

CUADERNILLO TEÓRICO – PRÁCTICO

QUÍMICA I



2023 – 2025

Escuela de Educación Técnica N° 3100 – “República de la India”

Curso: 2° Ciclo: BASICO Turno: Mañana y Tarde Orientación: Año: 2023-2025

Materia: **QUIMICA I**

Objetivos Generales

- Adquirir los conceptos básicos de química para identificar, describir e interpretar en términos químicos las modificaciones que se producen en la naturaleza.
- Adquirir criterios para valorar cuestiones de la ciencia, tecnología y sociedad.
- Utilizar los conocimientos químicos para reconocer y valorar los aportes de la ciencia en la mejora de las condiciones de vida y su repercusión en el medio ambiente.
- Comprender y expresar mensajes científicos utilizando el lenguaje oral y escrito, comenzando con los más descriptivos y poco argumentativos y aumentando en forma paulatina el nivel de complejidad.

Programa de Contenidos Conceptuales

Unidad N° 1: La materia

Química. Fenómenos Químicos. La Materia. La Materia y los Materiales. Propiedades Generales de la Materia: Masa, Volumen, Peso y Densidad.

Unidad N° 2: Los Sistemas Materiales

Sistemas Materiales. Clasificación de los Sistemas Materiales. Soluciones. Definición. Tipos de soluciones. Sólidas, Líquidas y Gaseosas. Concentración de Soluciones. Soluciones: Diluidas, Concentradas y Saturadas.

Unidad N° 3: Estados de Agregación de la Materia

El Átomo. Teoría Atómica de Dalton. Los Estados de Agregación de la Materia. Caracterización. El Modelo de Partículas (Modelo Cinético Corpuscular): Interpretación de las Características de la Materia en los distintos Estados de Agregación. Fuerzas intermoleculares.

Cambios de Estado de Agregación de la Materia. Las temperaturas en los Cambios de Estado. Relaciones entre Presión, Volumen y Temperatura para los Estados de Materia.

Unidad N° 4: Estructura de la Materia

Modelo Atómico de Rutherford. Nociones de las Teorías Atómicas Actuales. Modelo Atómico Moderno. Partículas Subatómicas: Protones. Electrones. Neutrones. Quarks. Niveles de Energía. Orbitales.

Unidad N° 5: Elementos Químicos

Elemento Químico. Número Atómico. Número Másico. Número Cuánticos. Configuración Electrónica. Diagrama de Lewis. La Tabla Periódica. Ordenamiento y Clasificación de los Elementos Químicos. Grupos. Períodos. Elementos Metálicos, No Metálicos. Características Eléctricas. Nociones de: Isótopos. Radioactividad. Radioisótopos

Unidad 6: Unión Química

Unión Química. Interacciones entre los Átomos. Regla del Octeto. Representaciones de Lewis. Unión iónica o Electrovalente. Iones: catión, anión. Macromolécula. Unión Covalente. Molécula. Unión Metálica.

Unidad 7: Formación de Compuestos Inorgánicos

Las Transformaciones de la Materia. Las Reacciones Químicas. Modelización del Cambio Químico. Representación y Significado de las Reacciones Químicas. Reactivos y Productos del Proceso. Óxidos Básicos. Óxidos. Ácidos. Nomenclatura y Formulación para Compuestos Binarios.

Unidad 8: Ácido y Base

Base. Formulación y Nomenclatura. Ácido. Formulación y Nomenclatura. Sales. Formulación y Nomenclatura. Indicadores Ácido-Base: usos y características. Comportamiento Ácido-Base en Sustancias de uso Cotidiano.

Unidad 9: Parámetros de las Reacciones Químicas

Noción de Estequiometría. Ley de la Conservación de la Masa. La Energía en las Reacciones Químicas. Procesos Endotérmicos y Exotérmicos. Velocidades de las Reacciones Químicas. Factores que la Afectan.

Criterios de Evaluación

- Reconocimiento de leyes y principales teorías de la Química.
- Definición de significados utilizando términos propios y uso de terminología específica del área.
- Aplicación del conocimiento.
- Armado e interpretación de modelos, gráficos y esquemas.
- Grado de acierto en la elección de procedimientos.
- Resolución de situaciones problemáticas.
- Aplicación del conocimiento en cada una de las guías de investigación.
- Capacidad de recuperar la información.
- Uso de material bibliográfico.
- Mantener una actitud de respeto hacia el docente y sus pares, colaborando con la disciplina y la higiene dentro del aula.

Criterios de Acreditación

La acreditación del espacio curricular requiere que el alumno deba cumplimentar los siguientes requisitos:

- Asistencia a la asignatura del 80% como mínimo.
- Presentación y aprobación del 100% de los trabajos prácticos.
- Revisión periódica de la carpeta o cuaderno de trabajo.
- Desempeño en el aula y participación en las clases.
- Se deberá aprobar las evaluaciones y sus correspondientes recuperatorios con una nota igual o mayor a 6 (seis).

Bibliografía para Estudiante

- Cartilla Teórica de Química I
- ABADÍA, Florencia. QUÍMICA (obra completa). 1° Edición. Buenos Aires: Logikamente, 2010. 149 páginas.
- FRANCO, R. y otros. CIENCIAS NATURALES 9. Nuevamente, Santillana. 2008.
- CARRERAS, N. y otros. CIENCIAS NATURALES 9. Activa, Puertos de Palos. 2001.
- BOHORQUEZ, Y. y otros. CIENCIAS NATURALES 2 ES. Confluencias Estrada. 2015.

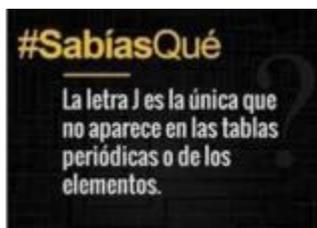
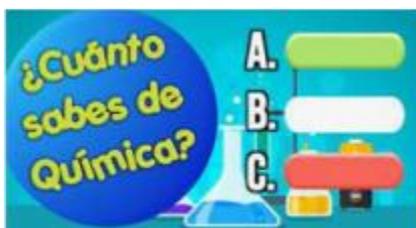
Introducción

¿Por qué estudiar QUÍMICA?

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

Los procesos químicos se producen todos los días en la naturaleza, en nuestro cuerpo, y también en los laboratorios químicos, plantas de fabricación de productos químicos y en laboratorios farmacéuticos.

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



Unidad 1: La Materia

La **Química** es una ciencia que estudia la materia, los cambios en su estructura y las leyes o principios que rigen estos cambios, pero también se relaciona íntimamente con otras ciencias.

Protector solar

El protector solar combina químicos orgánicos e inorgánicos para filtrar la luz del sol e impedir que penetre en la piel. Las partículas reflectoras del protector solar usualmente consisten de óxido de titanio o de óxido de zinc.

Tinta

La tinta que se usa para escribir sobre el papel, está compuesta de pigmentos, sustancias químicas disueltas en un solvente que facilita el secado rápido de la misma, evitando así el daño del papel.

Cocinar un huevo

Cuando se hierva o frita un huevo, se observa que cambia de aspecto. Por ejemplo, la clara del huevo deja de ser un líquido translúcido para convertirse en un sólido blanco, producto de la coagulación de las proteínas por la acción del calor.

Baterías

La batería de los automóviles suministra la energía eléctrica para encender el motor de arranque y permite el desplazamiento. En la batería ocurre una reacción química mediada por el Ácido sulfúrico que genera la electricidad.

Bebidas gaseosas

Los refrescos gaseosos tienen disuelto dióxido de carbono, el cual le confiere la efervescencia que produce una sensación agradable. Asimismo, tienen cafeína, ácido fosfórico, colorantes y azúcar.



CAMBIOS (FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS)

Cambio químico: Estos ocurren internamente, existe una reordenación de átomos, dando lugar a sustancias nuevas, este es el resultado de una reacción química (cambios que se producen en la materia y que por lo tanto están por todas partes).

Cambio físico: Ocurren externamente, no existe un cambio interno en la estructura de la materia, no existe una reordenación de átomos.

CAMBIOS FÍSICOS	CAMBIOS QUÍMICOS
	
Mantienen su naturaleza y propiedades	Se altera la composición y estructura de la materia
Reversible	Es irreversible
Son cambios físicos Todo lo que se refiera a: <ul style="list-style-type: none">• Cambios de estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso)• Mezclas	Son cambios químicos todo lo que se refiera a: <ul style="list-style-type: none">• Oxidación - Reducción• Cambios de pH (ácidos y bases)• Combustión• Fermentación

EJEMPLO de Fenómenos Físicos:

- Hervir agua.
- Vapor a hielo, es decir, todos los cambios físicos de la materia, ebullición, solidificación, condensación, etc.
- La fragmentación, que es la división de un cuerpo en trozos más

EJEMPLO de Fenómenos Químicos

Quemar un papel, luego de quemarlo no puedes hacer que vuelva a estar como antes.
 Encender un fosforo.
 Oxidación de un metal (ya que se forma un nuevo compuesto llamado óxido)
 Fotosíntesis (las plantas transforman el dióxido de carbono en oxígeno y glucosa)

EJERCICIO:

Indica qué tipo de cambio (físico o químico) se produjo:

Fenómeno	¿Físico o Químico?
Estirar un elástico	
Oxidación de una manzana	
Fotosíntesis	
Combustión de la madera	
Fusión (paso de estado líquido o sólido) de cualquier metal	
Mezclar mantequilla y azúcar	
Fuegos artificiales	
Encender un cohete	
Cortar un pedazo de tela	
Carne quemada	
Azúcar en miel	
incendio de un bosque	
Sublimación el yodo (paso de estado sólido a gaseoso)	
Sacar punta a un lápiz	
Excavar un pozo	
Huevo cocido	
Elaborar vino	
Putrefacción del pescado	
Volatilización (paso de estado líquido a gaseoso) del alcohol	
Aceite quemado	
Limaduras de hierro, sobrantes del corte de un metal	

EJERCICIO: Observar las imágenes e identificar el tipo de fenómeno (físico o químico) que se ilustra en cada una de ellas.

 Agua hirviendo	 Manzana oxidada	 Disolver una pastilla	 Triturar semillas
Fenómeno:	Fenómeno:	Fenómeno:	Fenómeno:
 Romper papeles	 Hielo	 Quemar papel	 Tacho oxidado
Fenómeno:	Fenómeno:	Fenómeno:	Fenómeno:

CONCEPTO DE MATERIA

MATERIA: Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Todo lo que nos rodea y todo aquello que puede ser captado a través de nuestros cinco sentidos, es materia.

La Materia se nos representa formando parte de los cuerpos. Definimos entonces a los **CUERPOS** como una porción limitada de la materia.

Los Cuerpos por estar formados de materia presentan tres propiedades que los identifican y que deben poseer **MASA, VOLUMEN Y PESO**.

MASA: Es la cantidad de materia que tienen los cuerpos.

La unidad básica con qué se expresa la cantidad de masa de un cuerpo según el Sistema Internacional es el **kilogramo = kg**

$$1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

VOLUMEN: Lugar que ocupa la materia en el espacio.

La unidad básica con qué se expresa el volumen de un cuerpo según el Sistema Internacional es el **metro cúbico = m³**

También es muy común utilizar como equivalencia el **Litro = L**

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ ml} = 1 \times 10^3 \text{ ml}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^3 \text{ cm}^3$$

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

PESO: Es la fuerza que ejerce la GRAVEDAD sobre un cuerpo.

Todo objeto, debido a su Masa, es atraído por la Fuerza de atracción gravitatoria de la Tierra al cual se denomina **Peso**. La relación entre el Peso y la Masa es:

$$P = m \cdot g$$

Unidad de Peso (P): Kilogramo fuerza [kgf]

Unidad de Masa (m): Kilogramo [kg]

La aceleración de la Gravedad de la Tierra tiene un valor de $9,81 \text{ m/s}^2$

DENSIDAD: es una propiedad de la materia que relaciona la masa de un cuerpo con su volumen; es el cociente entre la Masa (m) del objeto y su Volumen (V).

La unidad de medida para expresar la densidad según el Sistema Internacional es el kg/m³, la cual resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas; por lo tanto se utiliza los g/cm³.

$$d = m / v$$

Los cuerpos sólidos suelen tener mayor densidad que los líquidos y éstos tienen mayor densidad que los gases.

La densidad del agua, por ejemplo, es de 1 gr/cm³. Esto significa que si tomamos un cubo de 1 cm de lado y lo llenamos de agua, el agua contenida en ese cubo tendrá una masa de un gramo. Una de las maneras cotidianas para ilustrar a la densidad, es a través de la observación de cualquier cosa que flote o se hunda en un líquido determinado, (por ejemplo, agua). Si un objeto es menos denso que el líquido en donde se encuentra, entonces flotará. Pero si es más denso, se hundirá. Por eso es que un ancla, la cual es muy densa (con gran cantidad de masa en poco volumen), se hunde tan rápidamente; mientras que un corcho (poca masa y gran volumen), flota y le cuesta hundirse porque es menos denso que el agua. Algunos elementos son, por naturaleza, muy densos: Este es el caso del mercurio (Hg) que es un metal líquido a temperatura ambiente cuya densidad de 13,6 gr/cm³. Esto significa que en un cubo de 1 cm de lado lleno con mercurio se tiene una masa de 13,6 gramos.

PESO ESPECÍFICO y DENSIDAD.

El **Peso Específico (Pe)** es el cociente entre el Peso (P) de un objeto y su Volumen (V). Mientras que la **Densidad (d)** es el cociente entre la Masa (m) del objeto y su Volumen (V).

Peso Específico $Pe = \frac{\text{Peso}}{\text{Volumen}}$

$$Pe = \frac{P}{V}$$

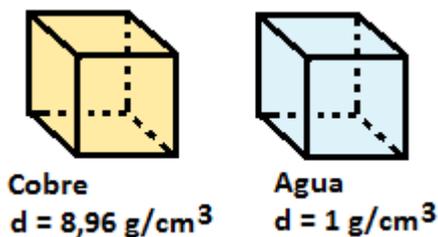
Densidad $d = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$

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

El Peso Específico (Pe) y la Densidad se relacionan con la siguiente fórmula: **Pe = d . g**

La Densidad depende de cada sustancia, mientras que el Peso Específico cambia con el valor de la aceleración de la gravedad. La Densidad normalmente se expresa en Gramo sobre Centímetro Cúbico [g / cm³].

Sustancia	Densidad (g / cm ³)
Aire	0,00129
Alcohol Etílico	0,806
Hielo	0,917
Agua	1
Agua de mar	1,03
Aluminio	2,7
Hierro	7,86
Cobre	8,96
Plomo	11,3
Mercurio	13,6



EJEMPLO:



Una muestra de 44,8 g cobre tiene un volumen de 5 cm³ ¿Cuál es la densidad del cobre?

Primeramente escribimos la fórmula de cálculo de densidad: $d = m / v$

Luego, reemplazamos los datos en la fórmula y resolvemos: $d = 44,8 \text{ g} / 5 \text{ cm}^3 = 8,96 \text{ g/cm}^3$

Respuesta: La densidad del cobre es de 8,96 g/cm³.



Si la densidad de la leche es 1,04 g/mL ¿Cuántos gramos de leche hay en una taza de 250 mL?

Primeramente escribimos la fórmula de cálculo de densidad: $d = m / v$

Luego, despejamos la incógnita: $m = d \cdot v$

Reemplazamos los datos en la fórmula y resolvemos: $m = 1,04 \text{ g/mL} \cdot 250 \text{ mL} = 260 \text{ g}$

Respuesta: La taza contiene 260 g de leche.



Si la Densidad del agua es 1 g/cm³, ¿Cuál sería su valor en Kg/m³?

Debemos convertir g/cm³ a kg/m³

Sabemos que 1 kg = 1000 g y 1 m³ = 1 000 000 cm³

Por lo que 1 kg / 1 m³ = 1000 g / 1 000 000 cm³ = 1 g / 1000 cm³

Entonces 1 g/cm³ = 1000 Kg/m³

Respuesta: La densidad del agua es 1000 kg/m³



Calcular el Peso Específico del Agua, si su Densidad es de 1000 Kg/m³

Primeramente escribimos la fórmula de Peso Específico: $Pe = d \cdot g$

Luego reemplazamos los datos en la fórmula y resolvemos:

$Pe = 1000 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,81 \text{ m/s}^2 = 9810 \text{ N/m}^3$

Pero normalmente se emplea el kilogramofuerza (kgf), por lo para convertir a kgf se debe dividir por 9,81N/kgf. Entonces numéricamente que igual a la densidad. Por lo tanto:

$Pe = 1000 \text{ kgf/m}^3$

Respuesta: El Peso específico del agua es 1000 kgf/m³, es decir que un metro cúbico de agua pesa 1000 kgf.



Calcular el Peso Específico del Aire, si su Densidad es de 1.29 Kg/m³

Si bien la densidad del aire es 0,00129 g/cm³, es muy común expresar la densidad de los gases en kg/m³.

Primeramente escribimos la fórmula de Peso Específico: $Pe = d \cdot g$

Luego reemplazamos los datos en la fórmula y resolvemos:

$Pe = 1,29 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,81 \text{ m/s}^2 = 12,6549 \text{ N/m}^3$

Pero normalmente se emplea el kilogramofuerza (kgf), por lo para convertir a kgf se debe dividir por 9,81N/kgf. Entonces numéricamente que igual a la densidad. Por lo tanto:

$Pe = 1,29 \text{ kgf/m}^3$

Respuesta: El Peso específico del aire es 1,29 kgf/m³, es decir que un metro cúbico de aire pesa 1,29 kgf.

Unidad 2: Los Sistemas Materiales

SISTEMAS MATERIALES

Una **Sustancia Pura** es aquella que tiene una única composición y no cambia cuando se produce un cambio de estado de agregación de la materia. Una **Mezcla** está formada por varios compuestos y puede clasificarse como Mezcla: Homogénea y Heterogénea.

Una **Mezcla Homogénea** está formada por varios compuestos pero sus propiedades son uniformes, es decir es la misma en todo su volumen.

Una **Mezcla Heterogénea** no tiene las mismas propiedades en su volumen. Las partes definidas, una Mezcla Heterogénea, que tienen las mismas propiedades se denominan **Fases**.

Un **Sistema Material** es una parte del universo sobre la cual se realizarán estudios. Se Clasifica como:

Sistema Homogéneo: Tiene la misma composición química e iguales propiedades en todos sus puntos. Se presenta en una sola fase que puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso. Puede tratarse de una Sustancia Pura o una Mezcla Homogénea.

Sistema Heterogéneo: No es uniforme, presenta propiedades y composición química diferente en distintos puntos. Presenta dos o más fases.



<p>ELEMENTOS Sustancias puras formadas por un solo tipo de átomos imposibles de descomponer en sustancias más sencillas mediante métodos químicos:</p>  <p>Oro Plata Carbono Hidrógeno</p>	<p>MEZCLA HOMOGÉNEA No podemos ver a simple vista los componentes que las integran:</p>  <p>Perfume Pintura Café</p>
<p>COMPUESTOS Se forman cuando se unen dos o más elementos químicos y es posible descomponerlos en los elementos que los forman mediante métodos químicos.</p>  <p>Dióxido de carbono CO_2 Sal NaCl Agua H_2O</p>	<p>HETEROGÉNEAS Si podemos ver a simple vista los componentes que las integran:</p>  <p>Ensalada Arena Piedras Clips Agua Monedas</p>

LAS SOLUCIONES

Es una Mezcla Homogénea de una sustancia disuelta, llamada **Soluto**, en otra sustancia llamada **Solvente**.

Soluto	Solvente	Solución	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	Sal en agua, azúcar en agua
Gas	Líquido	Líquido	Oxígeno en agua
Gas	Gas	Gas	aire

Concentración de Soluciones

La Concentración de una Solución es la cantidad de Solute respecto a la cantidad de Solvente o de Solución. Puede expresarse como:

Concentración Masa a Masa (%M/M): Indica la cantidad de gramos de Solute cada 100 gramos de Solución.

$$\% \frac{M}{M} = \frac{\text{g Solute}}{\text{g Solución}} \cdot 100$$

Concentración Masa a Volumen (%M/V): Indica la cantidad de gramos de Solute cada 100ml (mililitros) de Solución.

$$\% \frac{M}{V} = \frac{\text{g Solute}}{\text{ml Solución}} \cdot 100$$

Concentración Volumen a Volumen (%V/V): Indica la cantidad de mililitros de Solute cada 100ml de Solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{ml Solute}}{\text{ml Solución}} \cdot 100$$

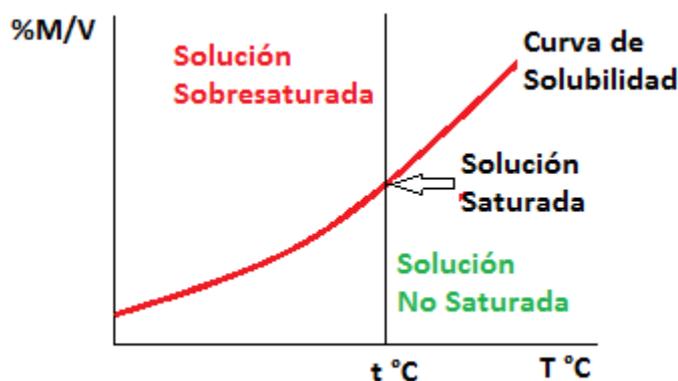
Para una determinada Temperatura y Presión, un solvente permite que se disuelva una cierta cantidad máxima de soluto, en tal situación se denomina **Solución Saturada**. Por lo que las Solución pueden ser:

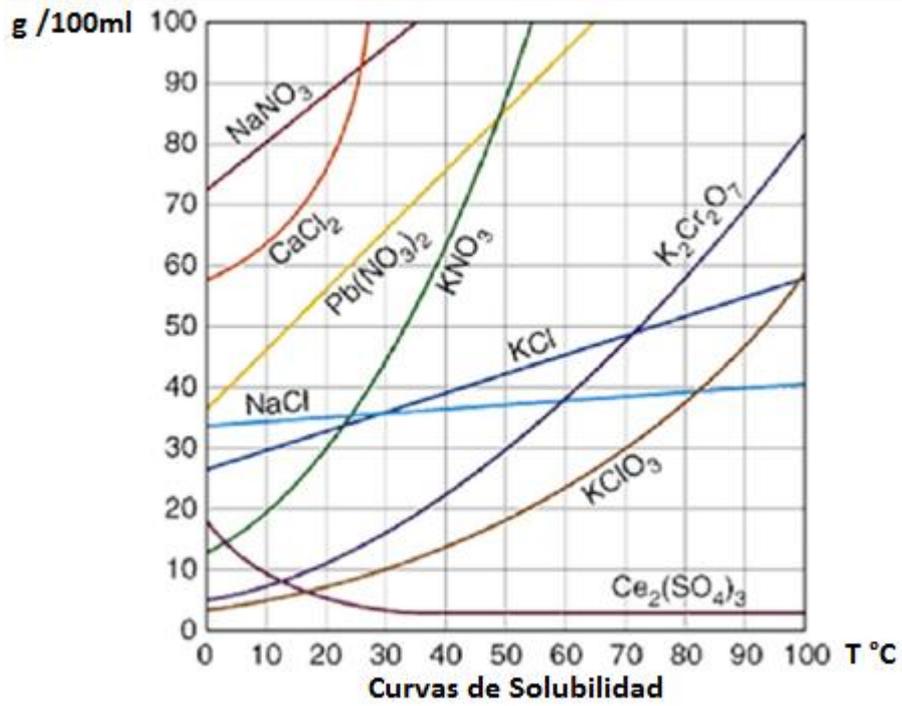
Solución No Saturada: La concentración del Solute es menor que la máxima permitida para la misma condición de Temperatura y Presión. Cuando la concentración del Solute es mucho menor que la Saturada, se denomina Solución Diluida.

Solución Saturada: La concentración de Solute es el máximo permitido para determinada temperatura y Presión.

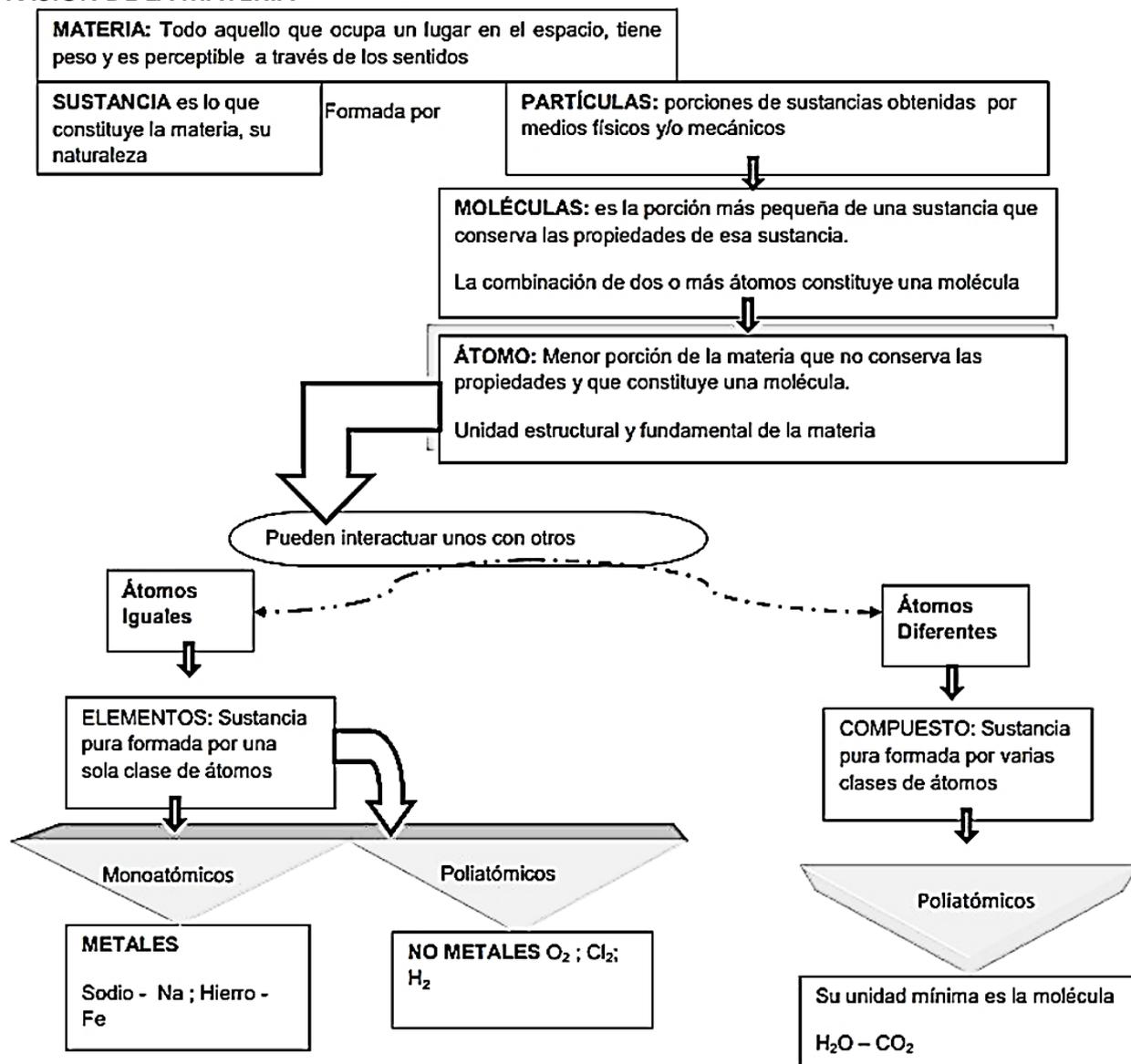
Solución Sobresaturada: La concentración de Solute es mayor que la máxima permitida para la misma condición de Temperatura y Presión.

Gráficamente se establecen las **Curvas de Solubilidad**. La **Solubilidad** es la capacidad de un Solute para disolverse en un Solvente.





DIVISIÓN DE LA MATERIA



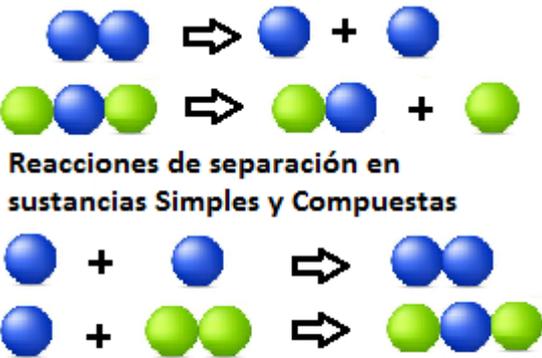
Unidad 3: Modelo Cinético Corpuscular

EL ÁTOMO

El Átomo es la cantidad menor de un elemento que tiene existencia propia y que es considerado indivisible en los fenómenos químicos.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1808, el investigador Británico, John Dalton, propuso su teoría respecto al átomo, con la cual daba explicación a muchos fenómenos químicos y físicos de la época. Para Dalton:

<p>La materia está formada por partículas esféricas macizas pequeñas e indivisibles llamadas átomos</p>	
<p>Existen sustancias simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por átomos de un solo tipo de especies, ya sea unidos o no. Las sustancias compuestas están formadas átomos de diferentes especies unidos o combinados.</p>	<p style="text-align: center;">Sustancias Simples Sustancias Compuestas</p> 
<p>Entre partículas ocurren reacciones de unión o separación de átomos</p>	 <p style="text-align: center;">Reacciones de separación en sustancias Simples y Compuestas</p> <p style="text-align: center;">Reacciones de combinación o unión en sustancias simples y compuestas</p>

LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Se llama Estado de la Materia a la forma en que se presenta la materia en la naturaleza. Los estados de la materia pueden ser SÓLIDO – LÍQUIDO Y GASEOSO. Los estados de la materia también reciben el nombre de ESTADO DE AGREGACIÓN, dando referencia a cómo se encuentran las partículas que conforman la materia cuando se encuentra en un estado determinado.



EL ESTADO DE LA MATERIA DEPENDE DE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA EN LA CUAL SE ENCUENTRA LA MISMA, POR LO TANTO PUEDE CAMBIAR DE ESTADO SI CAMBIAN DICHAS CONDICIONES.

La Materia se presenta básicamente en los siguientes estados de agregación: Sólidos, Líquidos y Gases

- Los **sólidos** tienen forma propia y volumen fijo.
- Los **líquidos** toman la forma del recipiente que lo contiene y tiene volumen fijo.
- Los **gases** toman la forma del recipiente cerrado que lo contiene y su volumen puede cambiar con la presión.

SÓLIDOS

Los Sólidos	Tienen dificultad para comprimirse	Tienen forma definida
--------------------	---	------------------------------

No todos los sólidos son iguales. Y las diferencias que presentan se deben según las propiedades que poseen:

Elasticidad: Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un elástico o un resorte son objetos en los que podemos observar esta propiedad. Estira un elástico y observa lo que sucede.

Fragilidad: Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). En más de una ocasión habrás quebrado un vaso de vidrio o un objeto de greda. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.

Dureza: Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El diamante de una joya valiosa o el utilizado para cortar vidrios presenta dicha propiedad.

LÍQUIDO

Los Líquidos	Tienen forma indefinida	Son incompresibles
---------------------	--------------------------------	---------------------------

Los líquidos, al igual que los sólidos, presentan propiedades específicas entre las cuales señalaremos:

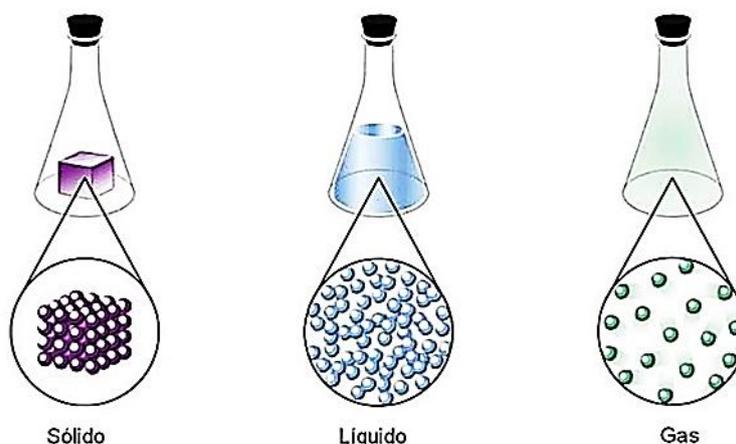
Volatilidad: es la facilidad para evaporarse. Esta propiedad se aprecia diariamente al dejar abierto un frasco con alcohol, en que se percibe su olor y disminuye el volumen.

Viscosidad: es la dificultad al escurrimiento.

Estas propiedades se presentan en mayor o menor grado en todos los líquidos. Los perfumes, la bencina y la parafina son líquidas volátiles. La miel y la leche condensada son líquidos viscosos.

GASES

Los Gases	No tienen forma propia	Pueden comprimirse
------------------	-------------------------------	---------------------------



CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.

LAS TEMPERATURAS EN LOS CAMBIOS DE ESTADO.

La Materia puede pasar de un estado de agregación a otro mediante un intercambio de energía. Por lo general se produce por intercambio de calor y puede presentarse en dos sentidos:

Progresivo (por aumento de temperatura) o Regresivo (por disminución de la temperatura).

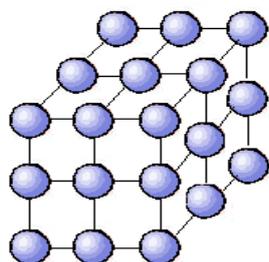
Progresivo: Se presentan los procesos de **fusión** (cambio de Sólido a Líquido), **vaporización** (cambio de Líquido a Sólido) y **sublimación** (cambio de Sólido a Gaseoso).

Regresivo: Se presentan los procesos de **solidificación** (cambio de Líquido a Sólido), **licuación o condensación líquida** (cambio de Gaseoso a Líquido) y de **condensación sólida** (cambio de Gaseoso a Sólido).



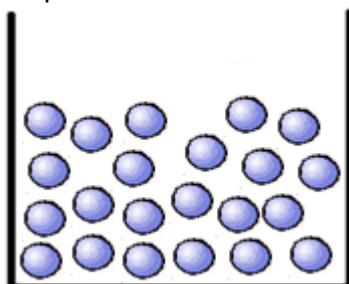
MODELO CINÉTICO MOLECULAR

En el estado **Sólido** los átomos mantienen entre sí una gran fuerza de atracción, por tal motivo no pueden desplazarse, pero pueden vibrar y rotar sobre su eje.



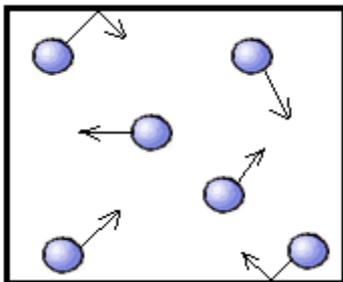
Al aumentar la temperatura los átomos aumentan su energía, vibrando y rotando con mayor intensidad dando origen a una fuerza de repulsión entre ellos. Al continuar aumentando la temperatura la fuerza de repulsión permite liberar a los átomos de su estructura fija, pasando al estado líquido (Fusión).

En el estado **Líquido** los átomos pueden desplazarse, pero no alejarse dado que incrementaron su fuerza de repulsión sin superar a la fuerza de atracción. Los átomos pueden trasladarse, rotar y vibrar permaneciendo unidos. Debido a la gravedad de la Tierra, los líquidos son contenidos en su recipiente manteniendo un nivel horizontal.



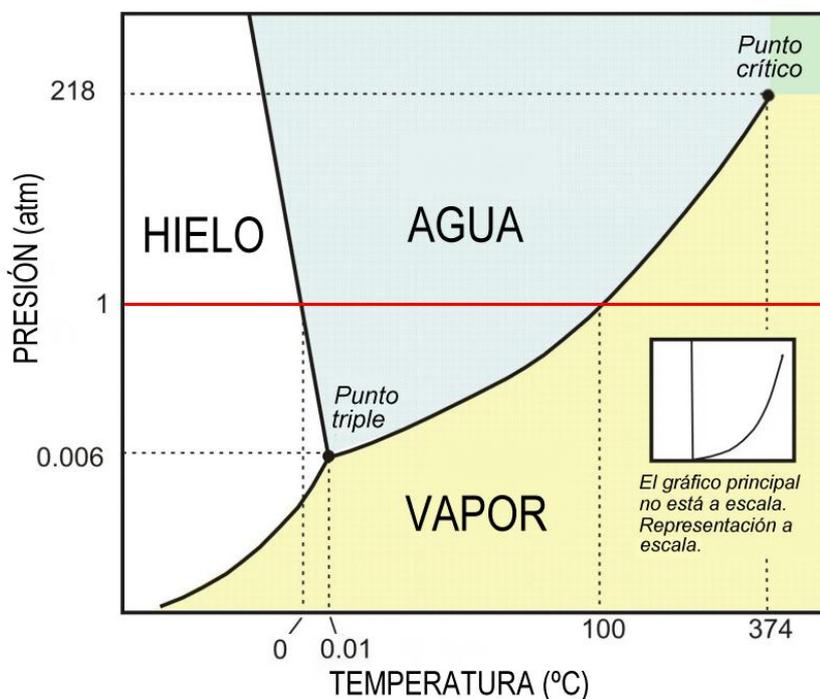
Al aumentar la temperatura los átomos aumentan su energía, vibrando, rotando y adquiriendo velocidad de desplazamiento. Al continuar aumentando la temperatura la fuerza de repulsión entre ellos supera totalmente a la fuerza de atracción permitiendo liberarse de la masa líquida y pasando al estado gaseoso (Vaporización).

En el estado **Gaseoso** la fuerza de repulsión entre los átomos superan totalmente a la fuerza de atracción. Los átomos comienzan a desplazarse a gran velocidad y muy distanciados entre sí, moviéndose en línea recta, chocando entre sí y contra el recipiente que los contiene, originando de este modo la Presión.



RELACIONES ENTRE PRESIÓN, VOLUMEN Y TEMPERATURA PARA LOS ESTADOS DE MATERIA

La Presión influye en los cambios de estados de agregación de la materia. A la presión normal el hielo se funde a 0°C y el agua hierve a 100°C, pero al aumentar la presión el hielo se funde a menor temperatura (bajo cero) y el agua hierve a temperatura mayor de 100°C.



Unidad 4: Estructura del Átomo

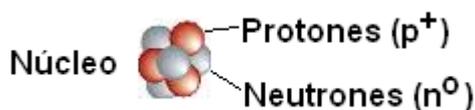
MODELOS ATÓMICOS

Un átomo se define como la **unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química**. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, investigaciones posteriores demostraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: **electrones, protones y neutrones**.

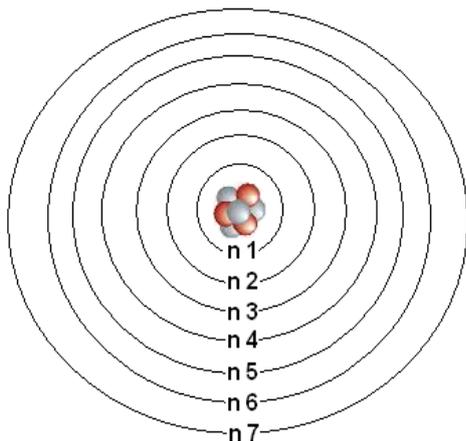
MODELO ATÓMICO MODERNO

La teoría moderna se basa en la **probabilidad** de encontrar al electrón en cierta región del espacio. Se denomina **ORBITAL** a la región en la cual es muy probable que se encuentre un electrón. La teoría moderna indica que:

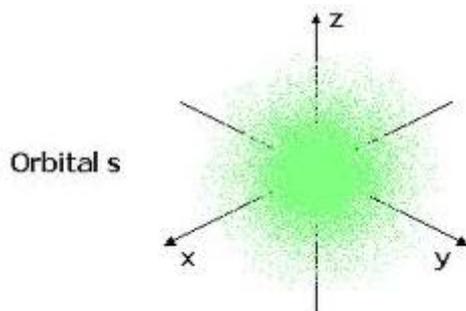
- 1) El núcleo del átomo está formado por **protones** positivos (p^+) y **neutrones** (n^0) sin cargas eléctricas



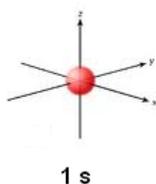
- 2) Los **electrones** (e^-) se distribuyen alrededor del núcleo en distintos niveles de energía: **1; 2; 3; 4; 5; 6; 7**

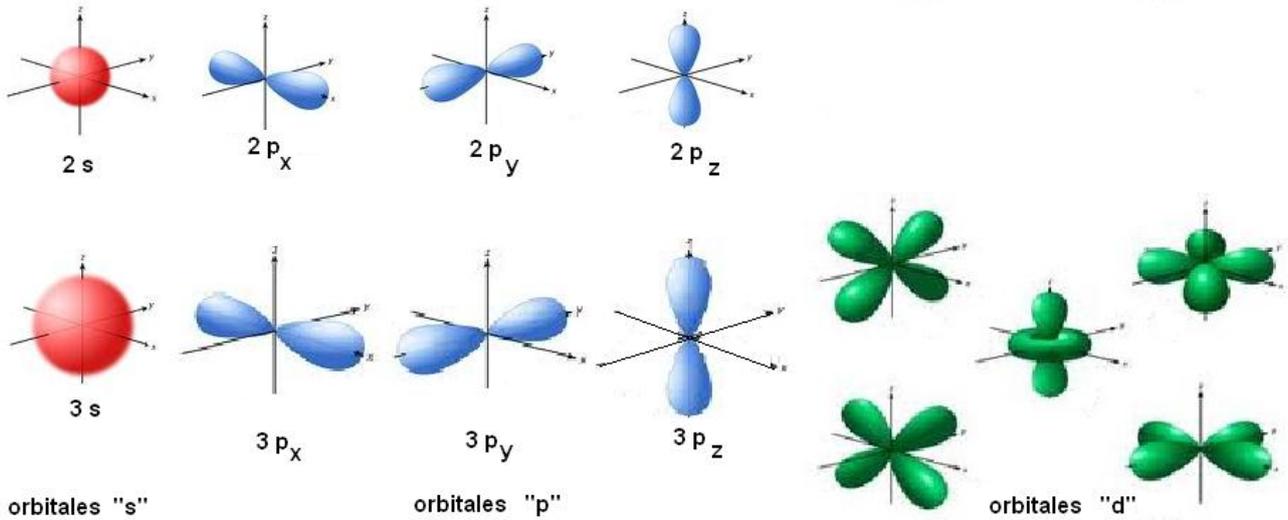


- 3) Cada nivel de energía tiene zonas en donde es muy probable que se encuentren los electrones, estas zonas se denominan **orbitales**.



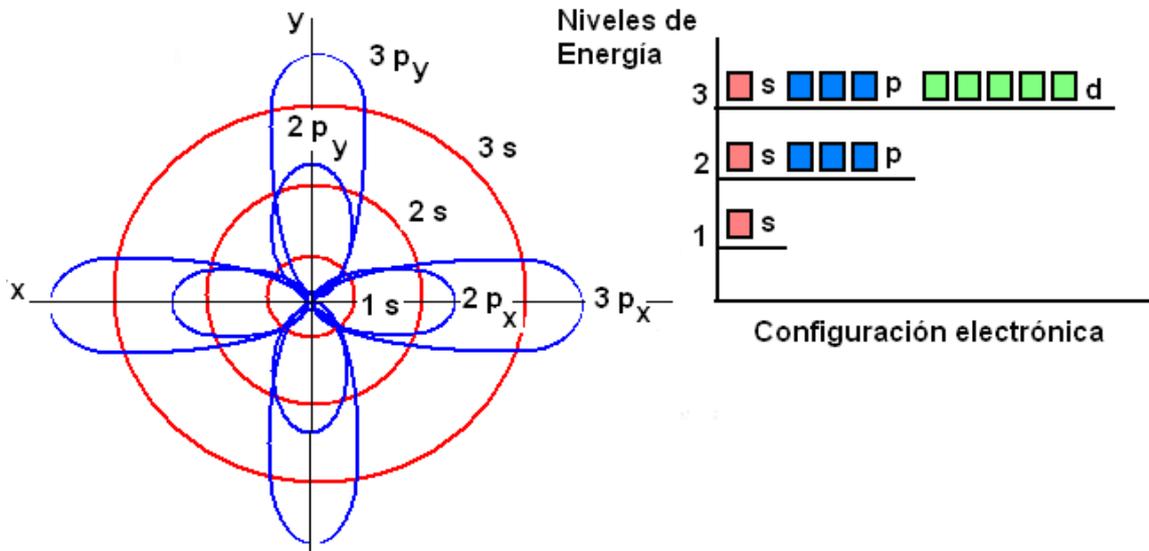
- 4) Los orbitales pueden ser de tipo **s, p, d, f**





5) Cada orbital admite como máximo dos electrones.

Como la representación del átomo es muy compleja, se realiza un esquema denominado **Configuración Electrónica** del átomo.



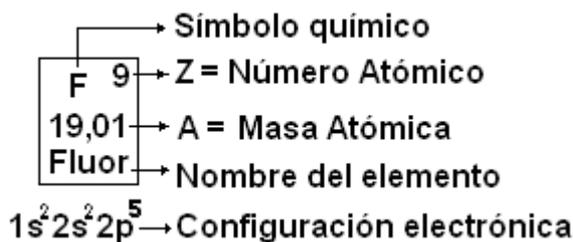
Unidad 5: Elementos Químicos

ELEMENTOS QUÍMICOS

Cada elemento químico se caracteriza por:

El **Número Atómico (Z)** indica la cantidad de protones que tiene el núcleo.

Ejemplo: para el elemento químico Fluor, el Número Atómico $Z = 9$, por lo que su núcleo tiene 9 protones.



Teniendo como referencia al átomo de Carbono

(12), debido a su alta pureza y facilidad de obtención, se considera como **Unidad de Masa Atómica (uma)** a la doceava parte de la masa del átomo de Carbono (12).

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{Masa del átomo de Carbono } 12}{12}$$

Se define a la **Masa Atómica (A)** de un elemento químico, como la masa del átomo respecto a la Unidad de Masa Atómica (uma).

Ejemplo: para el elemento químico Fluor, la Masa Atómica $A = 19,01$ uma. Esto indica que el átomo de Fluor tiene una masa equivalente a 19,01 Unidad de Masa Atómica (uma).

Se denomina **Número de Masa (M)** a la cantidad total de protones y neutrones que contiene el núcleo. Se obtiene mediante el redondeo, al número entero más próximo, de la Masa Atómica (A) del elemento químico.

$$M = \text{protones} + \text{neutrones}$$

Ejemplo: la Masa Atómica del elemento químico Fluor es $A = 19,01$. Si redondeamos dicha cantidad al número entero más próximo ($19,01 \Rightarrow 19$) entonces el Número de Masa es $M = 19$. Conocido el Número de masa (M) y el Número Atómico (Z), es posible determinar la cantidad de neutrones que posee el núcleo.

$$\text{Neutrones} = \text{Número de Masa (M)} - \text{Número Atómico (A)}$$

Por lo que para el Fluor: Cantidad de Neutrones = $M - Z = 19 - 9 = 10$ neutrones

NÚMERO MÁSCO, que se representa con la letra **A**

"Es la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo atómico"

$$\text{PROTONES} + \text{NEUTRONES} = A$$

NÚMERO ATÓMICO, se representa con la letra **Z**

"Es cantidad de protones presentes en el núcleo atómico"

"Es la cantidad de electrones presentes en la corteza atómica"

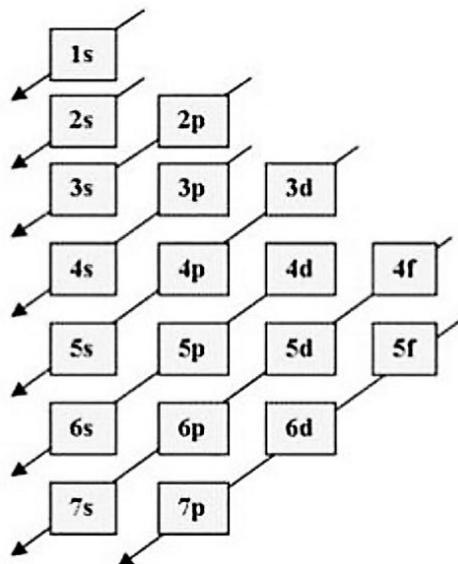
$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ DE PROTONES} &= Z \\ \text{N}^\circ \text{ DE ELECTRONES} &= Z \end{aligned}$$

CÁLCULO DEL N° DE NEUTRONES

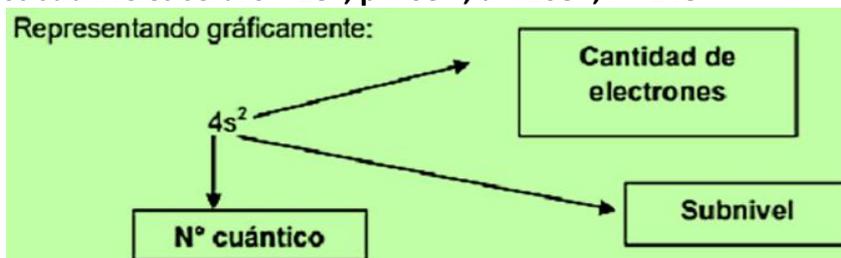
La **configuración electrónica** del átomo de un elemento corresponde a la ubicación de los electrones en los orbitales de los diferentes niveles de energía. La manera de mostrar cómo se distribuyen los electrones en un átomo, es a través de la configuración electrónica.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo es necesario:

- Saber el número de electrones que el átomo tiene; basta conocer el número atómico (Z) del átomo en la tabla periódica. Recordar que el número de electrones en un átomo es igual al número de protones por lo tanto $Z = p^+ = e^-$
- Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde el nivel de menor energía, respetando la cantidad máxima de orbitales: **1 s ; 3 p ; 5 d ; 7 f**
- El orden de llenado de los orbitales tiene el siguiente esquema:



- Cada orbital aloja como máximo dos electrones, por tal motivo, la cantidad máxima de electrones en los subniveles será: **s = 2e⁻ ; p = 6e⁻ ; d = 10e⁻ ; f = 14e⁻**



- También se representan a los electrones en su diagrama de spin (giro). En el orbital un electrón rota en un sentido y el otro electrón rota en sentido contrario:

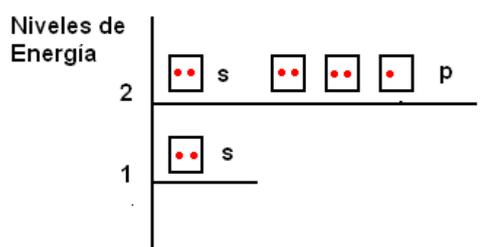


Todo elemento químico tiene una Configuración Electrónica determinada.

Ejemplo: Para el Fluor, alrededor del núcleo giran 9 electrones, los cuales se distribuyen de la siguiente manera: $1s^2 2s^2 2p^5$ es decir que:

$1s^2$ El nivel 1 tiene en el orbital "s" 2 electrones

$2s^2 2p^5$ El nivel 2 tiene en el orbital "s" 2 electrones; y en los orbitales "p" 5 electrones.

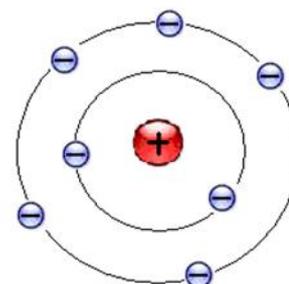


Configuración electrónica

Si representamos el átomo de Fluor según el modelo planetario de Rutherford tendría dos órbitas:

La órbita 1: tiene 2 electrones

La órbita 2: tiene 7 electrones



Modelo Planetario

Finalmente, se denomina **Diagrama de Lewis** a la representación del átomo según su símbolo y puntos que indican la cantidad de electrones en la última órbita.

Ejemplo: El Diagrama de Lewis para el Fluor es



EJERCICIO: Realizar la Configuración Electrónica, modelo planetario y Diagrama de Lewis para los siguientes elementos:

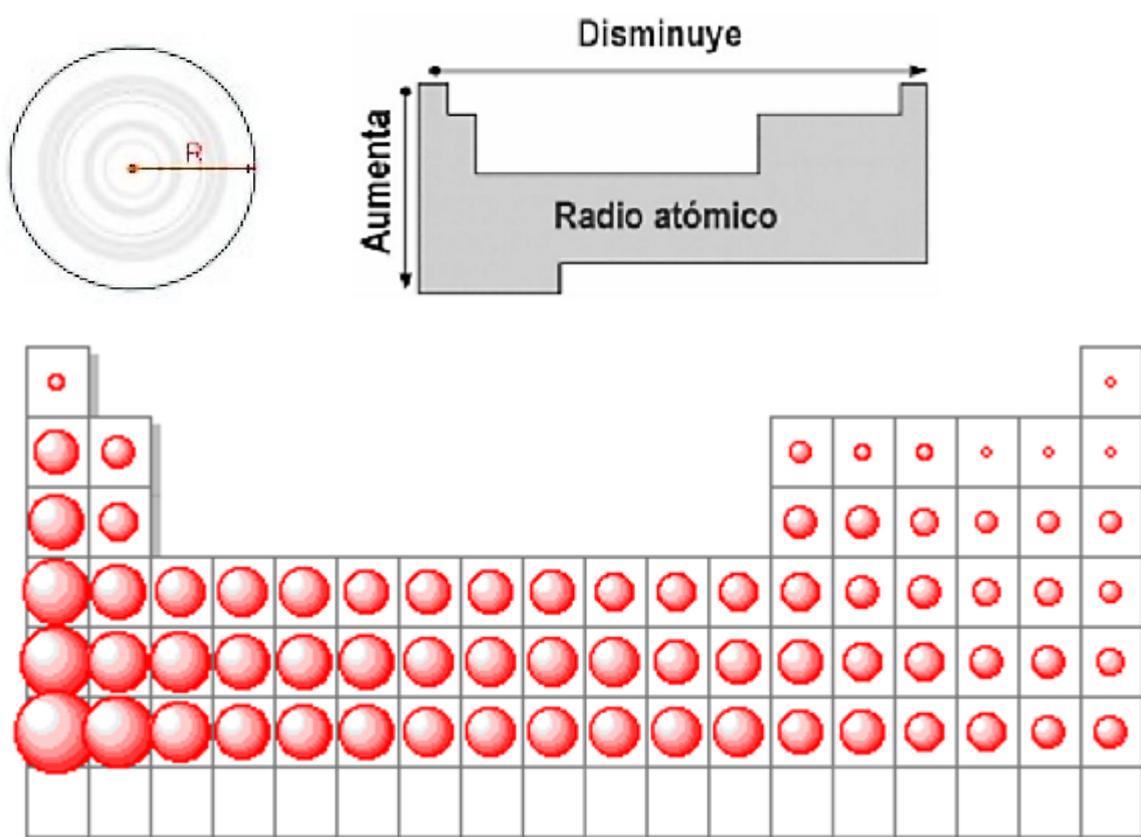
Átomo	Z	Configuración electrónica			
Li	3	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	
Be	4	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow <input type="text"/> <input type="text"/>
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow <input type="text"/>
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

TABLA PERIÓDICA DE ELEMENTOS QUÍMICOS

En 1869, el químico Alemán **Julios Meyer** y el científico Ruso **Dimitri Mendeléiev**, observaron que al ordenar los elementos químicos en función creciente de su Masa Atómica, las propiedades físicas y químicas se repetían periódicamente (Ley Periódica). Por lo que al distribuir los elementos químicos en función de su Masa Atómica (filas) y sus propiedades físicas y químicas (columnas), obtuvieron una Tabla de Elementos químicos. En aquella época se conocían 66 Elementos Químico y como en la Tabla quedaban espacios vacíos, predijeron la existencia de elementos químicos aún no descubiertos.

En 1913, el físico y químico Inglés, **Henry Moseley** modifico la ley periódica, ordenando los Elementos Químicos en función creciente de su Número Atómico (**Z**). Demostrando que: "Cuando los elementos se arreglan en orden de sus números atómicos sus propiedades físicas y químicas muestran tendencias periódicas."

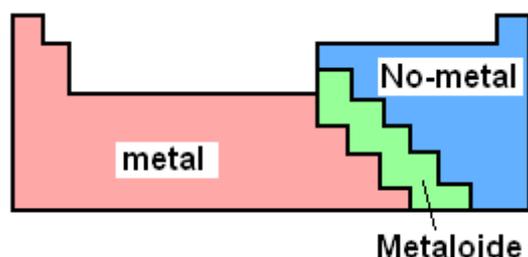
Se define como Radio Atómico a la distancia entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más alejado del mismo



- Al ir de izquierda a derecha atravesando un periodo en la tabla Periódica, los radios atómicos de los elementos representativos disminuyen en forma regular a medida que se va aumentando la cantidad de protones en el núcleo.
- Al aumentar la carga nuclear atrae a la nube electrónica más cerca del núcleo y al añadirse electrones en el mismo nivel de energía, produce que a medida que se desciende en un mismo grupo el radio atómico aumenta.
- Para los elementos de transición, las variaciones no son tan regulares porque se están añadiendo electrones en una capa más interna. Todos los elementos de transición tienen radio más pequeño que los elementos precedentes el grupo IA y IIA en el mismo periodo.

Al ordenar los elementos químicos, se encontró que no sólo el tamaño eran similares, sino también las propiedades físicas y químicas. Obteniendo de esta manera las primeras tablas periódicas de elementos químicos.

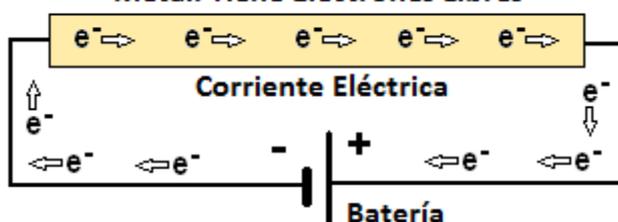
En cuanto a las propiedades físicas y químicas, la Tabla Periódica de Elementos Químicos se divide básicamente en 3 partes:



Metales: Son conductores de la electricidad. Los últimos electrones están débilmente sujetos al núcleo del átomo, por lo que se liberan con facilidad transformándose en **Electrones Libres**. El movimiento de los electrones libres da origen a la corriente eléctrica.

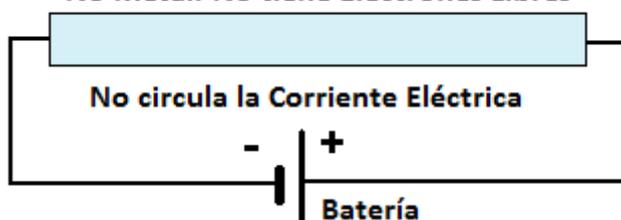
Ejemplo: Un alambre de cobre tiene millones de electrones libres. Al conectar una batería los electrones libres comienzan a desplazarse produciendo la corriente eléctrica.

Metal: Tiene Electrones Libres



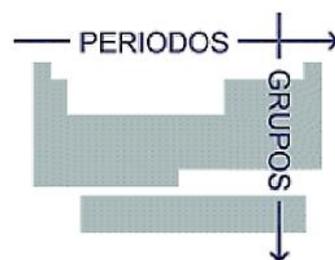
No-metales: No son conductores de la electricidad. Los electrones están fuertemente sujetos por el núcleo. No forman electrones libres y en consecuencia no producen corriente eléctrica.

No Metal: No tiene Electrones Libres



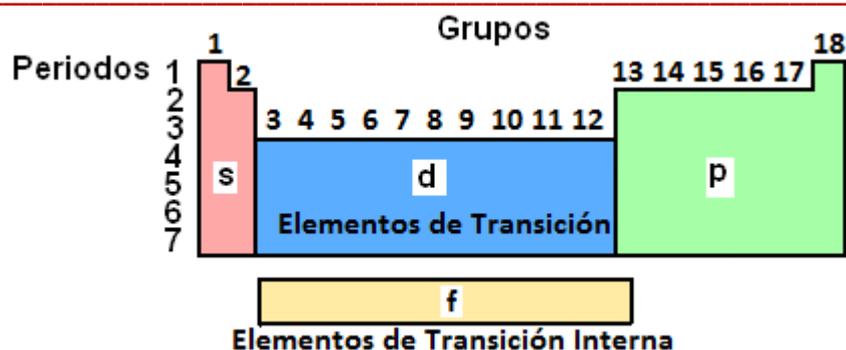
Metaloides: Para baja temperatura no conduce la electricidad dado que los electrones están sujetos al núcleo del átomo (propiedad de No-metales). Pero si aumentamos la temperatura del material, los electrones comienzan a liberarse del núcleo transformándose en Electrones Libres, por lo que al conectar una batería se produce corriente eléctrica (propiedad de los metales). Es por ello que se denominan "Metaloides", dado que según la temperatura del material se comporta como metal o No-metal.

Actualmente la Tabla Periódica de Elementos Químicos tiene las siguientes características: Cada fila corresponde a los niveles de energía y se denominan **Periodos**. Las columnas se vinculan con los últimos orbitales de átomo y se denominan **Grupos**.



Los grupos con mayor número de elementos, los grupos 1,2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18, se conocen como **Grupos Principales** o **Elementos Representativos**, en los cuales se completan los orbitales **s** y **p**. Los grupos del 3 al 12 están formados por los llamados **Elementos de Transición**, en los cuales se completan los orbitales **d**.

Los elementos que aparecen aparte se conocen como **Elementos de Transición Interna**, en los cuales se completan los orbitales **f**. Los elementos de la primera fila de elementos de transición interna se denominan **Lantánidos** o tierras raras, mientras que los de la segunda fila son **Actínidos**.



CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Elementos Representativos: También llamados Elementos del Grupo Principal, son aquellos elementos que forman parte del grupo A de la T.P (Del IA al VII A). Sus niveles de energía más altos están parcialmente ocupados y su último electrón entra en un orbital s o p.

a) Los elementos del grupo IA o Grupo I: pertenecen a los elementos denominados ELEMENTOS ALCALINOS, no se encuentran libres en la naturaleza debido a su gran actividad química. Todos ellos tienen un sólo electrón en su última capa por lo que les resulta relativamente fácil cederlo para formar enlace iónico con otros elementos.

Los metales alcalinos son litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio, siendo los dos últimos los más reactivos del grupo. Como la mayoría de los metales, son dúctiles, maleables y buenos conductores del calor y la electricidad. Reaccionan violentamente con el agua, ardiendo en ella, por lo que deben ser manejados con cuidado.

b) Los elementos del grupo IIA o Grupo 2 pertenecen a los elementos denominados ELEMENTOS ALCALINOS TERREOS, son el berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y racho se encuentran situados en el segundo grupo del sistema periódico.

Los metales alcalinotérreos no se encuentran libres en la naturaleza sino formando compuestos de tipo iónico, a excepción de los del berilio que presentan un importante porcentaje covalente. Al contrario que los alcalinos, muchas de las sales de los metales alcalinotérreos son insolubles en agua.

c) Los elementos del grupo VIIA o Grupo 17 pertenecen a los elementos denominados HALÓGENOS, son elementos no metálicos y lo forman el flúor, cloro, bromo, yodo y astato. Son elementos bastante reactivos porque por su estructura electrónica presentan 7 electrones en su último nivel, tienden a estabilizarse completando el octeto final para lo cual capturan un electrón o lo comparten dando lugar así a compuestos iónicos o covalentes respectivamente.

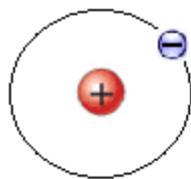
d) Los elementos del grupo VIIIA o Grupo 18 pertenecen a los elementos denominados GASES NOBLES: pertenecen a este grupo el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, Todos ellos son muy estables porque tienen 8 electrones en su último nivel

Elementos de Transición: Forman parte del grupo B de la T.P, se conocen también como metales de transición o metaloides por tener propiedades intermedias entre metales y no metales.

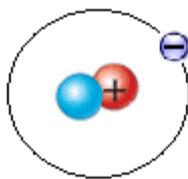
Elementos de Transición Interna: Son elementos clasificados como tierras raras suelen dividirse en dos grupos: los lantánidos (o primeras tierras raras) y los actínidos (o segundas tierras raras).

NOCIONES DE: ISÓTOPOS. RADIOACTIVIDAD. RADIOISÓTOPOS

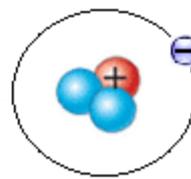
Se denomina **Isótopos** a los átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen una cantidad diferente de neutrones, y por lo tanto tienen el mismo Número Atómico (Z) pero diferentes Masa Atómica (M).



Hidrógeno ${}^1_1\text{H}$
 1 Protón
 0 Neutrón
 Z = 1
 M = 1



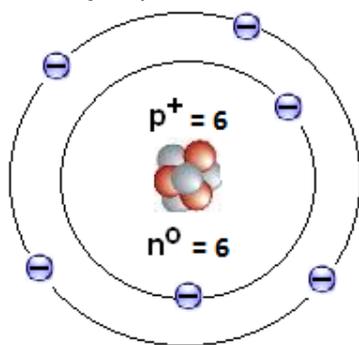
Deuterio ${}^2_1\text{H}$
 1 Protón
 1 Neutrón
 Z = 1
 M = 2



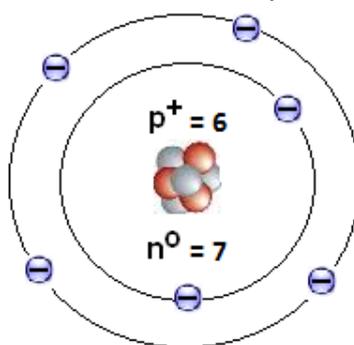
Tritio ${}^3_1\text{H}$
 1 Protón
 2 Neutrones
 Z = 1
 M = 3

Se denomina **Radioisótopo** a aquel isótopo que es radioactivo. Los Radioisótopos tienen un núcleo inestable y emiten energía y partículas cuando pasan a un isótopo más estable. Partiendo de una cantidad de Radioisótopo inicial, se denomina Vida Media al tiempo necesario para que su cantidad disminuya a la mitad.

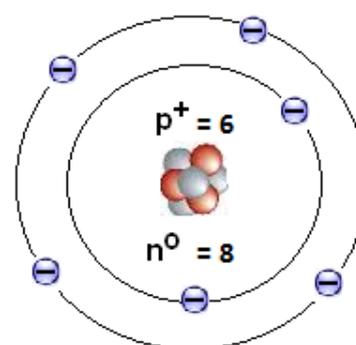
Como ejemplo el Carbono 14 tiene un núcleo inestable y su vida media es de 5730 años.



Carbono ${}^{12}_6\text{C}$
 6 Protones
 6 Neutrones
 Z = 6
 M = 12

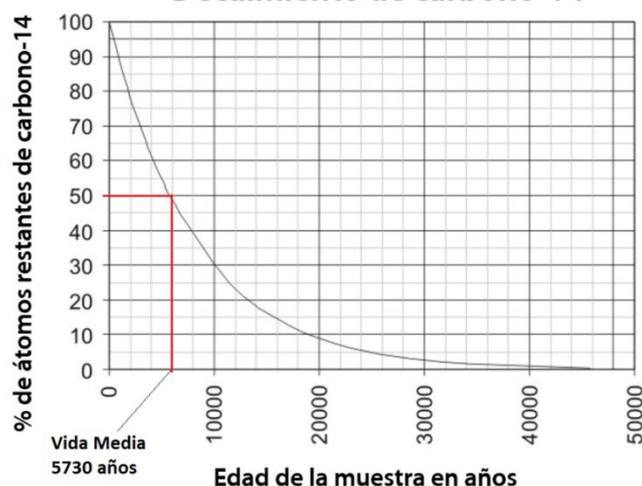


Carbono ${}^{13}_6\text{C}$
 6 Protones
 7 Neutrones
 Z = 6
 M = 13



Carbono ${}^{14}_6\text{C}$
 6 Protones
 8 Neutrones
 Z = 6
 M = 14

Decaimiento de carbono-14



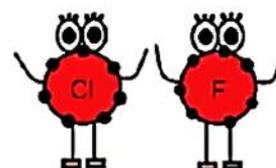
Unidad 6: Unión Química

ACTIVIDAD INTRODUCTORIA: CUENTO "UNA FIESTA MUY ELEMENTAL"

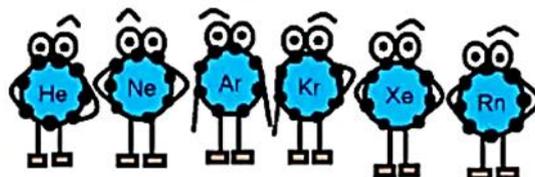


Todos los elementos, acudieron a dicha fiesta, acudieron desde el más liviano, que es el hidrogeno, hasta uno de los más pesados, el uranio, elementos célebres como el único metal líquido, el mercurio, con sus compañeros del mismo estado, estaba el primer elemento sintético, algunos gases imperceptibles como el oxígeno, nitrógeno e hidrogeno, y otros muy olorosos como el cloro y el flúor. Todos lucían muy bien presentados, ya que era una buena ocasión para conseguir pareja o amistades.

Los señores como el Fluor y el Cloro, eran de los más activos ya que cuentan con 7 electrones en su última capa energética, por lo tanto, gozaban de mejores atributos químicos y físicos que otros elementos, por lo cual así llamaban la atención con mayor facilidad, claro está que hay otros como el cesio, el francio, el rubidio, el sodio que también



son activos y que se dejan conquistar rápidamente. Pero como es de costumbre, en cada fiesta hay grupitos aislados, antipáticos, que no hablan con nadie, no saludan, y en esta, no había excepción, pues estos los más conocidos y nombrados como los gases nobles, que no necesitan de nada ni de nadie, puesto que de nacimiento son únicos en cumplir la regla del octeto, es decir, se sienten estables energéticamente al tener 8 electrones en su última orbita.



Al transcurrir la fiesta se empieza a observar elementos entusiasmados por enlazarse con otros, y así formar una familia (una molécula o un agregado atómico). Estas uniones se originan debido a las atracciones y repulsiones de los electrones. El objetivo de un matrimonio químico es similar al social, se realiza para acompañarse y alcanzar una estructura más estable. En la búsqueda de la pareja, la apariencia física, entendida esta como la parte que el átomo deja ver, el vestido, juega un papel muy importante, pues en muchos casos hay atracción y amor a primera vista, el vestido del átomo son los electrones de valencia, los cuales son los que participan directamente en el enlace.

Además de tales aspectos físicos, cuenta la personalidad de cada elemento, que en este caso viene siendo, la electronegatividad, la capacidad de atraer electrones en un enlace.

Mediante esta propiedad, definirnos si la persona es buena, regular o mala, porque si el valor de la electronegatividad es bajo, podemos deducir que el elemento es bueno, positivo, que tienden a donar sus electrones. En cambio, si el valor es alto el elemento es negativo, por lo tanto, tiende a robar algunos electrones del enlace.

Al aumentar la temperatura de la fiesta, ya se comienzan a notar parejas de átomos, detectados por el grupito de criticones, mirones y chismosos, las cuales son vistas por los gases nobles o inertes, que, al cumplir la regla del octeto, asumen este rol.

UNIONES QUÍMICAS

Las **Uniones Químicas**, también llamadas "**Enlaces Químicos**", son mecanismos que interpretan la unión de los átomos.

La unión entre los átomos se realiza mediante los electrones de la última capa exterior, que reciben el nombre de electrones de valencia. La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introducen en la esfera electrónica del otro.

Los gases nobles, poseen ocho electrones en su última capa, salvo el helio que tiene dos. Esta configuración electrónica les comunica inactividad química y una gran estabilidad.

Todos los átomos tienen tendencia a transformar su sistema electrónico y adquirir el que poseen los gases nobles, porque ésta es la estructura más estable.

Las propiedades de las sustancias están determinadas en parte por los enlaces químicos que mantienen unidos a los átomos. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entra en contacto sus regiones más externas.

En la mayor parte de las moléculas los átomos están enlazados por uniones covalentes. La mayoría de los enlaces iónicos se obtienen de la purificación de minerales que contienen al compuesto.

Las estructuras que se utilizan para representar los compuestos covalentes se denominan Estructura de Lewis, en dicha estructura solo se muestran los electrones de valencia y se los simboliza con puntos, rayas, etc.

La tendencia de los átomos en las moléculas a tener ocho electrones en su capa de valencia se conoce como Regla del Octeto, formulada por el mismo Lewis.

También hablaremos sobre la electronegatividad, el concepto relativo, en el sentido de que la electronegatividad de un elemento solo se puede medir respecto de la de otros elementos.

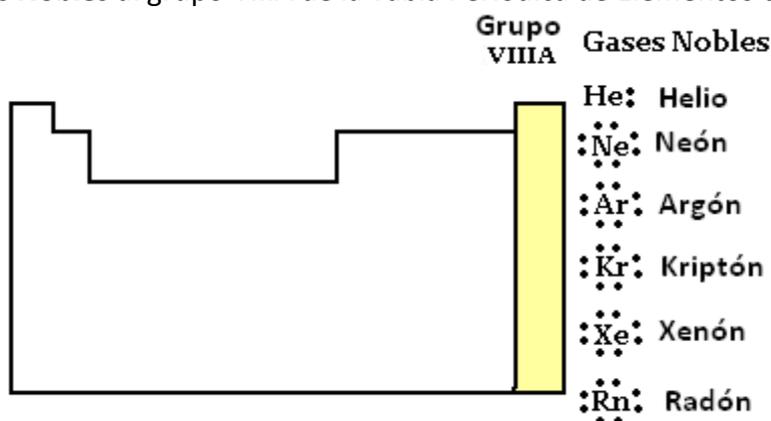
Sabemos por varios experimentos que las moléculas tienen estructuras definidas; esto es, los átomos de una molécula tienen posiciones definidas relativas uno con el otro en un espacio de tres dimensiones, es de aquí donde sale el estudio experimental denominado momento dipolo.

Definición de enlace químico

Se define como la fuerza de unión que existe entre dos átomos, cualquiera que sea su naturaleza, debido a la transferencia total o parcial de electrones para adquirir ambos la configuración electrónica estable correspondiente a los gases inertes, para formar una molécula, es decir, el enlace es el proceso por el cual se unen átomos iguales o diferentes para adquirir la configuración electrónica estable de los gases inertes y formar moléculas estables.

Elementos Inertes o Gases Nobles

Se denominan **Gases Nobles** al grupo VIIIA de la Tabla Periódica de Elementos químicos.



Inicialmente, los Gases Nobles, recibieron esa denominación porque sus átomos no se unían a ningún otro elemento. Son gases monoatómicos (formados por un solo átomo).

Son átomos muy estables dado que completaron su configuración electrónica y es por ello que no necesitan unirse a otros átomos para estabilizarse. En su Diagrama de Lewis tienen 8 electrones, excepto el Helio que tiene 2 electrones.

TEORÍA DEL OCTETO DE LEWIS

En 1917, el fisicoquímico Estadounidense, **Gilbert Lewis**, enuncia la **Teoría del Octeto**, la cual indica que "la tendencia de los átomos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de electrones de tal forma que adquiere la configuración electrónica del Gas Noble más cercano". Como los Gases Nobles tienen 8 electrones en el último nivel, excepto el Helio que tiene 2 electrones; los otros Átomos de la Tabla Periódica se unen para completar los 8 electrones en su nivel exterior, de este modo se vuelven más estables.

La actividad química de los átomos se relaciona con los electrones del último nivel llamados también electrones de valencia. La palabra "**Valencia**" proviene del latín *valentia* "fuerza, capacidad", y el significado químico se refiere al "poder de un elemento para combinarse con otro".

Ejemplos de algunos Elementos con símbolos de Lewis

IA	Grupo						VIIIA
H•	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	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:
Cs•	•Ba•	•Tl•	:Pb:	:Bi:	:Po:	:At•	:Rn:

TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

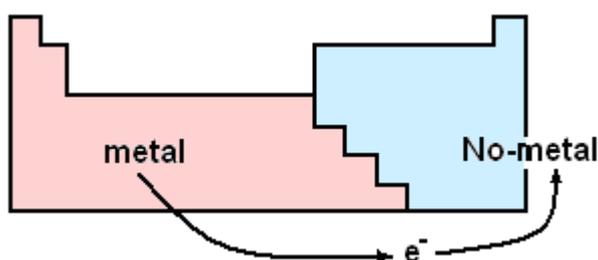
Existen tres formas principales de uniones químicas:

- Unión Electrovalente o Iónica
- Unión Covalente
- Unión Metálica

Para nuestros propósitos solamente estudiaremos las uniones electrovalentes y las uniones covalentes.

UNIÓN ELECTROVALENTE O IÓNICA

La **Unión Electrovalente** es la unión entre un No-metal y un metal.



Un átomo No-metal, tiene un núcleo tan fuerte que no solo retiene a sus electrones, sino que al encontrarse con un metal le quita los electrones exteriores para completar los 8 electrones en su Diagrama de Lewis.

El metal pierde electrones y se convierte en **CATION (+)**; adquiriendo carga positiva debido a que la cantidad de electrones es menor de lo normal. El No-metal se convierte en **ANIÓN (-)**; adquiriendo carga negativa debido a que la cantidad de electrones es mayor de lo normal.

Tanto el Catión como el Anión adquieren la configuración electrónica del Gas Noble más cercano, logrando de esta manera una mayor estabilidad. El Anión y el Catión se denominan **IONES** porque tienen cargas eléctricas.

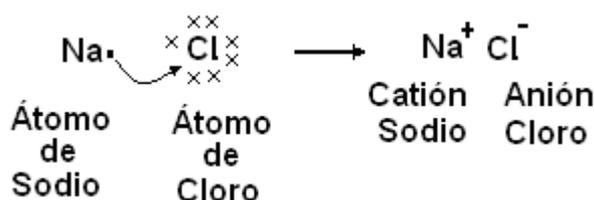
En electricidad, las cargas positivas (+) y negativas (-), se atraen mutuamente (Ley de Coulomb) entonces los Cationes y Aniones se atraen, manteniéndose unidos por acción de las fuerzas eléctricas; y es por ello que se denomina unión Electrovalente.

Los Aniones y los Cationes forman un reticulado cristalino llamado **MACROMOLÉCULA**, la cual puede crecer indefinidamente mientras existen cationes y aniones para formarla.

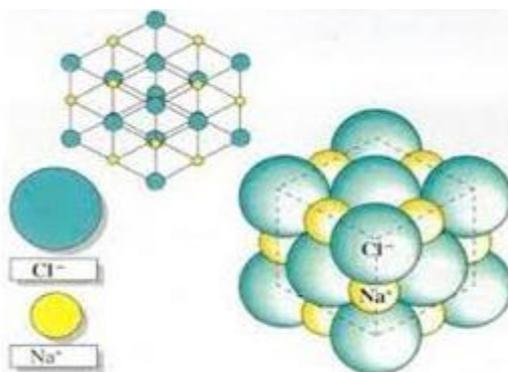
Ejemplo: En el caso del cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa, ocurre lo siguiente:

El átomo de Cloro (No-metal) tiene 7 electrones en su última órbita y el átomo de Sodio (metal) tiene un electrón en su última órbita.

El átomo de Cloro le quita un electrón al átomo de Sodio para obtener 8 electrones en su diagrama de Lewis, convirtiéndose en Anión Cloro dado que ahora tiene más electrones de lo normal. El átomo de Sodio al perder su electrón exterior se convierte en Catión Sodio debido a que su cantidad de electrones es menor de lo normal.

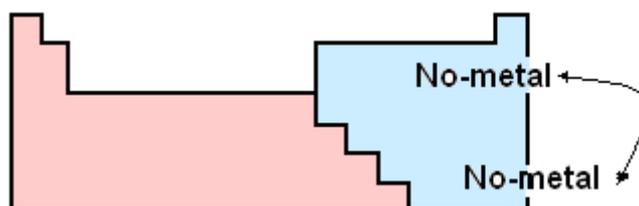


Como estos iones tienen cargas eléctricas de signo contrario, se atraen y forman un reticulado cristalino o cristal de sal.



UNIÓN COVALENTE

La **Unión Covalente** es la unión entre un No-metal y otro No-metal.



Como los átomos No-metales tienen núcleos muy fuertes; cuando se encuentran dos átomos (No-metal) ninguno puede quitar los electrones al otro, por lo que los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar los 8 electrones en su diagrama de Lewis.

Se denomina unión covalente porque los átomos comparten electrones y forman **MOLÉCULAS**, es decir unidades estables de átomos. La palabra Molécula proviene del latín *mole* "masa" en su diminutivo "pequeña masa".



AFINIDAD ELECTRÓNICA - (AE)

Otra propiedad de los átomos que influye en el comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina Afinidad Electrónica AE. La cual es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar, un Anión.



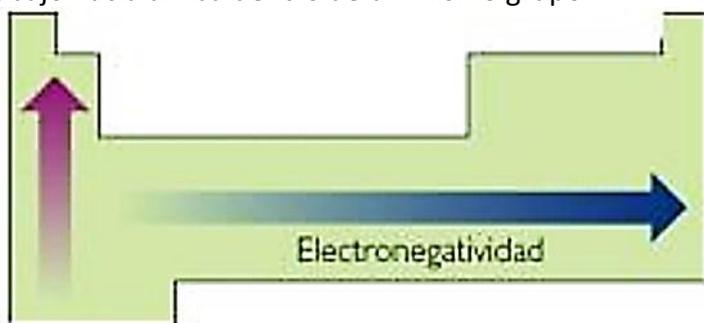
Los halógenos, elementos del grupo 7A, son los que presentan valores de AE más altos, pues solo con un electrón que aceptan adquieren la configuración electrónica del gas noble que aparece inmediatamente a su derecha, transformándose así en un compuesto estable.

La AE es positiva si la reacción es exotérmica y es negativa si la reacción es endotérmica.

ELECTRONEGATIVIDAD — (E)

La electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones hacia sí cuando se combina químicamente con otros átomos.

Para los Elementos Representativos, la E aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, pues presentan más tendencia a captar electrones los elementos no metálicos, y aumenta de abajo hacia arriba dentro de un mismo grupo.



La escala de E puede emplearse para predecir el tipo de enlace que se establece con los elementos cuando se combinan químicamente con otro átomo.

Los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a reaccionar entre sí para formar compuestos iónicos.

Los elementos menos electronegativos, es decir más electropositivos, ceden su electrón o electrones al elemento más electronegativo, formando enlaces iónicos con formación de IONES:

Ión positivo llamado CATION -> cede electrones

Ión negativo llamado ANIÓN -> recibe electrones

Los elementos con diferencias pequeñas de electronegatividad tienden a formar enlaces covalentes entre sí, es decir comparten electrones.

En este proceso el elemento más electronegativo, que es aquel elemento que presenta mayor cantidad de electrones en su último nivel es el que atrae electrones.

Propiedades Físicas	
METALES	NO METALES
1. La elevada conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura 2. Alta conductividad térmica 3. Color gris metálico o brillo metálico. Excepto cobre y oro 4. Casi todos sólidos, menos el mercurio 5. Maleables 6. Dúctiles 7. El estado sólido se caracteriza por enlaces metálicos	1. Mala conductividad eléctrica (Excepto el forma de grafito) 2. Buenos aislantes térmicos (Excepto el forma de diamante) 3. Sin brillo metálico 4. Sólidos, líquidos o gaseosos 5. Quebradizo en estado sólido 6. No dúctiles 7. Moléculas con enlace covalente

Propiedades Químicas	
METALES	NO METALES
1. Las capas externas contienen pocos electrones, por lo general 3 o menos 2. Energías de Ionización bajas 3. Afinidad Electrónica ligeramente negativas o positivas 4. Electronegatividades bajas 5. Forman cationes, cediendo electrones 6. Forman compuestos iónicos con los no - metales	1. Las capas externas contiene 4 o más electrones (Excepto el hidrógeno) 2. Energías de Ionización altas 3. Afinidad Electrónica muy negativas 4. Electronegatividad alta 5. Forman aniones, ganando electrones 6. Forman compuesto iónicos con los metales y compuestos moleculares con otros no metales

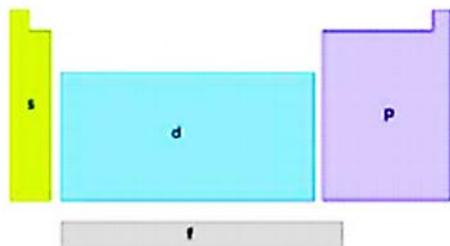
EJERCICIO: Identifica a qué se refiere cada parte en las imágenes, tanto las casillas como la organización de la Tabla Periódica:

Diagram illustrating the identification of parts of the periodic table. A box highlights Carbon (C) with its atomic number (6), symbol (C), name (Carbon), and atomic mass (12.01). Labels with arrows point to these values. A legend lists: SÍMBOLO, MASA ATÓMICA, NÚMERO ATÓMICO, GRUPOS, and NOMBRE. Below is a full periodic table with a bracket over the first 18 groups and a label pointing to the first column.

EJERCICIO:

Completo la siguiente tabla, escribiendo el símbolo químico del elemento al cual corresponde las siguientes configuraciones electrónicas, el bloque o región de la tabla en la cual se encuentra, al igual que el grupo y periodo de la tabla periódica.

BLOQUES DE LA TABLA

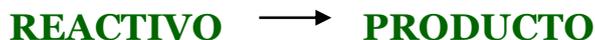


No	Configuración Electrónica	Símbolo del Elemento	Bloque de la Tabla	Grupo	Periodo
1	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
5	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
6	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
7	$1s^2 2s^2$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
8	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
9	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
10	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

Unidad 7: Formación de Compuestos Inorgánicos

REACCIÓN QUÍMICA

Una **Reacción Química** es un proceso por el cual una o más sustancia inicial, llamada **REACTIVO**, se convierte en otra sustancia llamada **PRODUCTO** de la reacción. Toda Reacción Química se expresa mediante una Ecuación Química:



En las Reacciones Químicas los átomos se unen o se reagrupan para alcanzar una configuración electrónica más estable. Las sustancias que reaccionan pueden ser Elementos o Compuestos químicos; y según el proceso y los productos obtenidos, las Reacciones Químicas pueden ser:

Reacción de Combinación (o Síntesis)

Una sustancia (A) se combina con otra sustancia (B) para formar como producto una sustancia compleja (AB).



Reacción de Descomposición

Una sustancia (AB) se descompone en sustancias más simples (A) y (B).



Reacción de Sustitución (o Desplazamiento)

Uno de los compuestos de una sustancia, es sustituido por otro compuesto. La sustitución puede ser:



COMPUESTOS QUÍMICOS

Los compuestos químicos fueron tradicionalmente divididos en dos grandes grupos: inorgánicos y orgánicos.

Los **Compuestos Orgánicos** son aquellos que contienen carbono, por lo general en combinación con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo o azufre. Los átomos de carbono se unen formando cadenas abiertas o cerradas dando origen a una gran variedad de compuestos químicos orgánicos.

Los **Compuestos Inorgánicos** son aquellos formados por cualquier combinación de elementos químicos, excluyendo a los compuestos orgánicos.

Sin embargo, existen compuestos que no responden a esta clasificación, por ejemplo: el dióxido de carbono (CO₂), es un compuesto inorgánico.

NOMENCLATURA

Para nombrar los compuestos químicos se sigue las normas de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos:

Nomenclatura sistémica:

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos:

MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA.

Ejemplo: **Na₂O** Monóxido de di-sodio

FeO Monóxido de hierro

Nomenclatura de stock:

En este tipo de nomenclatura, la valencia se indica al final, en números romanos y entre paréntesis.

Ejemplo: **Na₂O** Óxido de sodio (I)

FeO Óxido de hierro (II)

Nomenclatura tradicional:

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia actúan los elementos se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

2 Valencias		3 Valencias		4 Valencias	
__oso	menor	Hipo__ __oso	menor	Hipo__ __oso	menor
__ico	mayor	__oso		__oso	
		__ico	mayor	__ico	
				Per__ __ico	mayor

Ejemplo: Na_2O Óxido de Sodio
 FeO Óxido Ferroso

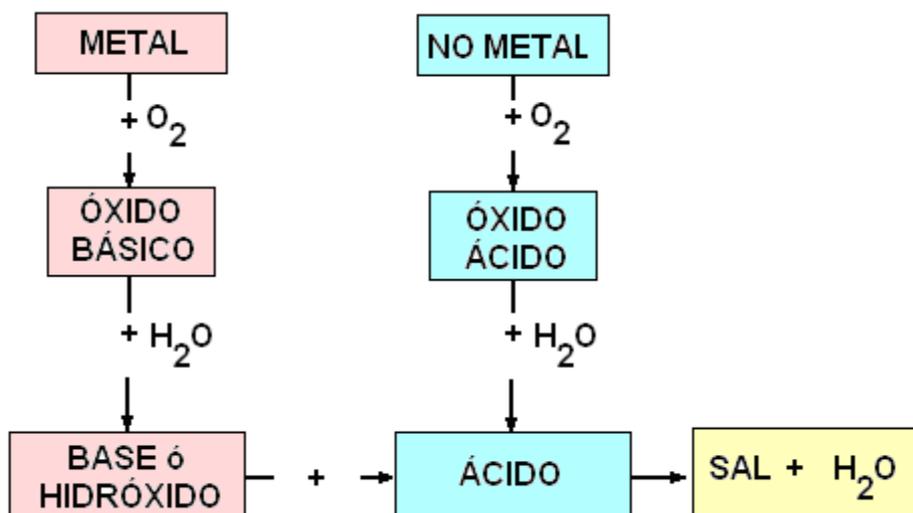
FORMULACIÓN

La **Fórmula Química** de un compuesto es la representación, por medio de Símbolos Químicos y Números, de los Elementos que forman el compuesto.

Se denomina **Formulación** al conjunto de reglas para escribir las Fórmulas Químicas de los compuestos.

De todas las reacciones químicas, vamos a estudiar los compuestos obtenidos por la reacción del oxígeno con otros elementos. El oxígeno tiene una gran capacidad para combinarse con otros elementos y compuestos y formar nuevas sustancias.

También estudiaremos las reacciones entre Ácidos y bases para formar Sales. En resumen analizaremos la siguiente secuencia de productos:



NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química se encarga de asignar un nombre a cada compuesto, para lo cual se siguen ciertas reglas o acuerdos.

A partir de dicho nombre, se puede establecer la fórmula del compuesto, y por consiguiente, su composición.

Para escribir la fórmula correcta de los compuestos, es necesario saber los símbolos de los distintos elementos, su posición en la tabla periódica y algunas propiedades como la capacidad de combinación de los átomos y sus números de oxidación.

Capacidad de combinación o valencia

La capacidad de combinación de un átomo recibe el nombre de valencia.

“La Valencia es la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con los átomos de otros elementos y formar compuestos”.

En la molécula de H₂O, el oxígeno tiene valencia 2, como consecuencia de sus dos enlaces con los hidrógenos. A su vez, cada hidrógeno tiene valencia 1.

Los únicos electrones que participan en los enlaces químicos son los del último nivel de cada átomo. Por tal razón se les da el nombre de electrones de valencia.

TABLAS DE VALENCIA

VALENCIA +1				VALENCIA +2				VALENCIA +3			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Hidrógeno	H	1	1	Berilio	Be	4	9	Boro	B	5	11
Litio	Li	3	7	Magnesio	Mg	12	24	Aluminio	Al	13	27
Sodio	Na	11	23	Calcio	Ca	20	40	Galio	Ga	31	70
Potasio	K	19	39	Estroncio	Sr	38	88	Indio	In	49	115
Rubidio	Rb	37	86	Bario	Ba	56	187	Escandio	Sc	21	45
Cesio	Cs	55	133	Radio	Ra	88	226	Itrio	Y	39	89
Francio	Fr	87	223	Cinc	Zn	30	65	Lantano	La	57	139
Plata	Ag	47	108	Cadmio	Cd	48	112	Actino	Ac	89	227

VALENCIA +1, +2				VALENCIA +1, +3				VALENCIA +2, +3			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Cobre	Cu	29	64	Oro	Au	79	197	Hierro	Fe	26	56
Mercurio	Hg	80	201	Talio	Tl	81	204	Cobalto	Co	27	59
								Níquel	Ni	28	58

VALENCIA +2, +4				VALENCIA -2, -4, -6				VALENCIA -3, -5			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Carbono	C	6	12	Oxígeno	O (2)	8	16	Nitrógeno	N	7	14
Silicio	Si	14	28	Azufre	S	16	32	Fósforo	P	15	31
Germanio	Ge	32	73	Selenio	Se	34	79	Arsénico	As	33	75
Estaño	Sn	50	119	Teluro	Te	52	128	Antimonio	Sb	51	122
Plomo	Pb	82	207					Bismuto	Bi	83	209

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

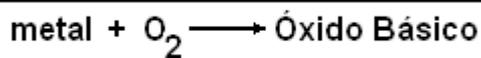
NÚMEROS DE OXIDACIÓN				En los oxácidos				
+1	+2	H ⁺¹ o H ⁻¹		+3	+4	+5	+6	+7
						+3	+4	+5
							+4	+3
								+1
Li	Be		B	C	N	O	F	
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca	Sc ⁺³	Zn ⁺²	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	Y ⁺³	Ag ⁺ Cd ⁺²	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	La ⁺³		Tl	Pb	Bi	-	-
					-4	-3	-2	-1
Con el H y con los metales								

Mayor valencia terminación : ICO óxido férrico

Menor valencia terminación : OSO óxido ferroso

ÓXIDOS BÁSICOS

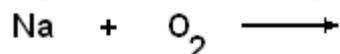
Se forman por la unión del **Oxígeno** (No-metal) con un **metal**. Estos compuestos presentan uniones iónicas dado que el oxígeno le quita electrones al metal. El oxígeno siempre se presenta como molécula, es por ello que en la ecuación química se representa como **O₂**



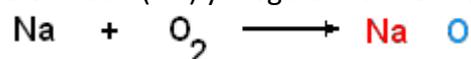
Ejemplo: Reacción química entre el Sodio (valencia "+1") y el Oxígeno (valencia "-2")

Formulación:

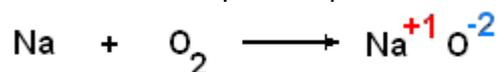
- Primeramente indicamos los elementos que intervienen como Reactivos de la reacción química. El metal y luego la molécula de oxígeno:



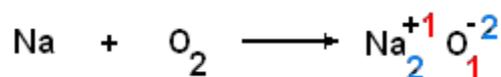
- Para obtener la fórmula del óxido básico, procederemos de la siguiente manera: primeramente se escribe el metal (**Na**) y luego el No-metal (**O**):



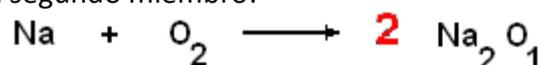
- Procedemos a escribir la valencia en la parte superior de los símbolos:



- Observamos si se pueden simplificar las valencias, y luego cruzamos solamente los números:

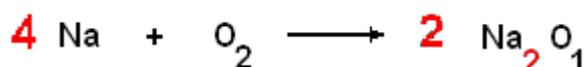


- Una reacción química es un reordenamiento de elementos, por lo que en ambas partes de la ecuación química debe haber la misma cantidad de átomos presentes. En el primer miembro de la ecuación se presenta dos átomos de oxígeno y en el segundo miembro tenemos solamente un átomo de oxígeno. Para igualar la cantidad de oxígeno debemos multiplicar por "2" al segundo miembro:

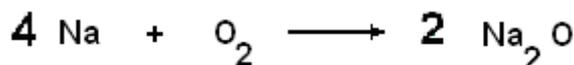


Este número (**2**) indica la cantidad de veces que se repite la unidad (Na₂O₁).

- En el segundo miembro de la ecuación tenemos ahora, cuatro átomos de Sodio (**2xNa₂**). Por lo que para igualar las cantidades, multiplicamos por "4" al Sodio del primer miembro de la ecuación:



- De esta manera la ecuación química igualada es:

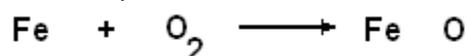


Nomenclatura Tradicional: Se escribe la palabra "Óxido" y luego el nombre del metal
Na₂O Óxido de Sodio

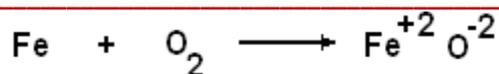
Otro ejemplo: El Hierro tiene dos valencias "+2" y "+3". Realizaremos la reacción entre el Hierro con sus valencias de "+2" y el oxígeno (valencia "-2")

Formulación:

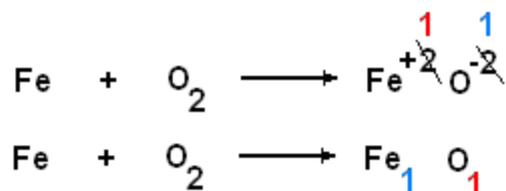
- Debemos indicar los elementos que intervienen en la reacción química:



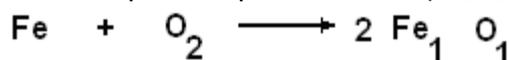
- Escribimos la valencia en la parte superior de los símbolos:



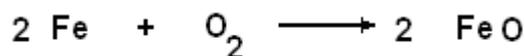
- Observamos que se pueden simplificar las valencias, y luego cruzamos solamente los números:



- Para igualar la cantidad de oxígeno, multiplicamos por "2" al segundo miembro. El número "2" indica la cantidad de veces que se repite la unidad (Fe₁O₁):



- En el segundo miembro de la ecuación tenemos dos átomos de Hierro y en el primer miembro solo uno. Por lo que para igualar las cantidades, multiplicamos por "2" al Hierro del primer miembro de la ecuación:



Nomenclatura Tradicional: FeO Óxido Ferroso

Nota: Para el Hierro con valencia (+3) se realiza el mismo procedimiento y se obtiene como producto el Óxido Férrico Fe₂O₃.

Como el Hierro tiene dos valencias (+2 y +3), para distinguir los productos obtenidos, al de menor valencia se adiciona la terminación _oso; mientras que para el producto de mayor valencia el nombre termina en _ico.

Algunos ejemplos:

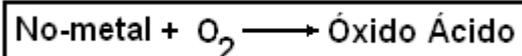
Valencias	Formula	N. Tradicional
1	Na ₂ O	Óxido de Sodio
2	CaO	Óxido de Calcio
3	Fe ₂ O ₃	Óxido Férrico
4	PbO ₂	Óxido Plúmbico

7.4.1.2 Diferentes nomenclaturas de los óxidos básicos

Fórmula	Nomenclatura	Números de átomos	Numerales de stock
Na ₂ O	Óxido de sodio	Monóxido de disodio	Óxido de Sodio
CaO	Óxido de calcio	Monóxido de calcio	Óxido de calcio
Cu ₂ O	Óxido cuproso	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
CuO	Óxido cúprico	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)
FeO	Óxido ferroso	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Monóxido de dihierro	Óxido de hierro (III)

ÓXIDOS ÁCIDOS

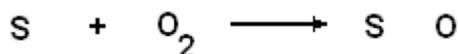
Se forman por la unión del oxígeno (No-metal) con otro No-metal. Son compuestos de unión covalente dado que el oxígeno comparte electrones con el No-metal.



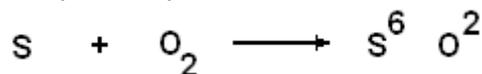
Ejemplo: Reacción química entre el Azufre (de valencia 6) y el oxígeno (de valencia 2)

Formulación:

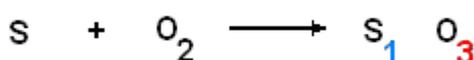
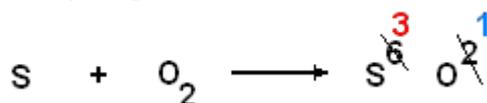
- Se escribe el No-metal y luego el oxígeno:



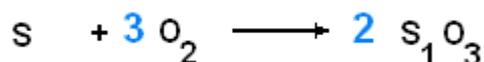
- Escribimos la valencia en la parte superior de los símbolos:



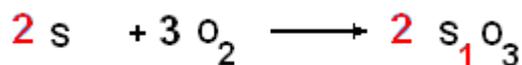
- Simplificamos las valencias, y luego cruzamos solamente los números:



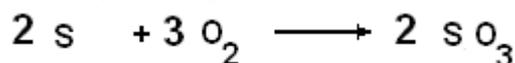
- Para igualar la cantidad de oxígeno, multiplicamos por "3" a la molécula de oxígeno del primer miembro; y multiplicamos por "2" al segundo miembro:



- Para igualar las cantidades de Azufre, multiplicamos por "2" al Azufre del primer miembro de la ecuación:



- De esta manera la ecuación química igualada es:



Nomenclatura Tradicional: Se escribe la palabra "Anhídrido" y luego el nombre del No-metal

SO₃ Anhídrido Sulfúrico

Algunos ejemplos:

Valencias	Formula	N. Tradicional
1	Br ₂ O	Anhídrido Hipobromoso
2	CO	Anhídrido Carbonoso
3	Br ₂ O ₃	Anhídrido Bromoso
4	CO ₂	Anhídrido Carbónico
5	Br ₂ O ₅	Anhídrido Brómico
6	SO ₃	Anhídrido Sulfúrico
7	Br ₂ O ₇	Anhídrido Perbrómico

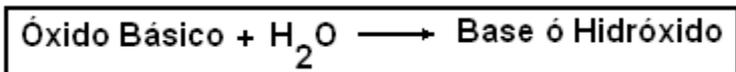
7.4.2.3 Diferentes nomenclaturas de los óxidos ácidos

Fórmulas	Nomenclatura	Según sus átomos	Numeral de stock
CO_2	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)
SO_2	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre(IV)
SO_3	Anhídrido sulfúrico	Trióxido de azufre	Óxido de azufre(VI)
N_2O_3	Anhídrido nitroso	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno(III)
N_2O_5	Anhídrido nítrico	Pentóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno(V)
Cl_2O	Anhídrido hipocloroso	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro(I)
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro(III)
Cl_2O_5	Anhídrido clórico	Pentóxido de dicloro	Óxido de cloro(V)
Cl_2O_7	Anhídrido perclórico	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro(7)

Unidad 8: Ácido y Base

BASE o HIDRÓXIDOS

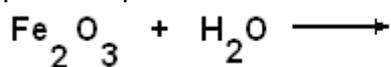
Son productos de la reacción entre un **Óxido Básico** y el **Agua (H₂O)**. Estos compuestos tienen uniones iónicas. Todos los hidróxidos se caracterizan por presentar como Anión el grupo **hidroxilo (HO⁻)**. El Cation proviene del metal. El Hidroxilo siempre tiene valencia "- 1".



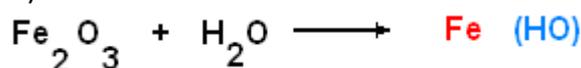
Ejemplo: reacción entre el Óxido Férrico Fe₂O₃ (Hierro con valencia +3) y agua.

Formulación:

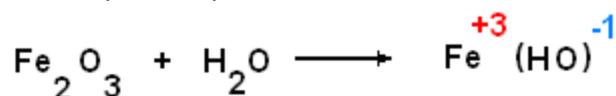
- indicamos los compuestos que intervienen como Reactivos de la reacción química:



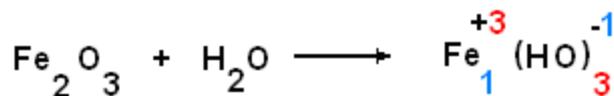
- En el segundo miembro de la ecuación química escribimos primero el metal (**Fe**) y luego el grupo Hidroxilo (**HO**).



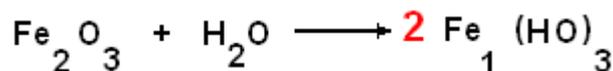
- Escribimos la valencia en la parte superior de los símbolos:



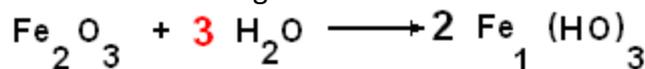
- Cruzamos solamente los números:



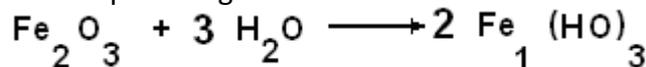
- Para igualar la ecuación, primeramente se debe igualar la cantidad de metal en ambas ecuaciones. En este caso multiplicamos el segundo miembro por "2" para igualar la cantidad de átomos de Hierro:



- Luego se iguala la cantidad de Hidrógeno modificando la cantidad de moléculas de agua:



- Finalmente la ecuación química igualada es:



Nomenclatura Tradicional: Se escribe la palabra "Hidróxido" y luego el nombre del metal según su denominación como óxido.

Fe (HO)₃ Hidróxido Férrico

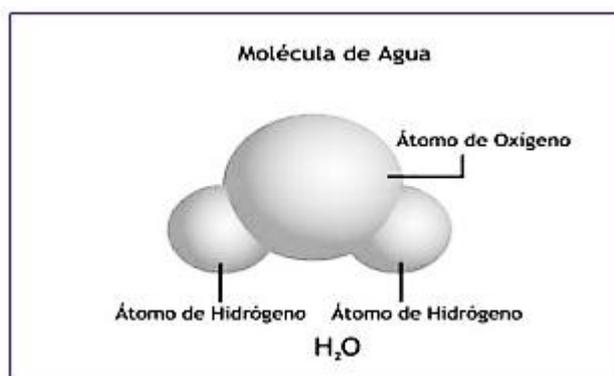
Algunos ejemplos:

Valencias	Formula	N. Tradicional
1	NaOH	Hidróxido de sodio
2	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
3	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio
4	Pb(OH) ₄	Hidróxido Plúmbico

Nota: La cantidad de grupos Hidroxilo es igual a la valencia del metal.

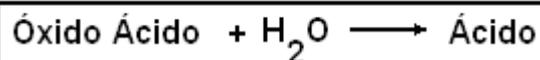
**Todos los hidróxidos se caracterizan por tener tantos radicales hidroxilos (OH⁻), como valencia tenga el metal.
 Por esta razón son compuestos que pueden presentar uno o más iones hidroxilo u oxidrilo**

FÓRMULA		
MOLECULAR	ESTRUCTURAL	ELECTRÓNICA
H ₂ O	H—O—H	H × · Ö · × H



ÁCIDOS

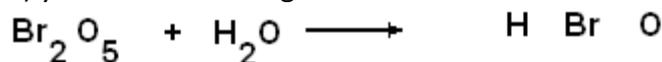
Resultan de la reacción de un **Óxido Ácido** y el **Agua (H₂O)**. Presentan uniones iónicas. Los No-metales se unen para formar el Anión. El Cation lo forma el Hidrógeno (H⁺¹)



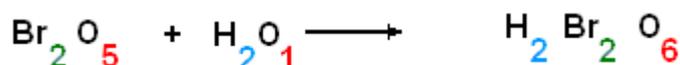
Ejemplo: reacción entre el Anhídrido Brómico **Br₂O₅** y agua.

Formulación:

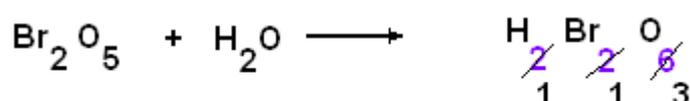
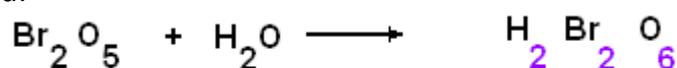
- En el segundo miembro de la ecuación química se escribe: primero el Hidrógeno, luego el No-metal (Bromo) y finalmente el oxígeno:



- Escribimos la cantidad total de cada átomo que se encuentran en el primer miembro de la ecuación química: Se dispone de 2 átomos de Hidrógeno en el agua, dos átomos de bromo en el óxido ácido; y finalmente 6 átomos de oxígeno (cinco en el Anhídrido Br₂O₅ y uno en el agua H₂O):

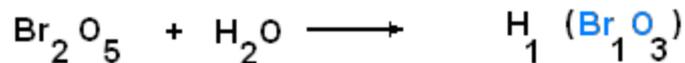


- Observamos si es posible simplificar los valores de los subíndices. En este caso podemos extraer la mitad:

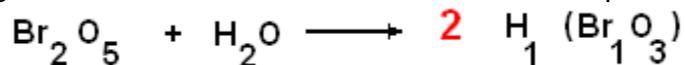


- Agrupamos los No-metales, los cuales forman el Anión del compuesto; mientras que el

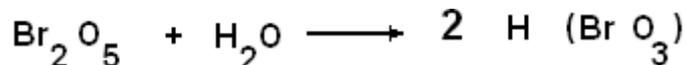
Hidrógeno forma el Catión:



- Se procede a igualar la ecuación modificando la cantidad del producto de la reacción:



- De esta manera la ecuación química igualada es:

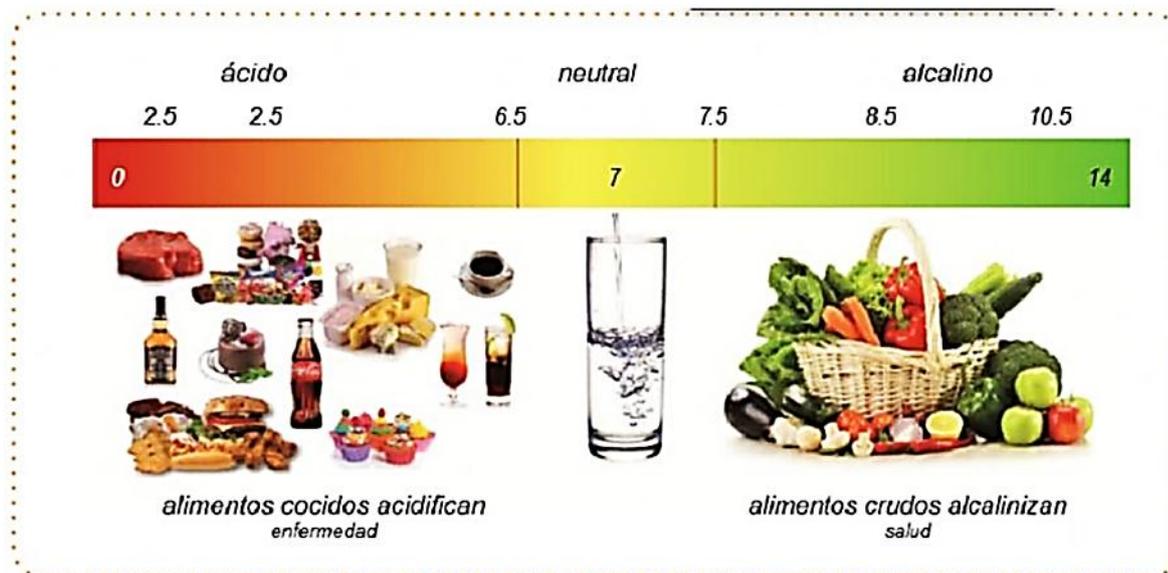


Nomenclatura Tradicional: Se reemplaza la palabra "Anhídrido" por la palabra "Ácido"

H (BrO₃) Ácido Brómico

Algunos ejemplos:

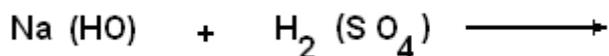
Valencias	Formula	N. Tradicional
1	HBrO	Ácido Hipobromoso
2	H ₂ CO ₂	Ácido Carbonoso
3	HBrO ₂	Ácido Bromoso
4	H ₂ CO ₃	Ácido Carbónico
5	HBrO ₃	Ácido Brómico
6	H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico
7	HBrO ₄	ácido Perbrómico



Ejemplo: Hidróxido de Sodio **Na (HO)** con Ácido Sulfúrico **H₂ (SO₄)**

Formulación:

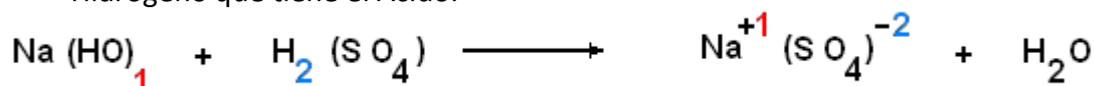
- Indicamos los reactivos que intervienen en la ecuación:



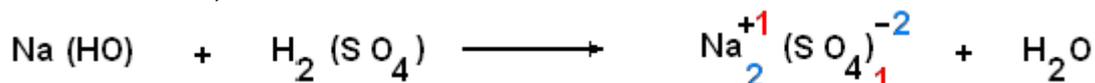
- Indicamos los Cationes y Aniones de la Sal: El Cati3n es el metal del Hidróxido (Na); mientras que el Anión son los No-metales del Ácido (SO₄):



- La valencia del Cati3n de la sal es la valencia del metal, que debe coincidir con la cantidad de grupo Hidroxilo. Mientras que la valencia del Anión de la sal es igual a la cantidad de Hidrógeno que tiene el Ácido:



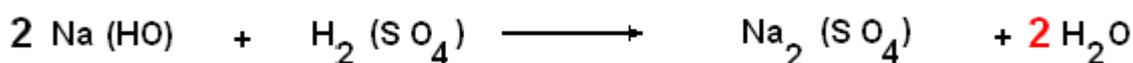
- Observamos si es posible simplificar las valencias. Luego cruzamos solamente los números de las valencias, obteniendo la SAL:



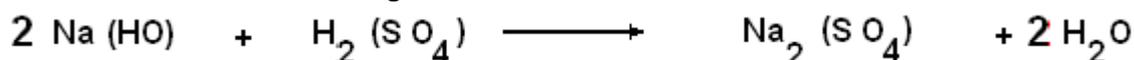
- Para igualar la ecuación, primeramente igualamos la cantidad de metal:



- Luego igualamos la cantidad de oxígeno. En este caso multiplicamos por "2" la molécula de agua del segundo miembro de la ecuación:



- Finalmente la ecuación igualada es:



Nomenclatura Tradicional: Se nombra al Anión de la sal y luego el metal.

Si el nombre del ácido termina en "oso", el nombre del anión de la sal terminará en "ito"; y si el ácido termina en "ico", el nombre del Anión terminará en "ato".

Na₂ (SO₄) Sulfato de Sodio

Algunos ejemplos:

Formula	N. Tradicional
Ca(ClO)2	Hipoclorito de Calcio
Ca(ClO2)2	Clorito de Calcio
Sn(ClO3)4	Clorato Estánnico
Li(ClO4)	Perclorato de Litio

Formula	N. Tradicional
CoSO4	Sulfato Cobaltoso
CaCO3	Carbonato de Calcio
CaSO4	Sulfato de Calcio
AgNO3	Nitrato de Plata

Unidad 9: Parámetros de las Reacciones Químicas

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)

Se define la **Unidad de Masa Atómica unificada (u)** como la doceava parte de la masa del átomo de Carbono 12. Actualmente esta unidad se denomina **Dalton (Da)**.

$$1 \text{ u} = 1 \text{ Da} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

El **mol** es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia (átomo, molécula, electrones, iones, etc.) y equivale a la cantidad del número de Avogadro de la sustancia.

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Por lo que "1 mol de Unidad de Masa Atómica unificada equivale a 1 gramo"

$$1 \text{ mol} \times 1 \text{ u} = 6,022 \cdot 10^{23} \times 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 0,001 \text{ Kg} = 1 \text{ g}$$

En general "un mol de un Elemento químico equivale a la Masa Atómica expresada en gramos".

La Masa Atómica (A) del Carbono es 12, entonces 1 mol de Carbono = 12 g

La Masa Atómica (A) del Sodio es 23, entonces 1 mol de Sodio = 23 g

La Masa Atómica (A) del Oxígeno es 16, entonces 1 mol de Oxígeno = 16 g

La molécula de Oxígeno es O₂ por lo que 1 mol de O₂ = 16g x 2 = 32g

La molécula del Oxido de Sodio es Na₂O, entonces:

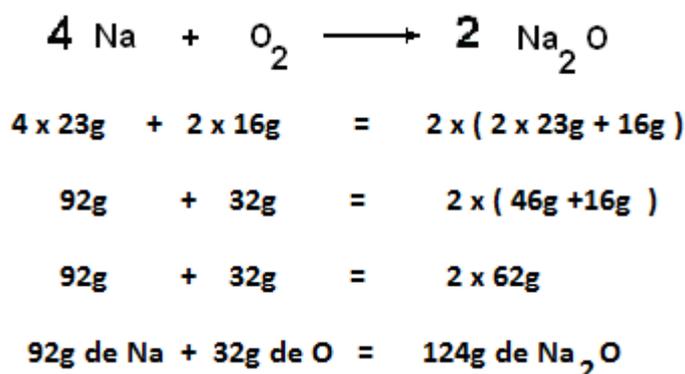
$$1 \text{ mol de Na}_2\text{O} = 2 \text{ mol de Na} + 1 \text{ mol de O} = 2 \times 23\text{g} + 16\text{g} = 46\text{g} + 16\text{g} = 62 \text{ g}$$

NOCIÓN DE ESTEQUIOMETRIA. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA.

La Estequiometria es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una Reacción Química. En una Reacción Química los Reactivos solamente se reordenan para formar un compuesto más estable (Producto), es decir sus cantidades que intervienen no cambia cumpliendo el principio de **Conservación de la Masa**: "En un sistema aislado, la masa total en el sistema permanece constante, es decir la masa consumida de reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos".

Ejemplo:

El Sodio (Na) reacciona con la molécula de Oxígeno (O₂) para formar el Óxido de Sodio (Na₂O). La ecuación igualada es:



Qué cantidad de Sodio se necesita para formar 200g de Óxido de Sodio?

$$124 \text{ g Na}_2\text{O} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 92\text{g Na}$$

$$200\text{g Na}_2\text{O} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = 92\text{g} \cdot 200\text{g} = 148,3\text{g de Na}$$

124g

CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Algunas unidades utilizadas en los laboratorios químicos son:

Molaridad:

$$M = \frac{\text{mol Soluta}}{\text{Litro Solución}}$$

Fracción Molar:

$$x = \frac{\text{mol Solute}}{\text{mol Solute} + \text{mol Solvente}}$$

LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. PROCESOS ENDOTÉRMICOS Y EXOTÉRMICOS.

Se denomina **Reacción Exotérmica** a la reacción química que libera energía como calor o como luz.

Si la reacción química absorbe energía se denomina **Reacción Endotérmica**.

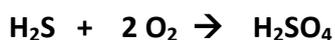
La propiedad que indica la energía en las Reacciones Químicas se denomina **Entalpía (H)**. La energía liberada o absorbida se calcula como:

$$\text{Variación de Entalpía } \Delta H = H_{\text{Producto}} - H_{\text{Reactivo}}$$

- Si ΔH es negativa entonces la reacción es Exotérmica
- Si ΔH es positiva, la reacción es Endotérmica

Existen tablas de Energía de formación de los compuestos:

Sustancia	Estado	Entalpía [Kcal/mol]
CO ₂	g	-94,4
H ₂ O	l	-68,4
SO ₂	g	-70,2
HCl	g	-22,0
NO	g	+21,5
NO ₂	g	-7,4
H ₂ S	g	-5,2
NH ₃	g	-10,9
NaCl	s	-98,4
KClO ₃	s	-89,9
H ₂ SO ₄	l	-189,8
NaOH	s	-101,9
CH ₄ metano	g	-19,1
C ₂ H ₆ etano	g	-20,2
C ₂ H ₂ acetileno	g	+54,3
C ₆ H ₆ benceno	l	+13,4



Entalpía Reactivo = Entalpía H₂S + Entalpía O₂ = -5,2Kcal/mol + 2 x 0Kcal/mol = -5,2Kcal/mol

Entalpía Producto = -189,8Kcal/mol

Variación Entalpía = H_{Producto} - H_{Reactivo}

$\Delta H = -189,8\text{Kcal/mol} - (-5,2\text{Kcal/mol}) = -189,8\text{Kcal/mol} + 5,2\text{Kcal/mol} = -184,6\text{Kcal/mol}$

La reacción es Exotérmica



Entalpía Reactivos = Entalpía N₂ + Entalpía O₂ = 0Kcal/mol + 0Kcal/mol = 0Kcal/mol

Entalpía Producto = Entalpía NO = 2 x 21,5Kcal/mol = 43Kcal/mol

Variación Entalpía = H_{Producto} - H_{Reactivo}

$\Delta H = 43\text{Kcal/mol} - 0\text{Kcal/mol} = 43\text{Kcal/mol}$

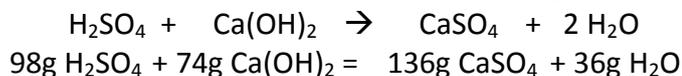
La reacción es Endotérmica

VELOCIDADES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. FACTORES QUE LA AFECTAN.

La rapidez con que se genera un Producto en una Reacción Química.

$$v \text{ media} = \frac{[\text{mol Producto}]}{\text{Tiempo}}$$

Si reacciona 104g de H_2SO_4 con 78,5g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 8,5 litros de solución en un tiempo de 6,7seg ¿es correcto decir que la velocidad de reacción es de 0,018 molar/seg?



$$\begin{array}{l} 98\text{g H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad 136\text{g CaSO}_4 \\ 104\text{g H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad X = 136\text{g} \times \frac{104\text{g}}{98\text{g}} = 144,3\text{g CaSO}_4 \end{array}$$

$$\text{Número de moles } n = \frac{144,3\text{g CaSO}_4}{136\text{g/mol}} = 1,06 \text{ mol CaSO}_4$$

$$\text{Molaridad } M = \frac{1,06 \text{ mol CaSO}_4}{8,5\text{L}} = 0,125 \text{ molar CaSO}_4$$

$$\text{Velocidad media} = \frac{0,125 \text{ molar}}{6,7\text{seg}} = 0,018 \text{ molar/seg}$$

Factores que afectan a la velocidad de una reacción química

¿De qué depende que una reacción sea rápida o lenta? ¿Cómo se puede modificar la velocidad de una reacción?

Una reacción química se produce mediante colisiones eficaces entre las partículas de los reactivos, por tanto, es fácil deducir que aquellas situaciones o factores que aumenten el número de estas colisiones implicarán una mayor velocidad de reacción. Veamos algunos de estos factores.



EJERCICIOS PRÁCTICOS

UNIDAD 1: LA MATERIA

1) Definir sistemas materiales

.....

2) Definir:

Fase:

.....

Materia:

.....

Masa:

.....

Sustancia:

.....

3) ¿Señala cuáles de los procesos son cambios físicos y cuáles son cambios químicos?

. Congelación del agua:

. Mezcla de dos sólidos (hierro y azufre):

. Oxidación de un clavo de hierro:

. Calentamiento de un cable de cobre:

. Mezcla de harina y azúcar:

. Hervir un huevo:

. Disolver azúcar en el té:

. Quemar papel:

. Disolver un antiácido en agua:

4) Dado un sistema formado por agua estancada con arena en suspensión en acequia: botellas de plástico, pañal, botellas de vidrio, latas de gaseosa, indicar:

a) ¿Cuántas fases forman el sistema y cuáles son?

.....

b) ¿Cuántas sustancias hay y cuáles son?

.....

c) ¿Cómo separaría el sistema anterior:

.....

5) En los siguientes sistemas homogéneos ¿cuáles sustancias puras?

a) Hierro:

b) Aire filtrado y seco:

c) Carbonato de magnesio:

d) Agua potable:

6) En los siguientes sistemas heterogéneos ¿Cuántas y cuáles son las fases y como podría separarlas?:

a) Agua, aceite y 10 bolitas de plomo:

.....

b) Arena, arcilla, solución acuosa de cloruro de sodio y cloruro de sodio sólido:

.....

c) 5 trozos de hielo, oxígeno, dióxido de carbono (gas) y hielo seco (CO₂ sólido):

.....

7) Dadas las siguientes afirmaciones indique cuáles son verdaderas (V) o falsas (F):

a) Existen sistemas heterogéneos formados por un solo componente	
b) El sistema formado por agua y sal en concentración menor de la saturación, es un sistema homogéneo	
c) ¿Un sistema heterogéneo puede estar formado por una sola fase?	

8) Indicar si es correcto o falso. La materia se caracteriza por:

a) Ser sólida	
b) Ser homogénea	
c) Ser igual en todos los cuerpos gaseosos	
d) Poder ser destruida	

9) Indicar si es correcto o falso. Los cuerpos se caracterizan por:

a) Ser sólidos	
b) Tener masa	
c) Ser porciones limitadas de materia	
d) Tener propiedades definidas	

10) Indicar si es correcto o falso. Una mezcla se caracteriza por:

a) Tener composición variable	
b) Ser resultado de un fenómeno químico	
c) Tener siempre un componente sólido	
d) Ser visible a simple vista	

11) Indicar si es correcto o falso. Un sistema homogéneo se caracteriza por:

a) Poseer dos o más fases	
b) Porque presenta variación continua en sus propiedades	
c) Porque está constituida por una sola fase	
d) Porque lomando porciones de masas iguales de distintas partes del sistema, todas ellas presentan propiedades iguales	

12) Indicar si es correcto o falso. Recibe el nombre de sublimación el:

a) Pasaje de sólido a líquido	
b) Pasaje de líquido a gas	
c) Pasaje de sólido a gas	
d) Pasaje de gas a sólido	

13) ¿Cómo se denomina el pasaje de sólido a gas?

14) En qué se diferencian:

a) Sistema homogéneo y Sistema Heterogéneo:

.....

b) Propiedades intensiva y extensiva:

.....

c) Solución y sustancia pura:

.....

d) Sustancia simple y sustancia compuesta:

.....

15) Nombre los métodos de separación de SISTEMAS HOMOGÉNEOS y de SISTEMAS HETEROGÉNEO, de ejemplos de cada sistema en la columna que corresponde:

SISTEMAS HOMOGENEOS	METODO DE SEPARACIÓN
SISTEMAS HETEROGENEOS	METODOS DE SEPARACIÓN

UNIDAD 2: EL ÁTOMO

1) Qué entiende por:

- a) Número atómico:
- b) Número másico:

2) Marcar con X en la columna que corresponda para indicar si cada proposición es verdadera (V) o falsa (F):

	V	F
En los núcleos de los átomos sólo hay neutrones		
Neutrones y protones constituyen los núcleos atómicos		
Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo		
La diferencia entre el número de masa y el número de protones es igual al número de neutrones		
La cantidad total de neutrones de un átomo es igual al número de masa		
El número atómico de un elemento es igual al número de protones en su núcleo.		

3) Dado el número atómico y el número de masa, determinar la cantidad de electrones, protones y neutrones y/o viceversa.

Elemento	Electrones	Protones	Neutrones	N° atómico	Masa atómica
Zn					
	15				
		18	22		
	1			1	
			20		
		12			
C					
Cu					
				17	35,45

4) Defina anión y catión y coloque 5 ejemplos de cada uno:

.....

5) ¿Cuál es el número atómico y masa atómica aproximada del elemento cuyo núcleo atómico contiene 11 protones y 12 neutrones?

.....

6) El número de masa de un elemento que tiene 18 neutrones es 35:

- a. ¿Cuál es el símbolo?
- b. ¿Cómo se llama?
- c. ¿Cuántos electrones tiene?

7) Realizar la configuración electrónica de un elemento y de ión del mismo:

Representativo s:

Ión:

Representativo p:

Ión:

Transición:

Ión:

Transición interna:

Ión:

- 8) Realizar la distribución electrónica de:
- a) Átomo de calcio:
 - Cation calcio:
 - b) Átomo de hierro:
 - Cation ferroso:
 - Cation férrico:

UNIDAD 3: TABLA PEREÓDICA (T.P)

1) ¿Qué es la tabla periódica?

.....
.....

2) Definir:

a. Energía de ionización:

.....
.....

b. Afinidad electrónica:

.....
.....

3) Explique la tendencia de variación de la energía de ionización al avanzar de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha en la tabla periódica:

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

4) Dibujar un esquema de tabla periódica para cada propiedad y con flechas indicar la tendencia de aumento de:

a. Electronegatividad:

b. Carácter metálico:

c. Electroafinidad:

d. Radios iónicos:

5) De acuerdo a las propiedades periódicas, ordenar los siguientes elementos de acuerdo a tamaño de átomo creciente:

Li Ca Al Cl O H F

.....

6) ¿Cómo se ordenan los elementos en la tabla periódica?

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

7) Marque con una X lo que corresponda:

a) ¿Cuál es el símbolo del Potasio?:

P	
Po	
Ka	
K	
Km	

b) ¿Cuál corresponde al símbolo de C?

Californio	
Cromo	
Cobalto	
Carbono	
Carburo	

8) Colocar el nombre y el símbolo que corresponde:

Ca	
Ce	
Si	
Co	
Cu	

Bario	
Berilio	
Boro	
Bromo	
Bismuto	

9) Definir los siguientes términos:

Grupo
Periodo
Elementos de transición
Elementos de transición interna
Elementos representativos
Metal
No metal

10) ¿El cobre de los cables es un metal o un no metal? ¿Para qué se usa y por qué?

.....

11) ¿La barra de azufre para aliviar molestias es un metal o un no metal? ¿Conduce la electricidad?

.....

12) Indique ¿Cómo determina el grupo y el periodo al cual pertenece un elemento dado su número atómico?

.....

13) ¿Qué otra clasificación del sistema periódico conoce? ¿Qué nombre tienen los elementos de los grupos IA, IIA y VIIA?

.....
.....

14) de los siguientes pares de elementos ¿cuál es el más electronegativo y porque?
K y Cs ; Br y Cl ; Mg y Al ; P y As ; Al y Ga ; Li y Be

16) Indicar en los siguientes pares, cuál posee mayor (dar las razones):

a) energía de ionización: F y Cl

.....

b) Afinidad electrónica: O y O⁻²

.....

UNIDAD 4: ENLACE QUIMICO

- 1) ¿Cuál es el significado de la covalencia? ¿Qué elementos tienen mayor posibilidad de formar compuestos covalentes?
- 2) Nombrar los enlaces fuertes que conoce. Explicar qué sucede en cada caso con los electrones exteriores al formarse la unión
- 3) Escribir las propiedades más representativas aplicables a compuestos de enlaces: iónicos, covalentes y metálicos.
- 4) La unión covalente se forma cuando:
 - a) Se comparten electrones aportados por un solo elemento.
 - b) Un átomo pierde electrones y el otro lo recibe.
 - c) Se comparten electrones entre dos átomos, aportando electrones cada elemento.
 - d) Existen iones en un compuesto.
- 5) Los compuestos con unión química covalente tienen, en general las siguientes características:
 - a) Son a presión y temperatura normal, gases o líquidos de bajo punto de ebullición o sólidos de bajo punto de fusión.
 - b) Forman moléculas.
 - c) No conducen la corriente eléctrica.
 - d) Sólo fundidos son conductores de la corriente eléctrica.
 - e) Todo lo anterior.
 - f) Nada de lo anterior.
- 6) En la unión covalente coordinada hay:
 - a) Participación de un par de electrones, aportado por un solo elemento.
 - b) Un átomo dador y otro receptor.
 - c) Coparticipación de un par de electrones, aportando cada átomo un electrón.
 - d) Formación de iones, ya que un átomo pierde electrones y otro lo gana.
- 7) Las uniones químicas se forman para que:
 - a) Los átomos tengan una configuración estable.
 - b) Los átomos adquieran la configuración electrónica de los gases raros.
 - c) Los átomos se encuentran rodeados de 8 electrones en su última
- 8) Para las sustancias: HF, Fe, KF y BF₃, justifique:
 - a) El tipo de enlace presente en cada una de ellas
 - b) ¿Qué sustancia tendrá menor punto de fusión?
 - c) ¿Cuál o cuáles conducen electricidad en estado sólido, cual o cuales en estado fundido y cual o cuales no la conducen en ningún caso
- 9) Considere los elementos de números atómicos 3 y 18:
 - a) Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos 2 elementos
 - b) Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por los elementos Z=3 y Z=17
- 10) Considere los elementos de números atómicos 9 y 11: Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos 2 elementos
- 11) Dada las moléculas HCl, KF y CF₄
 - a) Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas
 - b) Justifique cuáles son solubles en agua
- 12) Considere los elementos A(Z=11), B(Z=17), C(Z=12) y D(Z=10)
 - a) ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible? Nómbralos
B₂ ; A ; D₂ ; AB ; AC ; AD ; BC ; BD
 - b) Explique el tipo de enlace de los compuestos posibles
- 13) Considere el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- a) ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí?
 - b) Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que se forma.
- 14) A las siguientes especies: X⁻, Y y Z⁺, les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente. ¿Qué tipo de enlace presenta ZX? Describa brevemente las características de este enlace
- 15) Justifique si son verdadero o falso
- a) Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos
 - b) Los metales alcalinos no reaccionan vigorosamente con el agua
 - c) Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas
- 16) Si un elemento del grupo IA se une con un elemento del grupo VIA ¿Qué tipo de enlace se forma y porque?

UNIDAD N° 5: ELEMENTOS QUÍMICOS

HIDRÓXIDOS

Actividad 1:

- a) Obtener hidróxidos con los siguientes elementos
- b) Balancear la ecuación química
- c) Nombrar el compuesto de las formas conocidas
 - 1) Bismuto (V)
 - 2) Níquel (III)
 - 3) Platino (IV)
 - 4) Sodio
 - 5) Potasio
 - 6) Mercurio (II)
 - 7) Litio
 - 8) Plutonio (III)
 - 9) Estaño (II)
 - 10) Magnesio

Actividad 2:

- a) Plantear las ecuaciones químicas balanceadas que describen la formación de los siguientes compuestos.
- b) Completar la nomenclatura
 - 1) Hidróxido de aluminio
 - 2) Hidróxido do hierro II
 - 3) Hidróxido cuproso
 - 4) Trihidróxido de hierro
 - 5) Hidróxido de plomo II
 - 6) Dihidróxido de cinc
 - 7) Hidróxido de calcio
 - 8) Hidróxido da litio
 - 9) Trihidróxido de cobalto
 - 10) Hidróxido de bario

Actividad 3: Completar la ecuación de formación y nombrar (balancear si fuera necesario)

- 1) + → Hg(OH)₂
- 2) + → Mn(OH)₃
- 3) + → Ag(OH)
- 4) + → Cd(OH)₂
- 5) + → Cu(OH)₂
- 6) + → Sn(OH)₄
- 7) + → Rb(OH)
- 8) + → Co(OH)₂
- 9) + → Ti(OH)₄
- 10) + → Bi(OH)₃

Actividad 4: Completar el cuadro

Fórmula molecular	Ionización	Nombre del Cation
Hg(OH) ₂		
Rb(OH)		
Ca(OH) ₂		
Bi(OH) ₅		
Ti(OH) ₄		
Zn(OH) ₂		
Pt(OH) ₄		
Ag(OH)		
Cu(OH) ₂		
Hg(OH)		
Na(OH)		
Ni(OH) ₃		

OXÁCIDOS

Actividad 5:

- a) Obtener oxácidos con los siguientes elementos
 - b) Balancear la ecuación química
 - c) Nombrar el compuesto de las formas conocidas
- 1) Antimonio (III)
 - 2) Boro

3) Cloro (I)

4) Arsénico (V)

5) Bromo (VII)

6) Azufre (IV)

Actividad 6:

a) Plantear las ecuaciones químicas balanceadas que describen la formación de los siguientes compuestos.

b) Completar la nomenclatura

1) Ácido permangánico

2) Ácido fosforoso

3) Ácido fosfórico

4) Ácido selenioso

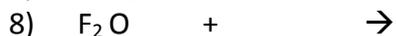
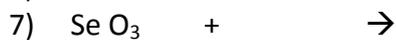
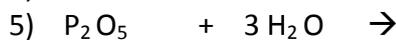
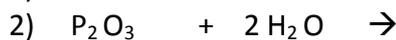
5) Ácido Telúrico

6) Ácido perbrómico

7) Ácido nitroso

8) Ácido yódico

Actividad 7: Completar la ecuación de formación y nombrar (balancear si fuera necesario)



Actividad 8: Completar el siguiente cuadro

Fórmula molecular	ionización	Nombre del Anión
HNO ₂		
HBr		
H ₄ P ₂ O ₇		
H ₂ S O ₄		

H ClO ₄		
H ₂ Cr O ₃		
H BO ₂		
H I		
H ClO ₃		
H NO ₃		
H AsO ₃		
H ₂ SO ₃		
H Cl O		

Actividad 9: Escribir las fórmulas y nombre de las sustancias que forman el oxígeno con los siguientes elementos:

Elemento	K	Fe	Fe
N° de ox.	+1	+2	+3
Fórmula			
Nombre			
Elemento	Ca	Mg	Al
N° de ox.	+2	+2	+3
Fórmula			
Nombre			
Elemento	C	N	N
N° de ox.	+4	+3	+5
Fórmula			
Nombre			
Elemento	S	S	C
N° de ox.	+4	+6	+2
Fórmula			
Nombre			

Actividad 10: Realice las reacciones de formación y escriba los nombre de los siguientes óxidos:

Óxido	Reacción de Formación	Nombre
Ag ₂ O		
Cu O		
Na ₂ O		
Fe O		
Zn O		
Al ₂ O ₃		
Pb O ₂		

Actividad 11: Escriba los nombres y las fórmulas de los siguientes anhídridos u óxidos ácidos:

Óxido	Reacción de Formación	Nombre
SO ₂		
CO ₂		
Cl ₂ O ₃		
CO		
P ₂ O ₃		
I ₂ O ₅		

Actividad 12: Formule las ecuaciones ajustadas estequiométricamente de formación de las siguientes bases:

N°	Hidróxido	Reacción Química de Formación
1	Hidróxido de Sodio	
2	Hidróxido de Potasio	
3	Hidróxido de Calcio	
4	Hidróxido Férrico	
5	Hidróxido Ferroso	
6	Hidróxido Cúprico	

Actividad 13: Realizar la ionización total de las bases del ejercicio anterior

- 1)
- 2)
- 3)
- 4)
- 5)
- 6)

Actividad 14: Formule las ecuaciones ajustadas estequiométricamente de formación de los siguientes ácidos:

N°	Ácido	Reacción de Formación
1	Ácido Bromhídrico	
2	Ácido Sulfúrico	
3	Ácido Perclórico	
4	Ácido Nitroso	
5	Ácido Sulfhídrico	

Actividad 15: Realizar la ionización total de los ácidos del ejercicio anterior

- 1)
- 2)
- 3)
- 4)
- 5)

HIDRUROS:

Actividad 16: Escribir las fórmulas de las siguientes sustancias y clasificar cada elemento usado como metal o no metal (M - NM):

- a) Hidruro de calcio
- b) Hidruro de litio
- c) Hidruro de sodio
- d) Hidruro de cobre (I)

- e) Amoníaco
- f) Sulfuro de hidrógeno (ácido clorhídrico)
- g) Hidruro de bario

OXIDOS Y ANHIDRIDOS:

Actividad 17

- 1) Clasificar los elementos dados a continuación, como metales y no metales. (M y NM).
- 2) Escribir todos los óxidos que forman los elementos dados e igualar las ecuaciones químicas.
- 3) Nombrar los productos obtenidos con las 3 nomenclaturas (antigua o clásica, Stock y por atomicidad):

- a) Hierro + O₂ →
- b) Carbono + O₂ →
- c) Cesio + O₂ →
- d) Selenio + O₂ →
- e) Mercurio + O₂ →
- f) Manganeso + O₂ →
- g) Estaño + O₂ →
- h) Zinc + O₂ →
- i) Azufre + O₂ →
- j) Plata + O₂ →
- k) Berilio + O₂ →
- l) Fósforo + O₂ →
- m) Plomo + O₂ →
- n) Cromo + O₂ →
- o) Nitrógeno + O₂ →
- p) Aluminio + O₂ →
- q) Níquel + O₂ →
- r) Hierro + O₂ →
- s) Cloro + O₂ →
- t) Litio + O₂ →

Actividad 18: Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) Bióxido de manganeso
- b) Óxido férrico
- c) Óxido de cobalto (III)
- d) Óxido de oro (I)
- e) Trióxido de wolframio
- f) Óxido de manganeso (VII)
- g) Pentóxido de difósforo
- h) Trióxido de dicloro
- i) Óxido de radio
- j) Anhídrido nitroso

Actividad 19: Escribir las ecuaciones de formación correspondientes a los siguientes compuestos:

- a) Ca O
- b) S O₃
- c) Na₂ O
- d) Al₂ O₃
- e) CO₂
- f) C O

- g) $N_2 O_5$
- h) $P_2 O_3$
- i) $Fe O$
- j) $Cu_2 O$

HIDROXIDOS Y OXOACIDOS

Actividad 20:

- 1) Escribir e Igualar las reacciones con el agua, de los compuestos obtenidos en el punto a) anterior. Nombrarlos.
- 2) Escribir en fórmulas e igualar las siguientes reacciones químicas:
 - a) Óxido do calcio + agua = Hidróxido de calcio
 - b) trióxido de azufre + agua = Ácido sulfúrico
 - c) Trióxido de cloro + agua = Ácido cloroso
 - d) Oxido do cobre (1) + agua = Hidróxido de cobre (I)
 - e) Anhídrido nítrico + agua = Ácido nítrico
 - f) Óxido áurico + agua = Hidróxido áurico
 - g) Anhídrido hipocloroso + agua = Ácido hipocloroso
 - h) Óxido de cloro (VII) + agua = Clorato (VII) de hidrógeno
- 3) Indicar otras formas de nombrar a los elementos del punto anterior
- 4) Desarrollar las fórmulas del ítem anterior

Actividad 21: Dados los siguientes compuestos, escribir las fórmulas correspondientes:

- a) Ácido Fosforoso
- b) Ácido perbrómico
- c) Ácido sulfuroso
- d) Ácido ortobórico
- e) Hidróxido de cadmio
- f) Hidróxido de plomo (IV)
- g) Ácido dicrómico

Actividad 22: Escriba el nombre de los siguientes oxoácidos:

- a) HNO_2
- b) $H_3 PO_3$
- c) $H_2 CO_3$
- d) $H_2 SO$
- e) $H_4 P_2 O_7$
- f) HNO_3
- g) $HClO_3$
- h) $H_3 PO_4$
- j) $H_2 SO_4$

Actividad 23: Escriba el nombre de los siguientes hidróxidos:

- a) $Fe(OH)_3$
- b) $Pb(OH)_4$
- c) $CuOH$
- d) $NH_4 CH$
- e) $AuOH$
- f) $AgOH$
- g) $Al(OH)_3$
- h) $Mn(OH)_2$

i) $\text{Cr}(\text{OH})_3$

HIDRÁCIDOS

Actividad 24: Escribir la fórmula empírica de los siguientes hidrácidos:

- a) Ácido clorhídrico
- b) Ácido sulfhídrico
- c) Ácido fluorhídrico
- d) Ácido bromhídrico
- e) Ácido yodhídrico

Actividad 25: Iguale las siguientes ecuaciones químicas, indicando los nombres y completando con fórmulas cuando corresponda:

