



Tabla de Contenidos

INTRODUCCIÓN	3
UNIDAD 1: QUÍMICA.....	4
1.1 Ramas de la química.....	4
1.2 Notación científica	9
1.3 Cifras significativas.....	10
1.4 Calor y Temperatura	12
1.5 Materia	14
1.6 Sistemas materiales homogéneos y heterogéneos	17
1.7 Sistemas materiales homogéneos: disoluciones y sustancias puras.....	18
1.8 Elementos químicos	21
1.9 Teoría atómica de Dalton	23
1.10 Molécula	26
UNIDAD 2: TEORÍA ATÓMICA.....	28
2.1 Historia	29
2.2 El átomo	32
2.3 Descripción cuantitativa de los átomos	34
2.4 Actividad.....	37
2.5 Configuración electrónica de los elementos.....	39
2.6 Electrones de valencia	40
2.7 La alquimia	41
2.8 Actividad Unidad 2	42
UNIDAD 3: TABLA PERIODICA Y ENLACE QUÍMICO	44
3.1 Tabla periódica.....	44
3.2 Enlace químico.....	47
3.3 Fórmulas	50
3.4 Valencia	51
3.5 Número de oxidación	52
3.6 Actividad Unidad 3	52
UNIDAD 4: NOMENCLATURA QUÍMICA.....	54
4.1 Función química.....	55
4.2 Función óxido.....	55



4.3	Función hidróxido	57
4.4	Función ácido oxácido	58
4.5	Función ácido hidrácido	58
4.6	Función sal	59
4.7	Sales neutras	60
4.8	Función hidruro	60
4.9	Actividad Unidad 4	61
UNIDAD 5: REACCIONES QUÍMICA Y ESTEQUIOMETRÍA		62
5.1	Reacciones químicas	63
5.2	Leyes ponderales	64
5.3	Balaceo de ecuaciones	67
5.4	Estequiometría	70
5.5	Actividad Unidad 5	73
BIBLIOGRAFÍA		75



INTRODUCCIÓN

Cuando lees o escuchas acerca de "Química" y no conoces lo que implica esta ciencia o disciplina de estudio, probablemente pienses en mezclas, combinaciones y experimentos; pero es mucho más. Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos básicos como el **Carbono** (C), el **Hidrógeno** (H), el **Oxígeno** (O), el **Nitrógeno** (N) y en pocas cantidades el Calcio (Ca), Fósforo (P), Azufre (S), Potasio (K), Sodio (Na), y Magnesio (Mg), además estamos en contacto con muchos sucesos que tienen relación con la Química, por ejemplo cuando comemos, cada uno de nuestros alimentos contienen sustancias y nutrientes que al combinarse nos dan energía y nos hacen tener la fuerza suficiente para movernos y realizar todas nuestras actividades. Esta energía conocida como metabólica, consiste en un conjunto de transformaciones que ocurren en nuestro organismo durante la nutrición .

Podemos darnos cuenta que en nuestro hogar estamos rodeados por la Química.

Cuando cocinamos empleamos todo un laboratorio en el que se combinan y emplean muchas sustancias químicas, así como aparatos que para su funcionamiento requieren energía como la eléctrica. Entre otras cosas utilizamos insecticidas, saborizantes, cloros, detergentes que están formados por estas sustancias químicas.

Cuando nos enfermamos también estamos en contacto con la Química a través de los medicamentos y para mantener nuestra salud las vacunas y sueros forman parte de ellos.

No olvides, que en la naturaleza la Química nos rodea.

Existen productos naturales como el aire que nos permiten funciones como la fotosíntesis.

El agua es otro producto natural que podemos utilizar en la industria como el agua potable que usamos en la alimentación y en las labores domésticas. Así podemos darnos cuenta que en nuestra vida diaria estamos en contacto directo con la Química y resulta muy interesante adentrarse en esta materia para describir muchas otras cosas.

El hombre está en constante relación con la Química. Date cuenta que la Química está más cerca de lo que podrías imaginarte, a través de ella podremos hacer y descubrir cosas muy interesantes.



UNIDAD 1: QUÍMICA

COMPETENCIAS.

- Relaciono la química con otras ciencias.
- Diferencio conceptos básicos utilizados en química.
- Convierto escalas de temperatura.
- Convierto unidades utilizando factores de conversión.

La química es la ciencia que estudia las propiedades de la materia, su estructura, sus transformaciones y los fenómenos energéticos que se producen con esos cambios.

1.1 Ramas de la química

1. **Química General:** Estudia los fundamentos o principios básicos comunes a todas las ramas de la ciencia química.

2. **Química Descriptiva:** Estudia las propiedades y obtención de cada sustancia químicamente pura en forma particular. Podemos subdividirla en:

a) **Química Inorgánica:** Estudia todas las sustancias inanimadas o del reino mineral

b) **Química Orgánica:** Estudia todas las sustancias que contienen carbono (con excepción de CO, CO₂, Carbonatos, etc) ya sean estos naturales (provenientes del reino animal y vegetal) o artificiales (plásticos, fibras, textiles)

Química Analítica: Estudia las técnicas para identificar, separar y cuantificar las sustancias orgánicas e inorgánicas presentes en una muestra material, o los elementos presentes en un compuesto químico. Se subdivide en:

a) **Cualitativa:** Estudia las técnicas para identificar las sustancias químicas (simples y compuestas) en una muestra material o los elementos químicos presentes en un compuesto. Así por ejemplo, se ha determinado que en el agua pura sólo hay dos elementos: hidrogeno y oxígeno; en la sal común, cloro y sodio; en el azúcar de mesa, carbono, hidrogeno y oxígeno.

b) **Cuantitativa:** Estudia las técnicas para cuantificar las sustancias químicas puras en una muestra material o el porcentaje en peso que representa cada elemento en un compuesto, para luego establecer su fórmula química. Así, por ejemplo, tenemos que en el agua hay 88,89% en peso de oxígeno y 11,11% de hidrogeno, luego, la fórmula del agua será H₂O.

3. **Química Aplicada:** Por su relación con otras ciencias y su aplicación práctica, se subdividen en:



- a) **Bioquímica:** La bioquímica es la ciencia que estudia los componentes químicos de los seres vivos, especialmente las proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos, además de otras pequeñas moléculas presentes en las células.
- b) **Fisicoquímica:** La fisicoquímica representa una rama donde ocurre una combinación de diversas ciencias, como la química, la física, termodinámica, electroquímica y la mecánica cuántica donde funciones matemáticas pueden representar interpretaciones a nivel molecular y atómico estructural. Cambios en la temperatura, presión, volumen, calor y trabajo en los sistemas, sólido, líquido y/o gaseoso se encuentran también relacionados a estas interpretaciones de interacciones moleculares.
- c) **Química Industrial:** Estudia la aplicación de procesos químicos y la obtención de productos químicos sintéticos a gran escala, como por ejemplo los plásticos, el caucho sintético, combustibles, fibras textiles, fertilizantes, insecticidas, jabones, detergentes, ácido sulfúrico, soda caustica, cloro, sodio, etc.
- d) **Petroquímica:** La petroquímica es la industria dedicada a obtener derivados químicos del petróleo y de los gases asociados. Los productos petroquímicos incluyen todas las sustancias químicas que de ahí se derivan.
- e) **Geoquímica:** La geoquímica es una especialidad de las ciencias naturales, que sobre la base de la geología y de la química estudia la composición y dinámica de los elementos químicos en la Tierra, determinando la abundancia absoluta y relativa, distribución y migración de los elementos entre las diferentes partes que conforman la Tierra (hidrosfera, atmósfera, biósfera y geósfera) utilizando como principales testimonios de las transformaciones los minerales y rocas componentes de la corteza terrestre
- f) **Astroquímica:** La astroquímica es la ciencia que se ocupa del estudio de la composición química de los astros y el material difuso encontrado en el espacio interestelar, normalmente concentrado en grandes nubes moleculares.
- g) **Farmoquímica:** Estudia las propiedades de las sustancias químicas y su acción nociva o benéfica en los seres vivos. Por ejemplo, la acción de la penicilina, las drogas y antibióticos en seres humanos

1.1.1 Actividad

Realiza un mapa conceptual que presente las ramas de la química.

1.1.2 Método científico

Por proceso o "método científico" se entiende aquellas prácticas utilizadas y ratificadas por la comunidad científica como válidas a la hora de proceder con el fin de exponer y confirmar sus teorías. Las teorías científicas, destinadas a explicar de alguna manera los fenómenos que observamos, pueden apoyarse o no en experimentos que certifiquen su validez. Sin embargo, hay que dejar claro que el mero uso de metodologías experimentales no es necesariamente sinónimo del uso del método



científico, o su realización al 100%. Por ello, Francis Bacon definió el método científico de la siguiente manera:

Observación: Observar es aplicar atentamente los sentidos a un objeto o a un fenómeno, para estudiarlos tal como se presentan en realidad, puede ser ocasional o causalmente.

Inducción: La acción y efecto de extraer, a partir de determinadas observaciones o experiencias particulares, el principio particular de cada una de ellas.

Hipótesis: Planteamiento mediante la observación siguiendo las normas establecidas por el método científico.

Probar la hipótesis por experimentación.

Demostración o refutación (antítesis) de la hipótesis.

Tesis o teoría científica (conclusiones).

1.1.3 Historia de la química

Edad antigua

Se presenta la primera reacción que es la combustión de la madera.

Los egipcios y los mesopotámicos extraían oro, cobre y plata de las minas

Sumerios realizan aleaciones al mezclar cobre y estaño para obtener bronce 3500 años A.C.

Asirios obtienen vidrio, cerámicas, metales, elaboran perfumes, jabones, blanqueo y teñido de algodones y preparaban venenos.

Alquimia

Considerada como una pseudo-ciencia, la alquimia se practicó aproximadamente desde el siglo IV a. C. hasta el surgimiento de la química y las ciencias naturales, a comienzos del XVII. Su época de esplendor se sitúa en la Europa medieval



A partir de la etapa final de la Edad Media se escribieron numerosos libros el denominado «Arte Hermético». La palabra alquimia, del árabe *al-kimiya*, cuyo significado es similar al de química, tiene, sin embargo, una connotación distinta al concepto actual del término, ya que hace referencia a trascendental, espiritual.

Tres fueron los objetivos fundamentales que persiguieron los alquimistas. Por un lado, intentaron la transformación de metales innobles, como el plomo y el cobre en metales preciosos, como la plata y el oro. Además, trataron de crear una sustancia que fuera capaz de curar todas las enfermedades. Finalmente se aplicaron a descubrir el elixir de la inmortalidad.

Todo se resumía en la búsqueda de la piedra filosofal, considerada como la única sustancia capaz de conseguir la transmutación, la panacea universal y la inmortalidad. La creencia más extendida afirmaba que esta sustancia, puesta en un metal innoble como el hierro, mediante el proceso de fusión, sería transformada en oro.

Química moderna

Empieza en el renacimiento

1661 Robert Boyle cuestiona las teorías alquimistas y resalta los trabajos de Democrito e introduce los conceptos de elemento, combinación y mezcla. Van Helmont habla de gas y de elemento.

1702 Georg Stahi enuncia su teoría del flogisto: las sustancias son compuestos combustibles, inflamables y desaparecen con la combustión. Los metales al arder ganan peso, pues, la ceniza tiene un peso mayor que el metal.

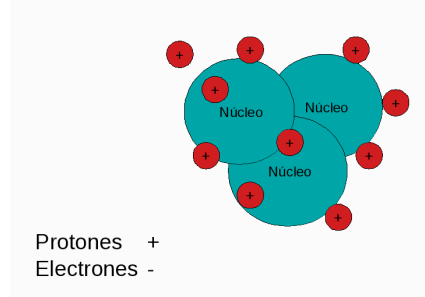
Se descubren algunos elementos como el oxígeno y el cloro y se estudian los ácidos y el peróxido de hidrógeno.

1770 Lavoisier demuestra que la teoría del flogisto no es verídica: “el aire está constituido al menos por 2 gases. En la combustión sólo participa uno de los gases”, además introdujo la balanza en el laboratorio y por ende el análisis cuantitativo.

Georg Sahi

Lavoisier

1803 John Dalton formula su teoría atómica dando a la química una estructura científica.



En esta época hubo grandes aportes al progreso de la química

- Amadeo Avogadro: trabajos sobre moléculas y gases.
- Wöhler: síntesis de la urea.
- Lothar Meyer y Dimitri Mendeleev: orden de la tabla periódica.
- Williamson: síntesis de alcoholes, ácidos y esteres.
- Hoffman: investigación sobre aminas y amidas.
- Robert Busen: estudio de la fotoquímica.
- Henry Le Chatelier: equilibrio químico.
- Kekulé: tetravalencia del carbono y la formula del benceno.
- Svante Arrhenius: teoría sobre ácidos y bases.

Era atómica

Con el descubrimiento de los rayos X en 1895 por Wilhelm K. Röntgen y la radioactividad en 1896 por Henry Becquerel se siembra la duda sobre si el átomo es o no indivisible, se sintetizan en laboratorios nuevos elementos y se logran aplicaciones muy valiosas, así como un notorio avance de la química con base en la estructura del átomo.

Max Planck, Luis de Broglie, Albert Einstein: teoría cuántica de la luz.

Thomson, Rutherford, Bohr, Schrodinger: estructura atómica.

Alfred Werner, Lewis, Langmuir, Mulliken, Pauling: enlace químico.

Otto Hahn, Fritz Strassmann: fisión nuclear, base de la bomba atómica.

1.1.3.1 Actividad

1. Realiza una línea del tiempo creativa que presente de manera clara y completa la historia de la química.
2. Investiga un poco sobre la Teoría atómica de Dalton, realiza un resumen sobre esta. Responde ¿Qué es un modelo atómico?

1.2 Notación científica

La notación científica (también llamada forma estándar) es una manera de escribir números en dos partes:

Sólo las cifras (con el punto decimal después de la primera cifra), seguidas por $\times 10$ a la potencia que mueve el punto decimal donde deberías estar (o sea, que muestra cuántas posiciones se mueve el punto decimal).


$$5326.6 = 5.3266 \times 10^3$$

Un número En notación científica

En este ejemplo, 5326.6 se escribe como 5.3266×10^3 , porque $5326.6 = 5.3266 \times 1000 = 5326.6 \times 10^3$

¿Cómo se hace?

Para saber la potencia de 10, piensa “¿Cuántas veces muevo el punto decimal?”

Si el número es 10 o más, hay que mover el punto decimal **a la izquierda**, y la potencia será positiva.

Si el número es menor que 1, el punto decimal se mueve **a la derecha**, y la potencia de 10 será negativa:

Ejemplo: 0.0055 se escribe 5.5×10^{-3} , porque $0.0055 = 5.5 \times 0.001 = 5.5 \times 10^{-3}$

1.2.1 Actividad

Agrupar los valores según la notación científica que representan:

$1,05 \times 10^{-2}$	$-6,44 \times 10^{15}$	1×10^{-1}	$1,0005 \times 10^8$	$6,31 \times 10^{-3}$	$-1,99 \times 10^2$	$-5,2 \times 10^{-5}$
$5,04 \times 10^{10}$	$3,0004 \times 10^3$	$-7,03 \times 10^{-3}$	$-2,34 \times 10^{-4}$	9×10^{12}	$5,32 \times 10^{-5}$	
		$6,01 \times 10^0$	$9,99 \times 10^{-8}$			

Valores entre cero y uno

.....

.....

.....

.....

.....

Valores menores a cero

.....

.....

.....

.....

.....

Valores mayores o iguales a uno

.....

.....

.....

.....

.....

1.3 Cifras significativas

Las cifras significativas son los dígitos de un número que consideramos no nulos.

Norma	Ejemplo
Son significativos todos los dígitos distintos de cero.	8723 tiene cuatro cifras significativas

Los ceros situados entre dos cifras significativas son significativos.	105 tiene tres cifras significativas
Los ceros a la izquierda de la primera cifra significativa no lo son.	0,005 tiene una cifra significativa
Para números mayores que 1, los ceros a la derecha de la coma son significativos.	8,00 tiene tres cifras significativas
Para números sin coma decimal, los ceros posteriores a la última cifra distinta de cero pueden o no considerarse significativos. Así, para el número 70 podríamos considerar una o dos cifras significativas. Esta ambigüedad se evita utilizando la notación científica.	$7 \cdot 10^2$ tiene una cifra significativa $7,0 \cdot 10^2$ tiene dos cifras significativas

1.3.1 Redondeo

Redondear un número quiere decir reducir el número de cifras manteniendo un valor parecido. El resultado es menos exacto, pero más fácil de usar.

Ejemplo: 73 redondeado a la decena más cercana es 70, porque 73 está más cerca de 70 que de 80.

1.3.1.1 Método normal

Hay varios métodos para redondear, pero aquí sólo vamos a ver el **método normal**, el que más se usa.

¿Cómo redondear números con el método normal?

Decide cuál es la última cifra que queremos **mantener**

Auméntala en 1 si la cifra siguiente es 5 o más (esto se llama redondear arriba)

Déjala igual si la siguiente cifra es menos de 5 (esto se llama redondear abajo)

Es decir, si la primera cifra que quitamos es 5 o más, entonces aumentamos la última cifra que queda en 1.

1.3.2 Actividad

Expresa las siguientes cantidades en notación científica utilizando dos cifras significativas:

- | | |
|-----------------------|----------------------|
| a) 0.00000275: _____ | b) 12321.093: _____ |
| c) 319.21: _____ | d) 0.0003962: _____ |
| e) 0.02183343: _____ | f) 23423.0023: _____ |
| g) 0.000034123: _____ | h) 9523.3230: _____ |

1.4 Calor y Temperatura

El **calor** es la transferencia de energía entre diferentes cuerpos o diferentes zonas de un mismo cuerpo que se encuentran a distintas temperaturas. Este flujo siempre ocurre desde el cuerpo de mayor temperatura hacia el cuerpo de menor temperatura, ocurriendo la transferencia de calor hasta que ambos cuerpos se encuentren en equilibrio térmico.

La **temperatura** es una medida de la intensidad de calor, la cual se hace con base en propiedades tales como la dilatación de los cuerpos.

1.4.1 Conversión de escalas de temperatura

Para pasar de Celsius a Fahrenheit

$$^{\circ}\text{F} = 9^{\circ}\text{C} + \frac{32}{5}$$

Para pasar de Fahrenheit a Celsius

$$^{\circ}\text{C} = 5 \left(\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} \right)$$

Para pasar de Celsius a Kelvin

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

Ejemplos:

Convertir 70 °F en °C

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{C}}{5} + 32 \quad ^{\circ}\text{F} = \frac{9 \times 70}{5} + 32 \quad \Rightarrow \quad ^{\circ}\text{F} = \frac{630}{5} + 32 \quad \Rightarrow \quad ^{\circ}\text{F} = 315 + 32 \quad \Rightarrow$$

$$^{\circ}\text{F} = 347$$

Convertir 50 °C en K

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \quad \Rightarrow \quad \text{K} = 50 + 273 \quad \Rightarrow \quad \text{K} = 323$$

1.4.2 Actividad

Convertir las siguientes escalas de temperatura

a) 14 °C en °F

b) 42 °F en °C

c) 31 °C en K

d) 79 °F en °C

e) 37 °C en °F

f) 110 °F en °C

g) 23 °C en K

h) 120 °F en °C

i) 97°F en K

1.4.3 Capacidad térmica

Es la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en 1 °C

$$c_p = \frac{Q}{m \Delta T}$$

Q = calor liberado o absorbido.

m = masa.

ΔT = incremento de temperatura.

Calores específicos de algunas sustancia a 25 °C y presión atmosférica		
Sustancia	Calor específico c	
	J/kg. °C	cal/g. °C
<i>Sólidos elementales</i>		
Aluminio	900	0.215
Berilio	1830	0.436
Cadmio	230	0.055
Cobre	387	0.0924
Germanio	322	0.077
Oro	129	0.0308
Hierro	448	0.107
Plomo	128	0.0305
Silicio	703	0.168
Plata	234	0.056
<i>Otros sólidos</i>		
Bronce	380	0.092
Vidrio	837	0.200
Hierro (-5 °C)	2090	0.50
Mármol	860	0.21
Madera	1700	0.41
<i>Líquidos</i>		
Alcohol (etílico)	2400	0.58
Mercurio	140	0.033
Agua (15 °C)	4186	1.00
<i>Gas</i>		
Vapor (100 °C)	2010	0.48

Ejemplo:

¿Cuánto calor se requiere para calentar 30 gramos de agua de 70 °C a 100 °C?

$$Q = c_p \times m \times \Delta T$$

$$Q = \frac{1 \text{ cal}}{\text{g } ^\circ\text{C}} \times 50\text{g} \times 30^\circ\text{C}$$

$$Q = 1500 \text{ cal}$$

1.4.4 Actividad

Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno:

1. Calcule la capacidad térmica de la plata si 70 gr del metal absorben 60 calorías cuando cambian de 20 °C a 35 °C.
2. ¿Cuántas calorías se necesitan para calentar 150 gr de alcohol de 57 °C a 129 °C?
3. ¿Cuánto calor se requiere para calentar 500 gr de hierro de 50 °C a 120 °C?
4. Para calentar 800 g de una sustancia de 0 °C a 60° °C fueron necesarias 4.000 cal. Determine el la capacidad térmica de la sustancia.
5. Para calentar 2.000 g de una sustancia desde 10 °C hasta 80° °C fueron necesarias 12.000 cal. la capacidad térmica de la sustancia.
6. ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 200 g de cobre de 10 °C a 80 °C?
7. Para calentar 600 g de una sustancia de 10 °C a 50 °C fueron necesarias 2.000 cal. Determine la capacidad térmica de la sustancia.
8. ¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 300 g de cobre de 20 °C a 60 °C?.

1.5 Materia

Materia es todo lo que tiene masa, ocupa espacio y se puede percibir por nuestros sentidos. Gran parte de las cosas necesarias para nuestra vida diaria están compuestas de materia y es la química la que se interesa en la composición y las transformaciones que sufre la materia. El químico estudia las propiedades de la materia para poder identificar, clasificar y dar usos a sus componentes. En este módulo estudiaremos algunos conceptos básicos relacionados con la materia.

1.5.1 Masa

Es la magnitud física que permite expresar la cantidad de materia que contiene un cuerpo. En el Sistema Internacional es el kilogramo.

1.5.2 Estados de la materia

Sólido: a bajas temperaturas, los materiales se presentan como cuerpos de forma compacta y precisa; y sus átomos a menudo se entrelazan formando estructuras cristalinas definidas, lo que les confiere la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente. Los sólidos son calificados generalmente como duros y resistentes, y en ellos las fuerzas de atracción son mayores que las de



repulsión. La presencia de pequeños espacios intermoleculares caracteriza a los sólidos dando paso a la intervención de las fuerzas de enlace que ubican a las celdillas en una forma geométrica.

Las sustancias en estado sólido presentan las siguientes características:

- Cohesión elevada.
- Forma definida.
- Incompresibilidad (no pueden comprimirse).
- Resistencia a la fragmentación.
- Fluidez muy baja o nula.
- Algunos de ellos se subliman (yodo).
- Volumen constante (hierro).

Líquido: Si se incrementa la temperatura el sólido va "descomponiéndose" hasta desaparecer la estructura cristalina, alcanzando el estado líquido. Característica principal: la capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene. En este caso, aún existe cierta unión entre los átomos del cuerpo, aunque mucho menos intensa que en los sólidos.

El estado líquido presenta las siguientes características:

- Cohesión menor.
- Movimiento energía cinética.
- No poseen forma definida.
- Toma la forma de la superficie o el recipiente que lo contiene.
- En el frío se comprime.
- Posee fluidez a través de pequeños orificios.
- Puede presentar difusión.
- Volumen constante.

Gaseoso: Incrementando aún más la temperatura se alcanza el estado gaseoso. Las moléculas del gas se encuentran prácticamente libres, de modo que son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos.

El estado gaseoso presenta las siguientes características:

- Cohesión casi nula.
- Sin forma definida.
- Su volumen es variable dependiendo del recipiente que lo contenga.
- Pueden comprimirse fácilmente.
- Ejercen presión sobre las paredes del recipiente contenedor.
- Las moléculas que lo componen se mueven con libertad.
- Ejercen movimiento ultra dinámico.
- Tienden a dispersarse fácilmente

Plasma: El plasma es un gas ionizado, es decir que los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas pero compuesto por

aniones y cationes (iones con carga positiva), separados entre sí y libres, por eso es un excelente conductor. Un ejemplo muy claro es el Sol.

1.5.2.1 Cambios de los estados de la materia

En física y química se denomina cambio de estado a la evolución de la materia entre varios estados de agregación sin que ocurra un cambio en su composición.

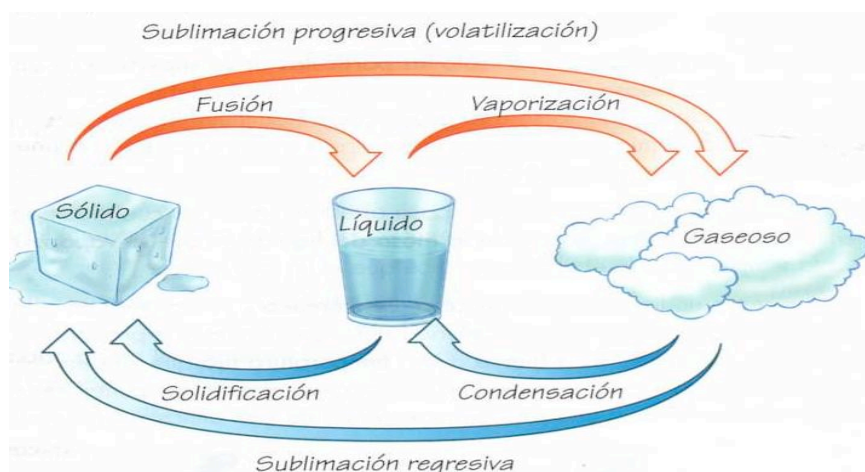


Diagrama de los estados de la materia y paso de uno a otro

- Fusión: sólido + energía (calor) \longrightarrow líquido
- Vaporización: líquido + energía (calor) \longrightarrow gas
- Condensación: gas – energía (calor) \longrightarrow líquido
- Solidificación: líquido – energía (calor) \longrightarrow sólido
- Sublimación: sólido + energía (calor) \longrightarrow gas

1.5.3 Propiedades de la materia

Los cuerpos sin distinción y por tal motivo no permiten diferenciar una sustancia de otra. Algunas de las propiedades generales se les da el nombre de extensivas, pues su valor depende de la cantidad de materia, tales, el caso de la masa, peso, volumen, la inercia, la energía, impenetrabilidad, porosidad, divisibilidad, elasticidad, maleabilidad, tenacidad y dureza entre otras.

1.5.3.1 Propiedades y características

Permiten distinguir una sustancia de otra. También reciben el nombre de propiedades intensivas porque su valor es independiente de la cantidad de materia. Las propiedades características se clasifican en:

Físicas

Es el caso de la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, el coeficiente de solubilidad, el índice de refracción, el módulo de Young y las propiedades organolépticas.

Químicas

Están constituidas por el comportamiento de las sustancias al combinarse con otras, y los cambios con su estructura íntima como consecuencia de los efectos de diferentes clases de energía.

Ejemplos:

Corrosividad de ácidos.
Poder calorífico.

1.5.3.2 Densidad

Es una medida utilizada por la física y la química para determinar la cantidad de masa contenida en un determinado volumen. Aprende más sobre la densidad en <https://youtu.be/R2bzsxSFYac>

La densidad absoluta o real que mide la masa por unidad de volumen. Se calcula con la siguiente fórmula:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen.}$$

Ejemplo:

¿Cuál es la densidad de la plata si 0.0104 m³ pesan 28 kg?

$$d = \frac{P}{V} \quad d = \frac{28 \text{ kg}}{2698.4 \text{ m}^3} \quad d = 0.0104 \text{ kg/m}^3$$

1.5.3.3 Actividad

1. Halle la densidad del oxígeno si 64 gr están contenidos en 44.8 litros
2. La densidad del oro es de 19300 kg/m³ ¿Cuánto pesan 0.2 m³?
3. ¿A cuánto equivale la densidad de hierro si 1.52 m³ pesan 12000 kg?

1.6 Sistemas materiales homogéneos y heterogéneos

Un sistema material puede estar constituido por una o por muchas sustancias. Los sistemas materiales se clasifican en homogéneos y heterogéneos: los sistemas materiales homogéneos son los que tienen igual composición y propiedades en cualquier porción o muestra de los mismos y los heterogéneos son



los que presentan distinta composición y distintas propiedades en las diferentes partes del sistema. Algunos sistemas materiales presentan a simple vista un aspecto uniforme en toda su masa. Si se miran al microscopio aparecen discontinuidades en su materia. Los componentes de un sistema homogéneo no pueden distinguirse ni con el microscopio y lo heterogéneos si.

1.6.1 Separación de componentes con distinta densidad

Las mezclas heterogéneas están formadas por sustancias de distinta composición y propiedades. Esas diferencias se utilizan en su separación

Separaciones de componentes con distinta densidad

- Sedimentación: Es la separación, por la acción de la gravedad de los componentes de una mezcla con distinta densidad una vez producida se decanta uno de los componentes.
- Centrifugación: Se emplea para conseguir sedimentaciones más rápidas y perfectas. Se realiza haciendo girar la mezcla hasta las altas revoluciones.
- Filtración: Permite separar los componentes de una mezcla heterogénea de sólido y líquido haciéndolos atravesar un filtro.

1.7 Sistemas materiales homogéneos: disoluciones y sustancias puras

- Disoluciones: Un sistema material homogéneo constituido por la mezcla de dos o más componentes se denomina disolución. Al subdividir estos sistemas se obtienen muestras con idéntica proporción y propiedades. Se llama disolvente al componente mayoritario en la disolución y soluto al componente minoritario.
- Sustancias puras: Un sistema material homogéneo constituido por un solo componente se denomina sustancia pura. Pueden ser sólidos, líquidos o gases.

1.7.1 Disoluciones

La teoría cinético-molécula aplicada a las disoluciones

Cuando se forma una disolución se producen diversos reajustes entre las partículas de los componentes. El proceso es similar para las disoluciones de gases en líquidos y líquidos en líquidos, solo que en estos tipos de disoluciones no hay que romper ninguna red sólida. Se consideran disoluciones verdaderas aquellas en las que el tamaño de las partículas de soluto es $<10^{-9}\text{m}$. Este tamaño es tan pequeño que pueden atravesar los poros de cualquier filtro.

Disoluciones diluidas, concentradas y saturadas

Cuando la cantidad de soluto disuelto es pequeña, el proceso de disolución es sencillo y rápido. Decimos que se trata de una disolución diluida. Si seguimos añadiendo soluto vamos concentrando la disolución, y por eso se llama disolución concentrada a aquella que tiene una alta proporción de soluto disuelto. Si la disolución no admite más soluto se dice que está saturada

SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA DISOLUCIÓN.

- **Separación de sólidos disueltos en líquidos:** Para separar los componentes se provoca la evaporización, a temperatura ambiente o forzada, de la disolución. Por ejemplo, la disolución de sal común
- **Separación de líquidos disueltos entre sí:** Para separar componentes que tengan diferentes puntos de ebullición, se destila la disolución. El vino tinto es fácil de destilar.
- **Separación de una mezcla de gases:** En el caso del aire se realiza mediante un proceso en dos etapas
 - Licuación: Se comprime el aire hasta altas presiones y se deja expandir bruscamente, con lo que el aire licua.
 - Destilación: Después se eleva la temperatura de forma gradual. Se evapora primero el nitrógeno y luego el oxígeno. Se llama destilación fraccionada porque permite obtener ambas sustancias por separado

CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

La concentración de una disolución expresada de forma numérica la proporción de soluto en una determinada cantidad de disolución. Estas proporciones se expresan de diversas formas.

- **Gramos por litro de disolución** Expresa los gramos de soluto contenidos en cada litro de disolución
 $C = \text{GRAMOS DE SOLUTO} / \text{VOLUMEN DE DISOLUCIÓN EN LITROS}$
- **Tanto por ciento en peso** Expresa el número de gramos de soluto contenidos en 100g de disolución
 $\% \text{ PESO} = \text{MASA DE SOLUTO} / \text{MASA DE DISOLUCIÓN} \cdot 100 = \text{MASA DE SOLUTO} / (\text{MASA DE SOLUTO} + \text{MASA DISOLVENTE}) \cdot 100$

Las distintas formas de expresar la concentración expresan una proporción, pero no informan sobre la cantidad total de disolución.



SOLUBILIDAD

Una disolución está saturada cuando no admite más soluto, a no ser que se añada más disolvente o se modifique la temperatura. Solubilidad de un soluto en un disolvente es la concentración de su disolución saturada. La influencia de la temperatura en la solubilidad de una sustancia queda reflejada en las llamadas curvas de solubilidad.

RECONOCIMIENTO DE SUSTANCIAS PURAS

Propiedades características

- La densidad es una propiedad característica de la materia, pero en general su conocimiento no permite predecir si una sustancia es pura o no.
- La temperatura de ebullición si es una propiedad característica de las sustancias puras. Las sustancias puras mantienen las mismas propiedades características en cualquier porción.

1.7.2 Sustancias Puras: elementos y compuestos

La palabra elemento se denomina a las sustancias primarias de las cuales se suponía que se componían todas las cosas. Una sustancia pura que mediante transformaciones puede ser vertida en otras sustancias más simples se denomina compuesto, una sustancia pura que no puede descomponerse en otras más simples se denomina elemento. La unión de dos o más elementos para formar un compuesto es un proceso totalmente distinto al de la mezcla y da lugar a nuevas sustancias puras de propiedades enteramente diferentes.

SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UN COMPUESTO

Para separar los componentes de un compuesto se utilizaba básicamente dos técnicas de trabajo.

- **Descomposición térmica** Muchos compuestos se descomponen mediante calor. Por ejemplo, la malaquita.
- **Descomposición por electrólisis** Se llama electrólisis a la descomposición de una sustancia por la acción de una corriente eléctrica continua. Una descomposición por electrólisis fácil de realizar es la del agua.

Un compuesto no es una mezcla

Los componentes de una mezcla pueden mezclarse en cualquier proporción y mantienen sus propiedades características, Los constituyentes de un compuesto entran siempre en la misma proporción y la sustancia final tiene distintas propiedades. Los compuestos son sustancias puras que se descomponen en otras más simples, mediante técnicas como el calentamiento o el paso por ellos de la corriente eléctrica.

1.7.3 Actividad 8

1. Elabore un cuadro con las características de las sustancias homogéneas y sustancias heterogéneas, con ejemplos.
2. ¿Qué diferencias existen entre una solución y una mezcla?
3. ¿Qué tipos de sustancias son el agua azucarada, el agua salada, el agua, el oxígeno, el cobre con arena.
4. Elabore un cuadro comparativo entre destilación y cristalización.
5. Cite cinco elementos que se encuentren en forma sólida, cinco en forma gaseosa y cinco en forma líquida.
6. Cuando la presión es constante, todas las sustancias solidifican a una determinada temperatura (distintas unas de otras) ¿Qué ocurre si aumentamos o disminuimos la presión? ¿Qué relación existe entre la temperatura de fusión y de solidificación para una sustancia determinada?
7. ¿Qué diferencia existe entre evaporación y ebullición?

1.8 Elementos químicos

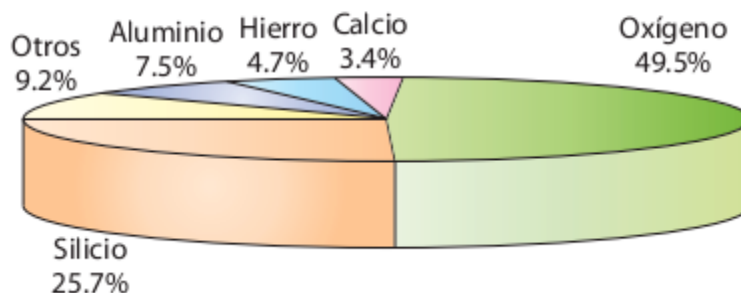
Las sustancias que no pueden ya descomponerse en otras más simples se llaman elementos. Se conocen varios millones de compuestos constituidos por unos 118 elementos. Cada día se sintetizan nuevos compuestos.

De los elementos conocidos, 88 se encuentran en la naturaleza. Once son gases y dos líquidos a condiciones normales. El resto ocurre como sólidos.

Los nombres de los elementos

Los nombres de los elementos han sido asignados arbitrariamente, considerando factores tales como: el nombre del científico, el nombre del país donde se descubrió, el nombre de un planeta, el color del elemento, etc.

Abundancia de los elementos químicos en la corteza terrestre. (Incluidos los océanos y la atmósfera)



El símbolo de un elemento

La notación actual, debida al sueco Berzelius, es muy lógica y sencilla. En general, los símbolos son las iniciales mayúsculas del nombre del elemento, pero cuando hay elementos con la misma inicial se añade otra letra, pero en minúscula. Pero algunos símbolos parecen no tener relación con el nombre del elemento, eso se debe a que el símbolo se deriva del nombre del elemento en otra lengua.

ELEMENTO	SIMBOLO	ELEMENTO	PROCEDENCIA	SIMBOLO
Carbono	C	Antimonio	S tibium	Sb
Calcio	Ca	Cobre	C uprum	Cu
Cadmio	Cd	Estaño	S tannum	Sn
Californio	Cf	Hierro	K alium	K
Cromo	Cr	Sodio	N atrium	Na

1.8.1 Actividad

1. Investiga en Internet, en libros de química o con un experto:

- Los elementos químicos que necesitas para tener una buena salud.
- Los alimentos que debes consumir para cumplir con esos requerimientos.
- La función que desempeñan esos elementos en nuestro organismo.
- Con la información que obtengas, copia y llena el siguiente cuadro

Nº	Elemento químico	Alimento en el que se encuentra	Función (importancia)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

- Investiga en los periódicos, en libros o en Internet: Los elementos químicos que por sus características representan riesgo para tu salud si te expones a ellos y los efectos que producen

1.9 Teoría atómica de Dalton

- Toda materia está constituida por partículas diminutas e indestructibles llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento dado son todas iguales en peso, tamaño y demás propiedades.
- Durante las reacciones químicas los átomos pueden intercambiarse o las combinaciones de átomos pueden romperse, pero los átomos en si permanecen invariable.
- Átomos de dos o más elementos pueden combinarse en más de una proporción para formar más de un compuesto.

ISOTOPOS:

Son átomos de un mismo elemento que tienen diferente masa. La masa se expresa en u.m.a.

El hidrogeno presenta tres isótopos

H = 1.0078 u.m.a.

H = 2.0142 u.m.a.

H = 3.0160 u.m.a.

Unidad de masa atómica (u.m.a): es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12



PESO ATÓMICO:

Es una cantidad física adimensional definida como la razón de las masas promedio de los átomos de un elemento (de un origen dado) a 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12. La expresión "masa atómica relativa" también puede ser utilizada para describir esta cantidad física. Los pesos atómicos, a diferencia de las masas atómicas (las masas de los átomos individuales) no son constantes físicas y varían de muestra a muestra. Sin embargo, son suficientemente constantes en muestras "normales" para ser de importancia fundamental en química.

MOL:

Es el número de gramos de un elemento igual a su peso atómico o el número de gramos de un compuesto igual a su peso molecular.

En los elementos se habla de una mol de átomos ya que los elementos están constituidos por átomos, y cuando hablamos de compuestos se dice de una mol de molécula porque los compuestos están formados por moléculas.

NUMERO DE AVOGADRO:

La constante de Avogadro (símbolos: L , N_0) es el número de *entidades elementales* (normalmente átomos o moléculas) que hay en un mol.

N_0 : 6.02×10^{23} partículas

Para los elementos

1 mol = N_0 : 6.02×10^{23} átomos

Para los compuestos

1 mol = N_0 : 6.02×10^{23} moléculas

Ejemplos:

a) Determine el número de moles que hay en 78 gr de Potasio

$$78 \text{ gr de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39 \text{ gr de K}} = 2 \text{ moles de K}$$

b) Calcule el número de átomos de carbono que hay en 20 moles del mismo elemento

$$20 \text{ moles de C} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1.204 \times 10^{25} \text{ átomos de C}$$

c) Cuántas moles hay en 6.02×10^{27} átomos de Aluminio

$$6.02 \times 10^{27} \text{ átomos de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Al}} = 10000 \text{ moles de Al}$$

d) Determine cuánto pesan 1.806×10^{24} átomo de bromo

$$1.806 \times 10^{24} \text{ átomo de Br} \times \frac{80 \text{ gr de Br}}{6.02 \times 10^{23} \text{ átomo de Br}} = 240 \text{ gr de Br}$$

e) Cuántos átomos hay en 25 gr de hierro

$$25 \text{ gr de Fe} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomo de Fe}}{56 \text{ gr de Fe}} = 2.69 \times 10^{23} \text{ átomo de Fe.}$$

1.9.1 Actividad

Lee atentamente cada pregunta, analiza el método de desarrollo y resuelve en tu cuaderno

1. ¿Cuántas moles hay en 476 gr de uranio?
2. Determine el número de átomos que hay en 8 moles de cerio.
3. ¿Cuántas moles hay en 117 gr de cromo?
4. ¿Cuántos gramos hay en 10 moles de sodio?
5. Determine el número de gramos presentes en 8 moles de plata.
6. Calcule el número de átomos que hay en 3 moles de potasio.
7. Halle mas moles que hay en 80 gramos de radio.
8. ¿Cuántos átomos hay en 1.25 moles de cobalto?
9. ¿Cuántas moles hay en 4.816×10^{24} átomos de nitrógeno?
10. Calcule el número de átomos que hay en 18 moles de antimonio.
11. Determine el número de moles que hay en 3.01×10^{23} átomos de azufre.
12. ¿Cuánto pesan 3.01×10^{23} átomos de azufre?
13. Halle el número de átomos que hay en 80 gramos de carbono.
14. Calcule cuántos gramos hay en 12 moles de cobalto.
15. Halle el número de moles que hay en 28 gr de neón.
16. ¿Cuántos átomos hay en 2 moles de aluminio?
17. Halle las moles que hay en 28 gr de cobre
18. ¿Cuál es el número de átomos que hay en 3 moles de flúor?



19. ¿Cuántos gramos hay en 2.5 moles de kriptón?
20. ¿Cuántas moles hay en 28 gr de mercurio?
21. Busque los símbolos de los elementos mencionados en la actividad.

1.10 Molécula

La mayoría de lo que nos rodea está formada por grupos de átomos unidos que forman conjuntos llamados moléculas. Los átomos que se encuentra en una molécula se mantienen unidos debido a que comparten o intercambian electrones.

Las moléculas están hechas de átomos de uno o más elementos. Algunas moléculas están hechas de un sólo tipo de átomo. Por ejemplo, dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula de O₂, la parte del aire que necesitamos para respirar y vivir. Otras moléculas son muy grandes y complejas. Por ejemplo, las moléculas de proteína contienen cientos de átomos.

Aún las moléculas muy grandes son tan pequeñas que no seríamos capaces de ver a una molécula de una sustancia. Pero cuando cientos de moléculas se encuentran juntas, podrían estar en forma de un vaso de agua, el árbol de un bosque, la pantalla de la computadora; dependiendo del tipo de moléculas que sean.

1.10.1 Fórmula

Es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran, o del número de átomos que forman una molécula. También puede darnos información adicional como la manera en que se unen dichos átomos mediante enlaces químicos e incluso su distribución en el espacio.

1.10.2 Peso molecular

Es la sumatoria de los pesos atómicos de los elementos que constituyen una molécula. El peso molecular se expresa en unidad de masa atómica.

Ejemplos:

- a) Determine el peso molecular del Al₂(SO₄)₃

$$\begin{aligned} \text{Al} &= 2 \times 27 \text{ u.m.a} = 54 \text{ u.m.a} + \\ \text{S} &= 3 \times 32 \text{ u.m.a} = 96 \text{ u.m.a} \\ \text{O} &= 12 \times 16 \text{ u.m.a} = \underline{192 \text{ u.m.a}} \end{aligned}$$

342 u.m.a

b) ¿Cuántos gramos hay en 8 moles de CO_2 ?

$$\begin{array}{l} \text{C} = 1 \times 12 \text{ gr} = 12 \text{ gr} \\ \text{O} = 2 \times 16 \text{ gr} = 32 \text{ gr} \\ \hline 44 \text{ gr} \end{array}$$

$$8 \text{ moles de } \text{CO}_2 \times \frac{44 \text{ gr de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 352 \text{ gr de } \text{CO}_2$$

c) Halle el número de moles que hay en 80 gramos de SO_2

$$\begin{array}{l} \text{S} = 1 \times 32 \text{ gr} = 32 \text{ gr} \\ \text{O} = 2 \times 16 \text{ gr} = 32 \text{ gr} \\ \hline 64 \text{ gr} \end{array}$$

$$80 \text{ gr de } \text{SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{SO}_2}{64 \text{ gr de } \text{SO}_2} = 1.25 \text{ moles de } \text{SO}_2$$

d) Determine el número de moléculas que hay en 3 moles de K_2SO_4

$$3 \text{ moles de } \text{K}_2\text{SO}_4 \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de } \text{K}_2\text{SO}_4} = 1.806 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{K}_2\text{SO}_4$$

e) ¿Cuántas moles equivalen a 3.01×10^{24} moléculas de KBr ?

$$3.01 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{KBr} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{KBr}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{KBr}} = 0.05 \text{ moles de } \text{KBr}$$

f) ¿Cuánto pesan 1.806×10^{24} moléculas de Na_2CO_3 ?

$$\begin{array}{l} \text{Na} = 2 \times 23 \text{ gr} = 46 \text{ gr} \\ \text{C} = 1 \times 12 \text{ gr} = 12 \text{ gr} \\ \text{O} = 3 \times 16 \text{ gr} = 48 \text{ gr} \\ \hline 106 \text{ gr} \end{array}$$

$$1.806 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{106 \text{ gr de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 318 \text{ gr de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

e) ¿Cuántos moléculas hay en 125 gr de Cu_2O ?

$$\text{Cu} = 2 \times 64 \text{ gr} = 128 \text{ gr}$$

$$O = 1 \times 16 \text{ gr} = \frac{16 \text{ gr}}{144 \text{ gr}}$$

$$125 \text{ gr de } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{Cu}_2\text{O}}{144 \text{ gr de } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}}} = 5.22 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{Cu}_2\text{O}$$

1.10.3 Actividad

Lee atentamente cada pregunta, analiza el método de desarrollo y resuelve en tu cuaderno

1. Halle el peso molecular del H_2O
2. Determine el número de moles que hay en 40 gr de KClO_3 .
3. Calcule el número de moléculas que hay en tres moles de FeS .
4. ¿Cuánto pesan 2.23×10^{23} moléculas de NaOH ?
5. Calcule el peso molecular del Na_2O .
6. ¿Cuántos gramos hay en 10 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
7. Halle el número de moles que hay en 1.204×10^{24} moléculas de H_2O .
8. Determine la cantidad de gramos que hay en 2 moles de H_2SO_4
9. ¿Cuántas moles hay en 180 gramos de NaI ?
10. Determine el peso molecular del $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$
11. Halle el número de moles que hay en 40 gr de Al_2O_3
12. ¿Cuántas moléculas hay en 3 moles de N_2O_5
13. Determine el número de moléculas que hay en 8 moles de P_2O_3 .
14. ¿A cuántas moles equivalen 2.408×10^{24} moléculas de HIO_4 ?
15. ¿Cuánto pesan 4.515×10^{23} moléculas de CaCO_3 ?

UNIDAD 2: TEORÍA ATÓMICA

COMPETENCIAS.

Analizo y comparo los diversos modelos atómicos propuestos a través de la historia.

Identificar las características del modelo atómico actual.

Reconocer las partículas fundamentales del átomo.

Diferencio los conceptos de carga nuclear, masa nuclear, masa atómica, número atómico y carga atómica.

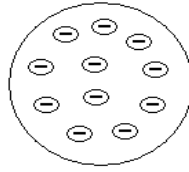
2.1 Historia

Los inicios de la teoría atómica se remontan al Siglo V A.C. Dos Filósofos Griegos Leucipo y Demócrito propusieron que la materia no podía dividirse indefinidamente tal y como lo estipulaba Aristóteles. Ellos proponían que al final de la división llegarían a los Átomos. (La palabra griega átomos significa “indivisible”). Después de que en Grecia se estableció que “Los átomos son partículas muy pequeñas, eternas e indivisibles que constituyen la materia” muchos filósofos, físicos, químicos y demás científicos postularon otras teorías encaminadas a describir la composición y estructura del átomo, estos son algunos de ellos:

JOHN DALTON (1808): Su teoría puede resumirse en cinco ideas básicas:

LEYES	OTRAS LEYES QUE CONCORDABAN CON LO EXPUESTO POR DALTON
La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos. Los cuales no se crean ni se destruyen	(Ley de la conservación de la materia propuesta por Antoine Lavoisier).
Todos los átomos de un mismo elemento son iguales en peso, tamaño y propiedades químicas.	
Los átomos de elementos diferentes también son diferentes.	
Los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en relaciones numéricas enteras y sencillas para formar compuestos	(Ley de las proporciones definidas de Proust)
Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse en distintas proporciones numéricas para formar más de un compuesto	(Ley de las proporciones múltiples)

J.J. THOMPSON (1897): realiza una serie de experimentos con gases, descubre unas partículas cargadas negativamente a las que llama electrones. Según él la materia es eléctricamente neutra. Su modelo considera al átomo como una masa con carga positiva, donde se insertan los electrones en número y posiciones tales que el campo eléctrico resultante es nulo. “El modelo del pastel de pasas”.



ERNEST RUTHERFORD (1911): Su experimento consiste en bombardear una delgada lámina de oro con un haz de partículas alfa. Se observa que la mayoría de las partículas atraviesan la lámina sin ser desviadas en su trayectoria; un pequeño número es desviado por alguna causa, y solo unas cuantas partículas rebotan.

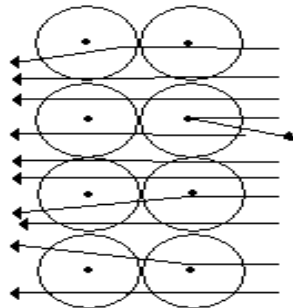
De acuerdo con esto *RUTHERFORD* propone el siguiente modelo atómico:

Existe un núcleo cargado positivamente en el cual se encuentra concentrada toda la masa del átomo. El núcleo está constituido por partículas positivas llamadas protones y por partículas neutras llamadas neutrones.

Existe un número de electrones igual a la carga nuclear que giran alrededor del núcleo.

La carga positiva del núcleo coincide con el número atómico del elemento estudiado.

Los átomos son en su mayor parte espacio vacío.



BECQUEREL Y LOS ESPOSOS CURIE (1896): La radioactividad es el proceso de ruptura de los átomos durante el cual se emiten radiaciones. Al experimentar con elementos como el Uranio y el Radio se descubre que el haz de partículas subatómicas emitido está conformado por:

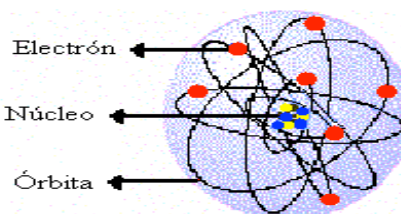
Tipo	Composición	Carga
RAYOS ALFA	2 protones y 2 neutrones (llamados también núcleos de Helio)	2 ⁺
RAYOS BETA	Electrones de alta energía	1 ⁻

RAYOS GAMMA	Radiación Electromagnética de Longitud de onda muy corta (Alta Energía)	0
--------------------	---	---

MODELO DE BOHR (1913): Se basó en los estudios de espectro de emisión de los átomos y en la teoría de los cuantos

Emisiones de los átomos: la luz que emite un elemento se conoce como su espectro y cada elemento tiene uno diferente.

Teoría de los cuantos: Propuesta por Plank (1900). En una reacción química no puede intervenir una cantidad de materia inferior a un átomo. Igualmente hay una cantidad mínima de energía que se puede emitir, que es el fotón o cuánta.



El modelo atómico de Bohr contempla cuatro postulados:

Los electrones en los átomos están localizados en órbitas o niveles de energía alrededor del núcleo.

Los electrones en las órbitas más cercanas al núcleo tienen menor energía que aquellos localizados en órbitas más alejadas.

Cualquier electrón en un átomo puede tener sólo ciertos valores de energía permitidos. Esta energía.

Cualquier determina qué órbita ocupa un electrón.

Los electrones pueden moverse de una órbita a otra. Para esto debe ganar o perder una cantidad exacta de energía, un cuanto de energía.

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA: La difracción de la luz por una ranura muy angosta hace posible el cálculo de una propiedad de la luz denominada longitud de onda, representada por λ (lambda) y que corresponde a la distancia entre dos crestas de una onda de luz. La frecuencia de la luz ν , o el número de ondas que pasan por un punto dado en un segundo, relaciona la longitud de onda con la velocidad de la luz, c , por la expresión:

$c = \nu\lambda$, donde:

λ = Longitud de onda: Distancia entre dos crestas en una onda (Longitud de un ciclo)



c = Velocidad de la luz (2.998×10^8 cm/seg)

v = Número de ondas que pasan por un punto en un segundo.

MAX PLANK (1900): En 1900 Max Plank propone la teoría cuántica para la energía radiante: “La Energía Radiante sólo puede ser emitida o absorbida en cantidades discretas llamadas cuantos”. Plank desarrolló una ecuación que define la energía de un cuanto de Energía Radiante

$$E = hv$$

E = Energía Radiante

h = Constante de Plank (6.6262×10^{-34} Joule-seg)

v = Frecuencia (seg^{-1})

En 1905 Albert Einstein propuso que los cuantos son paquetes discontinuos llamados “*fotones*”.

EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO: Cuando un rayo de luz atraviesa un prisma, el rayo se desvía o se refracta. el grado de desviación depende de la Longitud de Onda. El Espectro Electromagnético representa el Intervalo de Longitudes de Onda de la Radiación Electromagnética.

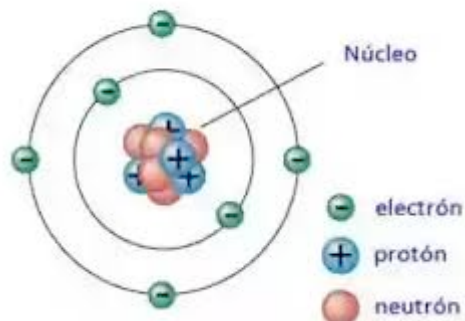
ESPECTRO ATÓMICO: Cuando los vapores o gases de una sustancia se calientan en una llama, se produce luz. Si un rayo de esta luz se hace pasar por un prisma, se produce un Espectro de Líneas (o Discontinuo). El Espectro de Líneas de cada Elemento es Único. En 1885 J. J. Balmer estudió el espectro de emisión del Hidrógeno y obtuvo que a partir de su ecuación, la serie de líneas que se obtiene se conoce como “Serie de Balmer”.

2.1.1 Actividad

Realiza en hojas blancas una línea del tiempo que represente la historia detrás de la Teoría Atómica

2.2 El átomo

Los átomos no son partículas individuales como lo había pensado originalmente Dalton, sino que están compuestos de partículas más simples: en el núcleo del átomo, los neutrones y los protones cargados positivamente y rodeando al núcleo los electrones cargados negativamente



2.2.1 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

El Electrón: El electrón es una partícula subatómica que tiene carga negativa, su descubrimiento deriva de los experimentos realizados con Electricidad. Además Julius Plücker en 1859 realizó experimentos con Rayos Catódicos que consiste en lo siguiente: Dos Electrodoes se encuentran dentro de un tubo sellado de vidrio al que se ha extraído casi completamente el aire. Cuando se aplica un Voltaje alto a través de los electrodos, emerge un haz de rayos desde el electrodo negativo llamado Cátodo hacia el electrodo positivo llamado Ánodo.

Estos rayos tienen naturaleza negativa, ya que son repelidos por el extremo negativo de campos eléctricos (Cátodo) y magnéticos (Sur Magnético). En 1891 Stoney les llamó electrones. Finalmente en 1897 Joseph J. Thomson determinó la relación carga/masa (e/m) del electrón estudiando la desviación de los rayos Catódicos por los campos eléctrico y magnético.

$$e/m = -1.75 \times 10^8 \text{ coulomb/gramo}$$

En 1909 Robert A. Millikan determinó la carga del electrón que resultó ser:

$$e = -1.602 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

Al contar con el valor de e/m y con el de e , fue posible obtener el valor de m (masa del electrón) que resultó ser:

$$m_e = 9.1096 \times 10^{-28} \text{ g}$$

El Protón: El protón es una partícula cargada positivamente, su estudio se debe en gran parte a Eugene Goldstein quien realizó experimentos con Rayos Catódicos en los cuales se introdujo Hidrógeno gas a baja presión, observando la presencia de Rayos que viajaban en dirección opuesta a los Rayos Catódicos. El llamó a estos "Rayos Positivos" Protones. Se determinó la relación e/m para el protón resultando ser:



$$e/m = +9.5791 \times 10^4 \text{ Coulomb/g}$$

A los protones se les asignó el símbolo H^+ y se determinó que la carga del protón es igual a la del electrón sólo que de signo contrario (+).

$$eH^+ = +1.602 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

Así mismo, se determinó la masa del Protón siendo ésta de:

$$mH^+ = 1.6726 \times 10^{-24} \text{ g}$$

El Neutrón: En 1932 Chadwick determinó mediante el estudio de reacciones nucleares la masa del Neutrón, el cual no posee carga (Por eso le llamaron Neutrón) siendo ésta de:

$$m_n = 1.6750 \times 10^{-24} \text{ g}$$

n = neutrón

El núcleo: Es la parte central del átomo cargada positivamente: está compuesto principalmente de las partículas fundamentales llamadas protones y neutrones. Los electrones se mueven alrededor del núcleo. El núcleo contiene la mayor parte de la masa

2.3 Descripción cuantitativa de los átomos

NÚMERO ATÓMICO (Z)

Indica el número de protones que tiene un átomo en el núcleo, el cual es igual a la cantidad de electrones, ya que la materia es eléctricamente neutra. La cantidad de protones varía según el elemento.

Ejemplo

EL Magnesio (Mg) tiene $Z= 12$

NÚMERO DE MASA (A)

Es la suma del número de protones y neutrones contenidos en el núcleo.

$$A = Z + N$$

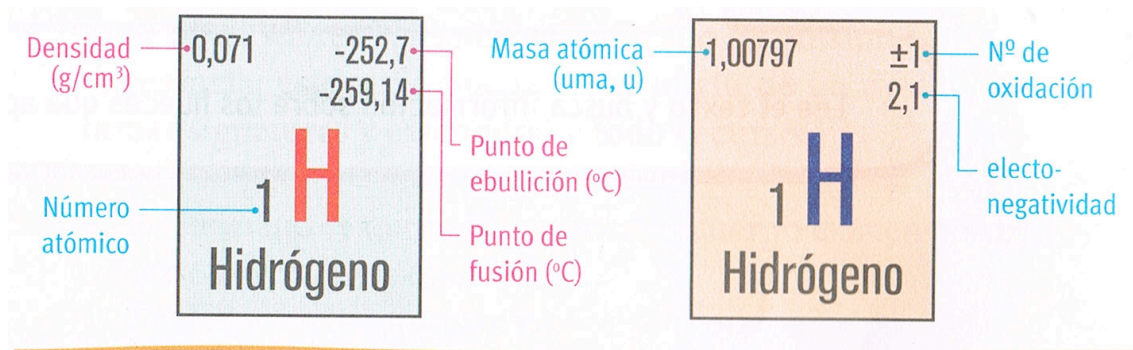
Ejemplo:

El Sodio (Na) tiene $Z = 11$ y $A = 23$, por lo tanto contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

MASA ATÓMICA

Es la masa de un átomo expresada en relación al átomo de carbono-12 (^{12}C).

Todos estos datos se encuentran en la tabla periódica de los elementos:



En color azul se indican las propiedades atómicas del elemento y en color rojo las propiedades de la sustancia simple en su variedad más abundante.

CARGA ATÓMICA

Un átomo es aquel que posee igual número de protones y de electrones. Su carga por lo tanto es cero. Cuando un átomo neutro pierde electrones, adquiere tantas cargas positivas como electrones haya perdido. Cuando gana electrones las cargas adquiridas serán negativas. La carga atómica, es la carga adquirida por un átomo al ganar o perder electrones.

Tabla Periódica de Elementos


1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H 1,0079 HIDROGENO	2 He 4,003 HELIO	3 Li 6,941 LITIO	4 Be 9,012 BERILIO	5 B 10,811 BORO	6 C 12,0107 CARBONO	7 N 14,006 NITROGENO	8 O 15,999 OXIGENO	9 F 18,998 FLUOR	10 Ne 20,180 NEON	11 Na 22,989 SODIO	12 Mg 24,305 MAGNESIO	13 Al 26,981 ALUMINIO	14 Si 28,085 SILICIO	15 P 30,973 FOSFORO	16 S 32,066 AZUFRE	17 Cl 35,453 CLORO	18 Ar 39,948 ARGON
19 K 39,098 POTASIO	20 Ca 40,078 CALCIO	21 Sc 44,956 ESCANDIO	22 Ti 47,867 TITANIO	23 V 50,9415 VANADIO	24 Cr 51,996 CROMO	25 Mn 54,938 MANGANESO	26 Fe 55,847 HIERRO	27 Co 58,933 COBALTO	28 Ni 58,693 NIQUEL	29 Cu 63,546 COBRE	30 Zn 65,409 ZINC	31 Ga 69,723 GALIO	32 Ge 72,61 GERMANIO	33 As 74,921 ARSENICO	34 Se 78,96 SELENIO	35 Br 79,904 BROMO	36 Kr 83,798 CRIPTON
37 Rb 85,467 RUBIDIO	38 Sr 87,62 ESTRONCIO	39 Y 88,905 ITRIO	40 Zr 91,224 ZIRCONIO	41 Nb 92,906 NIOBIO	42 Mo 95,94 MOLIBDENO	43 Tc 97,90 TECNICIO	44 Ru 101,07 RUTENIO	45 Rh 102,905 RODIO	46 Pd 106,42 PALADIO	47 Ag 107,868 PLATA	48 Cd 112,411 CADAVIO	49 In 114,818 INDIO	50 Sn 118,71 ESTANIO	51 Sb 121,757 ANTIMONIO	52 Te 127,6 TELURIO	53 I 126,904 YODO	54 Xe 131,293 XENON
55 Cs 132,905 CESIO	56 Ba 137,327 BARIO	57 La 138,905 LANTANIO	58 Ce 140,115 CERIO	59 Pr 144,24 PRASEODIMIO	60 Nd 144,24 NEODIMIO	61 Pm 144,913 PROMECIO	62 Sm 150,36 SAMARIO	63 Eu 151,965 EUROPIO	64 Gd 157,25 GADOLINIO	65 Tb 158,925 TERBIO	66 Dy 162,50 DISPROSIO	67 Ho 164,93 HOLMIO	68 Er 167,26 ERBIO	69 Tm 168,934 TERULIO	70 Yb 173,04 ITERBIO	71 Lu 174,967 LUTECIO	72 Hf 178,49 HAFNIO
87 Fr 223,019 FRANCIO	88 Ra 226,025 RADIO	89 Ac 227,027 ACTINIO	90 Th 232,038 TORIO	91 Pa 231,036 PROTACTINIO	92 U 238,029 URANIO	93 Np 237,04 NEPTUNIO	94 Pu 244,06 PLUTONIO	95 Am 243,061 AMEBICIO	96 Cm 247,07 CURCIO	97 Bk 247,07 BERKELIO	98 Cf 251,08 CALIFORNIO	99 Es 254 ENSTENIO	100 Fm 257,095 FERMIUM	101 Md 258,01 MENDELEVIO	102 No 259,101 NOBELIO	103 Lr 262,105 LAURENCIO	104 Rf 261,11 RUTENBERGIO
111 Uuu 272 UNUNUNIO	112 Uub 277 UNUBIO	113 Uut 284 UNUNTREIO	114 Uuq 285 UNUNCUADRO	115 Uuq 289 UNUNQUINIO	116 Uuh 289 UNUNHEXIO	117 Uus 289 UNUNSEPTIO	118 Uuo 293 UNUNOCTIO	119 Uuu 289 UNUNNONIO	120 Uuq 289 UNUNDECIO	121 Uub 289 UNUNDUDECIO	122 Uut 289 UNUNTRIDECIO	123 Uuq 289 UNUNTETRADECIO	124 Uub 289 UNUNQUINDECIO	125 Uut 289 UNUNSEXTIDECIO	126 Uuq 289 UNUNSEPTIDECIO	127 Uub 289 UNUNOCTIDECIO	128 Uut 289 UNUNNONIDECIO


- Metales alcalinos
- Metales alcalinoterreos
- Metales de transición
- Metales alcalinos
- Metales alcalinoterreos
- Metales de transición
- Otros metales
- No metales
- Metaloides
- Gases nobles
- Radiactivos
- Sintéticos


Nº ATÓMICO → **± 4 + 2** → **VALENCIA**


NOMBRE → **C** → **SÍMBOLO**


12,0107 → **MASA ATÓMICA (uma)**

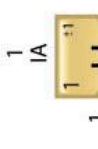


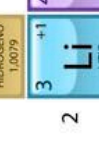

















Mestas
ediciones

Avda. de Guadalupe, 103
28120 Algete Madrid
Tfno.: 91 886 43 80 Fax: 91 886 47 19
E-mail: jamestas@arrakis.es
www.mestasediciones.com

2.4 Actividad

1. Indique el número de electrones ganados o perdidos por cada uno de los siguientes átomos:

- a) Na^{+1} _____ b) Br^{-1} _____ c) Ni^{+2} _____
 d) Al^{+3} _____ e) Ra^{+2} _____ f) Cl^{-5} _____

2. Halle el número de electrones que deben ganar o perder los siguientes átomos para ser neutros:

- a) Ca^{+2} _____ b) Cl^{-1} _____ c) O^{-2} _____
 d) Ga^{+3} _____ e) Ag^{+1} _____ f) I^{-1} _____

3. Completa la siguiente información para un átomo de aluminio:

- a) Z: _____ b) A: _____ c) CN: _____ d) p⁺: _____ e) n^o: _____

4. Complete el siguiente cuadro:

p ⁺	n ^o	e ⁻	Z	A	CN	CA	SIMBOLO
7				14		+3	
	49				31	0	
20		18		40			
			35	80		-1	Br
	65	49				0	
1		1		1			
		18		16	8		
	4		3			+1	Li
87	136						
			34	79		0	

2.4.1 NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos determinan la región del espacio-energía de mayor probabilidad para encontrar a un electrón. El desarrollo de la Teoría Cuántica fue realizado por Plank, Maxwell, Schrödinger, Pauling, Heisenberg, Einstein, De Broglie y Boltzmann

Descripción de los Números Cuánticos:

$n =$	<u>Número Cuántico Principal:</u> Proporciona el Nivel y la distancia promedio relativa del electrón al Núcleo. n posee valores de 1, 2, 3,....
$l =$	<u>Número Cuántico Azimutal:</u> Proporciona el subnivel. cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía, en ausencia de un campo magnético. l posee valores desde 0 hasta $n-1$.
$m =$	<u>Número Cuántico Magnético:</u> Define la orientación del Orbital. m posee valores desde $-l$ pasando por 0 hasta $+l$
$s =$	<u>Número Cuántico de Spin:</u> Define el giro del Electrón. s posee valores de $+1/2$ y $-1/2$.

Principio de Incertidumbre de Heisenberg: “Es imposible determinar simultáneamente la posición exacta y el momento exacto del electrón”

Principio de Exclusión de Pauli: “Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos idénticos y por lo tanto un orbital no puede tener más de dos electrones”.
El Número máximo de electrones por nivel es $2(n)^2$

2.4.2 Actividad

Determine los cuatro números cuánticos para los siguientes niveles y subniveles de energía:

- a) 2p b) 3 c) 2 d) 4f e) 3d f) 1s

2.5 Configuración electrónica de los elementos

NOTACIÓN ESPECTRAL

Es la representación esquemática de la distribución de los electrones de un átomo, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr. Los electrones tienden a ocupar orbitales de energía mínima.

La siguiente figura muestra el orden de llenado de los orbitales.



Ejemplo:

Determine la distribución electrónica o notación espectral para un átomo de plata

Ag:

Z = 47

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$

2.5.1 Actividad

Realice la notación espectral para los átomos de los siguientes elementos

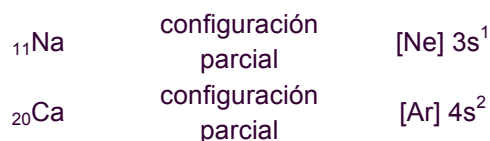
- a) Ca = 20 _____
- b) Sb = 51 _____
- c) Pt = 78 _____
- d) Er = 68 _____

2.6 Electrones de valencia

Son los electrones que un átomo posee en su último nivel. En los casos anteriores los electrones de valencia para el hidrógeno es 1, para el helio es 2 para el litio es 1 y para el berilio es 2 porque son los electrones que hay en el último nivel de cada uno de estos átomos

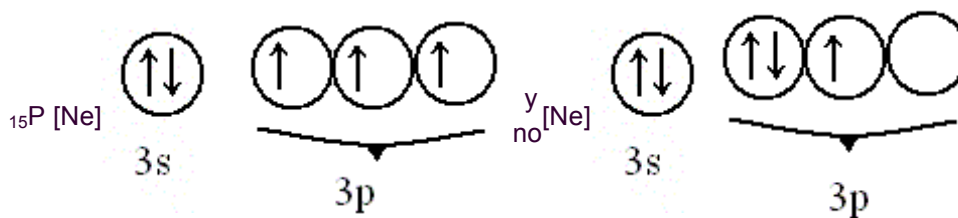
Para representar una configuración electrónica por la notación convencional se usan dos métodos **(a) la configuración total** : que consiste en escribir todos los orbitales . **(b) la configuración parcial** : en donde los niveles totalmente llenos se abrevian con la letra mayúscula apropiada. si (K) significa $1s^2$; (K, L) significa $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Por ejemplo, para el átomo de sodio: ${}_{11}\text{Na}$ **configuración total**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; **configuración parcial** : (K,L) $3s^1$

Otra manera alterna de escribir la configuración parcial , es escribiendo el símbolo del gas noble que le precede entre corchetes, seguido de los electrones presentes por encima del gas noble, por ejemplo, para el sodio y calcio sería :



2.6.1.1 REGLA DE HUND

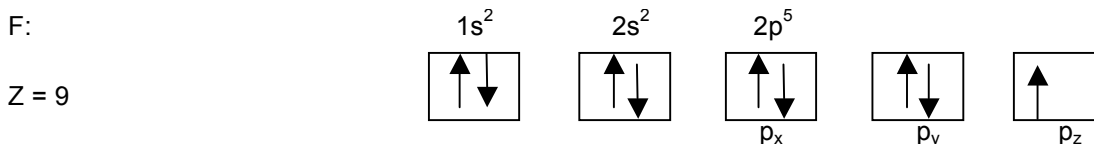
Se aplica la regla de Hund de máxima multiplicidad cuando un orbital **p**, **d**, o **f** es ocupado por más de un electrón. Esta regla dice que los electrones permanecen sin aparear con espines paralelos en orbitales de igual energía, hasta que cada uno de estos orbitales tiene , cuando menos un electrón. Por ejemplo, el diagrama orbital para el fósforo:



Ningún orbital **p** puede poseer dos electrones hasta que todos los orbitales **p** tengan un electrón cada uno.

Ejemplo:

Distribuya los electrones para un átomo de flúor



2.6.2 Actividad

Distribuir en los orbitales los electrones de valencia de los siguientes átomos:

- a) Zr = 40 b) Na = 11 c) Al = 13 d) Kr = 36 e) Eu = 63

2.7 La alquimia

El Imperio del Sol Naciente no destacó precisamente por la importancia de los practicantes de la Alquimia, sin embargo, en la India sucedió todo lo contrario.

Es Mircea Eliade de nuevo quien establece la relación existente entre la alquimia y la filosofía hindú del tantrismo y el hathayoga. En este sentido tendríamos el caso de los yoguis alquimistas, quienes mediante los ejercicios de la respiración pautada o prânâyâma^w el uso de remedios vegetales y minerales llegarían a prolongar su juventud de forma indefinida y a transmutar los metales vulgares en oro.

Siguiendo esta línea, no podemos olvidar la analogía existente entre el yogui que opera sobre su cuerpo y su estructura psicofísica, y el alquimista que lo hace sobre sustancias concretas. Tanto el uno como el otro pretenden conseguir un mismo objetivo: liberar las sustancias impuras, lograr su purificación para llegar a transmutarlas en «oro».

Recordemos una vez más que el oro es el metal perfecto, estrechamente vinculado en su simbolismo al espíritu puro, libre e inmortal. En pocas palabras, el oro es la inmortalidad. Dice Eliade al respecto: «El alquimista espera llegar a los mismos resultados que el yogui, proyectando su ascesis sobre la materia, en lugar de someter su cuerpo y su vida psico-mental a los rigores del yoga, que separan de él el Espíritu de toda experiencia perteneciente a la esfera de la sustancia.

El alquimista somete a los metales a operaciones químicas homologables a las “purificaciones” y a las “torturas” ascéticas. Pues existe una perfecta solidaridad entre la materia física y el cuerpo psicosomático del hombre. Ambos son productos de la Sustancia primordial».

Nos encontramos, pues, en la auténtica esencia del Arte Real, tal y como habrá de ser entendido posteriormente no sólo en Oriente sino también en Occidente. El alquimista es una especie de demiurgo que interviene en el íntimo proceso de la Naturaleza al poder transmutar los metales. Esta transmutación contribuye a que pueda liberarse de su propio destino.

Como estamos viendo, la relación existente entre el yoga tántrico y las técnicas alquímicas de la India es muy estrecha, de la misma forma que sucedía en China entre la filosofía taoísta y los alquimistas que hemos denominado «esotéricos», para diferenciarlos de los primitivos alquimistas simplemente operativos.

En cuanto a los orígenes de la alquimia india, surgen notables discrepancias sobre fechas aproximadas. No obstante, la mayoría de los historiadores de la ciencia (Stapleton, Muller, E. von Lipman, citados por M. Eliade) se inclinan por aceptar que fue introducida por los árabes. Se apoyan en la mención del mercurio en las operaciones alquímicas, considerando que la manipulación de este elemento era una práctica de origen árabe. Sin embargo, existen abundantes documentos que atestiguan la práctica alquímica en la India en tiempos anteriores.

2.7.1 Actividad

1. ¿De qué se trata la alquimia?

2. ¿Por qué se asocia a la alquimia con la brujería?

2.8 Actividad Unidad 2

1. ¿Cuáles son los posibles números cuánticos magnéticos para un electrón con número cuántico azimutal 2?
2. Qué diferencia existe entre:
- Subnivel 4d y orbital 4d
 - Subnivel 4s y orbital 4s
3. Qué valores puede tomar el número cuántico azimutal cuando el número cuántico principal es:
- $n = 1$
 - $n = 2$
 - $n = 3$
4. Calcule los números cuánticos para:
- 7s
 - 3p
 - 5d
5. Realice la distribución electrónica para
- Ba
 - Hf
 - Ne
6. Para el elemento cuya distribución electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$ indique
- protones



- b) electrones
 - c) neutrones
 - d) niveles de energía
 - e) subniveles de energía
 - f) orbitales llenos, desapareados y vacíos.
7. Distribuir en los orbitales los electrones de valencia de los siguientes átomos:
- a) At
 - b) Sc
 - c) Dy
 - d) Bi
 - e) Au



UNIDAD 3: TABLA PERIÓDICA Y ENLACE QUÍMICO

COMPETENCIAS.

Diferencio e identifico los grupos y periodos localizando los elementos en la tabla periódica con la ayuda de la distribución electrónica.

Explico las propiedades químicas y físicas de los elementos basándose en su ubicación en la tabla periódica.

Explico los diferentes tipos de enlace químico que forman los elementos de los diferentes grupos.

Identifica las fuerzas intermoleculares que se presentan entre las moléculas de un compuesto.

3.1 Tabla periódica

La tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características.

Suele atribuirse la tabla a Dmitri Mendeléyev, quien ordenó los elementos basándose en la variación manual de las propiedades químicas, si bien Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos. La forma actual es una versión modificada de la de Mendeléyev, fue diseñada por Alfred Werner.

3.1.1 CLASIFICACIÓN

GRUPOS

A las columnas verticales de la tabla periódica se les conoce como grupos. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí. Por ejemplo, los elementos en el grupo IA tienen valencia de 1 (un electrón en su último nivel de energía) y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse como iones positivos de +1. Los elementos en el último grupo de la derecha son los gases nobles, los cuales tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y, por ello, son todos extremadamente no reactivos.

Numerados de izquierda a derecha utilizando números arábigos, según la última recomendación de la IUPAC (según la antigua propuesta de la IUPAC) de 1988, los grupos de la tabla periódica son:

Grupo 1 (I A): los metales alcalinos (s^1)

Grupo 2 (II A): los metales alcalinotérreos (s^2)

Grupo 3 (III B): Familia del Escandio (d^1)

Grupo 4 (IV B): Familia del Titanio (d^2)

Grupo 5 (V B): Familia del Vanadio (d^3)

Grupo 6 (VI B): Familia del Cromo (d^4)



- Grupo 7 (VII B): Familia del Manganeso (d^5)
- Grupo 8 (VIII B): Familia del Hierro (d^6)
- Grupo 9 (VIII B): Familia del Cobalto (d^7)
- Grupo 10 (VIII B): Familia del Níquel (d^8)
- Grupo 11 (I B): Familia del Cobre (d^9)
- Grupo 12 (II B): Familia del Zinc (d^{10})
- Grupo 13 (III A): los térreos (p^1)
- Grupo 14 (IV A): los carbonoides (p^2)
- Grupo 15 (V A): los nitroenoideos (p^3)
- Grupo 16 (VI A): los calcógenos o anfígenos (p^4)
- Grupo 17 (VII A): los halógenos (p^5)
- Grupo 18 (VIII A): los gases nobles (p^6)

PERÍODOS

Las filas horizontales de la tabla periódica son llamadas períodos. Contrario a como ocurre en el caso de los grupos de la tabla periódica, los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes pero masas similares: todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales. Siguiendo esa norma, cada elemento se coloca según su configuración electrónica. El primer período solo tiene dos miembros: hidrógeno y helio; ambos tienen sólo el orbital $1s$. La tabla periódica consta de 7 períodos.

SERIES

El sexto período además de los elementos representativos y de transición, posee 14 elementos conocidos como Tierras raras, los cuales forman la serie Lantánida ($4f$). La capa externa de estos átomos contiene 2 electrones y la penúltima 8 o 9.

El séptimo período es incompleto. Los elementos tierras raras en este período se denominan serie actínida ($5f$).

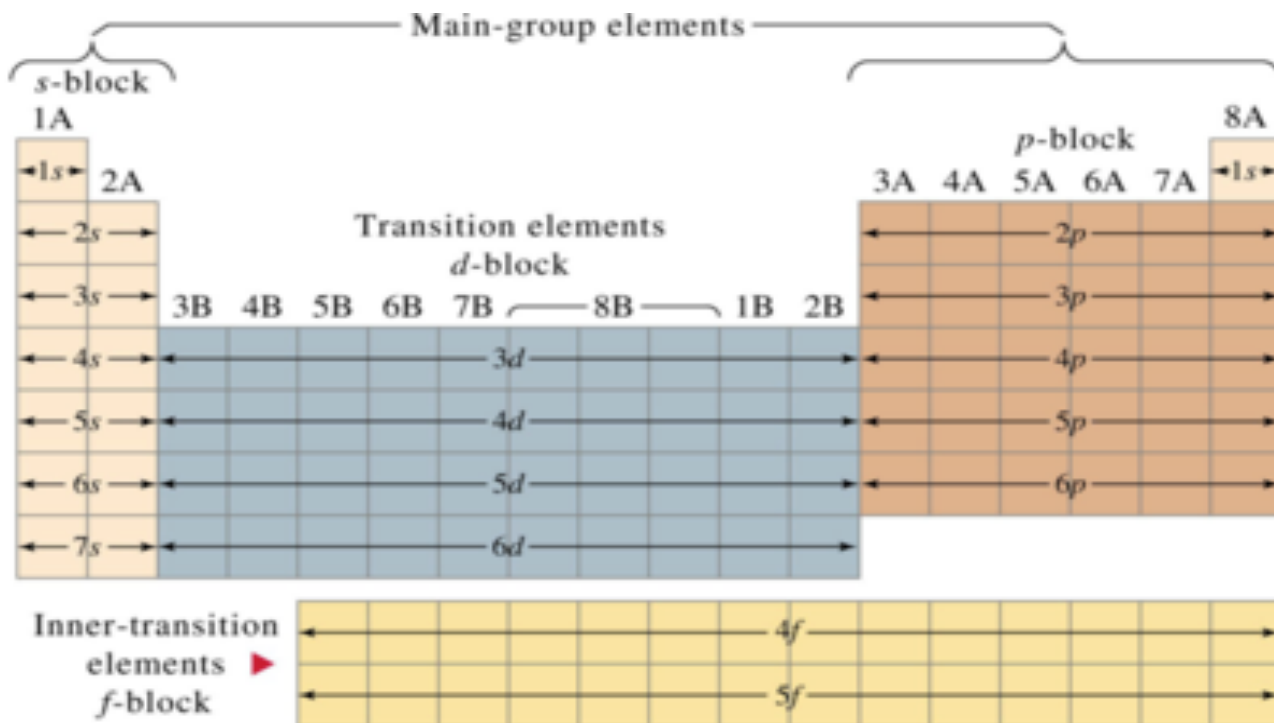
3.1.2 Tabla periódica dividida en bloques.

La tabla periódica se puede también dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos.

Los bloques o regiones se denominan según la letra que hace referencia al orbital más externo: s , p , d y f . Podría haber más elementos que llenarían otros orbitales, pero no se han sintetizado o descubierto; en este caso se continúa con el orden alfabético para nombrarlos:

- Bloque s
- Bloque p

Bloque d
Bloque f



3.1.3 Actividad

1. Observe la tabla periódica y busque cuatro elementos con propiedades similares y cuatro con propiedades diferentes.

Similares

Diferentes

2. Investigue por qué hay siete periodos en la tabla periódica

3. Ubique el grupo y el periodo de los siguientes elementos sin utilizar la tabla periódica



- a) Ge = 32 b) Ca = 20 c) Pd = 46 d) I = 53
e) Pb = 82 f) Er = 68 g) No = 102 h) Os = 76
4. ¿Cuántos electrones de valencia tienen los elementos de cada uno los siguientes grupos
- a) I _____ b) II _____ c) III _____ d) IV _____
5. Describa las características de un elemento “y” se encuentra ubicado en el quinto periodo en el grupo IIA:
- _____
- _____
- _____
- _____
6. Realice la distribución electrónica para los elementos de helio, aluminio, europio y sodio y determine para cada uno de ellos:
- a) Distribución por niveles.
b) Numero de electrones de valencia.
c) Grupo.
d) Periodo.
e) Tipo de elemento.
f) Región.
g) Distribución orbital.
h) Electrones internos.
i) Subnivel de mayor energía.
j) Símbolo electrónico.
7. Investigue por qué los elementos del grupo VIIIA son estables
- _____
- _____
- _____

3.2 Enlace químico

Es el proceso por medio del cual átomos iguales o diferentes se unen para formar moléculas o compuestos, para formar un enlace los átomos reciben, ceden o comparten electrones con el fin de completar ocho electrones en el nivel energético mas externo y así adquirir la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico. El comportamiento de un átomo depende del número de electrones de su capa de valencia.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Es la cantidad mínima de energía que hay que suministrar a un átomo neutro gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón enlazado con menor fuerza, es decir, mide la fuerza con la que está unido el electrón al átomo.

Es una energía muy elevada para los gases nobles y es necesaria una mayor cantidad de energía. Las energías de ionización pequeña indican que los electrones se arrancan con facilidad. A medida que aumenta n el e^- está más lejos del núcleo, la atracción es menor y por lo tanto, la energía de ionización es menor.

En el mismo periodo aumenta la carga nuclear y la energía de ionización tiene valores más grandes.

ELECTRONEGATIVIDAD

Es una propiedad química que mide la capacidad de un átomo (o de manera menos frecuente un grupo funcional) para atraer hacia él los electrones, o densidad electrónica, cuando forma un enlace covalente en una molécula.¹ También debemos considerar la distribución de densidad electrónica alrededor de un átomo determinado frente a otros, tanto en una especie molecular como en un compuesto no molecular. La electronegatividad de un átomo determinado está afectada fundamentalmente por dos magnitudes, su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico. Esta propiedad se ha podido correlacionar con otras propiedades atómicas y moleculares. Fue Linus Pauling el investigador que propuso esta magnitud por primera vez en el año 1932, como un desarrollo más de su teoría del enlace de valencia.² La electronegatividad no se puede medir experimentalmente de manera directa como, por ejemplo, la energía de ionización, pero se puede determinar de manera indirecta efectuando cálculos a partir de otras propiedades atómicas o moleculares.

Se han propuesto distintos métodos para su determinación y aunque hay pequeñas diferencias entre los resultados obtenidos todos los métodos muestran la misma tendencia periódica entre los elementos.

El procedimiento de cálculo más común es el inicialmente propuesto por Pauling. El resultado obtenido mediante este procedimiento es un número adimensional que se incluye dentro de la escala de Pauling. Escala que varía entre 0,7 para el elemento menos electronegativo y 4,0 para el mayor.

3.2.1 ENLACE IONICO

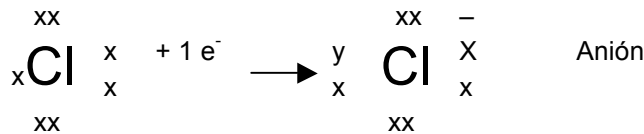
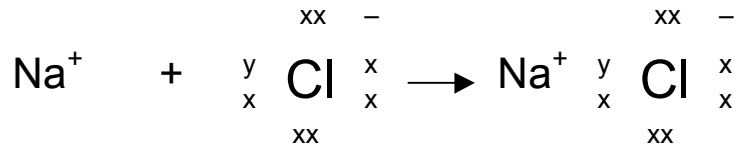
Se realiza por transferencia de electrones de un átomo muy electropositivo a otro muy electronegativo. Esta transferencia de electrones convierte los átomos en iones. Un ión es un átomo o grupo de átomos cargados eléctricamente, si el ión es positivo se llama catión y si es negativo se llama anión. Se puede determinar por diferencia de electronegatividad ya que cuando esta es igual o mayor a 1.7 el enlace es iónico.

Ejemplo:

NaCl

Na: Elemento alcalino. Pertenece al grupo I. Posee un electrón de valencia. Poco electronegativo (0.9) cede electrones.

Cl: Elemento halógeno. Pertenece al grupo VII. Posee siete electrones de valencia. Muy electronegativo (3.0) gana electrones.



CLORURO DE SODIO

3.2.2 ENLACE COVALENTE

Se verifica por compartimiento de electrones entre dos átomos de electronegatividad semejante, cuando la diferencia de electronegatividad es menor a 1.7 se dice que el enlace es covalente, si dicha diferencia es cero se llama covalente no polar.

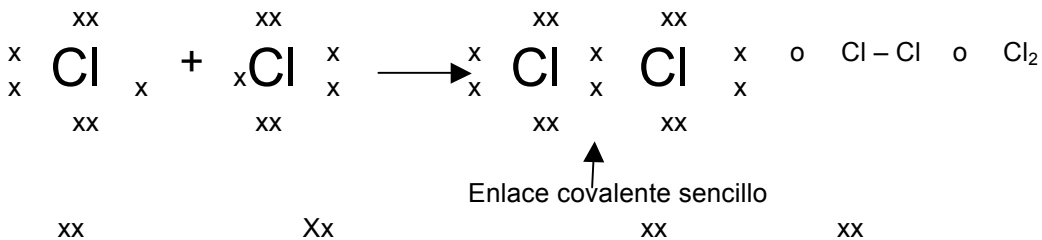
Este enlace se representa por un guion o línea entre los símbolos de los elementos comprometidos en él.

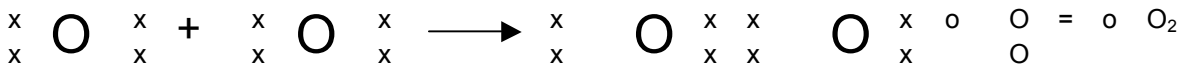
Si se comparte un par de electrones el enlace es covalente sencillo.

Si se comparten 2 pares de electrones el enlace es covalente doble.

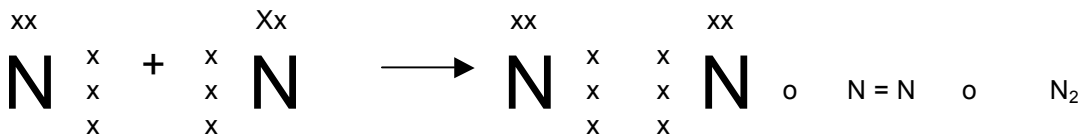
Si se comparten 3 pares de electrones el enlace es covalente triple.

Ejemplos:





↑
Enlace covalente doble

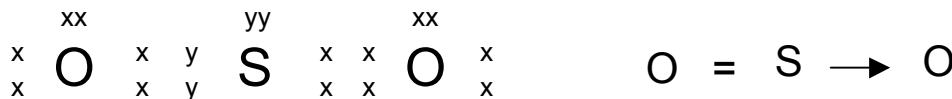


↑
Enlace covalente triple

3.2.2.1 Enlace covalente coordinado

Se forma cuando el par de electrones compartidos pertenece a uno solo de los átomos. Este enlace se representa con una flecha que señala al átomo receptor del par electrónico

Ejemplo:



3.2.3 Actividad

- Dibuje los enlaces formados entre las siguientes parejas de elementos

a) Sodio y Fluir	b) Magnesio y Oxígeno.
c) Calcio y Cloro	d) Litio y Oxígeno.
- Determine por diferencia de electronegatividad el enlace que se forma entre

a) Sodio y Bromo	b) Carbono y oxígeno
c) Nitrógeno y Nitrógeno	c) Hidrógeno y Oxígeno

3.3 Fórmulas

Son formas de representar un compuesto o una molécula:

Fórmula molecular: constituidas por símbolos de los elementos que forman el compuesto y por subíndices que indican la proporción entre los átomos

Fórmula electrónica: muestra los símbolos, los electrones de valencia de los átomos que forman la molécula, también se conoce como fórmula de Lewis.

Fórmula estructural: muestra la manera como los átomos están unidos por enlaces.

Ejemplos:

molecular	electrónica	estructural
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \ddot{\text{C}} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{x} \quad \text{x} \\ \text{x} \quad \text{O} \quad \text{x} \\ \text{y} \quad \text{x} \quad \text{x} \quad \text{y} \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$

3.3.1 Actividad

Escriba la fórmula electrónica y estructural para los siguientes compuestos:

- a) MgO b) H₂SO c) CaCl₂ d) H₃PO₄

3.4 Valencia

Es la capacidad de combinación que presentan los átomos. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el último nivel de energía. Cuando se hace una combinación, los electrones de valencia pasan del nivel de energía externo un átomo a otro o son compartidos por los niveles externos de los átomos que entran en la combinación. Los elementos de un mismo grupo presentan la misma valencia o capacidad de combinación con los otros elementos.

3.5 Número de oxidación

Es la carga eléctrica que un átomo parece tener cuando forma parte de un compuesto.

Pautas para determinar el número de oxidación:

Para cualquier átomo no combinado o elemento libre es cero.

La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una fórmula es igual a cero.

El número de oxidación del oxígeno es -2 , excepto en los peróxidos.

El número de oxidación del hidrógeno es $+1$, excepto en los hidruros metálicos.

Los metales del grupo IA su número de oxidación es $+1$ y los del grupo IIA es $+2$.

En compuestos binarios los halógenos su número de oxidación es -2 .

Ejemplos:

Determine el estado de oxidación para cada el permanganato de potasio

P_4 = número de oxidación.

$KMnO_4$ =

$K^{+1}Mn^xO^{-2}$

$$1 + x + (-8) = 0$$

$$1 + x - 8 = 0$$

$$x = 8 - 1$$

$$x = 7$$

$K^{+1}Mn^7O^{-2}$

3.6 Actividad Unidad 3

1. ¿Cómo se enuncia la ley periódica?

2. Ubique el grupo y el período de los siguientes elementos solo teniendo en cuenta su número atómico:

a) Fe = 26 _____

Grupo: _____ Período: _____



- b) Ra = 88 _____
Grupo: _____ Periodo: _____
- c) Pm = 61 _____
Grupo: _____ Periodo: _____
- d) Md = 101 _____
Grupo: _____ Periodo: _____
- e) Br = 35 _____
Grupo: _____ Periodo: _____

3. Ordene en forma creciente de tamaño atómico los siguientes elementos:
Mg, Li, Mn, Si, C, B, Ir y Fr: _____

4. ¿Qué información presentan los cuadros pequeños en la tabla periódica? Mencione tres y definalos:

5. Deducir la valencia que deben presentar los elementos de los grupos IA y VIIA:

6. Ordene los elementos según la electronegatividad:
Ca, Na, Zr, Cr; H, O, At y Fr: _____

7. Determine el tipo de enlace con la ayuda de la electronegatividad que se presentan entre los siguientes elementos:

- a) Cr y O: _____ Tipo de enlace: _____
- b) H y C: _____ Tipo de enlace: _____
- c) Fe y O: _____ Tipo de enlace: _____
- d) Br y K: _____ Tipo de enlace: _____
- e) H y O: _____ Tipo de enlace: _____

8. De termine el numero de oxidación para cada uno de los átomos de las siguientes moléculas:
- a) Ra:
 - b) Fe_2O_3 :
 - c) Na_2CO_3
 - d) Li_2O
 - e) Cl_2

9. Con base en los estados de oxidación determine la fórmula molecular para los compuestos formados por las siguientes parejas de elementos. Para tal efecto, después de hallar los números de oxidación, entrecrúcelos como subíndices así:

$\text{Li}^{+1}\text{O}^{-2}$

- a) Al (+3) y O
- b) Zn (+2) y S (-2)
- c) Na (+1) y Cl (-1)
- d) Cl (+7) y O

UNIDAD 4: NOMENCLATURA QUÍMICA

COMPETENCIAS.

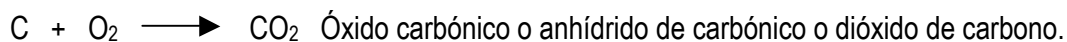
Determino qué es una función química y grupo funcional.

Manejo la nomenclatura y aplicarla según las normas establecidas por la IUPAC.

Diferencio por sus formulas y nombres los óxidos, los ácidos, las bases y las sales.

Escribo las fórmulas de los diferentes compuestos inorgánicos asignadoles sus nombres.

La nomenclatura química es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos y los compuestos químicos. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, en inglés International Union of Pure and Applied Chemistry) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes.



4.2.1 Nombrar óxidos

Si el elemento metal o no metal presenta un solo estado de oxidación, el nombre se compone de la palabra óxido de, seguida del nombre del elemento.

$\text{Li}^{+1}\text{O}^{-2}$ óxido de litio.

Si el elemento metal o no metal presenta dos estados de oxidación:

Si actúa con el menor, el nombre termina en OSO.

Si actúa con el mayor, el nombre termina en ICO.

$\text{Cu}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ óxido cuproso

$\text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}$ óxido cúprico

$\text{N}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ óxido nitroso

$\text{N}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ óxido nítrico

Si el elemento metal o no metal actúa con tres estados de oxidación diferentes:

Si actúa con el menor, el nombre empieza en HIPO y termina en OSO.

Si actúa con el segundo, el nombre termina en OSO.

Si actúa con el tercero, el nombre termina en ICO.

$\text{S}^{+2}\text{O}^{-2}$ óxido hiposulfuroso

$\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ óxido sulfuroso

$\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ óxido sulfúrico

Si el elemento metal o no metal actúa con cuatro estados de oxidación diferentes:

Si actúa con el menor, el nombre empieza en HIPO y termina en OSO.

Si actúa con el segundo, el nombre termina en OSO.

Si actúa con el tercero, el nombre termina en ICO.

Si actúa con el cuarto, el nombre empieza en PER y termina en ICO.

$\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ óxido hipocloroso

$\text{Cl}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ óxido cloroso

$\text{Cl}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ óxido clórico

$\text{Cl}_2^{+7}\text{O}_7^{-2}$ óxido hipoclorico

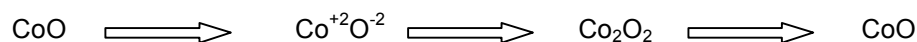
4.2.2 Determinación de una fórmula para los óxidos.

Se escribe el símbolo del metal o del no metal y luego el símbolo del oxígeno.

Se escribe en la parte superior de los elementos el estado de oxidación con el cual actúan.

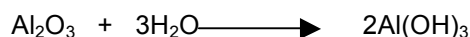
Se intercambian los estados de oxidación y se escriben como subíndices de la fórmula.
Se simplifica si es necesario.

Oxido cobaltoso



4.3 Función hidróxido

Las bases o hidróxidos se forman por la reacción entre un óxido básico y el agua, se debe agregar tantas moles de agua como oxígeno tenga el óxido.



Los hidróxidos o bases se caracterizan por poseer el grupo funcional hidroxilo OH.

4.3.1 Nombrar hidróxidos.

El nombre de un hidróxido consta de la palabra hidróxido seguida del nombre del metal terminado en OSO o ICO, según indique el estado de oxidación del metal. El grupo $(\text{OH})^{-1}$ siempre actúa con un estado de oxidación de -1 .

$\text{Na}^{+1}\text{OH}^{-1}$ Hidróxido de sodio ya que el Na solo tiene un número de oxidación.

$\text{Fe}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ hidróxido ferroso

$\text{Fe}^{+3}(\text{OH})_3^{-1}$ hidróxido férrico

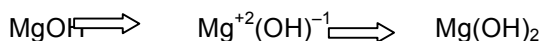
4.3.2 Determinación de una fórmula para los hidróxidos.

Se escribe el símbolo del metal seguido del grupo funcional hidroxilo.

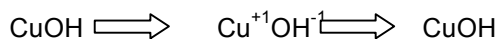
Se asigna al metal el número de oxidación con el cual actúa y al grupo hidroxilo -1 .

El estado de oxidación del metal se coloca como subíndice del OH.

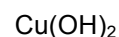
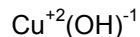
Hidróxido de magnesio



Hidróxido cuproso

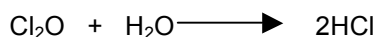


Hidróxido cúprico



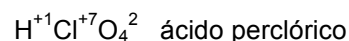
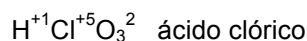
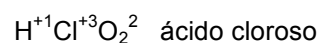
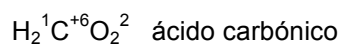
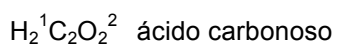
4.4 Función ácido oxácido

Los ácidos oxácidos se forman por la reacción entre un óxido o anhídrido y el agua.



4.4.1 Nombrar ácidos oxácidos.

Se utilizan las mismas reglas usadas para nombrar los óxidos ácidos. El nombre de un ácido oxácido consta de la palabra ácido seguida del nombre del no metal terminado según indique su estado de oxidación.



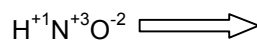
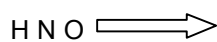
4.4.2 Determinación de una fórmula para los ácidos oxácidos.

Se escriben los símbolos del hidrogeno, el no metal y el oxígeno.

Se asigna a cada elemento el número de oxidación con el cual actúa.

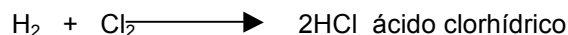
Se equilibran los estados de oxidación positivos con los negativos colocando subíndices al hidrogeno y/o al oxígeno.

Ácido nitroso



4.5 Función ácido hidrácido

Los ácidos hidrácidos se forman por la combinación del hidrogeno con un no metal de los grupos VI y VII. El no metal actúa con su menor estado de oxidación negativo.



4.5.1 Nombrar ácidos hidrácidos.

El nombre consta de la palabra ácido, seguida del nombre del no metal terminado en hídrico.



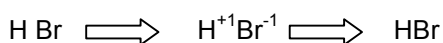
4.5.2 Determinación de una fórmula para los ácidos hidrácidos.

Se escriben los símbolos del hidrogeno y el no metal.

Se asignan los estados de oxidación respectivos.

El estado de oxidación del metal se baja como subíndice del hidrogeno.

Ácido bromhídrico



4.6 Función sal

La reacción entre un hidróxido o base y un ácido produce una sal más agua. Las sales son de varios tipos: haloideas, ácidas, básicas, neutras y complejas.

Sales haloideas

Se forman por la reacción entre una base o hidróxido y un ácido hidrácido.

4.6.1 Nombrar sales haloideas.

El nombre de una sal haloidea consta del nombre del no metal terminado en uro seguido del nombre del metal terminado según su estado de oxidación.



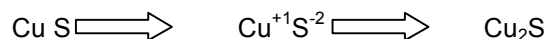
4.6.2 Determinación de una fórmula para las sales haloidea.

Se escriben los símbolos del metal y del no metal.

Se asignan los respectivos estados de oxidación.

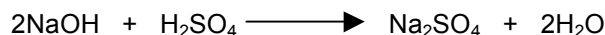
Se intercambia como subíndices los estados de oxidación.

Sulfuro cuproso



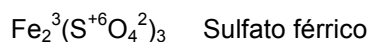
4.7 Sales neutras

Se forman por la reacción entre un hidróxido o base y un ácido oxácido. También se produce agua.



4.7.1 Nombrar sales neutras.

El nombre de una sal neutra consta del nombre del no metal terminado en ito o en ato seguido del nombre del metal terminado según lo indique su estado de oxidación. Si la sal proviene de un ácido terminado en oso, el nombre del no metal termina en ito, si proviene de un ácido terminado en ico, el nombre del no metal termina en ato.

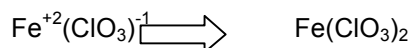


4.7.2 Determinación de una fórmula para las sales neutras.

Se escribe el símbolo del metal y el anión ácido con sus respectivos estados de oxidación.

Se intercambian los estados de oxidación como subíndices del metal y del anión.

Clorato ferroso



4.8 Función hidruro

Los hidruros se forman por la combinación entre un metal y el hidrogeno. Como los metales siempre son positivos, el hidrogeno en este caso actúa con estado de oxidación de -1 .

4.8.1 Nombrar hidruro.

El nombre de un hidruro consta de la palabra hidruro seguida del nombre del metal terminado según indique su estado de oxidación.



4.8.2 Determinación de una fórmula para los hidruros.

Se escribe el símbolo del metal y el hidrogeno con sus respectivos estados de oxidación.

Se intercambian los estados de oxidación como subíndices de la formula.

Hidruro de berilio



4.9 Actividad Unidad 4

1. Escriba el nombre y a qué tipo de óxido pertenecen los siguientes compuestos:

Compuesto	Nombre	Oxido
N_2O_5		
AlO_3		
CO_2		
SO		
Au_2O_3		
CrO_3		
TeO		

2. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- a) Óxido ferroso: _____
- b) Hidróxido de magnesio: _____
- c) Acido antimónico: _____
- d) Hidróxido de sodio: _____
- e) Acido fosfórico: _____
- f) Cloruro férrico: _____
- g) Sulfato de sodio: _____
- h) Hipoclorito de bario: _____
- i) Acido telúrico: _____
- j) Cloruro de sodio: _____
- k) Hidróxido auroso: _____
- l) Oxido cuproso: _____
- m) Hidróxido platínico: _____
- n) Acido iodhirico: _____
- o) Nitrito cúprico: _____

3. Escriba el nombre de los compuestos:

- a) CaCO_3 : _____

- b) Au_2O_3 : _____
 c) H_3PO_4 : _____
 d) Li_2CO_2 : _____
 e) NaCl : _____
 f) KOH : _____
 g) HBr : _____
 h) HClO : _____
 i) FeS : _____
 j) $\text{Cu}(\text{OH})_2$: _____
 k) Na_3AsO_4 : _____
 l) SeO_3 : _____
 m) $\text{Al}(\text{OH})_3$: _____

4. Busque el nombre de los siguientes compuestos en la sopa de letras
 Cu_2O , $\text{Cu}(\text{OH})$, CoO , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)$, HClO , KOH , SO_2 , CuH , NaClO y HClO_4 .

O	I	C	A	T	O	P	E	D	O	D	I	X	O	R	D	I	H
X	X	D	A	H	U	X	O	I	H	R	I	X	I	D	A	D	I
I	H	I	D	R	O	X	I	D	O	C	U	P	R	I	C	O	P
D	S	O	D	I	O	A	L	U	M	I	N	I	O	S	A	W	O
O	A	C	A	O	S	C	R	T	A	S	F	D	E	T	C	A	C
S	T	A	N	D	C	F	R	S	V	R	E	V	D	F	I	C	L
U	O	L	S	S	A	U	A	T	Y	U	S	E	G	H	D	I	O
L	M	I	C	O	L	S	P	C	A	N	I	S	S	D	O	D	R
F	O	S	O	I	P	A	S	R	A	N	T	I	M	O	P	O	I
U	S	U	L	F	U	R	O	S	O	X	O	N	O	S	E	E	T
R	A	S	T	A	T	O	R	T	Y	S	A	L	D	E	R	T	O
O	X	I	D	O	C	O	B	A	L	T	O	S	O	S	C	A	D
S	A	L	U	M	I	N	I	C	O	S	A	C	D	E	L	N	E
O	S	M	I	O	B	I	S	M	U	T	S	O	S	R	O	O	S
S	U	L	F	A	T	O	F	E	R	R	I	C	O	M	R	I	O
A	T	R	T	O	C	A	U	T	R	Q	Y	S	R	I	I	C	D
S	H	E	I	R	A	D	D	W	A	P	F	E	F	C	C	O	I
D	H	I	D	R	U	R	O	C	U	P	R	O	S	O	O	L	O

UNIDAD 5: REACCIONES QUÍMICA Y ESTEQUIOMETRÍA

COMPETENCIAS.

Establezco en una reacción química reactivos y productos.

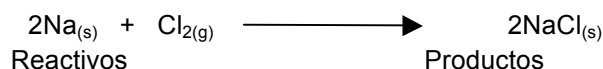
Diferencio entre oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor.

Balanco ecuaciones por tanteo y óxido – reducción.

Calculo el número de moles y/o gramos de una sustancia a partir de las moles o gramos de otra sustancia.

5.1 Reacciones químicas

Es todo proceso químico en el cual dos o más sustancias (*llamadas reactivos*), por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias llamadas productos.



Reactivos: también llamados reaccionantes, son las sustancias que se transforman y se escriben a la izquierda de la ecuación.

Productos: son las sustancias que resultan de la transformación de los reaccionantes y se escriben a la derecha de la ecuación.

Ecuación química: es la expresión simbólica de una reacción química. En la ecuación los reaccionantes están separados de los productos por una flecha (produce) \longrightarrow

Nota: en las ecuaciones es común que en el subíndice aparezca el estado de oxidación dentro de paréntesis.

5.1.1 Clasificación de las reacciones químicas

Los tipos de reacciones inorgánicas son: Ácido-base (Neutralización), combustión, solubilización, reacciones redox y precipitación.

Desde un punto de vista de la física se pueden postular dos grandes modelos para las reacciones químicas: reacciones ácido-base (sin cambios en los estados de oxidación) y reacciones Redox (con cambios en los estados de oxidación). Sin embargo, podemos clasificarlas de acuerdo a el tipo de productos que resulta de la reacción. En esta clasificación entran las reacciones de síntesis (combinación), descomposición, de sustitución simple, de sustitución doble:

Nombre	Descripción	Representación	Ejemplo
Reacción de síntesis	Elementos o compuestos sencillos que se unen para formar un compuesto más complejo.	$A+B \rightarrow AB$	$2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s)$
Reacción de	Un compuesto se fragmenta	$AB \rightarrow A+B$	$2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g)$

<i>descomposición</i>	en elementos o compuestos más sencillos. En este tipo de reacción un solo reactivo se convierte en zonas o productos.		
<i>Reacción de desplazamiento o simple sustitución</i>	Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.	$A + BC \rightarrow AC + B$	$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
<i>Reacción de doble desplazamiento o doble sustitución</i>	Los iones en un compuesto cambian lugares con los iones de otro compuesto para formar dos sustancias diferentes.	$AB + CD \rightarrow AD + BC$	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

5.2 Leyes ponderales

5.2.1 Ley de la conservación de la masa de Lavoisier

Esta importante ley se enuncia del modo siguiente: en una reacción química, la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción (la materia ni se crea ni se destruye solo se transforma). Este resultado se debe al químico francés A.L. Lavoisier, quien lo formulo en 1774. Anteriormente se creía que la materia era destructible y se aducía como ejemplo: la combustión de un trozo de carbón que, después de arder, quedaba reducido a cenizas, con un peso muy inferior, sin embargo, el uso de la balanza permitió al científico gallo comprobar que si se recuperaban los gases originados en la combustión, el sistema pesaba igual antes que después de la experiencia, por lo que dedujo que la materia era indestructible.

5.2.2 Ley de Proust o de las proporciones constantes

En 1808, tras ocho años de las investigaciones, J. L. Proust llegó a la conclusión de que para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen y siempre en la misma proporción ponderal.

Por ejemplo, para formar agua H_2O , el hidrógeno y el oxígeno intervienen en las cantidades que por cada mol, se indican a continuación:

1 MOL AGUA PESA $2 \times 1,008 \text{ g DE H} + 15,999 \text{ g DE O} = 18,015 \text{ g}$
Para simplificar los cálculos, se suele suponer que el peso atómico de H es 1 y el O es 16.

1 mol de agua = $2 + 16 = 18 \text{ g}$, de los que 2 son de H y 16 de O. Por tanto, la relación ponderal (o sea, entre pesos) es de 8g de oxígeno por cada uno de hidrógeno, la cual se conservara siempre que se deba formar H_2O (en consecuencia, si por ejemplo reaccionaran 3 g de H con 8 de O, sobrarían 2g de H).

Una aplicación de la ley de proust es la obtención de la denominada composición centesimal de un compuesto, esto es, el porcentaje ponderal que representa cada elemento dentro de la molécula.

5.2.3 Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Puede ocurrir que dos elementos se combinen entre sí para dar lugar a varios compuestos (en vez de uno solo, caso que contempla la ley de proust). Dalton en 1808 concluyo que: los pesos de una de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardaran entre sí una relación, expresables generalmente por medio de números enteros sencillos.

Ejemplo:

1. Se toma 100 gr de cada uno de cuatro compuestos de cloro y de oxígeno y en ellos se cumple:

1er. Compuesto: 81,39 g de Cl + 18,61 g de O

2do. Compuesto: 59,32 g Cl + 40,68 g de O

3er. Compuesto: 46,67 g Cl + 53,33 g de O

4to. Compuesto: 38,46 g Cl + 61,54 g de O

2. A continuación, se procede a buscar la relación ponderal g de o/g de cl, con los que se obtendrán los gramos de oxígeno que, para cada compuesto, corresponde a 1 g de cloro;

1er. compuesto: $18,61 / 81,39 = 0,2287$.

2do. compuesto: $40,68 / 59,32 = 0,6858$

3er. compuesto: $53,33 / 46,67 = 1,1427$

4to. compuesto: $61,54 / 38,46 = 1,6001$

3. Si divide por la menor de las cantidades se llegara a la relación numérica que enuncia la ley de Dalton:

2,2287 0,6858 1,1427 1,6001
= 1; = 3; = 5; = 7
0,2287 0,2287 0,2287 0,2287

5.2.4 Ley de Richter o de los pesos equivalentes

Fue enunciada por el alemán J.B. Richter en 1792 y dice que: los pesos de dos sustancias que se combinan con un peso conocido de otra tercera sin químicamente equivalentes entre sí.

Es decir, si **a** gramos de la sustancia **a** reaccionan con **b** gramos de la sustancia **b** y también **c** gramos de otra sustancia **c** reaccionan con **b** gramos de **b**, entonces sí **a** y **c** reaccionaran entre sí, lo harían en la relación ponderal **a/c**.

Como consecuencia de la ley de Richter, a partir de un peso equivalente patrón ($h = 1,008$), es posible asignar a cada elemento un peso de combinación que se denomina peso equivalente o equivalente.

Cuando el equivalente se expresa en gramos se llama equivalente gramo (concepto análogo a los de átomo gramo y molécula gramo).

Ejemplo: si para formar agua H_2O , el hidrógeno y el oxígeno se combinan en la relación 1g de H/8 g de O, entonces el peso de combinación, peso equivalente o equivalente del oxígeno es 8 gramos.

Algunos cálculos relativos a equivalentes gramo

Los equivalentes gramo del nitrógeno en el amoníaco (NH_3) suponiendo, para simplificar los cálculos, que los pesos atómicos del nitrógeno y del hidrógeno son, respectivamente, 14 y 1: Puesto que el equivalente en gramos del H es 1 g y el nitrógeno requiere 3 átomos de H para formar NH_3 , se tendrá que el:

Equivalente Gramos Del N = = 4,6667 g DE N

El equivalente del oxígeno en el óxido de calcio (CaO), suponiendo que el peso atómico del Ca es 40 y el del oxígeno es 16 (recuérdese que el equivalente gramo del oxígeno es 8 g, pues así se calculo en el ejemplo del H_2O):

40g DE Ca 16g de O
x DE Ca 8g DE O

Por Tanto,

8 a 40
x = 20 g de Ca.

5.3 Balanceo de ecuaciones

Para que se cumpla la ley de la conservación de la materia es necesario que: **“el número de átomos de los reaccionantes sea igual al número de átomos de los productos”** Para ello es necesario balancear las ecuaciones por cualquiera de los métodos existentes.

5.3.1 Balanceo por tanteo:

Consiste en asignar coeficientes al azar a cada sustancia hasta lograr obtener igual número de átomos en los reactivos y en los productos. Se utiliza en ecuaciones sencillas y se siguen las siguientes pautas:

Se balancea el metal.

Se balancea el no metal.

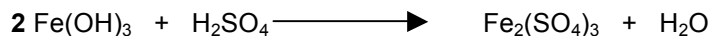
Se balancea el oxígeno.

Se balancea el hidrógeno.

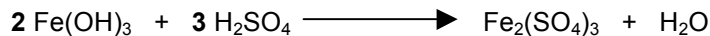
Ejemplo:

Balancear por tanteo la siguiente ecuación: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

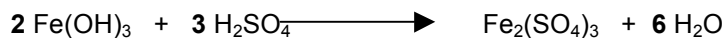
Se balancea el Fe: $\text{Fe} = 1 \times 2 = 2 \longrightarrow \text{Fe} = 2$



Se balancea el S: $\text{S} = 1 \times 3 = 3 \longrightarrow \text{S} = 3$



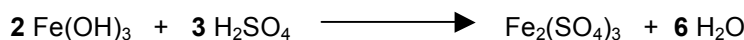
Se balancea el O: $\text{O} = (2 \times 3) + (3 \times 4) \longrightarrow \text{O} = 12 + (1 \times 6)$
 $6 + 12 = 18 \qquad \qquad \qquad 12 + 6 = 18$



Se balancea el H:

$$\begin{array}{r} \text{H} = (2 \times 3) + (3 \times 2) \\ 6 \quad + \quad 6 = 12 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{r} \text{H} = 2 \times 6 \\ 12 \end{array}$$

En este caso el hidrogeno no se modifica



5.3.2 Balanceo por oxido reducción

Se denomina reacción de reducción-oxidación, óxido-reducción, o simplemente reacción redox, a toda reacción química en la cual existe una transferencia electrónica entre los reactivos, dando lugar a un cambio en los estados de oxidación de los mismos con respecto a los productos.

Para que exista una reacción redox, en el sistema debe haber un elemento que ceda electrones y otro que los acepte:

El agente reductor es aquel elemento químico que suministra electrones de su estructura química al medio, aumentando su estado de oxidación, es decir, siendo oxidado.

El agente oxidante es el elemento químico que tiende a captar esos electrones, quedando con un estado de oxidación inferior al que tenía, es decir, siendo reducido.¹

Cuando un elemento químico reductor cede electrones al medio se convierte en un elemento oxidado, y la relación que guarda con su precursor queda establecida mediante lo que se llama un par redox. Análogamente, se dice que cuando un elemento químico capta electrones del medio se convierte en un elemento reducido, e igualmente forma un par redox con su precursor oxidado.

La oxidación es una reacción química muy poderosa donde un compuesto cede electrones, y por lo tanto aumenta su estado de oxidación.² Se debe tener en cuenta que en realidad una oxidación o una reducción es un proceso por el cual cambia el estado de oxidación de un compuesto. Este cambio no significa necesariamente un intercambio de electrones. Suponer esto -que es un error común- implica que todos los compuestos formados mediante un proceso redox son iónicos, puesto que es en éstos compuestos donde sí se da un enlace iónico, producto de la transferencia de electrones.

Por ejemplo, en la reacción de formación del cloruro de hidrógeno a partir de los gases dihidrógeno y dicloruro, se da un proceso redox y sin embargo se forma un compuesto covalente.

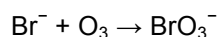
Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones redox.



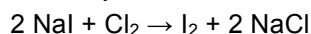
La propia vida es un fenómeno redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy electronegativo, casi como el flúor.

La sustancia más oxidante que existe es el catión KrF^+ porque fácilmente forma Kr y F^+ .

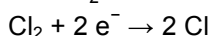
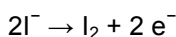
Entre otras, existen el permanganato de potasio (KMnO_4), el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), el agua oxigenada (H_2O_2), el ácido nítrico (HNO_3), los hipohalitos y los halatos (por ejemplo el hipoclorito de sodio (NaClO) muy oxidante en medio alcalino y el bromato de potasio (KBrO_3)). El ozono (O_3) es un oxidante muy enérgico:



El nombre de "oxidación" proviene de que en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de electrones se da mediante la adquisición de átomos de oxígeno (cesión de electrones) o viceversa. Sin embargo, la oxidación y la reducción puede darse sin que haya intercambio de oxígeno de por medio, por ejemplo, la oxidación de yoduro de sodio a yodo mediante la reducción de cloro a cloruro de sodio:



Esta puede desglosarse en sus dos semirreacciones correspondientes:



Ejemplo:

El hierro puede presentar dos formas oxidadas:

- Óxido de hierro (II): FeO .
- Óxido de hierro (III): Fe_2O_3

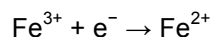
La reducción es el proceso electroquímico por el cual un átomo o ion gana electrones. Implica la disminución de su estado de oxidación. Este proceso es contrario al de oxidación.

Cuando un ion o un átomo se reducen presenta estas características:

- Gana electrones.
- Actúa como agente oxidante.
- Es reducido por un agente reductor.
- Disminuye su estado o número de oxidación.

Ejemplo:

El ion hierro (III) puede ser reducido a hierro (II):



En química orgánica, la disminución de enlaces de átomos de oxígeno a átomos de carbono o el aumento de enlaces de hidrógeno a átomos de carbono se interpreta como una reducción. Por ejemplo:

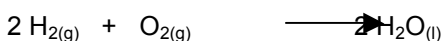
- $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$ (el etino se reduce para dar eteno).
- $\text{CH}_3-\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ (el etanal se reduce a etanol).

5.4 Estequiometría

Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los componentes reducidos y oxidado en el transcurso de una reacción química. Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica, aunque históricamente se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas leyes y principios.

El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremias Benjamin Richter en 1792, quien describió la estequiometría de la siguiente manera: ***“La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados”***.

Una ecuación química puede interpretarse en términos de moles o de gramos, según se vaya a calcular moles o gramos de reactivo y producto



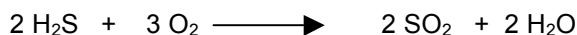
Significa que:

- 2 moles de moléculas de hidrogeno gaseoso reaccionan con una mol de moléculas de oxigeno gaseoso y producen 2 moles de moléculas de agua líquida.
- 4 gramos de hidrogeno reaccionan con 16 gramos de oxigeno en cantidades exantas para producir 36 gramos de agua.

5.4.1 Cálculos a partir de una ecuación química.

a) Cantidad de producto que se puede preparar a partir de cierta cantidad de reactivo:

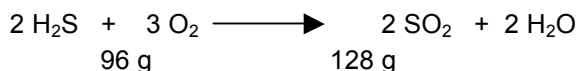
Calcular los gramos de SO_2 producidos cuando se hacen reaccionar 50 gramos de oxígeno con ácido sulfhídrico en cantidad suficiente, de acuerdo con la ecuación:



Solución:

$$\text{O}_2 = 50 \text{ gr}$$

$$\text{SO}_2 = ?$$



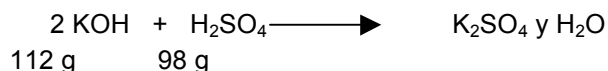
96 g de O_2 reaccionan con suficiente H_2S para producir 128 gramos de SO_2

$$\frac{50 \text{ gr de } \text{O}_2 \times 128 \text{ g de } \text{SO}_2}{96 \text{ g de } \text{O}_2} = 67 \text{ g de } \text{SO}_2$$

b) Reactivo limite

Es la sustancia que limita la cantidad de producto formado:

Una muestra de 90 g de KOH reacciona con 30 g de H_2SO_4 , para producir K_2SO_4 y H_2O . ¿Cuál es el reactivo limite?



112 g de KOH reaccionan con 98 g de H_2SO_4

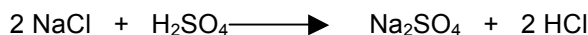
$$\frac{90 \text{ g de } \text{KOH} \times 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{112 \text{ g de } \text{KOH}} = 78.75 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Lo que significa que 90 gramos de KOH reaccionan exactamente con 78.5 gramos de H_2SO_4 y solo disponemos de 30 gramos de este último, por lo tanto el H_2SO_4 es el reactivo limite.

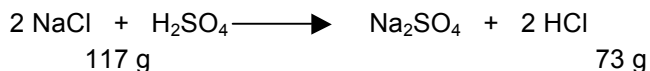
c) Los porcentajes de producción.

Los datos expresados en una ecuación química representan un rendimiento teórico del 100%, pero en las condiciones reales de un experimento está dado por la cantidad de producto obtenido, el cual es inferior al 100%.

Para preparar HCl se descompone el NaCl con H₂SO₄. ¿Cuánto NaCl se requiere para producir 40 gr de HCl, si el rendimiento de la reacción es del 70%?



Cuánto se necesita de NaCl se el rendimiento es del 100%



$$40 \text{ g de HCl} \times \frac{117 \text{ g de NaCl}}{73 \text{ g de HCl}} = 64 \text{ g de NaCl}$$

Esta es la cantidad para que el rendimiento sea del 100%, ahora

$$\begin{array}{rcl} 64 \text{ g de NaCl} & = & 100\% \\ X & = & 70\% \end{array}$$

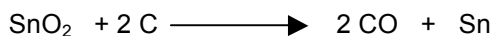
$$X = \frac{64 \text{ g de NaCl} \times 70\%}{100\%} = 44.8 \text{ g de NaCl}$$

Para producir 40 g de HCl con un rendimiento del 70% se requieren 44.8 g de NaCl

d) Pureza del compuesto.

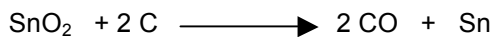
No todas las sustancias con las que se trabajan en química son 100% puras, por ello es necesario averiguar su porcentaje de pureza.

Industrialmente, el estaño se obtiene a partir del mineral oxido de estaño (IV) SnO₂ por reducción con carbón. La ecuación para el proceso es:



En un experimento se obtuvieron 300 g de Sn a partir de 590 gr de SnO₂. ¿Cuál es la pureza del SnO₂ utilizado?

Se debe averiguar cuánto SnO₂ reacciono



151 g

119g

$$300 \text{ g de Sn} \times \frac{151 \text{ g de SnO}_2}{119 \text{ g de Sn}} = 380 \text{ g de SnO}_2$$

Entonces 590 g de SnO₂ sólo 30 g de SnO₂ son puros

Ahora la pureza de SnO₂ utilizado es

$$590 \text{ g de SnO}_2 = 100\%$$

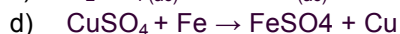
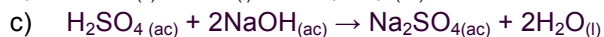
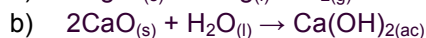
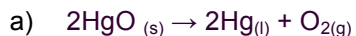
$$380 \text{ g de SnO}_2 = X$$

$$X = \frac{380 \text{ gr de SnO}_2}{590 \text{ gr de SnO}_2} \times 100 \% = 64\%$$

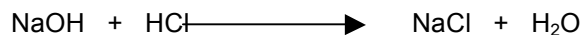
Significa que de 590 g de SnO₂ sólo el 64% es puro, el otro es de 36% son impurezas.

5.5 Actividad Unidad 5

1. Escriba al frente de cada ecuación el tipo de reacción que representa:



2. Dada la ecuación balanceada, demostrar que cumple con la ley de la conservación de la materia:



3. Dados los compuestos demuestran que 60 gramos de calcio reaccionan completamente con 3 gramos de hidrógeno para formar hidruro de calcio (CaH₂). Calcula:

a) ¿Cuánto compuesto se formará si se introduce en un recipiente 9 gramos de calcio y 1 gramo de hidrógeno?

b) ¿Cuál es la masa relativa del calcio?

4. La sal común es un compuesto formado por Cl y Na. Al analizar distintas muestras de sal común se obtienen los valores que se recogen en la tabla:

Masa Cloro (g)	7.10	10.00	23.70	8.26
Masa Sodio (g)	4.60	6.48	15.35	5.33

a) Verifique si se cumple la ley de las proporciones definidas:

- b) Calcule la cantidad de Sodio que se combinará con 12 g de Cloro ¿Cuánta sal se formará?
- c) Si se mezclan 50 g de Cloro con 70 g de Sodio. Calcule la cantidad de sal que se formará:
5. Se ponen, para que reaccionen 20 gr de yodo con 20 g de Magnesio. Si la proporción de combinación es de 10.58 g de por cada gramo de Magnesio, calcule los gramos de compuesto obtenido.
6. Balance las siguientes ecuaciones por tanteo:
- $\text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
 - $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - $\text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{MgCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Balancear por oxidación-reducción y determinar la sustancia oxidada, la sustancia reducida, el agente oxidante y el agente reductor
- $\text{HIO}_3 + \text{HI} \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Mg} + \text{B}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{MgO} + \text{B}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CO} + \text{AlCl}_3$
8. ¿Cuántos gramos de amoníaco se producen cuando se hacen reaccionar 80 gramos de nitrógeno con hidrógeno en cantidad suficiente?
- $$\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$$
9. El óxido férrico reacciona con el monóxido de carbono para producir hierro metálico y dióxido de carbono, si se hacen reaccionar 40 gramos de Fe_2O_3 con 30 gramos de CO ¿Cuál de los dos es el reactivo límite?



BIBLIOGRAFÍA

CEBALLOS Oscar. Aprendamos química 10. Liceo Marco Fidel Suarez. 1998.

<http://www.wikipedia.org/wiki/Química>.

<http://www.mitecnologico.com/Main/BalanceoReaccionesQuimicas>.

<http://www.monografias.com/trabajos38/importancia-quimica/importancia-quimica.shtml>.

<http://www.fullquimica.com/2010/08/division-de-la-quimica.html>.