de protones de nivel más externo en el núcleo será 4
- b) Puede asegurarse que tiene 6 neutrones en el núcleo
- c) Tiene 2 electrones en el último nivel
- d) Que su número atómico es 6

17.- Si un átomo posee igual número de protones que de neutrones y su número másico es 24 se puede afirmar que su configuración electrónica es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Unidad Nº 4

“Tabla Periódica”

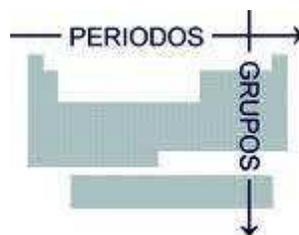
Aprendimos que los elementos son las sustancias puras atómicas de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos tomaron nombres de planetas, lugares geográficos, figuras mitológicas, etc. y existen símbolos químicos que identifican a los elementos.

A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar. En 1872, un químico ruso, D. Mendeleiev, ordenó 60 elementos conocidos en la época, en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. Actualmente, este ordenamiento de más de 110 elementos basado en el **número atómico creciente** se conoce como tabla periódica.

PERÍODOS Y GRUPOS

Cada hilera horizontal en la tabla se llama período y se numera de manera creciente de arriba hacia abajo, desde 1 hasta 7.

Cada columna en la tabla periódica se denomina grupo y contiene una familia de elementos que tienen propiedades similares. Se numeran de manera creciente de izquierda a derecha. Los elementos de las dos primeras columnas de la izquierda y las últimas seis a la derecha constituyen los elementos representativos o elementos de los grupos principales.



A estos grupos durante muchos años se les asignó los números IA-VIIIA para identificarlos.

En el centro de la tabla periódica hay un bloque de elementos conocidos como elementos de transición que se los designa con la letra B.

Un sistema de numeración más moderna asigna los números de 1 a 18 que van a través de toda la tabla.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Período																			
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	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	
5	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	
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	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	
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
* Lantánidos	*		57 La	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			
** Actínidos	**		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No			

ZONIFICACION DE LA TABLA

Las cuatro regiones rectangulares de la tabla periódica reciben el nombre de bloques y, por razones relacionadas con la estructura atómica, están rotuladas como s, p, d y f.

1-Los miembros del **bloque "s"** y del **bloque "p"** son denominados **Elementos representativos**

Elemento representativos del Bloque "s": *La distribución electrónica de los elementos termina en "s"*

- **IA** : Metales Alcalinos , terminan en ns^1
- **IIA** : Metales Alcalinos Téreos , terminan en ns^2

Elemento representativos del Bloque "p": *La distribución electrónica de los elementos termina en "p"*

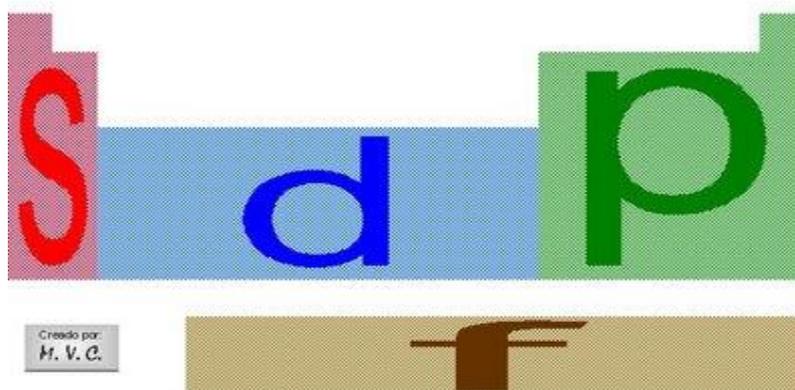
- **III A** : Grupo del Boro , terminan en np^1
- **IV A** : Grupo del Carbono , terminan en np^2
- **V A** : Grupo del Nitrógeno , terminan en np^3
- **VI A** : Calcógenos , terminan en np^4
- **VII A** : Halógenos , terminan en np^5

2-Los miembros del **bloque d**, con la excepción de los elementos del Grupo 12 (el grupo del cinc) se denominan **metales de transición**. Estos elementos poseen un carácter de transición entre los metales fuertemente reactivos del bloque s y los metales menos reactivos a la izquierda del bloque p.

Elementos del Bloque "d": *La distribución electrónica de los elementos termina en "d"*

3-Los miembros del **bloque f**, que se muestra debajo de la tabla principal, son los **metales de transición interna**,

Elementos del Bloque "f": *La distribución electrónica de los elementos termina en "f"*



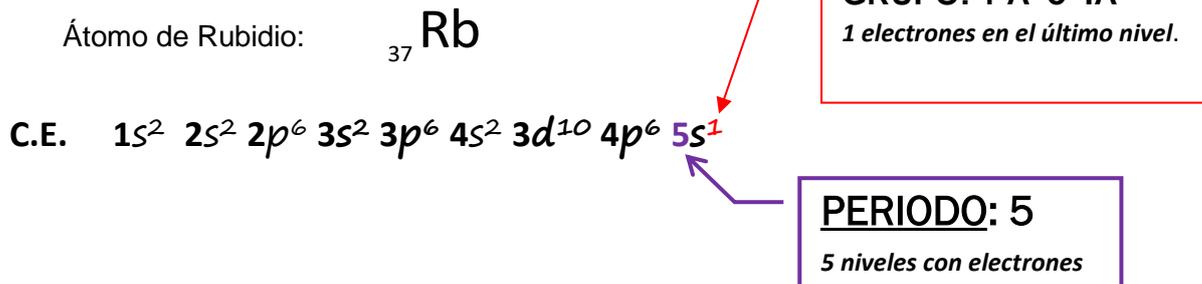
¿Cómo saber en qué grupo y período se encuentra un elemento?

Para determinar en qué grupo y periodo se encuentra un elemento, debemos saber el número atómico (Z) de dicho elemento.

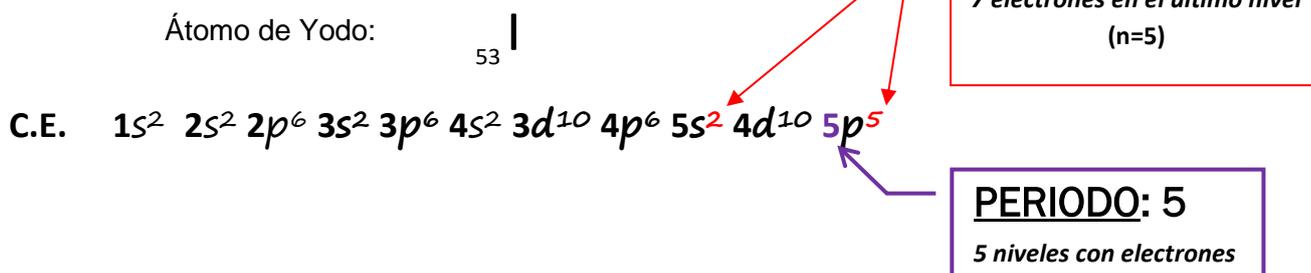
Utilizando la configuración electrónica externa podemos determinar:

- **GRUPO:** *número de electrones en el último nivel.*
- **PERIODO:** *niveles energéticos con electrones (n).*

EJEMPLO-1:



EJEMPLO-2:



Desafío 1: Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indica el grupo y el período en los que se hallan **A**, **B** y **C**.

Desafío 2: Cuatro elementos **A**, **B**, **C** y **D** tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19.

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indica el grupo y el período al que pertenecen.
- Clasifícalos como metales o no metales

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades periódicas son rasgos particulares de los átomos como resultado de su estructura y que responden a su distribución electrónica, estas propiedades varían con periodicidad al recorrer la tabla y aumentar Z.

Las propiedades son importantes porque son determinantes en el comportamiento de un átomo en sus actividades de interacción química, como los enlaces para formar agrupamientos estables.

Entre las propiedades periódicas más importantes podemos mencionar:

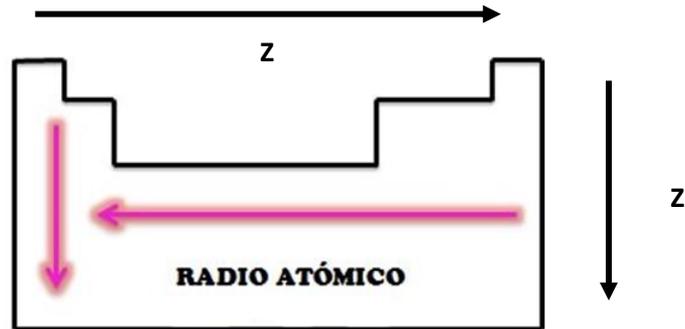
- ✓ RADIO ATÓMICO, **R.A.**
- ✓ POTENCIAL DE IONIZACIÓN O ENERGÍA DE IONIZACIÓN, **P.I.**
- ✓ ELECTROAFINIDAD O AFINIDAD ELECTRÓNICA, **E.A.**
- ✓ ELECTRONEGATIVIDAD, **E.N.**

RADIO ATÓMICO.

El radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa). Por medio del radio atómico es posible determinar el tamaño del átomo.

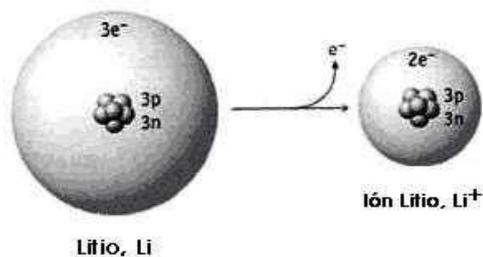
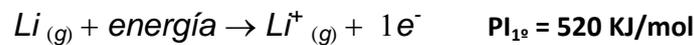
En los grupos, el radio atómico aumenta con el número atómico, es decir hacia abajo.

En los periodos disminuye al aumentar Z, hacia la derecha, debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia núcleo-electrón.

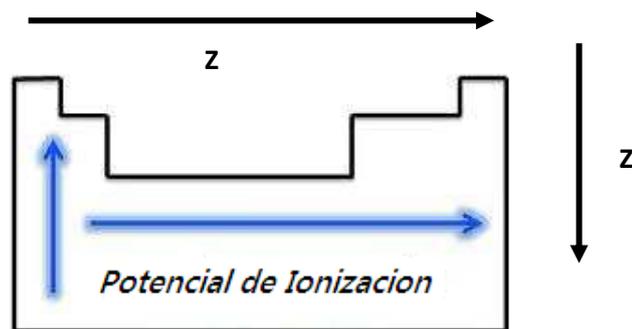


ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN.

Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo. Por lo tanto se requiere energía para remover un electrón de un átomo. **La energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso se denomina energía de ionización** y al proceso se lo denomina ionización. Cuando un átomo de un elemento en el estado gaseoso pierde un electrón se forma una partícula llamada **ión** que posee un **carga positiva (+)** y denomina **CATION**.



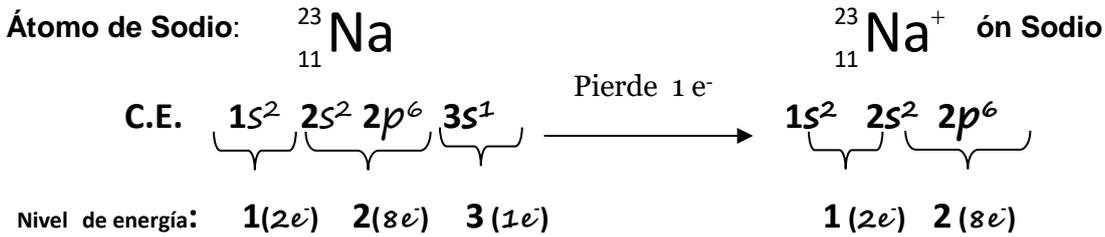
La energía de ionización, por lo general, aumenta al subir por un grupo de la tabla periódica. Al avanzar a través de un periodo de izquierda a derecha la energía de ionización aumenta. En general la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales. Es **mínima en los metales alcalinos** y se hace **máxima para el gas noble**.



Los átomos de los Metales tienen en su último nivel menos de cuatro electrones y tienden a perderlos para tener ocho electrones en la última órbita y así adquirir estabilidad que presenta un gas noble.

El átomo de sodio tiene un electrón en su último nivel, por lo tanto puede perder su único electrón externo. Cuando el átomo pierde el electrón se mantiene los 11 protones en su núcleo pero los electrones en sus niveles son 10 electrones, esto nos indica que ya no es eléctricamente neutro sino que presenta **una carga positiva porque el número de los protones en el núcleo es mayor que el número de electrones en los niveles**

energéticos. El átomo neutro se transforma en una partícula con carga positiva que se denomina **ION** y como esa carga es **POSITIVA** se lo llama **CATION**.

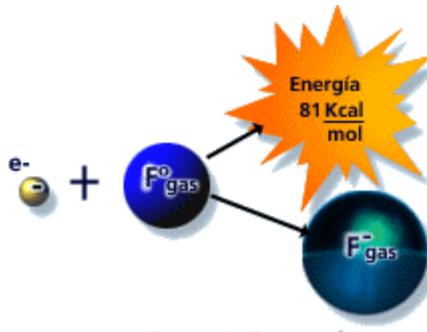
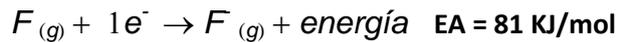


Los átomos que tienen en su último nivel 1,2 o 3 electrones (Metales) tienden a perder electrones, transformándose en Cationes.

ELECTROAFINIDAD O AFINIDAD ELECTRONICA.

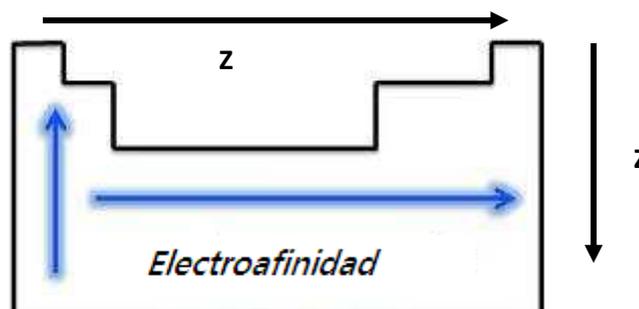
Los átomos con más de cuatro electrones en su último nivel mantienen una fuerte atracción de estos electrones con su núcleo. Por lo tanto para completar el octeto requieren liberar energía para captar un electrón. **La energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso adiciona un electrón se denomina electroafinidad.** Cuando un átomo de un elemento en el estado gaseoso gana un electrón se forma una partícula llamada **ión** que posee una **carga negativa (-)** y **denomina ANION**.

Este proceso puede representarse como:



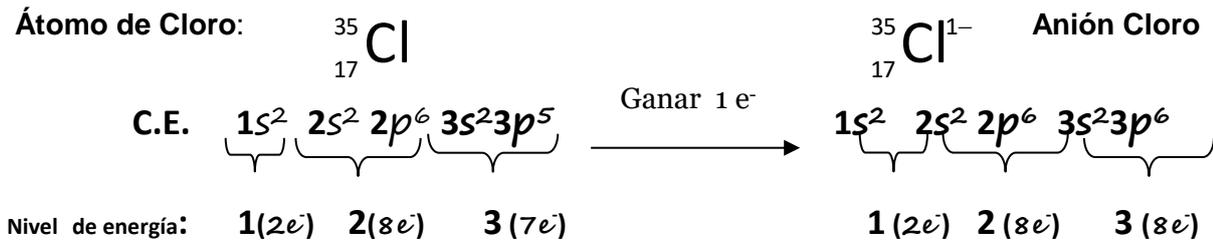
La electroafinidad, por lo general, aumenta al aumentar por un grupo de la tabla periódica. Al avanzar a través de un periodo de izquierda a derecha la electroafinidad aumenta. En general la electroafinidad es baja para los metales y alta para los no metales. Es **mínima en los metales alcalinos** y se hace **máxima para los halógenos**.

Los halógenos tienen los valores más altos de electroafinidad, es decir facilidad para ganar electrones, mientras que los gases nobles, que tienen subniveles externos s y p completos, no tienen tendencia a aceptar electrones., por lo tanto No tienen Electroafinidad.



Los átomos de los NO Metales tienen más de cuatro electrones y menos de ocho electrones en su último nivel y procuran ganar electrones para tener ocho electrones en dicha orbita y así adquirir estabilidad.

El átomo de cloro por tener 7 electrones en su último nivel, puede ganar un electrón. Cuando adiciona un electrón en su último nivel, el átomo mantiene los 17 protones en su núcleo pero ahora tiene 18 electrones en sus niveles, por lo tanto ya no es eléctricamente neutro sino que presenta una carga negativa ya que el número de protones es menor que el número de electrones. El átomo neutro se convierte en una partícula con una carga negativa, la cual se denomina **ION** y como esa carga es **NEGATIVA** se lo llama **ANION**.



Los átomos que tienen en su último nivel 5, 6 o 7 electrones (No Metales) tienden a ganar electrones hasta llegar 8 electrones, convirtiéndose en Anión.

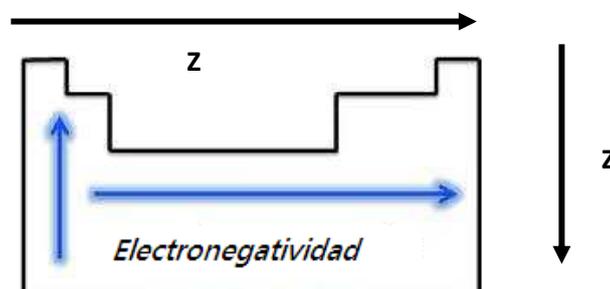
ELECTRONEGATIVIDAD

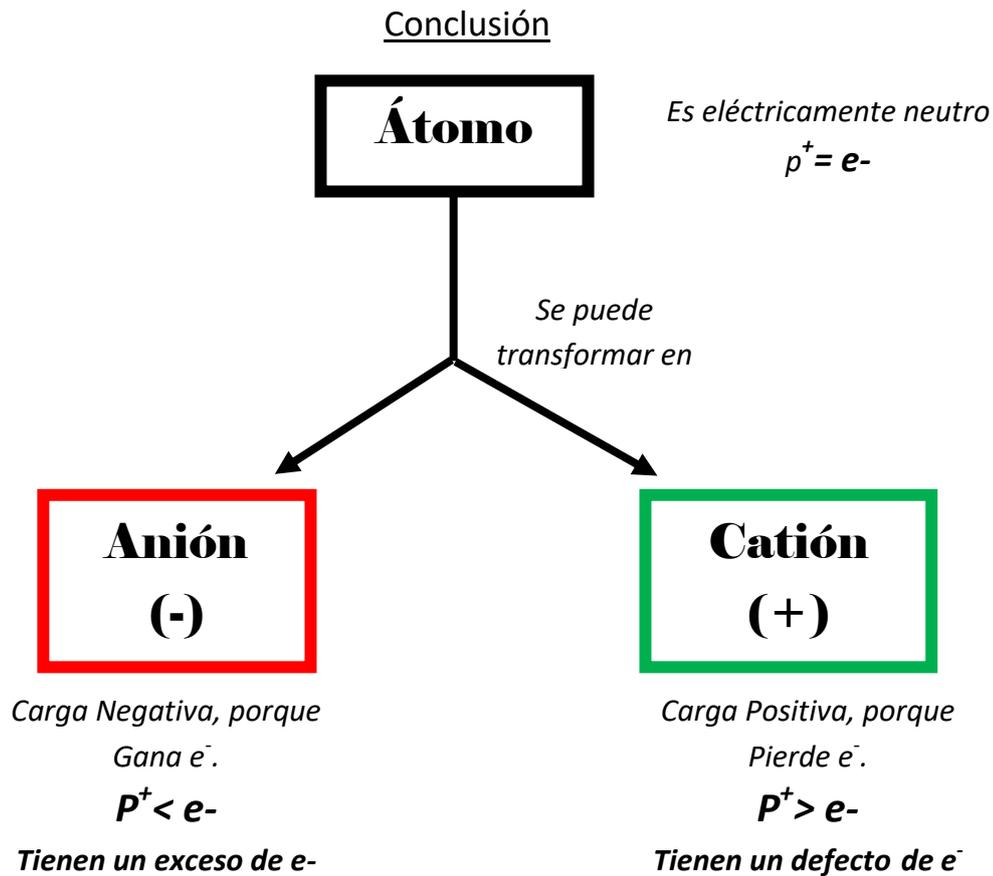
La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer hacia si los electrones de un enlace químico.

Se refiere a la facilidad relativa que un átomo tiene para atraer los electrones cuando esta químicamente combinado con otro átomo en un enlace.

La Electronegatividad NO tiene unidades y NO es una energía. La escala más conocida es la de Pauling, donde los valores de electronegatividad van de 0,7 para el Cesio, izquierda y abajo, hasta un máximo de 4 en el Flúor, arriba y a la derecha en la tabla.

La electronegatividad, por lo general, aumenta al subir por un grupo de la tabla periódica. Al avanzar a través de un periodo de izquierda a derecha la electronegatividad aumenta. En general la electronegatividad es baja para los metales y alta para los no metales. Es **mínima en los metales alcalinos** y se hace **máxima para los halógenos**.





Desafío 1: Dado cuatro elementos ${}_8A$, ${}_{15}B$, ${}_{20}C$ y ${}_{35}D$

- Escribir la configuración electrónica de cada uno.
- Indica si tienen tendencia de ganar o perder electrones. Clasifíquelos como metales y no metales.
- Escribir la configuración electrónica que queda después de ganar o perder electrones.
- Escribir el símbolo con la carga correspondiente.
- Indicar la cantidad de electrones, protones y neutrones del átomo neutro y del ion formado.

Desafío 2: Si se tiene al átomo de potasio y el catión potasio, indique:



- La distribución electrónica de cada uno de ellos
- Numero de protones, electrones y neutrones del átomo neutro y del catión.
- ¿Cómo es el tamaño del átomo neutro respecto del catión?

EJERCITACIÓN N° 4

1- El estroncio ($Z=38$) es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.

- ¿Cuál es el símbolo y en qué grupo se encuentra el estroncio?
- ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
- Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
- ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el estroncio?

2-Realizando la configuración electrónica indique de los elementos ${}_{12}Mg$, ${}_{20}Ca$, ${}_{35}Br$, ${}_{36}Kr$, Marque la opción **CORRECTA:**

- El Br es un gas noble
- El Mg y Ca son no metales y se encuentran en el mismo periodo.
- El Kr se encuentra en el grupo 4, período 8.
- El Ca y el Br se encuentran en el mismo periodo, pero pertenecen al grupo II y VII respectivamente.



3- Dados los siguientes elementos: Calcio (Z=20), carbono (Z=6), Cloro (Z=17), litio (Z=3)

- Indicar el símbolo de cada elemento
- De acuerdo a su grupo y periodo, ubíquelo en la tabla periódica. Debe realizar la distribución electrónica.

1	1																		
2	3																		
3	11																		
4	19																		
5	37																		
6	55	56	57	72															
7	87	88	89	104	105														

4- Compare las propiedades periódicas del Oxígeno (Z=8) y el Flúor (Z=9) y marque la opción **CORRECTA**.

- El oxígeno es más electronegativo que el flúor
- El flúor posee menor energía de ionización
- El oxígeno posee un radio atómico mayor
- Ambos tienen tendencia a perder electrones.

5- Analice la siguiente tabla y responda:

- ¿Cuáles de las especies son neutras?
- ¿Cuáles están cargadas negativamente?
- ¿Cuáles tienen carga positiva?

Átomo o Ion del elemento	A	B	C	D	E	F	G
Nº electrones	5	10	18	28	36	5	9
Nº protones	5	7	19	30	35	5	9
Nº neutrones	5	7	20	36	46	6	10

6- ¿Cuál de las siguientes configuraciones representa el ion S^{2-} (Z=16)?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

7- Marque la opción **INCORRECTA**:

- Las especies ${}^{20}_{10}\text{Ne}$, y el ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$, tienen la misma cantidad de electrones
- Un isótopo del ${}^{235}_{92}\text{U}$, podría tener 146 neutrones
- El átomo de ${}_{11}\text{Na}$ se convierte en Na^+ perdiendo un electrón.
- En el ${}_{35}\text{Br}^-$ el número de protones es igual al número de electrones

8- Indique la opción donde todas las especies poseen el mismo número de electrones: ${}_9\text{F}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{12}\text{Mg}$

- F^- , Ne , Mg
- F^+ , Ne , Mg^{2+}



- c) F⁻, Ne¹⁺, Mg²⁺
- d) F⁻, Ne, Mg²⁺

9-¿Cuál de los siguientes tiene 16 protones y 18 electrones? Marque la opción **CORRECTA**:

- a) $_{16}\text{S}^{2-}$
- b) $_{17}\text{Cl}^{-}$
- c) $_{19}\text{K}^{+}$
- d) $_{18}\text{Ar}^{2-}$

10-Los elementos de un mismo periodo de la tabla se caracterizan por: Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Poseer propiedades químicas similares
- b) Tener igual número de niveles con electrones
- c) Pertenecer a diferentes periodos de la tabla periódica
- d) La misma cantidad de subniveles con electrones

11-Un átomo con estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ es de periodo y grupo:

- a) 2 y IV A
- b) 3 y VIIA
- c) 3 y IV A
- d) 2 y IV B

12-A medida que desciende dentro de la columna de los halógenos en la tabla periódica. Marque la opción **INCORRECTA**:

- a) Disminuye la electronegatividad
- b) Disminuye la afinidad electrónica
- c) Aumenta el número atómico.
- d) Aumenta el potencial de ionización.

13-Con respecto a las propiedades periódicas del Magnesio Mg_{12}^{24} . Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Presenta menor potencial de ionización que el metal alcalino del mismo periodo
- b) Presenta menor afinidad electrónica que el metal alcalino del mismo periodo
- c) Presenta mayor afinidad electrónica que el elemento Z=11
- d) Presenta menor electronegatividad que el metal alcalino del mismo periodo

14-La electronegatividad:

- a) Aumenta en el periodo, cuando aumenta Z
- b) Disminuye en el grupo, al disminuir Z
- c) Disminuye en el periodo, cuando aumenta Z
- d) Aumenta en el periodo, cuando disminuir Z

15-En relación al Bario (grupo IIA, periodo 6) y al yodo (grupo VIIA, periodo 5). Marque la opción **CORRECTA**:

- a) La Electronegatividad $I < Ba$
- b) El potencial de Ionización $I < Ba$
- c) La electronegatividad $I > Ba$
- d) El Radio Atómico $I = Ba$

Unidad Nº 5:

“Uniones Químicas”

Como vimos anteriormente los átomos se unen entre sí para formar moléculas y adquirir así estabilidad.

Desarrollaremos ahora la forma en que lo hacen, ya que del tipo de unión que se establece dependerán las propiedades de los diferentes compuestos.

Desde el punto de vista de las uniones químicas, tiene gran interés considerar los electrones del nivel de mayor energía del átomo, pues ellos determinan las propiedades químicas de los elementos, especialmente la capacidad de combinarse con otros átomos.

Esta capacidad de combinación corrientemente se denomina *valencia* y los electrones del nivel de energía más externo son llamados *electrones de valencia*.

Enlace químico: Son todas aquellas interacciones que mantienen unidos dos entes químicos (átomos, iones o moléculas) para dar lugar a estructuras más estables.

Los átomos tienen un nivel de energía externo que puede contener hasta ocho electrones (o dos en el caso en el cual solo existe el nivel 1, como en el helio); este octeto de electrones representa la estructura del gas noble.

Haciendo excepción de los gases inertes, los elementos representativos pueden tener de uno a siete electrones en el nivel de máxima energía. El hecho de poseer menos de ocho electrones en el nivel más externo, da al átomo su reactividad química.

Cuando los átomos se unen por medio de enlaces cede, captan o comparten electrones con el fin de alcanzar estos ocho electrones en sus niveles externos, lo que les daría la máxima estabilidad. Los elementos representativos en las combinaciones con otros átomos tienden a reacomodar los electrones de tal modo que cada uno de los átomos reaccionantes alcance la configuración estable de los gases nobles o Regla del octeto o de los ocho electrones.

Regla del octeto: un átomo cualquiera adquiere una configuración estable cuando adquiere la configuración electrónica de valencia del gas noble más cercano: ocho electrones de valencia.

Símbolos de Lewis.

Los electrones de valencia son de especial importancia, pues intervienen en las reacciones químicas. Gilbert N. Lewis, químico estadounidense, es conocido por el uso que hizo de representaciones simbólicas de los elementos, en las que se muestran los electrones de valencia como puntos.

Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo

Hidrógeno	$1s^1 \text{ H} \cdot$
Oxígeno	$1s^2 2s^2 2p^4 \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$
Cloruro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$

La siguiente tabla muestra los símbolos de electrón-punto para algunos elementos.

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

ENLACES INTERATOMICOS

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

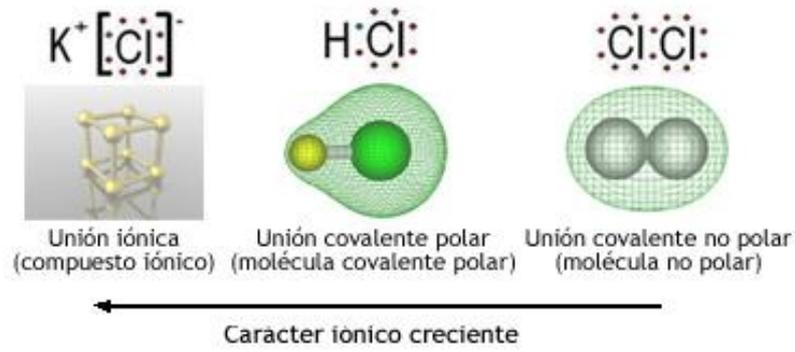


Las fuerzas de atracción que mantienen juntos a los átomos son de dos tipos principales y dan lugar a diferentes enlaces:

- **Enlaces iónicos:** se debe a interacciones electrostáticas entre los iones que pueden formarse por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro.
- **Enlaces covalentes:** se comparten uno o más pares de electrones entre dos átomos.

La diferencia de electronegatividad de los átomos unidos por un enlace químico es importante.

- Los átomos unidos por **enlaces iónicos** presentan diferencias **grandes de electronegatividad**. Cuando esa diferencia es **mayor de 2**, se considera que el enlace es primordialmente iónico la **unión involucra a un metal con un no metal**.
- Cuando se unen **dos átomos no metálicos de un mismo elemento** mediante un **enlace covalente**, la **diferencia de electronegatividad es cero** y el **enlace es no polar**.
- Los **enlaces covalentes polares** presentan **diferencias más pequeñas de electronegatividad**. Cuando la diferencia de electronegatividad está entre 0,1 y 2 el enlace tiene un carácter covalente y la **unión involucra dos no metales distintos**.



ENLACE IÓNICO

Enlace en el que el átomo del elemento de menor electronegatividad (Metal) cede electrones al átomo del elemento de mayor electronegatividad (No metal).

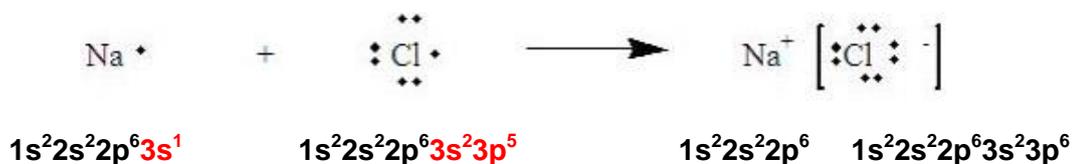
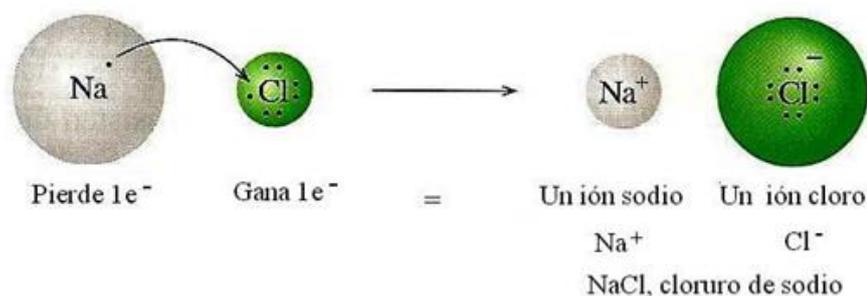
Ejemplo:

Las *estructuras* de Lewis pueden explicar la formación de la molécula de cloruro de sodio (NaCl).

La electronegatividad del Na y Cl son $EN_{Na} = 0,9$ y $EN_{Cl} = 3,0$ respectivamente.

Por lo tanto podemos calcular la diferencia de electronegatividad (ΔEN) del NaCl es:

$$|\Delta EN| = 3,0 - 0,9 = 2,1$$



- El **átomo metálico (Menor Electronegatividad)** cede el electrón de valencia $3s^1$ y adquiere la configuración de gas noble anterior. Forma un **catión**
- El **átomo no metálico (de mayor electronegatividad)** los **acepta** y adquiere la configuración del gas noble siguiente. Forma un **anión**.

Naturaleza de las fuerzas quemantienen unidos a los atomos en u enlace ionico:

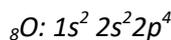
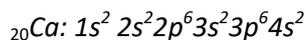
Fuerzas que mantienen unidos los átomos en un enlace iónico son las fuerzas de atracción electrostáticas entre el anión y el catión.

Ejemplo: Óxido de Calcio CaO(s)

1. Busco las electronegatividades de los elementos a unir y calculo ΔEN

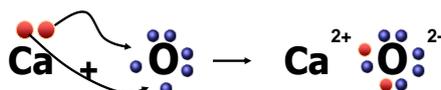
$$\Delta EN = EN_O - EN_{Ca} = 3,5 - 1 = 2,5 > 2$$

2. Busco Z de los elementos en la Tabla periódica o lo ubico en grupo, Nº de grupo. Realizo las distribuciones electrónicas y con los electrones de valencia, realizo las estructuras de Lewis.



3. Deduzco cuantos electrones debe ganar el más electronegativo y perder el menos electronegativo para tener la misma cantidad de electrones con el gas noble más próximo.

- El Ca debe perder dos e- para adquirir la configuración del Ar y se transforma en Ca^{2+}
- El O debe ganar dos e- para adquirir la configuración del Ne y se transforma en O^{2-}



Pasando en limpio el enlace iónico del óxido de calcio se representa: $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$

GENERALIZACIONES:

- Los metales de los grupos 1, 2 y 3 ceden fácilmente sus electrones de valencia y forman cationes.
- Los átomos de los no metales (15, 16 y 17) ganan electrones y se convierten en iones con carga negativa o aniones.
- Cuando se produce la transferencia de electrones, los iones que se forman son estables con el octeto completo.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS:

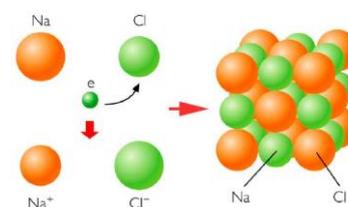
Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman.

El Cloruro de Sodio NaCl, que es la sal de mesa, es una sustancia blanca cristalina mientras que el sodio es un metal suave, blando y brillante y el cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso de olor irritante.

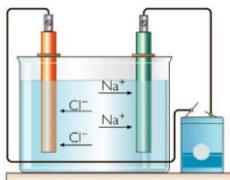
Los compuestos iónicos son todos sólidos cristalinos, e implica que para romper este enlace se requiere una gran cantidad de energía.

Puntos de fusión y ebullición elevados, ya que para fundirlos es necesario romper la red cristalina tan estable por la cantidad de uniones atracciones electrostáticas entre iones de distinto signo (por lo general, punto de fusión $> 400^\circ\text{C}$ y punto de ebullición $> 1500^\circ\text{C}$).

Solubilidad en disolventes polares (agua) puesto que dichos disolventes al presentar cargas son capaces de introducirse en la estructura cristalina y estabilizar los iones por atracción ión-dipolo. Por la misma razón, NO SON SOLUBLES en solventes apolares, como los solventes orgánicos, benceno, cloroformo.



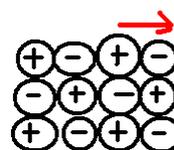
Conducen la corriente eléctrica disuelto o fundido. En dichos estados los iones presentan movilidad y son atraídos hacia los electrodos de signo contrario. En estado sólido, los iones fijos en la red no se desplazan.



Gran dureza para rayar un cristal es necesario romper su estructura cristalina.

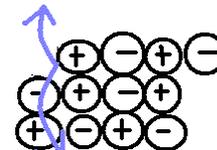
Fragilidad, al golpear el cristal produce el desplazamiento de los iones, enfrentando catión-catión y anión-anión. Las fuerzas atractivas se convierten en repulsivas al enfrentarse dos capas de iones del mismo signo.

Antes del golpe



Desplazamiento hacia la derecha debido al golpe

Después del golpe



Aparición de fuerza repulsiva al enfrentarse iones de igual signo



Desafío 1: un átomo que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$ ¿Cuántos electrones debe ganar o perder este átomo para alcanzar el octeto?

Desafío 2: un átomo que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ¿Cuántos electrones debe ganar o perder este átomo para alcanzar el octeto?

Desafío 3: Qué tipo de enlace se forma entre:

a) elementos de los grupos X (Z=19) y W (Z=35)

b) elemento del grupo 2 (II A) con un elemento del grupo 16 (VIA)

Justifica tu respuesta y escriba las moléculas que se forman

ENLACE COVALENTE

Enlace en el cual dos átomos No metálicos comparten pares de electrones para completar su octeto. Los electrones están en orbitales semillenos y deben tener spins opuestos.

El enlace covalente se clasifica en:

- Enlace covalente donde cada átomo aporta un electrón para formar el par de electrones que comparten, estos se dividen en:

-COVALENTE APOLAR

-COVALENTE POLAR

- Enlace covalente donde un solo átomo aporta el par de electrones y el otro aporta el orbital vacío, este tipo de enlace se denomina:

-COVALENTE DATIVO

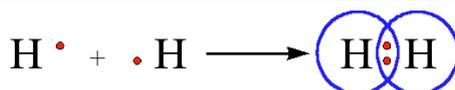
ENLACE COVALENTE NORMAL APOLAR: $|\Delta EN| = 0$

Se forma entre dos no metales iguales $|\Delta EN| = 0$. Los electrones son igualmente compartidos; porque pasan la misma cantidad de tiempo en la vecindad de cada átomo. Forman las moléculas de las sustancias puras simples moleculares.

Ejemplo:

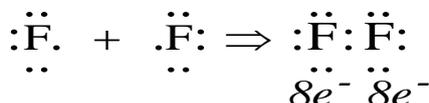
- Formación del enlace del H_2

El par de electrones compartido se representa con una línea: H-H.



- *Formación de la molécula de flúor, F₂.*

Cada átomo de flúor tiene siete electrones de valencia (1s²2s²2p⁵). El F tiene un electrón desapareado y le falta un solo e⁻ para completar su octeto, por lo que compartirá un solo e⁻ para formar la molécula F₂, y se representa como:



Naturaleza de las fuerzas que mantienen unidos a dos átomos en un enlace covalente:
Fuerzas de atracción electrostática de dos núcleos por el par de e⁻ compartido.

Enlaces múltiples: Si se unen un par de átomos que necesitan más de un electrón para completar el octeto se forman enlaces múltiples. Formarán tantos enlaces como electrones le falten. Pueden ser dobles o triples
Enlace triple cuando dos átomos comparten 3 pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (N₂)



ENLACE COVALENTE NORMAL POLAR: 0 < |ΔEN| < 1,7

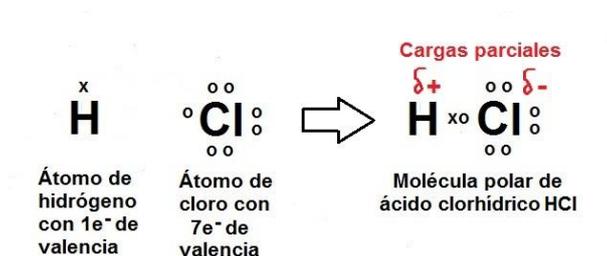
Se produce entre 2 no metales de distintos elementos. El par de electrones compartidos se encuentra desplazado más cerca del más electronegativo. El par de electrones no se comparte igualmente, pasa más tiempo cerca del más electronegativo. *Forma las moléculas de las sustancias puras compuestas.*

Ejemplos:

- *Formación del HCl.*

En la molécula de HCl los electrones enlazados pasan más tiempo cerca del átomo de Cl porque es más electronegativo, generando un polo negativo en el Cl(δ⁻) y un polo positivo en el H(δ⁺). Por esto el enlace se denomina *enlace covalente polar*.

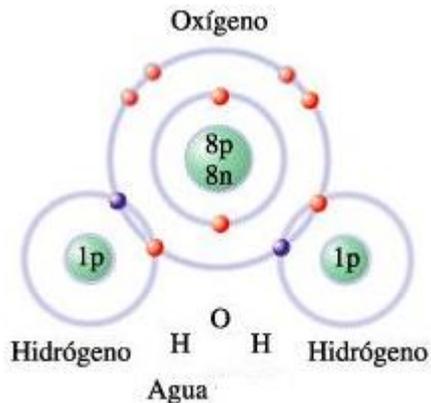
Se produce una transferencia parcial de electrones del átomo de menos electronegativo al más electronegativo.



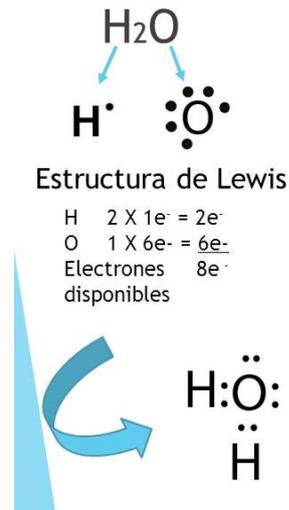
- *Formación del agua:*

El oxígeno tiene 6 e⁻ de valencia, 2 electrones desapareados, formará 2 enlaces covalentes para completar 8. Cada H tiene un solo electrón, puede formar sólo un enlace covalente, para tener la configuración del He.

La estructura de Lewis para el agua es:



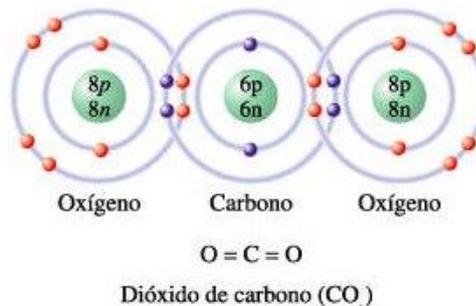
Fórmula resumida: H_2O



Un enlace covalente polar se considera un intermedio entre un enlace covalente apolar y un enlace iónico. Los átomos unidos por enlace covalente polar compiten por el par electrónico, produciéndose un desplazamiento parcial del par de electrones hacia el más electronegativo, provocando un aumento de la δ^- , en el más electronegativo y un aumento de la δ^+ , en el menos electronegativo, formando un dipolo. Dicha separación de cargas depende de la ΔEN .

Enlaces múltiples: Si se unen un par de átomos que necesitan más de un electrón para completar el octeto se forman enlaces múltiples. Formarán tantos enlaces como electrones le falten. Pueden ser dobles o triples.

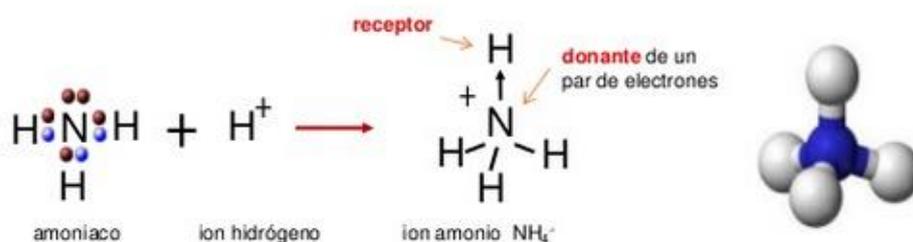
Enlace doble: Si dos átomos comparten 2 pares de electrones, *Ejemplo:* CO_2



ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO

Se produce entre un elemento que tiene su octeto completo y posee pares libres; y otro que no tiene su octeto completo.

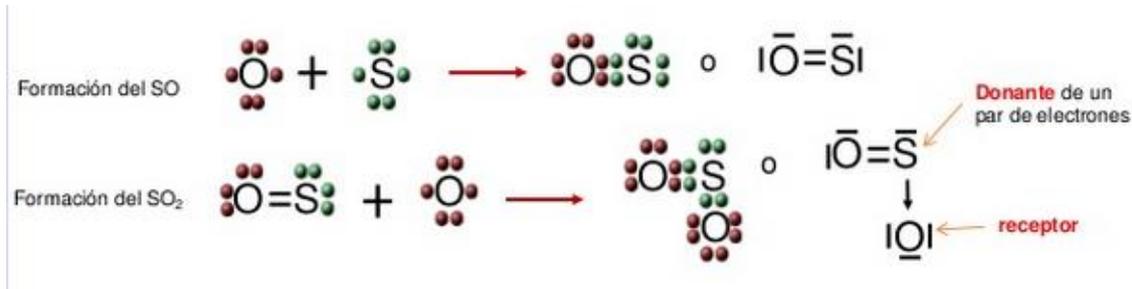
Ejemplo: Formación del ion amonio: el amoníaco es estable, pero el catión de hidrógeno tiene tendencia a aceptar un par de electrones libre del átomo de N.



El dador de electrones: El N del amoníaco tiene su octeto completo y tiene un par libre. Al compartir el par libre, queda cargado positivamente.

El aceptor de electrones: El catión de Hidrógeno es deficiente de electrones, le faltan dos para adquirir la configuración del gas noble más próximo: He. El H^+ aporta el orbital vacío.

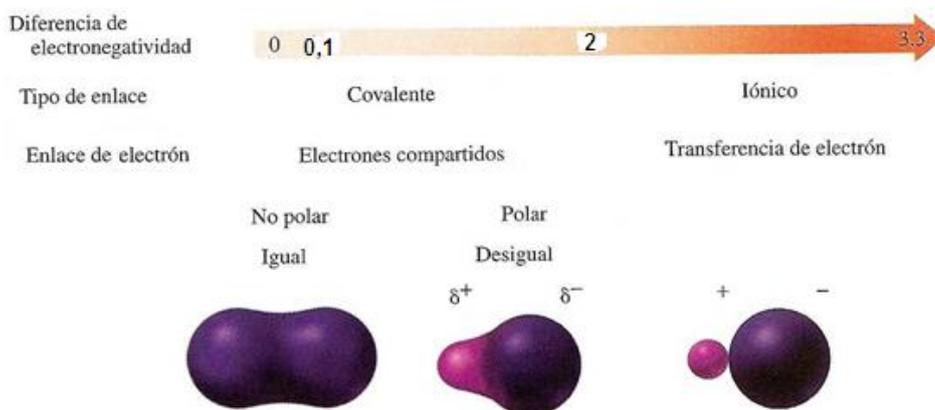
Otro Ejemplo:



PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS MOLECULARES COVALENTES

- ✓ Los compuestos covalentes polares son solubles en solventes polares. Los compuestos covalentes no polares son solubles en solventes no polares o apolares.
- ✓ Las temperaturas de ebullición y de fusión, son relativamente bajas ($T < 400 \text{ }^\circ\text{C}$).
- ✓ No conducen la corriente eléctrica y son malos conductores del calor. Son aislantes
- ✓ Son blandos y no presentan resistencia mecánica
- ✓ Sus estados de agregación puede ser sólido, líquido o gaseosos

RESUMIENDO



Desafío 1: Qué tipo de enlace se forma entre:

a) átomos iguales de $Z=9$

b) el C y el H en el CH_4

c) el Bromo y el Hidrogeno.

Justifica tu respuesta y realice las estructuras de Lewis correspondientes.

Desafío 2: un átomo que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ¿Cuántos electrones debe ganar o perder este átomo para alcanzar el octeto?

ENLACES INTERMOLECULARES

Debido a la estructura de las moléculas, se producen fuerzas de atracción electrostática de distinta intensidad y las mantienen más o menos unidas, determinando las propiedades de las sustancias: estado de agregación, punto de ebullición, etc.

Las interacciones iónicas entre partes diferentes de una molécula grande mantienen las moléculas de importancia biológica con la conformación exacta que requieren para desempeñar funciones. Por ejemplo: en el ADN dos cadenas originan la estructura de hélice gracias a un gran número de interacciones iónicas.

Los enlaces intermoleculares pueden ser de dos tipos:

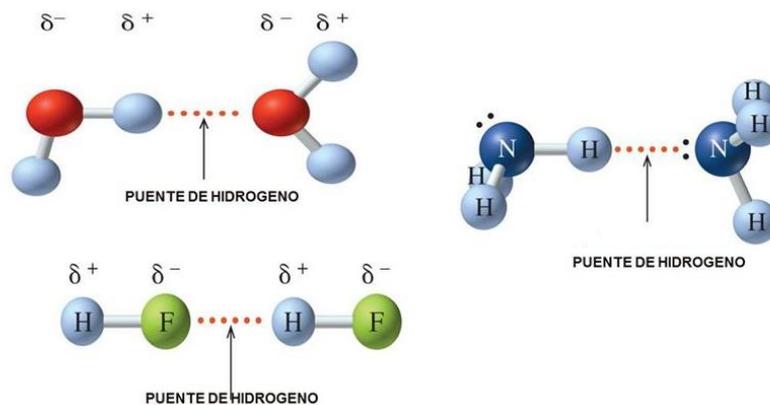
1-Enlace por puente de hidrógeno

2-Fuerzas de Van der Waals.

1-Enlace por puente de hidrógeno

Se forma entre moléculas polares que contenga un hidrógeno unido covalentemente a un átomo muy electronegativo, como el flúor, oxígeno o nitrógeno.

El enlace se forma debido al dipolo permanente de las moléculas, el átomo más electronegativo tiene $\delta(-)$, y los hidrógenos con $\delta(+)$. Las moléculas de agua se orientan: el polo con $\delta(-)$ atrae el polo con $\delta(+)$ de otra molécula vecina, formando un entramado que mantiene unidas las moléculas



Los enlaces puentes de hidrógeno tienen una tercera parte de la fuerza de los enlaces covalentes, pero influyen sobre las propiedades de las sustancias: puntos de fusión y ebullición en estructuras de cristal.

Los enlaces puentes de hidrógeno entre moléculas de agua tienen importancia para la vida. Los puentes originan otra propiedad poco común del agua: el agua líquida es más densa que el agua sólida, por ello el hielo flota.

La atracción puente de hidrógeno es muy importante en los sistemas biológicos. La estructura de macromoléculas como las proteínas y los ácidos nucleicos y, en consecuencia sus propiedades, dependen en buena medida de este tipo de atracción.

2-Fuerzas de Van der Waals.

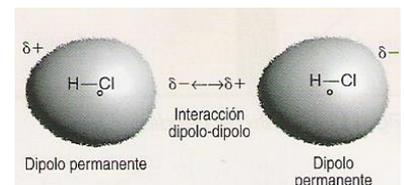
Se pueden distinguir los siguientes tipos:

- fuerzas dipolo-dipolo permanente
- fuerzas dipolo permanente - dipolo inducido
- fuerzas de dispersión
- fuerzas ion -dipolo permanente

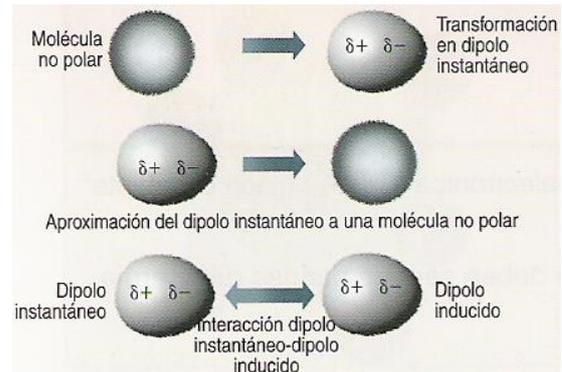
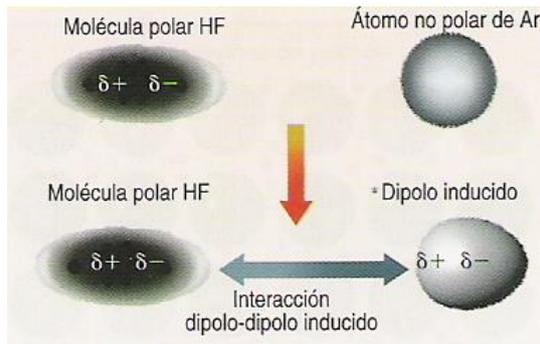
Fuerzas dipolo-dipolo (permanentes)

Las fuerzas dipolo - dipolo, sólo son efectivas a distancias muy cortas. Cuando **dos moléculas polares** se acercan una a la otra, tienden a alinearse en tal forma, que el extremo positivo de un dipolo está dirigido hacia el extremo negativo del otro. Cuando esto ocurre, hay una atracción electrostática entre los dos dipolos.

Esta es una atracción mucho más débil que la de un enlace intramolecular.



Fuerzas dipolo permanente-dipolo inducido.



Es posible que una **molécula polar**, al estar próxima a **una no polar**, induzca en ella un dipolo transitorio. La atracción dipolo inducido es una fuerza de atracción más débil que en el caso anterior. Esta fuerza desaparecerá en cuanto la molécula polarizada se desplace a otro lugar.

Fuerzas de dispersión o de London

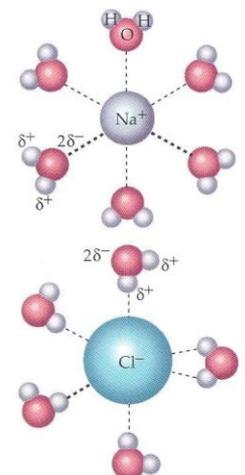
Se presentan en **moléculas apolares** en fase condensada, pero son muy débiles y, por tanto actúan especialmente en bajas temperaturas. En los gases nobles, y O_2 y CH_4 estas fuerzas son las responsables de su licuefacción.

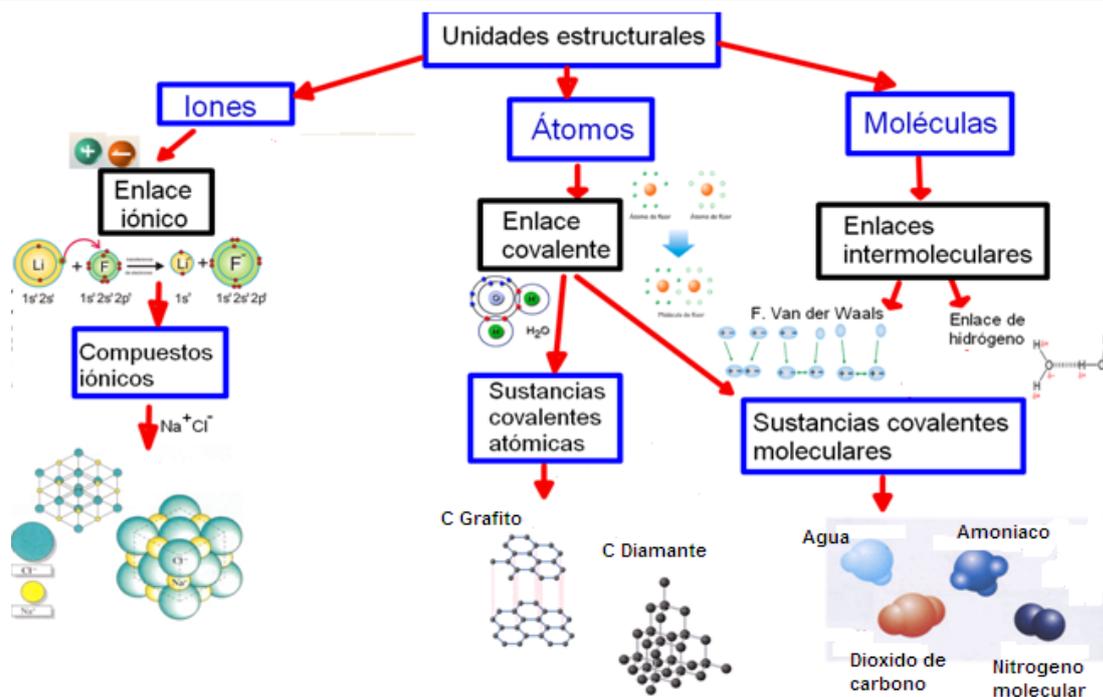
Estas fuerzas tienen su origen en la posibilidad que poseen las nubes electrónicas de las moléculas de formar dipolos inducidos no permanentes. Como la nube electrónica es móvil, por fracciones de segundo se distorsionan y dan lugar a pequeños dipolos que son atraídos o repelidos por los pequeños dipolos de las moléculas vecinas.

Fuerzas Ion - dipolo

Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas **covalentes polares**.

Así, el polo negativo de una molécula atrae al ion positivo y el polo positivo interactúa con el ion negativo: las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de cargas opuestas.





EJERCITACIÓN N° 5

1-Dados los siguientes compuestos: **Amoniaco (NH₃)**; **agua (H₂O)**; y usando la tabla de electronegatividades. Marque la opción **CORRECTA**:

- En el amoniaco la unión N-H es iónico.
- En el agua las uniones O-H son covalentes apolares.
- Solamente el agua pueden formar puentes de hidrogeno entre sus moléculas.
- El amoniaco y el agua tienen en su estructura 3 y 2 enlaces covalentes polares respectivamente.

Dato: Tabla de Electronegatividades

H						
2.2						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.6	1.8	2.5	3.0	3.4	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.3	1.6	1.9	2.2	2.6	3.2
K						Br
0.8						3.0
						I
						2.7

2-Analizando las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos: **metano (CH₄)** y **agua**. Marque la opción **INCORRECTA**:

- El metano tiene 4 enlaces covalentes polares.
- El agua tiene 2 enlaces covalentes polares.
- El agua y el metano no tienen pares libres de electrones.
- El oxígeno en el agua tiene 2 pares de electrones libres, no compartidos.

3-Dados los elementos X, Y y Z con números atómicos 8, 20 y 16 respectivamente. Marque la opción **INCORRECTA**:

- Entre X y Z la unión es covalente polar debido a que los dos son no metales.
- Entre Y y Z la unión es iónica ya que Y es un metal y el Z un no metal.
- Entre X y X se produce una unión covalente apolar es decir la $\Delta E_N = 0$
- Entre Z y X la unión es covalente polar debido a que Z es un no metal y X un metal.



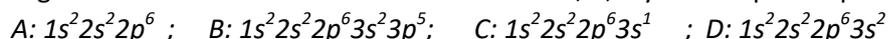
4-La unión covalente no polar tiene una diferencia de electronegatividad;

- a) Igual a cero
- b) Menor que cero
- c) Entre 0 y 2
- d) Mayor a 2

5-La unión de dos átomos se denomina covalente dativa cuando. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) El par de electrones compartidos es aportado por uno solo de los átomos
- b) Uno de los átomos transfiere sus electrones al otro
- c) La diferencia de electronegatividad de los dos átomos es mayor a 2
- d) Cada átomo aporta un par de electrones al enlace

6-Observen las configuraciones de los átomos de los elementos A, B, C y D. Marque la opción **INCORRECTA**:



- a) Los átomos de los elementos A y B difícilmente puedan formar un compuesto AB
- b) Los elementos C y D son metales representativos y forman enlaces covalentes apolar.
- c) El elemento A es un gas noble y difícilmente se combina con los demás.
- d) El elemento B se representa en la naturaleza formando una molécula diatómica.

7-Dadas las siguientes afirmaciones. Marque la opción **INCORRECTA**:

- a) La atracción puente de hidrógeno es muy importante en los sistemas biológicos.
- b) Las fuerzas dipolo - dipolo, sólo son efectivas a distancias muy cortas.
- c) En la fuerzas ion-dipolo los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas covalentes polares.
- d) Las fuerzas de London se pueden ver manifestadas en metales a alta temperatura

8-Cuando una sustancia está formada por átomos unidos iónicamente. Marque la opción **INCORRECTA**:

- a) Será dura y quebradiza
- b) Tendrá alto punto de fusión
- c) Conducirá la corriente en solución
- d) No se disocia fácilmente en solución

9-En el enlace covalente polar:

- a) Resulta de la cesión total de los electrones de enlace, de un átomo a otro.
- b) Resulta de compartir el par de electrones, con la misma intensidad, por ambos núcleos atómicos.
- c) Se origina, debido a la diferencia de electronegatividad de los átomos que participan del enlace covalente.
- d) Se origina, debido al Radio Atómico de los átomos que intervienen en el enlace.

10-¿A través de que partículas de la estructura atómica se conforma un enlace?

- a) De los electrones periféricos
- b) De los protones
- c) De los neutrones
- d) De los electrones del primer nivel de Energía

11-En la formación de enlaces iónicos, intervienen ciertas fuerzas:

- a) Fuerzas internucleulares



- b) Fuerzas magnéticas
- c) Fuerzas electrostáticas
- d) Puente de Hidrogeno

12-En el enlace covalente polar, el par de electrones compartido se encuentra. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Equidistante de los dos átomos
- b) Más cerca del átomo más electronegativo
- c) Más cerca del átomo menos electronegativo
- d) El átomo más electropositivo, entrega el par de electrones

13-De las siguientes especies químicas: N_2 , HCl , $NaCl$, H_2O , HF , NH_3 , K_2S , seleccione las que presentan:

- Enlace Iónico.....
- Enlace Covalente polar.....
- Enlace Covalente apolar.....
- Enlace Intermolecular Puente de hidrogeno.....
- Las que poseen mayor punto de fusión.....
- Las que son solubles en agua.....

14-Haciendo el diagrama de Lewis para el Dióxido de carbono, encontramos:

- a) Dos uniones covalentes simples.
- b) Dos uniones covalente doble
- c) Una unión covalente simple y una unión covalente dativa
- d) Una unión covalente simple y una unión covalente doble

15- Con respecto a las uniones intermoleculares. Marque la opción **INCORRECTA**:

- a) Las uniones puente de hidrógeno se forman entre moléculas polares que contienen uniones N-H, O-H y F-H.
- b) Las uniones dipolo –dipolo se producen entre cualquier molécula que sea polar.
- c) Las uniones dipolo permanente - dipolo inducido se presentan en una molécula polar cuando se aproxima a una molécula no polar, la induce en ella un dipolo transitorio.
- d) Las fuerzas de London se presentan en moléculas apolares en fase condensada, y son muy fuertes.

16- Las fuerzas de dispersión o de London se producen en:

- a) Moléculas covalentes polares.
- b) Una molécula polar, al estar próxima a una no polar.
- c) Moléculas apolares en fase condensada
- d) Dos moléculas polares cuando se acercan una a la otra

17.- Las electronegatividades del Oxígeno, Cloro y Magnesio son 3,5 ; 3 y 1,2, respectivamente. Los tipos de enlace más probables para el Cl_2 (gas), Cl_2O (gas) y $MgCl_2$ (sólido) serán, respectivamente:

- a) Covalente apolar- iónico- iónico
- b) Covalente polar- iónico- iónico
- c) Covalente apolar-covalente polar-iónico
- d) Covalente polar- iónico- covalente apolar

Unidad N°6

“Compuestos Inorgánicos I”

El pequeño número de elementos que forman nuestro mundo se combina para producir materia en una variedad de formas que parece ilimitada. Solo tenemos que mirar la vegetación, los animales, los paisajes, las telas, los materiales de construcción y otras cosas a nuestro alrededor para apreciar la hermosa variedad de materiales del mundo. Una parte de la química es el análisis: el descubrimiento de cuáles elementos se han combinado para formar una sustancia. Otro aspecto de la química es la síntesis: el proceso de combinación de elementos para producir compuestos o la conversión de un compuesto en otro. Si los elementos son el alfabeto de la química, entonces los compuestos son sus obras, sus poemas y sus novelas.

¿Qué son los compuestos?

Un compuesto es una sustancia eléctricamente neutra que consiste en dos o más elementos diferentes con sus átomos presentes en una proporción definida.

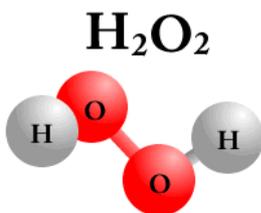
- ✓ Un **compuesto binario** consiste solo en dos elementos.

Por ejemplo, el agua es un compuesto binario, de hidrógeno y oxígeno, con dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.



Cualquiera sea el origen del agua, tiene exactamente la misma composición; es más, una sustancia con una relación diferente de átomos no podría ser agua.

Por ejemplo, el agua oxigenada (H_2O_2) tiene un átomo de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.



Los químicos dieron un gran paso cuando notaron por primera vez esta invariancia de la composición, debido a que indicaba un orden subyacente en la naturaleza. Ellos resumieron la observación como la *ley de la composición constante*. Esta ley fue importante en la búsqueda histórica de comprensión de la materia, dado que les sugirió a los químicos que los compuestos consistían en combinaciones específicas de átomos.

Los compuestos se clasifican como orgánicos o inorgánicos. Los compuestos orgánicos contienen el elemento carbono y por lo general también Hidrógeno. Incluyen combustibles como metano y propano, azúcares como glucosa y sacarosa y la mayoría de los medicamentos. Millones de otras sustancias también son compuestos orgánicos y cada año se sintetizan, identifican e informan miles de otras nuevas. Estos compuestos se denominan orgánicos debido a que alguna vez se consideró, en forma incorrecta, que podrían ser formados solo por organismos vivos. Los compuestos inorgánicos son todos los otros compuestos; incluyen el agua, el sulfato de calcio, el amoníaco, la sílice, ácido clorhídrico y muchos más. Además, algunos compuestos muy simples de carbono, en particular el dióxido de carbono y los carbonatos, que incluyen la tiza (carbonato de calcio), son tratados como compuestos inorgánicos.

En un compuesto, los elementos no están simplemente mezclados. Sus átomos están, en realidad unidos o enlazados entre sí de una manera específica. El resultado es una sustancia con propiedades químicas y físicas diferentes de las que tienen los elementos que la formaron.

Por ejemplo, cuando el azufre se inflama en el aire, se combina con el oxígeno del aire para formar el compuesto dióxido de azufre. El azufre amarillo sólido y el gas inodoro oxígeno producen un gas incoloro, cáustico y venenoso.

Los químicos encontraron que los átomos pueden unirse para formar moléculas o pueden estar presentes en compuestos como iones:

Una molécula es un grupo separado de átomos unidos en un ordenamiento específico.

Los compuestos son combinaciones de elementos en las cuales los átomos de los diferentes elementos están presentes en una relación constante y característica.

ESCRITURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

La unidad fundamental que representa y constituye un compuesto químico es la molécula, siendo ésta una agrupación de átomos, que se escribe con una fórmula.

Una fórmula es una expresión escrita que nos indica la composición cualitativa y cuantitativa de las sustancias (simples o compuestas). Cada fórmula es una expresión formada por una combinación de símbolos y números (subíndice).



-Los **símbolos** nos indicarán cuales son los elementos químicos que constituyen la fórmula de un determinado compuesto.

-Los **subíndices** se colocan debajo de cada símbolo (de allí su nombre de subíndice), y nos indica la **cantidad** de cada átomo presente en dicha fórmula. Cuando el subíndice no figura escrito, se sobreentiende que es uno.

MOLECULA:

Es la porción más pequeña de una sustancia pura simple molecular o sustancia pura compuesta con existencia estable individual. **H₂O, Cl₂, CO₂, S₈**

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Los químicos han utilizado para nombrar algunos compuestos nombres triviales (agua, amoníaco), pero en realidad, si todos los compuestos tuvieran nombres triviales deberíamos aprendernos millones de nombres. Para nombrar los compuestos, los químicos seguimos las normas de lo que se conoce como IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). A través de estas normas, nos aseguramos de que todos nos comuniquemos en el mismo "idioma".

En este capítulo, nos referiremos a las reglas que se utilizan para nombrar a los compuestos inorgánicos.

Entre las nomenclaturas que se aceptan, se verán las tres más usadas: **la nomenclatura por atomicidad, la nomenclatura por Numeral de Stock y la nomenclatura tradicional.**

1-NOMENCLATURA POR ATOMICIDAD: Para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión.

Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: **mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), enea (nueve), deca (diez) y así sucesivamente.**



2-NOMENCLATURA POR NUMERAL DE STOCK: se nombra el compuesto en cuestión y en caso de que tenga más de un número de oxidación, se agrega el **número de oxidación** (sin poner el signo) al final del nombre **entre paréntesis y en número romano**.

3-NOMENCLATURA TRADICIONAL: Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- Para elementos con un único estado de oxidación: no se agregan sufijos, o se agregará el sufijo **ico**.
- Para elementos con dos estados de oxidación: para el **menor estado** se agregará el sufijo **oso**, mientras que para el **mayor** el sufijo **ico**.
- Para elementos con tres estados de oxidación: para el **menor estado** se agregará el prefijo **hipo** seguido del **sufijo oso**, para el **estado de oxidación intermedio** se utilizará el sufijo **oso**, mientras que para el **mayor** se agregará el sufijo **ico**.
- Para elementos con cuatro estados de oxidación: para el **menor estado** se agregará el **prefijo hipo** seguido del **sufijo oso**, para el siguiente se utilizará el **sufijo oso**, para el que sigue luego se agregará el **sufijo ico**, mientras que para el **mayor** se agregará el prefijo **per** seguido del **sufijo ico**.

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS:

1- COMPUESTOS BINARIOS: son los que están formados por dos tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- Combinaciones de oxígeno (óxidos básicos, óxidos ácidos, peróxidos)
- Combinaciones con hidrógeno (hidruros, hidrácidos)
- Compuestos binarios de metal - no metal. Urosales o Sales neutras

2- COMPUESTOS TERNARIOS: son los que están formados por tres tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- Hidróxidos
- Oxácidos
- Oxisales o sales neutras

3- COMPUESTOS CUATERNARIOS: son los que están formados por cuatro tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo:

- Sales ácidas
- Sales básicas

Número de oxidación: Nox

Es el estado del átomo cuando forma iones (cationes o aniones), es decir, es el número de cargas positivas de los cationes o negativas de los aniones que se coloca como supraíndice a la derecha del símbolo del elemento.

Hay elementos con un número de oxidación

Símbolo	Nombre del catión
Na ⁺	Catión Sodio
Ca ²⁺	Catión Calcio
Al ³⁺	Catión Aluminio

Símbolo	Nombre del anión
Cl^-	Anión Cloruro
O^{2-}	Anión Óxido
N^{3-}	Anión Nitruro

Hay elementos que tienen más de un número de oxidación:

Símbolo	Nombre del catión
Fe^{2+}	Catión Ferroso
Fe^{3+}	Catión Férrico
S^{4+}	Catión Sulfuroso
S^{6+}	Catión Sulfúrico

También podemos encontrar cationes y aniones formados por más de un átomo:

Símbolo	Nombre del anión
NO_3^-	Anión Nitrato
NO_2^-	Anión Nitrito
SO_4^{2-}	Anión Sulfato
SO_3^{2-}	Anión Sulfito

Símbolo	Nombre del catión
NH_4^+	Catión Amonio

NOMBRES DE CATIONES

El nombre de un catión monoatómico es el mismo del elemento que lo forma, con el agregado de la palabra ión, como en el ión sodio para el Na^+ . Cuando un elemento puede formar más de una clase de catión, como Cu^+ y Cu^{2+} a partir del cobre, se nombran de acuerdo a la nomenclatura que se utilice:

Numeral de Stock: Se utiliza el número de oxidación, la carga del catión, escrito como número romano en paréntesis luego del nombre del elemento.

Así, Cu^+ es un ión cobre (I) y Cu^{2+} es el ión cobre (II). De manera similar, Fe^{2+} es un ión hierro (II) y Fe^{3+} es el ión hierro (III). La mayoría de los metales de transición forma más de una clase de ión; por eso, a menos que se brinde otra información, es necesario incluir el número de oxidación en los nombres de sus compuestos.

Tradicional: Se utiliza las terminaciones –oso e –ico para los iones con cargas más bajas y más altas, respectivamente. En algunos casos estas terminaciones se agregaron a la forma latina del nombre del elemento. Así, Fe^{2+} se denomina ion ferroso y Fe^{3+} se denomina ion férrico. En este texto se utiliza los dos sistemas.

El nombre de un catión monoatómico es el nombre del elemento más la palabra ión; en el caso de los elementos que pueden formar más de un tipo de catión, se incluye el número de oxidación, un número romano que indica la carga (Numeral de Stock) o la terminaciones –oso e –ico (Tradicional).

Cationes metálicos

1+	2+	3+	4+
Na ¹⁺ Sodio	Co ²⁺ Cobaltoso	Co ³⁺ Cobáltico	Pb ⁴⁺ Plúmbico
Li ¹⁺ Litio	Fe ²⁺ Ferroso	Fe ³⁺ Férrico	Sn ⁴⁺ Estannico
K ¹⁺ Potasio	Ni ²⁺ Niqueloso	Ni ³⁺ Niquélico	Pt ⁴⁺ Platinico
Au ¹⁺ Auroso	Ca ²⁺ Calcio	Au ³⁺ Áurico	
Ag ¹⁺ Plata	Sn ²⁺ Estañoso	Al ³⁺ Aluminio	
Cu ¹⁺ Cuproso	Cu ²⁺ Cúprico		
Hg ¹⁺ Mercurioso	Hg ²⁺ Mercúrico		
	Pb ²⁺ Plumboso		
	Sr ²⁺ Estroncio		
	Mg ²⁺ Magnesio		
	Ba ²⁺ Bario		
	Zn ²⁺ Zinc		

Cationes no metálicos

1+	3+	4+	5+	6+	7+
Cl ¹⁺ Hipocloroso	Cl ³⁺ Cloroso	C ⁴⁺ Carbónico	Cl ⁵⁺ Clórico	S ⁶⁺ Sulfúrico	Cl ⁷⁺ Perclórico
Br ¹⁺ Hipobromoso	Br ³⁺ Bromoso	S ⁴⁺ Sulfuroso	Br ⁵⁺ Brómico	Mn ⁶⁺ Manganico	Br ⁷⁺ Perbromico
I ¹⁺ Hipoyodoso	I ³⁺ Yodoso		I ⁵⁺ Yódico		I ⁷⁺ Peryodico
2+	P ³⁺ Fosforoso		N ⁵⁺ Nítrico		Mn ⁷⁺ Permangánico
C ²⁺ Carbonoso	N ³⁺ Nitroso				

NOMBRES DE ANIONES

Los **aniones monoatómicos**, como el ion S²⁻ y el ion O²⁻, se nombran por el agregado del sufijo -uro o -ido y la palabra ión a la primera parte del nombre del elemento (la "raíz" de su nombre), como se muestra en la lista de aniones en el cuadro. Así, S²⁻ es el ión **sulfuro** y O²⁻ el ión **óxido**. Los iones formados por los halógenos se denominan colectivamente iones haluro y comprenden los iones fluoruro (F⁻), cloruro (Cl⁻), bromuro (Br⁻) y yoduro (I⁻).

Los **iones poliatómicos** incluyen los **oxaniones**, que son los iones que **contienen oxígeno**.

- ✓ Si solo existe un oxoanión de un elemento, su nombre se forma por el agregado del sufijo **-ato** a la raíz del nombre del elemento, como en el ión **carbonato**, CO₃²⁻.
- ✓ Algunos elementos pueden formar dos tipos de oxoaniones, con diferentes números de átomos de oxígeno, de modo que necesitamos nombres que los distinguan.

Por ejemplo, el nitrógeno, forma tanto NO₂⁻ como NO₃⁻. En estos casos, al ión con el **número más grande de átomos de oxígeno** se le coloca el **sufijo -ato** y al que tiene un **número más pequeño de átomos de oxígeno** se le coloca el **sufijo -ito**. Por lo tanto, NO₃⁻ nitrato y NO₂⁻ es nitrito.

Algunos elementos —en particular los halógenos— forman más de dos clases de aniones.

- ✓ El nombre del **oxoanion con el número más pequeño de átomos de oxígeno** es formado por el agregado del **prefijo hipo-** a la forma **-ito** del nombre, como el ión hipoclorito, ClO⁻. El **oxoanion con**



más átomos de oxígeno que el oxoanión *-ato* se denomina con el **prefijo per-** agregado a la **forma -ato** del nombre. Un ejemplo es el ión perclorato ClO_4^- .

Los nombres de aniones monoatómicos terminan en -ido o -uro. Los oxoaniones son aniones que contienen oxígeno. El sufijo -ato indica un número mayor de átomos de oxígeno que el sufijo -ito dentro de la misma serie de oxoaniones.

Aniones "ATOS"			
Nox: 1-	Nox: 2-	Nox: 3-	Nox: 4-
ClO_4^{1-} Perclorato	CO_3^{2-} Carbonato	PO_4^{3-} Ortofosfato	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ Pirofosfato
BrO_4^{1-} Perbromato	CrO_4^{2-} Cromato		
IO_4^{1-} Peryodato	MnO_4^{2-} Manganato		
ClO_3^{1-} Clorato	SO_4^{2-} Sulfato		
BrO_3^{1-} Bromato			
IO_3^{1-} Yodato			
NO_3^{1-} Nitrato			
MnO_4^{1-} Permanganato			
Aniones "ITOS"			
ClO_2^{1-} Clorito	MnO_3^{2-} Manganito	PO_3^{3-} Ortofosfito	$\text{P}_2\text{O}_5^{4-}$ Pirofosfito
BrO_2^{1-} Bromito	SO_3^{2-} Sulfito		
IO_2^{1-} Yodito			
ClO^{1-} Hipoclorito			
BrO^{1-} Hipobromito			
IO^{1-} Hipoyodito			
NO_2^{1-} Nitrito			
Aniones "UROS"			
F^{1-} Fluoruro	S^{2-} Sulfuro		
Cl^{1-} Cloruro			
I^{1-} yoduro			
Br^{1-} Bromuro			
CN^{1-} Cianuro			

MÉTODO DEL ENSAMBLE

En la formulación de los compuestos inorgánicos, los números de oxidación de los iones (en valor absoluto, es decir, sin considerar el signo) se intercambian entre ellos y se escriben como subíndices. Siempre que sea posible se simplifican los subíndices y el subíndice 1 no se escribe. El elemento menos electronegativo (Cation) se indica a la izquierda, este método por el cual se pueden formular los compuestos se denomina **MÉTODO DE ENSAMBLE**. Un compuesto estará correctamente formulado si la suma de los estados de oxidación es cero. El método de ensamble se utiliza para la formación de compuestos inorgánicos, y este consta de 4 pasos a seguir:

1-Escribir el símbolo del catión a la izquierda y el símbolo del anión a la derecha con sus respectivos números de oxidación.

2- Intercambiar números de oxidación sin signo: el número de oxidación del catión pasa a ser subíndice del anión; y el número de oxidación del anión pasa a ser subíndice del catión. Colocar paréntesis si es necesario.

3- Solo cuando sea posible simplificar los subíndices generados en el paso 2.

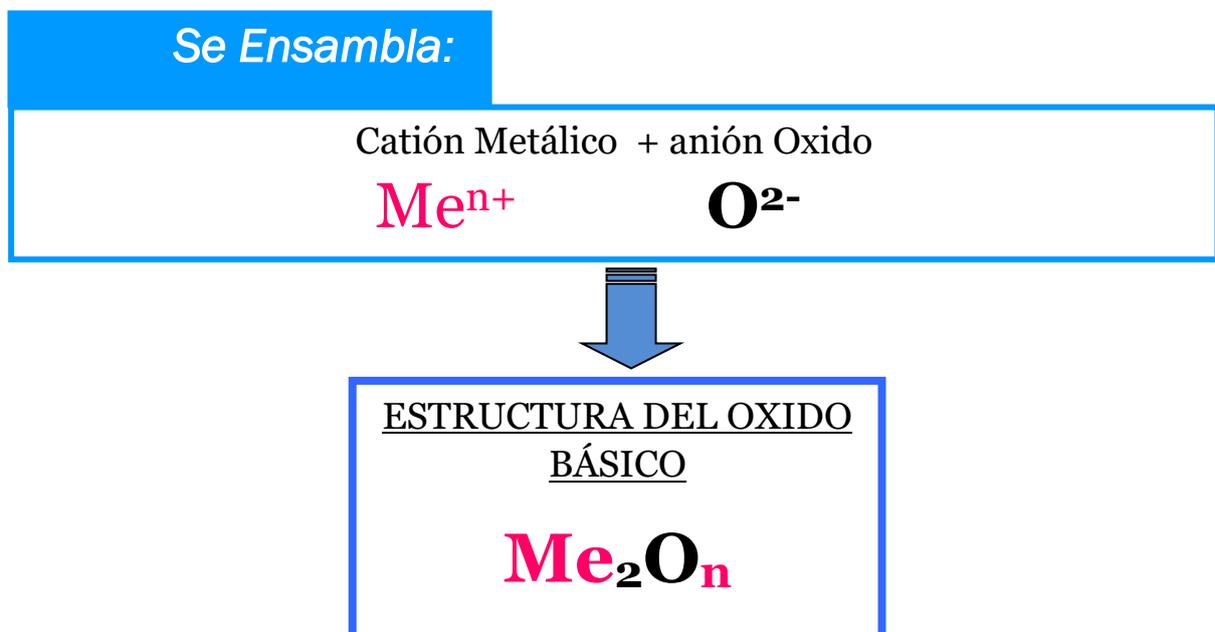
4-Escribir la fórmula química como quedó definitivamente y verificar que el compuesto sea eléctricamente neutro.

COMBINACIONES BINARIAS DEL OXIGENO

Los óxidos son combinaciones binarias del oxígeno en estado de oxidación -2 con otros elementos.

1-Formación de Óxidos Básicos

La fórmula de un Oxido Básico se escribe ensamblando el catión Metálico en primer lugar, seguido por el anión Oxido como se muestra en el siguiente esquema:



Escribir y nombrar la fórmula del oxido:

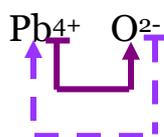
El plomo tiene dos números de oxidación: Pb^{2+} y Pb^{4+} , por lo tanto puede formar dos óxidos distintos.

✓ El Catión Pb^{4+}

1- Escribir los símbolos del catión Pb^{4+} y del anión oxido:



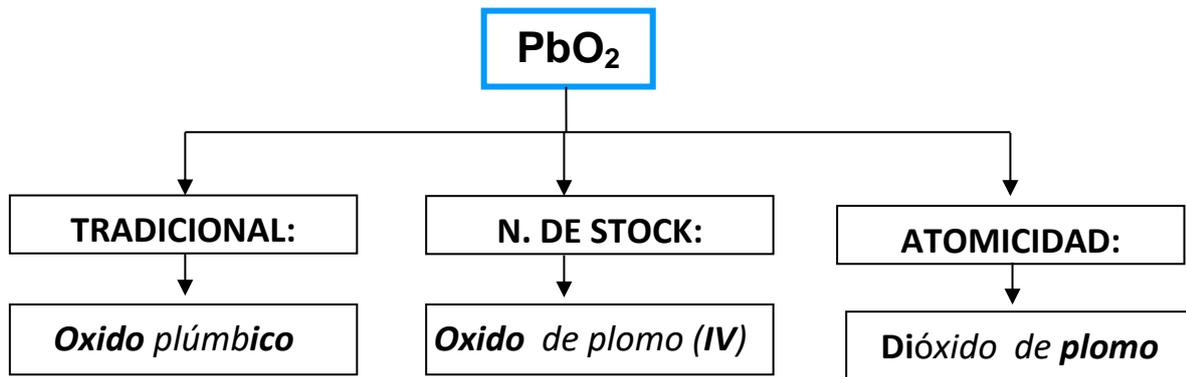
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso sí es posible y se dividen ambos subíndices por dos:

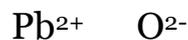


4- Escribir la fórmula química. Después de simplificar se escribe la fórmula química del óxido que queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.

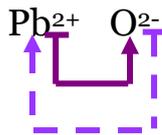


✓ El Cation Pb²⁺

1- Escribir los símbolos del catión Pb²⁺ correspondiente y del anión oxido:



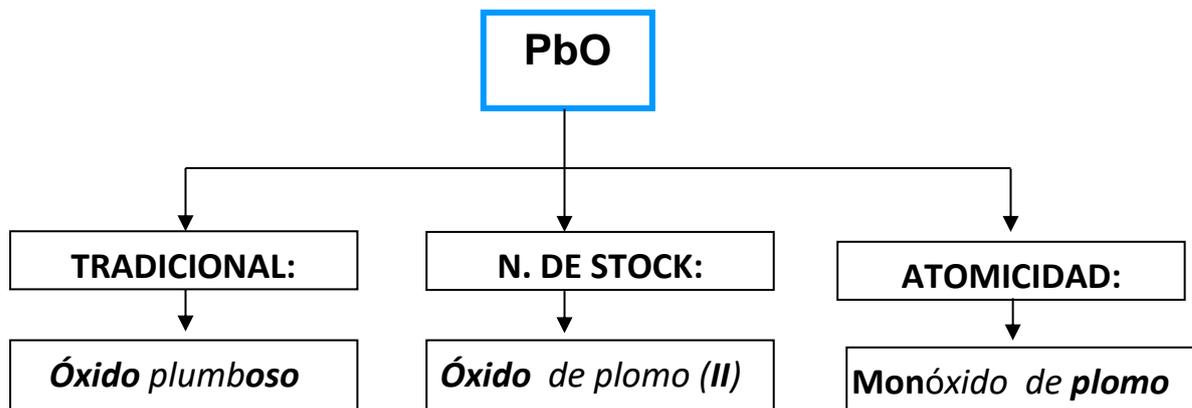
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso sí es posible y se divide ambos subíndices por dos:



4- Escribir la fórmula química. Después de simplificar se escribe la fórmula química del óxido que queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



Desafío 1: ¿Qué óxido básico forma el hierro con el oxígeno cuando el hierro actúa con estado de oxidación 2+? Nombrarlos por las tres nomenclaturas.

Desafío 2: ¿Cómo se escriba la fórmula del óxido básico del estroncio? Nombrarlos por las tres nomenclaturas.

Desafío 3: ¿Cómo se escriben y nombran los óxidos del cobre?

Desafío 4: Formule y nombren los óxidos de los elementos del periodo 3

CÓMO NOMBRAR LOS COMPUESTOS

Procedimiento

Paso 1: Identificar el catión y el anión. Para determinar el número de oxidación del catión, decidir cuál es la carga del catión teniendo en cuenta que el anión oxido tiene número de oxidación 2- y podría haberse simplificado con el número de oxidación original del catión.

Paso 2: Nombrar el catión. El metal puede tener más de un número de oxidación.

Ejercicio de muestra: Nombrar los óxidos básicos por la nomenclatura Numeral de Stock: (a) Co_2O_3 y (b) BaO .

SOLUCIÓN

	(a) Co_2O_3	(b) BaO
Paso 1: identificar el catión y el anión. Recordar que los números de oxidación del anión y del catión en el compuesto se encuentran como subíndices que han sido intercambiados y que podrían haberse simplificado.	$\text{Co}^{3+} \text{O}^{2-}$	$\text{Ba}^{2+} \text{O}^{2-}$
Paso 2: Nombre el catión, si la nomenclatura es la tradicional se termina enico si esta con el mayor número de oxidación o en ...oso si esta con el menor.	Cación cobáltico	Cación bario
Paso 3: Nombre el anión (Oxido) primero y luego el catión	Óxido cobaltico	Óxido de bario



Desafío 5: Nombrar los siguientes compuestos por Numeral de Stock

(a) ZnO ; (b) Al_2O_3 ; (c) Au_2O

Desafío 6: ¿Cómo se nombrarían los siguientes óxidos por la nomenclatura tradicional?

(a) PtO ; (b) Au_2O_3 ; (c) Ag_2O

Desafío 7: ¿Te animas a nombrar los óxidos dados en el **Desafío 5** y **6** con la Nomenclatura de atomicidad?

2-Formación de Óxidos Ácidos

La fórmula de un Oxido Ácido se escribe ensamblando el catión No Metálico en primer lugar, seguido por el anión Oxido como se muestra en el siguiente esquema:

Se Ensambla:

Catión No Metálico + anión Oxido



ESTRUCTURA DEL OXIDO

ACIDO



Escribir y nombrar la fórmulas del oxido:

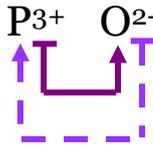
El fosforo tiene dos números de oxidación: P^{3+} y P^{5+} , es por ello que puede formar dos óxidos diferentes:

✓ El Cation P^{3+}

1- Escribir los símbolos del catión correspondiente y del anión oxido:



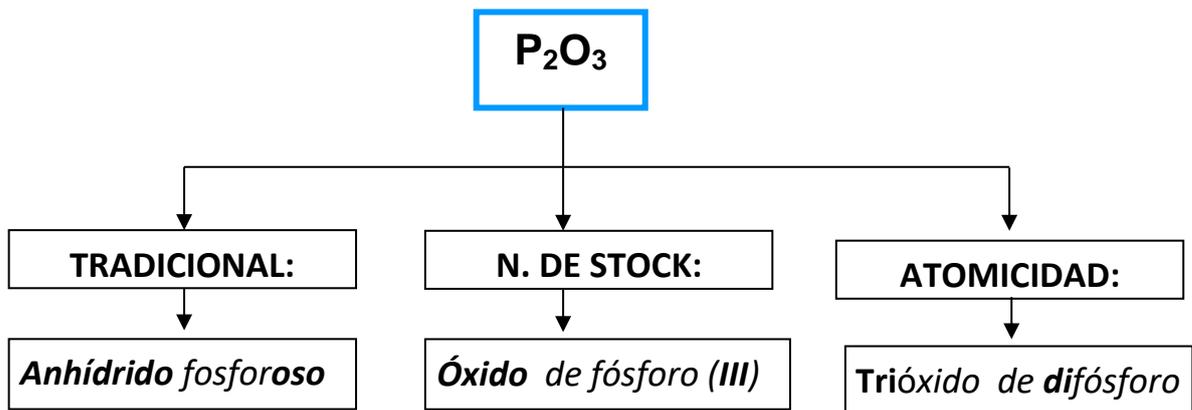
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso NO ES POSIBLE SIMPLIFICAR:



4- Escribir la fórmula química. Se escribe la fórmula del óxido como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.

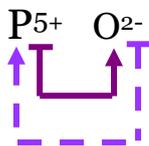


✓ El Cation P^{5+}

1- Escribir los símbolos del catión correspondiente y del anión oxido:



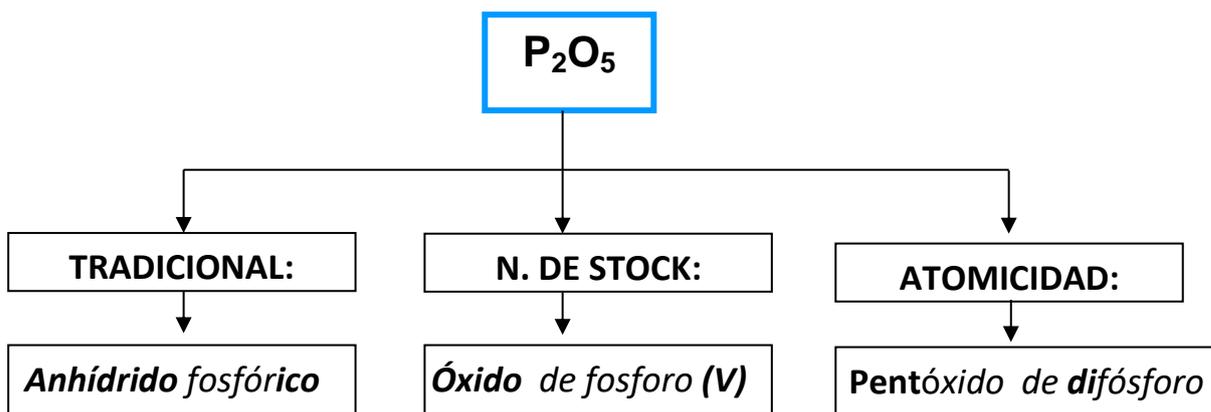
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso NO ES POSIBLE SIMPLIFICAR:



4- Escribir la fórmula química. Se escribe la fórmula del óxido como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



CASOS ESPECIALES

El cromo (Cr) y el manganeso (Mn) como elementos (con número de oxidación cero) tienen propiedades metálicas; pero:

- *cuando actúan con sus mayores números de oxidación (+6 y +7 para Mn y +6 para Cr), poseen carácter no metálico, formando óxidos ácidos y los ácidos oxácidos correspondientes.*
- (+6) MnO₃ - anhídrido mangánico, (+7) Mn₂O₇ - anhídrido permangánico, (+6) CrO₃ - anhídrido crómico
- *cuando actúan con sus menores números de oxidación (+2 y +3) poseen carácter metálico, formando óxidos básicos.*
- *Con número de oxidación +4 forma MnO₂ de carácter anfótero.*



Desafío 1: El anhídrido sulfuroso es uno de los conservantes con una mayor tradición en su utilización. Los siguientes alimentos procesados podrían contenerlo: jugos de fruta, mermeladas, vinagres, vino, etc. ¿Cómo escribirías la fórmula del anhídrido sulfuroso? ¿Te animas a nombrarlo por la nomenclatura de Atomicidad?

Desafío 2: El vino es una bebida obtenida de la uva mediante la fermentación alcohólica de su mosto o zumo. La fermentación se produce por la acción metabólica de levaduras que transforman los azúcares del fruto en alcohol etílico y gas en forma de anhídrido carbónico. Escribir la fórmula del compuesto subrayado y nombrarlo con las nomenclaturas que faltan.

Desafío 3: ¿Cómo se nombrarían los siguientes óxidos por las tres nomenclaturas?
(a) Cl₂O ; (b) SiO₂ ; (c) N₂O₅ ; (d) CO ; (e) SO₃ ; (f) Br₂O₅

3-Formación de Peróxidos

Los peróxidos son compuestos oxigenados formados por **Hidrogeno ó Metal** (generalmente **alcalino o alcalino-térreo**) y oxígeno, donde el grupo peróxido está dado por el ión O₂²⁻, donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.

Se Ensambla:

Catión Metálico o H + anión Peróxido



ESTRUCTURA DEL OXIDO
BÁSICO

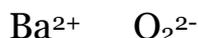


Escribir y nombrar la fórmula del peróxido:

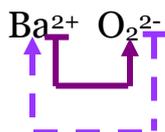
El bario tiene número de oxidación 2+, es un metal alcalino terreo que puede formar un peróxido.

✓ El Cation Ba^{2+}

1- Escribir los símbolos del catión Ba^{2+} y del anión peróxido:



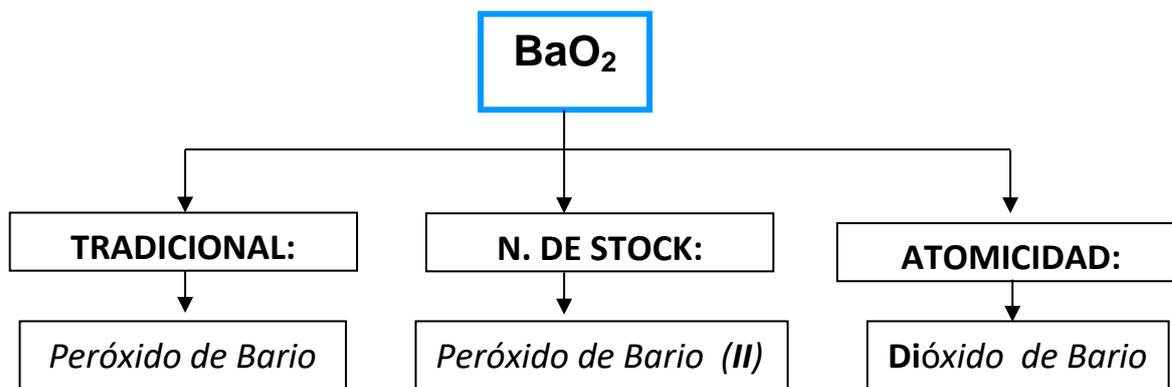
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso sí es posible y se dividen ambos subíndices por dos:



4- Escribir la fórmula química. Después de simplificar se escribe la fórmula química del peróxido que queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



Desafío 1: Los peróxidos de metales alcalinotérreos tienen pequeñas aplicaciones en el campo industrial, y los de calcio, magnesio y zinc se utilizan para la preparación de productos farmacéuticos. Escriba y nombre (Nomenclatura Tradicional) los peróxidos de calcio, magnesio y zinc.

Desafío 2: El peróxido de hidrógeno es uno de los desinfectantes más utilizados, actúa provocando la pérdida de la función de las proteínas bacterianas, además ataca la membrana celular, el ADN y otros componentes teniendo todo ello como consecuencia la muerte celular ¿Te animas a escribir la fórmula del peróxido del hidrógeno?

Desafío 3: El Na_2O_2 polvo amarillo claro se usa como agente de la generación del oxígeno. Se aplica en exploración submarina, rescate minero, lucha del fuego, navegación y medicina submarinas. ¿Cómo se nombra el compuesto subrayado según las tres nomenclaturas que conoce?

EJERCITACIÓN N°6

1- En relación al compuesto Mn_2O_7 , se nombre según la nomenclatura de atomicidad. Marque la opción **CORRECTA:**

- a) Óxido permangánico
- b) Anhídrido de manganeso (VII)
- c) Heptóxido de dimanganeso
- d) Óxido permangánico (VII)



2- Según la **nomenclatura Tradicional, Numeral de Stock y Atomicidad** respectivamente, el compuesto Cu_2O_3 se nombra. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Óxido de cobre, óxido de cobre (III), Trióxido de dicobre
- b) Óxido cúprico, óxido de cobre (I), monóxido de cobre
- c) Oxido cuproso, oxido de cobre (I), monóxido de dicobre.
- d) Óxido cúprico, óxido de cobre (III), Trióxido de dicobre

3- El siguiente grupo de compuestos, CaO , SO_2 y Na_2O_2 se llama, según la **nomenclatura Tradicional**:

- a) Óxido de Calcio, Dióxido de azufre, Óxido de sodio.
- b) Monóxido de calcio, Anhídrido sulfuroso, dióxido de disodio.
- c) Óxido de calcio, anhídrido sulfuroso, peróxido de sodio
- d) Monóxido de calcio, Anhídrido sulfuroso, dióxido de sodio.

4- La fórmula del óxido de nitrógeno (III) es:

- a) N_3O
- b) N_2O_3
- c) N_3O_2
- d) NO_3

5- La fórmula del anhídrido fosfórico es:

- a) P_2O_3
- b) PO_5
- c) P_2O_5
- d) P_3O_2

6- Dado el siguiente compuesto MgO , su nombre según la nomenclatura tradicional es:

- a) Óxido de manganeso
- b) Monóxido de monomagnesio
- c) Óxido de magnesio
- d) Óxido de magnesio (II)

7- Marque la opción **CORRECTA**:

- a) De la combinación de uno o más elementos se originan las sustancias compuestas.
- b) Para nombrar un oxido sea ácido o básico la terminación siempre es ico.
- c) Cuando se formulan los compuestos químicos por el método de ensamble siempre se debe simplificar.
- d) Cuando se escribe la fórmula del compuesto siempre se escribe primero el catión y después el anión.

8- Cuando un elemento puede formar más de una clase de catión, se nombran. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Según la nomenclatura tradicional con las terminaciones –oso e –ico para los iones con cargas más bajas y más altas, respectivamente.
- b) Según la nomenclatura numeral de stock con un número romano entre paréntesis, que indica la carga.
- c) Según la nomenclatura numeral de stock con el nombre del elemento más la palabra ion.
- d) Según la nomenclatura tradicional con las terminaciones –oso e –ico para los iones con cargas más altas y más bajas, respectivamente.



10- Según la clasificación de los compuestos químicos inorgánicos podemos decir que: Marque la opción

INCORRECTA:

- a) Los que están formados por dos tipos de elementos diferentes, se denominan binarios
- b) los que están formados por tres tipos de elementos diferentes, se denominan ternarios.
- c) Son ejemplo de compuestos ternarios los hidróxidos, los ácidos y las oxisales.
- d) Los que están formados por tres tipos de elementos diferentes, se denominan cuaternarios.

11- Para nombrar a los compuestos inorgánicos se usan tres nomenclaturas. Marque la opción **CORRECTA:**

- a) Por atomicidad, la cual utiliza prefijos que indican la atomicidad de las moléculas que forman el compuesto.
- b) Por numeral de stock, la cual para nombrar el compuesto siempre se utiliza un número romano para indicar el número de oxidación.
- c) La tradicional, que utiliza prefijos y sufijos según corresponda para especificar el número de oxidación del átomo central.
- d) En la tradicional si el elemento tiene dos estados de oxidación el menor se le agrega el prefijo oso y al mayor el sufijo ico.

12- Según la **nomenclatura Tradicional y Atomicidad** respectivamente, el compuesto PtO_2 se nombra. Marque la opción **INCORRECTA:**

- a) Óxido de plata, dióxido de plata.
- b) Óxido platinico, óxido de platino (IV)
- c) Óxido platoso, dióxido de platino (IV).
- d) Óxido platinico, dióxido de platino.

13- El siguiente grupo de compuestos, H_2O_2 , CO_2 y K_2O se clasifican según su estructura en. Marque la opción **CORRECTA:**

- a) peróxido, óxido, anhídrido.
- b) peróxido, anhídrido, óxido ácido.
- c) peróxido, óxido, óxido ácido.
- d) peróxido, óxido ácido, óxido básico.

14- La fórmula del óxido de cromo (VI) es:

- a) Cr_3O
- b) Cr_2O_6
- c) Cr_2O_3
- d) CrO_3

15- La fórmula del peróxido de bario es:

- a) BaO
- b) Ba_2O
- c) Ba_2O_2
- d) BaO_2

16.- A partir de los compuestos P_2O_3 y PbO , marque la opción **CORRECTA.**

- a) ambos son óxidos básicos
- b) sus nombres son Óxido de Plata (III) y Óxido de Plomo (II)
- c) el Fósforo está con Nox +3 y la Plata con Nox +1
- d) ambos nombres en nomenclatura tradicional tienen terminación OSO



17- Completar el siguiente cuadro y nombrar los productos con nomenclatura Tradicional.

CATIONES					
Anión	Na ⁺	Zn ²⁺	S ⁴⁺	C ⁴⁺	Fe ³⁺
O ²⁻					
Tipo de Óxido					
Nombre					

17- Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos.

- Óxido de aluminio
- Óxido de plomo (IV)
- Anhídrido bromoso
- Óxido níquelico
- Óxido estánnico
- Óxido de oro (III)
- Anhídrido clórico
- Dióxido de carbono
- Óxido de yodo (VII)
- Óxido de manganeso (VI)
- Peróxido de sodio
- Anhídrido sulfuroso
- Óxido cúprico

18- Escribir los nombres por nomenclatura tradicional y numeral de stock de los siguientes compuestos.

- CoO
- Cl₂O₃
- Br₂O₇
- N₂O₅
- Ni₂O₃
- Au₂O
- Li₂O
- Cr₂O₃
- K₂O

Unidad Nº 7

“Compuestos Inorgánicos II”

COMBINACIONES BINARIAS Y TERNARIAS

En esta unidad se verá la formación de compuestos binarios: hidrácidos y urosales y compuestos ternarios como los hidróxidos, oxácidos y oxisales.

1-Formacion de hidrácidos

Un hidrácido es un ácido inorgánico que tiene una fórmula característica que comienzan con **H** pero a diferencia de los oxácidos no terminan en **O**. **Los hidrácidos NUNCA contienen oxígeno en su fórmula.**

Los HIDRACIDOS se formulan colocando de izquierda a derecha, **Hidrógeno - No metal**. En estos compuestos, el **Hidrogeno** actúa con estado de oxidación **+1**, y el **anión** (que contiene el **no metal**) terminado en **URO** aporta la parte negativa.

Se Ensambla:



ESTRUCTURA DEL OXACIDO



Los hidrácidos se pueden formular a partir de los ANIONES terminados en URO. Los hidrácidos terminados en - **hídrico** provienen de los uroaniones terminados en **-URO**.

Terminación del anión		Terminación del ácido
URO	se cambia por ←————→	HIDRICO

Escribir y nombrar la fórmula del HIDRACIDO del azufre:

El azufre puede formar un solo uroanion: sulfuro (S²⁻)

✓ El Anión sulfuro: S²⁻

1- Escribir los símbolos del catión H⁺ y del anión sulfuro S²⁻ :



3- **Intercambiar números de oxidación:** Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.

4-

Escribir y nombrar las fórmulas del hidróxido:

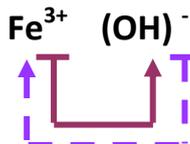
El hierro tiene dos números de oxidación: Fe^{3+} y Fe^{2+} , puede formar dos hidróxidos distintos

✓ **El Cation Fe^{3+}**

1: **Escribir los símbolos** del catión Fe^{3+} y del anión hidróxido (OH^-):



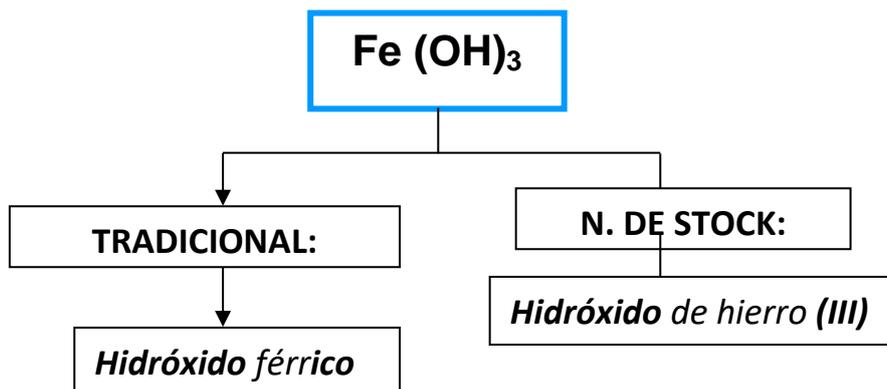
2: **Intercambiar números de oxidación:** Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3: **Simplificar si es posible.** En el caso de los hidróxidos **NUNCA SE SIMPLIFICA.**



4- **Escribir la fórmula química.** Se escribe la fórmula del óxido como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.

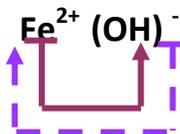


✓ **El Cation Fe^{2+}**

1: **Escribir los símbolos** del catión Fe^{2+} y del anión hidróxido (OH^-):



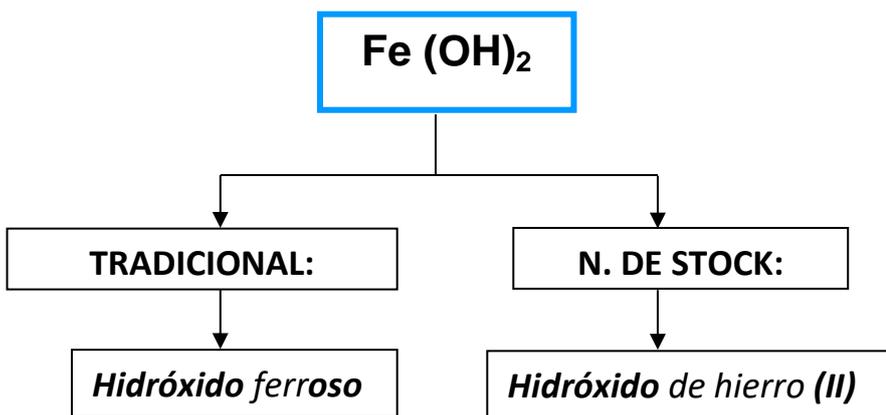
2: **Intercambiar números de oxidación:** Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3: **Simplificar si es posible.** En este caso no es posible.



4: **Escribir la fórmula química.** Se escribe la fórmula del óxido como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



Desafío 1: El hidróxido de aluminio y el hidróxido de magnesio son los antiácidos más usados para aliviar la acidez y malestar estomacal. Se combinan con los ácidos del estómago y los neutralizan. ¿Cómo se escribirían las fórmulas de estos hidróxidos y como los nombrarías por numeral de stock?

Desafío 2: NH_4OH , también conocido como agua de amoníaco o NH_3 acuoso es una solución de NH_3 en agua. Se utiliza en el procesamiento de alimentos como la carne, como agente leudante, para controlar el pH de los alimentos o como agente antimicrobiano en el caso de las carnes para reducir el riesgo de infección por *E. coli*, salmonella, etc.
Nombra por nomenclatura tradicional el compuesto resaltado **en negrita**.

Sabías que...

Completa con el nombre o fórmula según corresponda:

- ✓ El **hidróxido de sodio** (.....) También llamado *soda caustica* se usa en fábricas de gaseosas cola cada ,que cada tanta cantidad de horas se hace circular por las cañerías soda cáustica para evitar contaminación de microorganismos que se alimentan del azúcar de las bebidas (después se enjuagan las cañerías con vapor o agua caliente).
- ✓ El **Fe(OH)₃** es usado en tratamiento de anemia ferropénica, ya que el hierro interviene en la síntesis de hemoglobina presente en los glóbulos rojos. También forma parte de procesos de óxido-reducción del organismo, de la mioglobina (proteína muscular) y de algunos sistemas enzimáticos.
- ✓ El **KOH** también llamado potasa se usa en la producción de jabones incluyen aquellos hechos de ácido graso de aceite de coco, aceite vegetal y en la producción de medicamentos.

3-Formación de Oxácidos

Un oxácido es un ácido inorgánico que tiene una fórmula característica que comienzan con **H** y terminan en **O**.
Los oxácidos SIEMPRE contienen oxígeno en su fórmula.

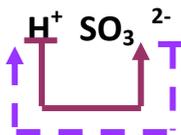
Los oxácidos se formulan colocando de izquierda a derecha, **Hidrógeno - No metal - Oxígeno**. En estos compuestos, el **Hidrogeno** actúa con estado de oxidación **+1**, y el **anión** (que contiene el **no metal y Oxígeno**) terminado en **ATO** o **ITO** aporta la parte negativa.

Se Ensambla:

Catión Hidrogeno + Anión



2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3-Simplificar si es posible. En el caso de los ácidos NUNCA SE SIMPLIFICA.



4- Escribir la fórmula química. Se escribe la fórmula del oxácido como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



Terminación del anión		Terminación del ácido
ITO	se cambia por ←————→	OSO
Anión Sulfito	Se antepone la palabra ácido y ←————→ se cambia la terminación por	Ácido sulfuroso

Para nombrar a los oxácidos por la nomenclatura TRADICIONAL primero se coloca la palabra “ácido” se **debe cambiar** la terminación del oxoanion terminado en **-ATO** o **-ITO** por la terminación **-ico** u **-oso** respectivamente.

CÓMO NOMBRAR LOS OXACIDOS DESDE LA FORMULA

Procedimiento

Paso 1: Identificar el anión y decidir si su terminación es **-ATO** o **-ITO**.

Paso 2: El nombre del ácido deriva del nombre del anión poliatómico del cual proviene. En general,

- Los ácidos **....ico** provienen de los aniones **-ATO**
- Los ácidos **.....oso** provienen de los aniones **-ITO**

Para un oxoanión (XO_n^-):

- (a) Nombrar al ión con el número más grande de átomos de oxígeno con el sufijo **-ato** y al que tiene el número más pequeño de átomos de oxígeno el sufijo **-ito**.

Ejemplo: SO_3^{2-} anión sulfito , SO_4^{2-} anión sulfato

- (b) En el caso de los elementos que forman más de dos oxoaniones, agregar el prefijo **hipo-** al nombre del oxoanión con el número más pequeño de átomos de oxígeno. Agregar el prefijo **per-** al oxoanión con el número más alto de átomos de oxígeno.

Ejemplo: ClO^- anión **hipoclorito**, ClO_2^- anión **clorito**, ClO_3^- anión **clorato**, ClO_4^- anión **perclorato**

Ejercicio de muestra: Nombrar los ácidos por la nomenclatura Tradicional: (a) HNO_2 y (b) H_2CO_3

SOLUCIÓN

	(a) HNO_2	(b) H_2CO_3
Paso 1: Identificar el anión. Recordar que el número de oxidación del anión se encuentra como subíndices en el H y que en los ácidos	$\text{H}^+ \text{NO}_2^-$	$\text{H}^+ \text{CO}_3^{2-}$

<i>NUNCA se simplifica.</i>		
Paso 2: Identificar el nombre del anión <i>Para nombrarlo comenzar con la palabra Ácido y cambiar la terminación del Anión por -ico o por -oso según corresponda</i>	NO ₂ ⁻ : Anión Nitrito Ácido nitroso	CO ₃ ²⁻ : Anión Carbonato Ácido Carbónico



Desafío 1: Las siguientes soluciones acuosas son ácidos comunes del laboratorio. ¿Cuáles son sus nombres? (a) H₂SO₄ (ac) , (b) HNO₃ (ac) , (c) H₂SO₃ (ac);

Desafío 2: Los siguientes ácidos se utilizan en los laboratorios de química, aunque son menos comunes que los del ejercicio anterior. Escriba la fórmula de (a) ácido perclórico; (b) ácido hipocloroso; (c) ácido hipoyodoso; (d) ácido peryódico

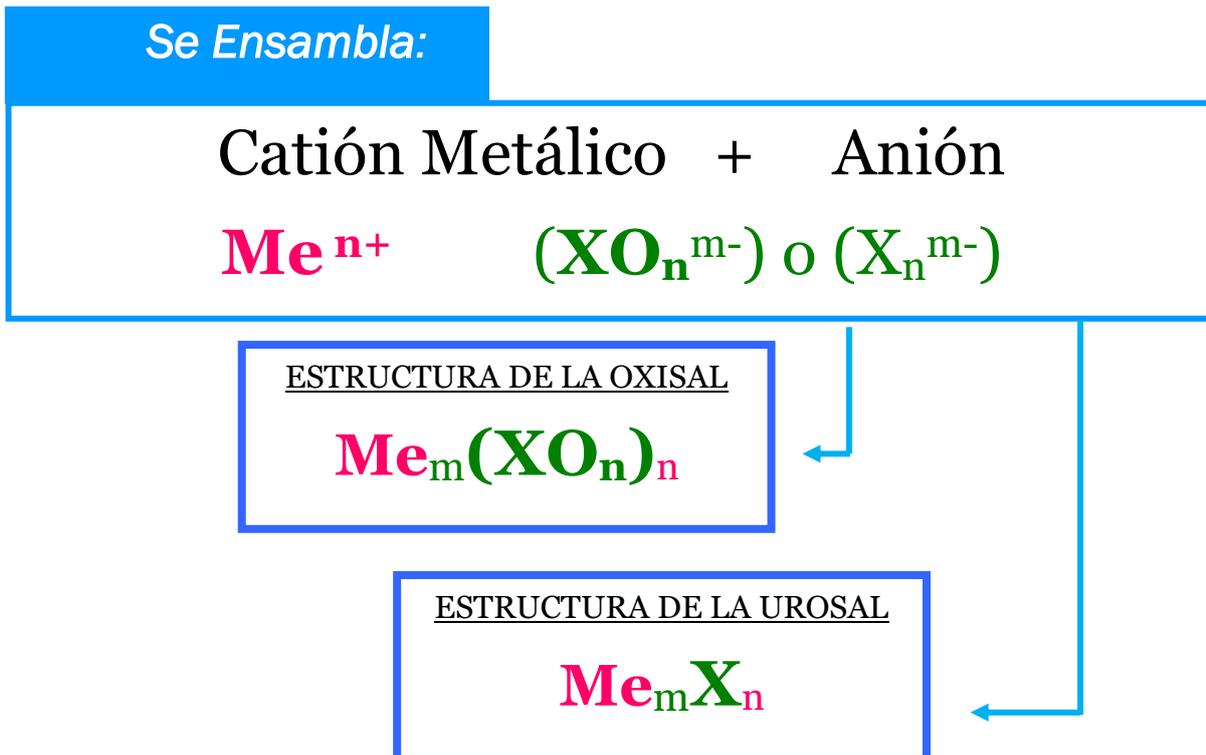


Escribir los nombres o la fórmula de los ácidos mencionados según corresponda.

- El **ácido bórico**..... funciona como antiséptico, insecticida, retardante de flama, precursor de nuevos compuestos químicos.
- El **H₃PO₄** Es el acidulante más económico, no sólo por su bajo costo, sino también porque es muy potente. Se usa principalmente en los refrescos tipo “cola”.

4-Formación de Sales Neutras

Las sales surgen de la combinación de un hidróxido y un ácido, es por eso que para formularlas por el método de ensamble se necesita la parte positiva del hidróxido (Cation Metálico) y la parte negativa del ácido (Anión) para poder ensamblar y forma la sal.



Nomenclatura de las sales neutras

✓ **Nomenclatura Tradicional:**

Se indica primero el nombre del anión, con la terminación particular, seguido del nombre del metal terminado en ...**ICO** u ...**OSO**

Cuando el elemento posee 1 n° de oxidación	
Nombre Anión terminado en: ATO, ITO: (XO_n^{m-}) URO: (X^{m-})	<i>Seguido del nombre del metal o seguido de la terminación..... ico</i>

Cuando el elemento posee 2 n° de oxidación		Tradicional	
Nombre del Anión terminado en: ATO, ITO: (XO_n^{m-}) URO : (X^{m-})	<i>Nombre del metal</i> <i>seguido de la terminación</i>	... OSO	<i>Menor número de oxidación</i>
		... ICO	<i>Mayor número de oxidación</i>

✓ **Nomenclatura Numeral de Stock:**

Se indica primero el nombre del anión, con la terminación particular, seguida del nombre del metal con el número de oxidación, en número romano y entre paréntesis.

Numeral de Stock			
Nombre del Anión terminado en:			
ATO, ITO : (XO_n^{m-}) URO: (X^{m-})	Seguido de	<i>Nombre del metal</i>	<i>(Menor número de oxidación)</i>
		<i>Nombre del metal</i>	<i>(Menor número de oxidación)</i>

1-Escribir y nombrar la fórmula de las SALES NEUTRAS :

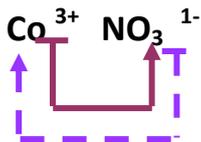
Formar las oxisales que proviene del cobalto con número de oxidación 3+ y los oxoaniones del nitrógeno.

✓ El Cation Co^{3+} y el anión NO_3^{1-}

1- Escribir los símbolos del catión cobaltico Co^{3+} y del anión nitrato NO_3^{1-} :



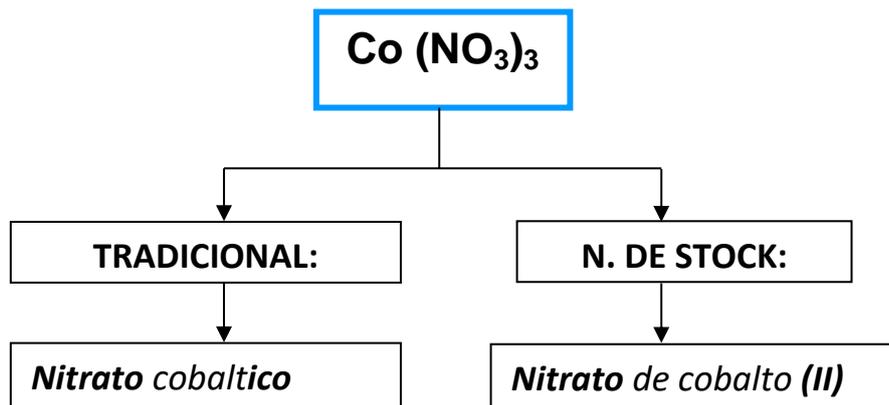
2- **Intercambiar números de oxidación:** Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- **Simplificar si es posible.** En este caso no es posible simplificar y se debe colocar un paréntesis.



4- **Escribir la fórmula química.** Se escribe la fórmula de la oxalal como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.

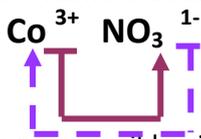


✓ **Catión Co³⁺ y el anión NO₂¹⁻**

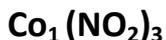
1: **Escribir los símbolos** del catión cobaltico Co³⁺ y del anión nitrito NO₂¹⁻ :



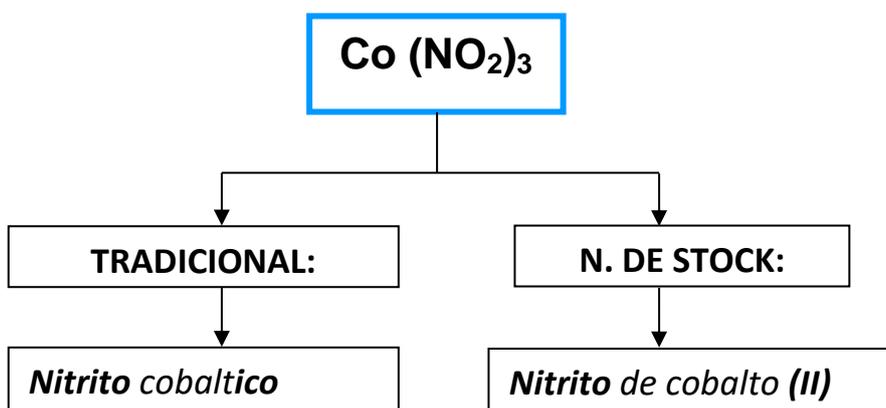
2- **Intercambiar números de oxidación:** Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- **Simplificar si es posible.** En este caso no es posible simplificar y se deben colocar paréntesis.



4- **Escribir la fórmula química.** Se escribe la fórmula de la oxalal como queda definitivamente y se verifica que el compuesto sea eléctricamente neutro.



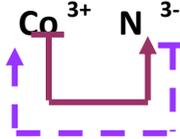
Formar la urosal que proviene del cobalto con número de oxidación 3+ y el uroanion del nitrógeno.

✓ El Cation Co^{3+} y el anión N^{3-}

1- Escribir los símbolos del catión cobaltico Co^{3+} y del anión nitruro N^{3-} :



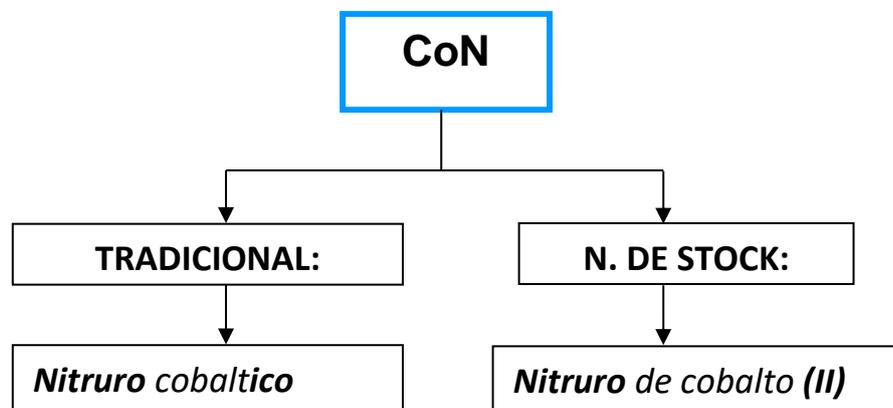
2- Intercambiar números de oxidación: Colocar el número de oxidación del catión (sin el signo), como subíndice del anión y viceversa. Cuando el número de oxidación sea uno, no se escribe.



3- Simplificar si es posible. En este caso si es posible simplificar y no se debe colocar un paréntesis.



4- Escribir la fórmula química. Se escribe la fórmula de la urosal como queda definitivamente y se verificar que el compuesto sea eléctricamente neutro.



EJERCITACION Nº7

1-El hidróxido cúprico tiene por fórmula... y el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ tiene por nombre tradicional

- a) Cu OH ; hidróxido férrico
- b) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; hidróxido ferroso
- c) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; hidróxido férrico
- d) $\text{Cu}(\text{OH})_3$; hidróxido férrico

2-Señalar al ácido con mayor cantidad de átomos de oxígeno por molécula:

- a) Ácido perclórico
- b) Ácido nítrico
- c) Ácido bromoso
- d) Ácido carbónico

3- En relación al siguiente compuesto $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) El número de oxidación del Níquel es +4
- b) Es una sal que proviene del catión sulfato y del anión níquelico
- c) La sal se llama sulfato de de níquel (III) según la nomenclatura por numeral de stock.
- d) El Níquel está trabajando con su menor número de oxidación



4- La sal no oxigenada obtenida a partir de azufre y cobre en su menor estado de oxidación, se llamara según la nomenclatura tradicional:

- a) Sulfuro de cobre (II)
- b) Sulfito cuproso
- c) Sulfuro de cobre (I)
- d) Sulfuro cuproso

5-Indicar la opción que nombra correctamente los compuestos según nomenclatura tradicional $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Na_2CO_3

- a) Hidróxido aluminio; hidróxido de magnesio y carbonito sodio.
- b) Hidróxido de aluminio (I); hidróxido de magnesio (II) y carbonato de sodio (I).
- c) Hidróxido de aluminio; hidróxido de manganeso y carbonato de Sodio
- d) Hidróxido de aluminio; hidróxido de magnesio y carbonato de sodio.

6-En cuál de los siguientes compuestos está ausente el oxígeno.

- a) Permanganato de potasio
- b) Sulfito de sodio
- c) Perclorato ferrico
- d) Sulfuro de cobalto (II)

7- ¿Cuál de los siguientes compuestos no es una sal? Marque la opción **CORRECTA**.

- a) KClO
- b) Na_2SO_4
- c) Na_2S
- d) H_2SO_4

8- El nombre del compuesto KNO_3 según nomenclatura tradicional es:

- a) Nitrogenuro de potasio.
- b) Nitruro de potasio.
- c) Nitrato de potasio.
- d) Nitrito de potasio.

9- ¿Qué compuesto es el H_2SO_4 ?

- a) Ácido sulfhídrico
- b) Ácido sulfuroso
- c) Ácido sulfúrico
- d) Ácido Sulfato

10- La fórmula del sulfito de aluminio es:

- a) SO_4Al
- b) AlSO_4
- c) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$
- d) $\text{Al}_3(\text{SO}_4)_2$

11- Marque la opción **CORRECTA**.

- a) De la combinación de un catión cualquiera y el anión oxhidrilo se obtiene un hidróxido.
- b) Para nombrar un ácido la terminación *ito* del anión cambia por *ico*.
- c) Cuando se formulan los compuestos químicos por el método de ensamble siempre se debe simplificar.



d) Las oxisales siempre incluyen en su estructura uno o más oxígeno en el anión.

12- Con respecto al siguiente compuesto: Na_3PO_4 . Marque la opción es **INCORRECTA**:

- a) El compuesto es una oxisal.
- b) Es una sal donde el catión es Na^{4+} y el anión PO_4^{3-}
- c) Su nombre según la nomenclatura tradicional es ortofosfato de sodio.
- d) El PO_4^{3-} se nombra anión fosfato.

13- Con respecto al ácido cianhídrico. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Es un ácido que contiene el elemento H y el elemento Cn.
- b) Su fórmula química es HCn
- c) Es un hidrácido que formado por el catión hidrogeno y el anión cianuro.
- d) Es un compuesto binario.

14- Las compresas frías instantáneas están formadas por nitrato de amonio y agua, cada uno contenido en un compartimento separado. Cuando el compartimento se rompe y los componentes entran en contacto la temperatura desciende a -23°C en pocos segundos. La temperatura permanece fría por 20 a 30 minutos. Con respecto a esto. Marque la opción **CORRECTA**:

- a) Están formados por NH_4NO_3 y H_2O_2 .
- b) Están compuesto por NH_3NO_3 y H_2O .
- c) Están formado por NH_4NO_2 y H_2O .
- d) Están formado por NH_4NO_3 y H_2O .

15- ¿Cuál de los siguientes compuestos es un ácido? Marque la opción **CORRECTA**:

- a) NaH
- b) HNO_3
- c) H_2CaO_2
- d) H_2O_2

16- Los nombres según nomenclatura numeral de stock correspondientes para AgOH , P_2O_5 , Ni_2O_3 son:

- a) Hidróxido de plata (I), anhídrido fosfórico (V), óxido de níquel (III).
- b) Hidróxido de plata, pentaóxido de difósforo, óxido níquelico.
- c) Hidróxido de plata, anhídrido fosforoso, óxido de níquel(II).
- d) Hidróxido de plata, oxido de fosforo (V), óxido de níquel (III).

17- Marque la opción **CORRECTA**:

Ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, nitrato de potasio y dicromato de sodio

- a) HSO_4 , HCl, KNO_3 , Na_2CrO_4
- b) H_2SO_3 , H_2Cl , KNO_3 , NaCr_2O_7
- c) H_2SO_4 , HCl, KNO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- d) Ninguna es correcta

18- ¿Cuál es la fórmula que corresponde a una sal? Nombra todos los compuestos por nomenclatura tradicional.

- a) AgNO_3
- b) H_2SO_4



- c) H_3PO_4
- d) $Ca(OH)_2$

19- Un frasco que contiene una sustancia verde tiene una etiqueta que dice clorato férrico. ¿Qué iones están presentes en este reactivo? ¿Cuál es su fórmula? ¿Cómo lo nombraría por Numeral de Stock?

20- Identifica cuál de las siguientes sustancias es un Hidróxido y nombrarlo por la nomenclatura tradicional:

- a) $HClO$
- b) $CuCl_2$
- c) KNO_3
- d) KOH

21.- Al combinar el anion Clorato y el catión del Oro con su mayor número de oxidación, marque lo **CORRECTO**.

- a) La sal formada es el Clorato Áurico
- b) El anión Clorato puede formar el ácido clorhídrico cuando se ensambla con un catión Hidrógeno.
- c) El catión del Oro es Au^{+1}
- d) La fórmula de la sal es $AuClO_4$

22.- Un recipiente contiene una sustancia blanca, cristalina, de fórmula: $CaCO_3$, marque lo **INCORRECTO**.

- a) Resulta de la reacción del anión carbonato y el catión calcio
- b) Es una sal oxigenada neutra
- c) Es un compuesto Ternario
- d) Es el ensamble de Ca^+ y CO_3^-

23- Unir con flechas según corresponda:

Hidróxido de amonio	$CrCl_3$
Ácido peryódico	NH_3
Sulfuro de potasio	HI
Amoníaco	NH_4OH
Sulfito de potasio	HIO_4
Ácido yodhídrico	K_2S
Ácido nitroso	K_2SO_3
Cloruro de cromo (III)	HNO_2