



# GUÍA DE ESTUDIO

QUÍMICA GENERAL



AUTORA:

Ing. Ruth Irene Cabezas Arévalo Mgs

**GUÍA DE ESTUDIO:**

QUÍMICA GENERAL

**EDITORIAL:**Instituto Superior Tecnológico  
Riobamba – “Editorial ISTR”**INSTITUCIÓN:**Instituto Superior Tecnológico  
Riobamba**CIUDAD, PAÍS:**

Riobamba - Ecuador

**DISEÑADO Y DIAGRAMADO POR:**

Ing. Diego Villacrés MsC.

**REVISADO POR:** Comité Científico  
académico y Propiedad intelectual  
– EDITORIAL ISTR**COPYRIGHT:** © Todos los derechos  
reservados**Serie N°2****ISBN:** 978-9907-806-00-7

Queda rigurosamente prohibida, sin la autorización escrita de los titulares del «Copyright», bajo las sanciones establecidas en la Ley de Propiedad Intelectual, la reproducción parcial o total de esta obra por cualquier medio o procedimiento, comprendidos en la reprografía y tratamiento informático.

**AÑO 2026**

## CONTENIDO

PRÓLOGO .....	7
I. TEMA I: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.....	10
1.1. Qué es la química .....	10
1.2. Importancia del estudio de la Química .....	11
1.3..... Materia .....	11
1.3.1. Estados de la materia .....	12
1.4. Sustancias puras .....	14
II. TEMA II: ESTRUCTURA ATÓMICA	20
2.1. Teoría atómica .....	20
2.1.1. Estructura atómica .....	20
2.2. Modelos atómicos .....	22
2.2.1. Modelo de Dalton (1803)....	23
2.2.2. Modelo de Thomson (1897)	25
2.2.3. Modelo de Rutherford (1911)	26
2.2.4. Modelo de Bohr	27
2.2.5. Partículas fundamentales ...	29
2.2.6. Modelo Mecánico-Cuántico)	30
2.2.7. Principio de exclusión de Pauli:	
2.3..... Regla de Hund:	
2.4. Número Atómico (Z) .....	34
2.5. Número Másico (A): .....	34
2.6. Configuración electrónica .....	35
2.6.1. Regla de Möller .....	35
2.7. Historia de la Tabla Periódica .....	36
2.8. Relación con la configuración electrónica .....	38
2.9..... Electronegatividad .....	42
2.10..... Isótopos .....	42
III. TEMA III: ENLACES QUÍMICOS..	47
3.1. Los enlaces químicos .....	47
3.1.1. Enlace covalente:.....	48
3.1.2. Enlace iónico:.....	49
3.1.3. Enlace metálico: .....	50
3.2. Regla del Octeto .....	52

3.3. Estructura de Lewis .....	52	4.6. Ácidos oxácidos .....	63
IV. TEMA IV: FUNCIONES INORGÁNICAS .....	56	4.6.1. Nomenclatura tradicional ..	64
4.1. Nomenclatura química .....	56	4.6.2. Familia de los Halógenos: ...	64
4.1.1. Nomenclatura sistemática (o estequiométrica): .....	56	4.6.3. Familia de los Carbonoides: 64	
4.1.2. Nomenclatura de Stock: ..	57	4.6.4. Familia de los Nitrogenoides: Casos especiales .....	65
4.2. Compuestos binarios .....	58	V. TEMA V: ESTEQUIOMETRÍA .....	68
4.2.1. Nomenclatura tradicional: ..	58	5.1. Reacciones químicas .....	68
4.2.2. Nomenclatura sistemática (IUPAC): .....	58	5.2. Tipos de reacciones químicas .....	69
4.2.3. Nomenclatura de Stock: ..	58	5.2.1. Espontánea .....	69
4.3. Hidruros .....	58	5.2.2. Forzada .....	70
4.3.1. Hidruros metálicos .....	59	5.3. Tipos de reacciones químicas según su cambio de estructura ....	70
4.4. Hidruros no metálicos .....	60	5.3.1. Síntesis o combinación .....	70
4.4.1. Formulación de los hidruros ....	61	5.3.2. Descomposición .....	70
4.4.2. Nomenclatura de los hidruros ..	61	5.3.3. Desplazamiento simple (sustitución simple) .....	71
4.5. Los óxidos .....	62	5.3.4. Desplazamiento doble (sustitución doble) .....	71
4.5.1. Óxidos salinos .....	62	5.3.5. Combustión .....	71
4.5.2. Nomenclatura .....	62	5.4. Tipos de reacciones químicas según la energía involucrada: .....	72
		5.4.1. Exotérmicas .....	72
		5.4.2. Endotérmicas .....	72

5.4.3. Exoluminosas .....	72	5.11..... Estequiometría:	
5.4.4. Endoluminosas .....	72	.....	88
5.4.5. Exoeléctricas.....	72	5.11.1..... Mol.	
5.4.6. Endoeléctricas.....	73	89	
5.5.Tipos de reacciones químicas .....	73	5.11.2.El número de Avogadro (NA)	
5.5.1. Reacción Ácido-Base .....	73	90	
5.5.2. Reacción Redox.....	73	5.11.3.Masa molar	
5.6.Velocidad de reacción .....	73	90	
5.7.Factores que afectan la velocidad .....	75	VI. TEMA VI: SOLUCIONES Y DISPERSIONES.....	97
5.7.1. Concentración.....	75	6.1.Definición de soluciones químicas .....	97
5.7.2. Temperatura. ....	76	6.2.Componentes de una solución .....	98
5.7.3. Superficie de contacto. - ...	76	6.3.Características de las soluciones (o disoluciones) .....	98
5.7.4. Catalizadores.....	77	6.3.1. Estado físico. ....	99
5.7.5. Naturaleza de los reactivos. 77		6.3.2. Conductividad eléctrica:..	99
5.8.Energía de activación .....	77	6.4.Solubilidad: esta propiedad hace referencia a la capacidad de los. ....	99
5.8.1. ¿Cómo se produce una reacción química? .....	78	6.5..... Concentración: .....	99
5.9.Energía de activación. ....	80	6.6.Tipos de soluciones .....	100
5.10.Ecuaciones químicas .....	80	6.6.1. Tipos de soluciones.....	100
5.10.1.Balanceo de ecuaciones químicas .....	81	6.6.2. De acuerdo a la conductividad: .....	101

6.7. Factores que afectan la solubilidad .....	102
6.7.1. Temperatura: .....	102
6.7.2. Presión:). .....	102
6.8. Unidades de concentración .....	102
6.8.1. Unidades físicas. ....	103
6.8.2. Unidades químicas. ....	106
6.9. Preparación de soluciones .....	107
6.9.1. Tipos de preparación (según la unidad de concentración) .....	108
VII. SOLUCIONARIO 1 .....	112
VIII. SOLUCIONARIO 2 .....	114
IX. SOLUCIONARIO 3 .....	116
X. SOLUCIONARIO 4 .....	118
XII. SOLUCIONARIO 5 .....	119
XIII. SOLUCIONARIO 6 .....	123
XIV. BIBLIOGRAFÍA .....	125

## PRÓLOGO

Bienvenido a la guía y estudio de química básica. La química es una ciencia fundamental que nos permite comprender la composición, estructura y propiedades de la materia que nos rodea. Desde el aire que respiramos hasta los alimentos que consumimos, todo está relacionado con los principios químicos que explican cómo interactúan las sustancias y cómo se transforman en nuevas formas.

Este recurso ha sido diseñado para facilitar tu aprendizaje, ofreciéndote una introducción clara y accesible a los conceptos esenciales de la química. A lo largo de esta guía, exploraremos temas como la estructura atómica, los enlaces químicos, las reacciones y las leyes fundamentales que rigen esta disciplina. El objetivo es que pueda desarrollar una comprensión sólida, que sirva no solo para aprobar sus estudios, sino también para apreciar la importancia de la química en la vida cotidiana y en futuras áreas de conocimiento.

Lo invitamos a abordar cada capítulo con curiosidad y entusiasmo, aprovechando las actividades, ejemplos y preguntas que hemos incluido para fortalecer tu aprendizaje. La química puede parecer compleja al principio, pero con paciencia y dedicación descubrirá que es una ciencia fascinante que revela los secretos del mundo que nos rodea.

## PRESENTACIÓN

La enseñanza de la Química presenta un desafío apasionante en el ámbito educativo, especialmente para quienes comienzan a estudiar una carrera profesional. La guía de Química General ha sido diseñada como una herramienta didáctica que facilita la comprensión de sus principios básicos, combinando claridad, rigor científico y aplicación práctica. Dirigida principalmente a estudiantes de nivel superior, también es útil para docentes y profesionales que buscan material actualizado y pedagógico.

El contenido está organizado, abarcando temas desde la estructura atómica y la tabla periódica hasta la termoquímica, la cinética y el equilibrio químico. Cada capítulo combina teoría, ejemplos resueltos, ejercicios y actividades que fomentan el pensamiento crítico, el análisis de fenómenos químicos y su aplicación en contextos reales como la salud, la industria y el medio ambiente.

Además, el texto promueve una visión de la química como una ciencia en constante evolución, relacionada con grandes desafíos contemporáneos como el cambio climático, el desarrollo sostenible y la innovación tecnológica. Se busca no solo transmitir conocimientos, sino también despertar la curiosidad, la reflexión y el interés por la disciplina, contribuyendo así a una formación científica sólida y a una ciudadanía crítica y responsable. En conjunto, esta obra aspira a

ser un recurso valioso para mejorar el proceso de enseñanza y aprendizaje en el aula y más allá.

# UNIDAD 1

## INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

### 1.1. Qué es la química

La etimología de la palabra “alquimia” da luces acerca de los orígenes de la química. El prefijo árabe *al*, significa “el”; término *quimia* tiene un origen menos cierto. (CÓRDOVA, 1999)

La Química es la ciencia que estudia la estructura, la composición y las propiedades de la materia, así como las transformaciones que ésta experimenta durante las reacciones químicas.

La química es la ciencia experimental que estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, incluyendo su relación con la energía y también los cambios que pueden darse en ella a través de las llamadas reacciones. Es la ciencia que estudia las sustancias y las partículas que las componen, así como las distintas dinámicas que entre éstas pueden darse.

En el siglo XX, la Química profundiza en el estudio de la estructura de los átomos y la formación de las moléculas, fórmulas y organismos complejos y la industria química se expande con la creación de nuevos materiales, productos y fármacos que ayudan a mejorar la calidad de vida de las personas. (IQS, 2025)

## 1.2. Importancia del estudio de la Química

La química permite obtener un entendimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. Es una ciencia experimental contemporánea, que ofrece explicaciones fundamentales y comprobables para la compleja conducta de los materiales conocidos capaces de explicar tanto su permanencia como sus cambios.

Los conocimientos químicos están presentes en la vida cotidiana, en la medida en que empleamos sustancias naturales y creamos otras artificiales. Procesos como la cocción, la fermentación, la metalurgia, la creación de materiales inteligentes e incluso muchos de los procesos que tienen lugar en nuestros cuerpos, pueden ser explicados a través de una perspectiva química (o bioquímica). (Enciclopedia online, 2025)

## 1.3. Materia

Se denomina materia todo lo que posee masa, o sea, que ocupa un lugar en el espacio. Entonces, cualquier cuerpo está formado por materia, sin embargo, en cada cuerpo, esta se presenta de manera diferente. La materia puede ser percibida sensorialmente por medio del tacto, el gusto, el olfato, el oído y la vista.

### 1.3.1. Estados de la materia

**Figura 1.** Estados de agregación



*Nota:* En la figura se observa los tres estados de agregación de la materia

Una muestra de materia puede ser gaseosa, líquida o sólida. Estas tres formas de materia se denominan estados de la materia. Los estados de la materia difieren en algunas propiedades observables. (BROWN, 2004)

#### 1.3.1.1. Estado gaseoso

**Figura 2.** Estado gaseoso de la materia



*Nota:* Moléculas de la materia dispersas en la que se evidencia que las fuerzas de repulsión son mucho mayores que las fuerzas de atracción

Llamado también vapor no tiene volumen definido ni forma fija, más bien se ajusta al volumen y forma del recipiente que lo contienen. Podemos comprimir

un gas de modo que ocupe un volumen más pequeño, o expandirlo para ocupar uno mayor.

### 1.3.1.2. Estado líquido

**Figura 3.** Estado líquido de la materia



*Nota:* Moléculas de la materia en la que se evidencia que las fuerzas de repulsión son iguales a las fuerzas de atracción

Tiene un volumen definido independientemente del recipiente, pero no tiene forma específica; asume la forma de la porción del recipiente que ocupa.

### 1.3.1.3. Estado sólido.

**Figura 4.** Estado sólido de la materia



*Nota:* Moléculas de la materia en la que se evidencia que las fuerzas de repulsión son menores a las fuerzas de atracción

Tiene forma y volumen definidos; es rígido. Las propiedades de los estados pueden entenderse en el nivel molecular. En un gas las moléculas están muy separadas y se mueven a alta velocidad, chocando repetidamente entre sí y con las paredes del recipiente.

En un líquido, las moléculas están más cercanas, pero aún se mueven rápidamente y pueden deslizarse unas sobre otras, por ello los líquidos fluyen fácilmente.

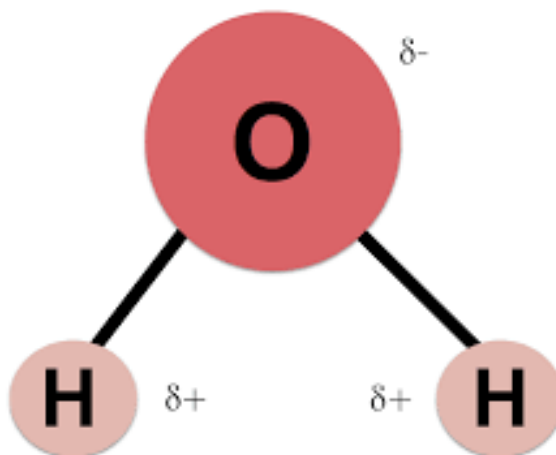
En un sólido, las moléculas están firmemente unidas entre sí, por lo regular en patrones definidos dentro de los cuales las moléculas apenas pueden moverse un poco de esas posiciones fijas, por ello, los sólidos tienen forma rígida (BROWN, 2004)

#### **1.4. Sustancias puras**

Una sustancia pura es materia que tiene propiedades definidas y una composición que no varía de una muestra otra. El agua y la sal de mesa ordinaria (cloruro de sodio), que son principales componentes del agua de mar, son ejemplos de sustancias puras.

Todas las sustancias son elementos o compuestos. Los elementos no pueden descomponerse en sustancias más simples. En el nivel molecular, cada elemento se compone de un solo tipo de átomo.

Los compuestos son sustancias compuestas por dos o más elementos, y por tanto, contienen dos o más clases de átomos.

**Figura 5.** Molécula de agua

*Nota:* Estructura molecular del agua en la que se observa la carga eléctrica de cada átomo

El agua, por ejemplo, es un compuesto constituido por dos elementos, hidrógeno y oxígeno. En la actualidad se conocen 118 elementos químicos que se dividen en naturales y artificiales. Los primeros se encuentran en la naturaleza, más del 90% de la corteza terrestre consta de sólo cinco elementos: oxígeno, silicio, aluminio, hierro y calcio. En contraste, sólo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) constituyen más del 90% de la masa del cuerpo humano. Los artificiales son creados en laboratorios y suelen ser inestables, liberando radiación y energía.

Casi toda la materia que nos rodea consiste en mezclas de sustancias.

**Figura 6.** Ejemplo de mezclas

Nota: Diferentes formas de mezclas

**1.4.1. Las mezclas.** - son combinaciones de dos o más sustancias en las que cada sustancia conserva su propia identidad química, y, por lo tanto, sus propiedades. Mientras que las sustancias tienen composición fija, la composición de una mezcla puede variar.

**Figura 7.** Partes de una solución

Nota: Componentes de una solución homogénea

Las sustancias que constituyen una mezcla se denominan componentes de la mezcla. Algunas mezclas, como la arena, las rocas y la madera, no contienen la misma composición, propiedades y aspecto en todos los puntos, tales mezclas son heterogéneas; mientras que las mezclas que son uniformes en

todos sus puntos son homogéneas cómo por ejemplo el aire es una mezcla homogénea de las sustancias gaseosas nitrógeno, oxígeno y cantidades más pequeñas de otras sustancias (BROWN, 2004)

**AUTOEVALUACIÓN 1****Verdadero o Falso**

1. La química estudia las transformaciones y propiedades de la materia.

( )

**Selección múltiple**

2. ¿Cuál de los siguientes NO es un estado de la materia?

Sólido

Gaseoso

Radiante

Líquido

**Selección múltiple**

3. ¿Cuál de estas opciones representa una mezcla?

Agua destilada

Aire

Sal pura

Oro puro

**Verdadero o Falso**

4. La materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. ( )

**Selección múltiple**

5. ¿Qué característica distingue al estado gaseoso?

Tiene forma definida

Tiene volumen fijo

Se expande para llenar el recipiente

Es incomprensible



6. Los líquidos no tienen forma propia, pero sí volumen definido. ( )

**Selección múltiple**

7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el estado sólido es correcta?

No tiene forma definida

Sus partículas están muy separadas

Es fácilmente compresible

Tiene forma y volumen definidos

**Verdadero o Falso**

8. Una sustancia pura siempre tiene la misma composición química ( )

**Selección múltiple**

9. ¿Cuál de estas es una sustancia pura?

Vinagre

Oxígeno

Refresco

Café

**Verdadero o Falso**

10. Las mezclas no pueden separarse por métodos físicos. ( )



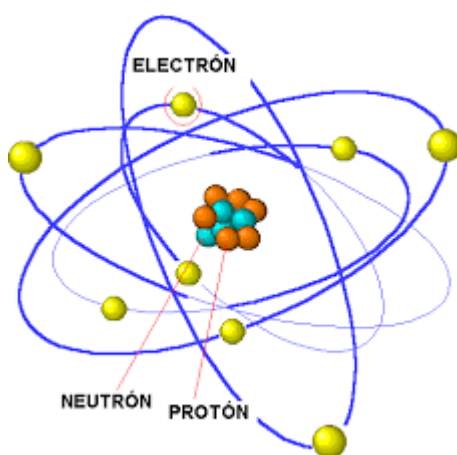
## UNIDAD 2

### ESTRUCTURA ATÓMICA

#### 2.1. Teoría atómica

##### 2.1.1. Estructura atómica

**Figura 8.** Partes de una solución



*Nota:* La figura muestra las partes del átomo

La teoría atómica de Dalton y su trabajo con las masas atómicas relativas prepararon el camino para numerosas investigaciones experimentales el siglo XIX, pero fue el descubrimiento de la electricidad y de la radiactividad lo que aportó las mejores herramientas nuevas para explotar el átomo. (Burns R. , 2003)

La estructura atómica es el fundamento de la materia y se refiere a la organización interna de los átomos, que son las unidades más pequeñas de los elementos químicos con propiedades propias. Un átomo está compuesto por tres partículas subatómicas principales: protones, neutrones y electrones.

Los protones y neutrones se encuentran en el núcleo del átomo, mientras que los electrones orbitan alrededor de este en diferentes niveles de energía o capas electrónicas (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

Históricamente, la comprensión de la estructura atómica ha evolucionado desde los modelos filosóficos de Demócrito hasta los modelos científicos de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y, finalmente, el modelo mecánico-cuántico. John Dalton propuso en 1803 que los átomos eran indivisibles e iguales en masa para un mismo elemento (Chang & Goldsby, 2016). Posteriormente, J. J. Thomson descubrió el electrón en 1897, lo que llevó a su modelo del pudín de pasas. En 1911, Ernest Rutherford propuso que la mayor parte de la masa del átomo se concentra en un núcleo pequeño y denso, cargado positivamente.

En 1913, Niels Bohr introdujo un modelo en el que los electrones giran en órbitas específicas alrededor del núcleo, pero este modelo fue superado por el modelo mecánico-cuántico, desarrollado en el siglo XX. Este último modelo, basado en la ecuación de Schrödinger, considera a los electrones como entidades que se comportan tanto como partículas y ondas, distribuidos en orbitales y no en trayectorias definidas (Petrucci, Herring, Madura & Bissonnette, 2017).

Cada átomo se caracteriza por su número atómico ( $Z$ ), que representa la cantidad de protones en el núcleo, y su número másico ( $A$ ), que representa la suma de protones y neutrones. Los isótopos son átomos de un mismo elemento que difieren en el número de neutrones. Además, el comportamiento químico de los átomos está determinado principalmente por

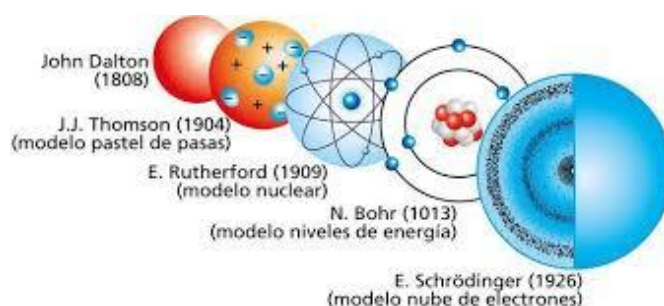


su configuración electrónica, que describe la distribución de los electrones en los orbitales atómicos (Brown, LeMay, Bursten, Murphy & Woodward, 2018).

La teoría atómica moderna y la mecánica cuántica han permitido avances significativos en la comprensión de la materia, lo cual es esencial en disciplinas como la química, la física y la nanotecnología.

## 2.2. Modelos atómicos

**Figura 9.** Diferentes modelos atómicos



*Nota:* Se muestra la evolución de los modelos atómicos

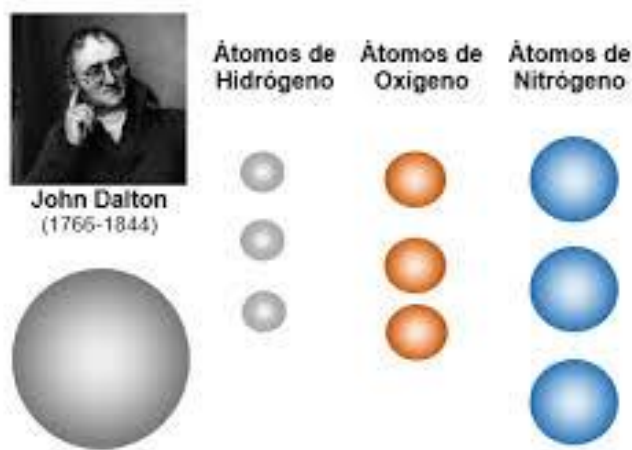
Los filósofos griegos plantearon una pregunta. ¿era la materia continua o discontinua? Si la materia fuera de naturaleza continua o gelatinosa, cualquier porción de ella se romperá en fragmentos pequeños, y esta división no tendría límites. En cambio, si la materia fuera discontinua o granular entonces la subdivisión sucesiva de cualquier sustancia se producirá sólo hasta la obtención de pequeñísimos gránulos indivisibles. Dos filósofos griegos, Leucipo de Mileto y Demócrito de Adbera (400 años a.C) fueron los primeros

defensores de la discontinuidad. Demócrito denominó átomo a estos gránulos pequeñísimos e indivisibles. (Flores, 2007)

La evolución del conocimiento sobre la estructura del átomo ha estado marcada por una serie de modelos atómicos que reflejan los avances científicos de cada época. Cada modelo buscó explicar las propiedades observables de la materia y su comportamiento químico y físico. (Delgado, 2019)

### 2.2.1. Modelo de Dalton (1803)

Figura 10. Modelo atómico de Dalton



Nota: Se muestra la estructura de los átomos de Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno

John Dalton propuso el primer modelo atómico con base científica. En él, los átomos eran partículas indivisibles, esféricas y homogéneas. Sostenía que todos los átomos de un mismo elemento eran iguales en masa y propiedades, y que los compuestos químicos eran combinaciones de diferentes tipos de átomos en proporciones definidas (Chang & Goldsby, 2016).

### 2.2.1.1. Postulados del modelo atómico de Dalton:

La materia está formada por átomos: Es la unidad básica de la materia y es indivisible.

Los átomos de un mismo elemento son iguales: Tienen la misma masa y propiedades.

Los átomos de diferentes elementos son distintos: Se diferencian en masa y propiedades.

Los átomos se combinan en proporciones fijas para formar compuestos: Esta combinación ocurre en relaciones simples de números enteros.

Los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas: Simplemente se reordenan.

### 2.2.1.2. Importancia del modelo atómico de Dalton:

Fue el primer modelo atómico con base científica, sentando las bases de la química moderna.

Permitió explicar las leyes ponderales de la química, como la ley de las proporciones definidas.

Sirvió como base para el desarrollo de modelos atómicos posteriores.

Limitaciones del modelo atómico de Dalton:

No contemplaba la existencia de partículas subatómicas (protones, neutrones y electrones).

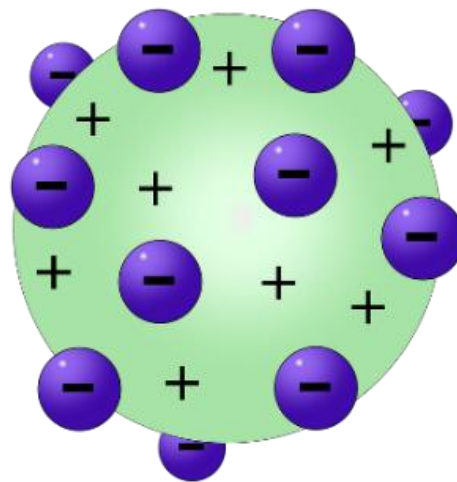
No podía explicar fenómenos como la radiactividad o la formación de enlaces químicos.



En resumen, el modelo de Dalton fue un gran avance en la comprensión de la materia, aunque con el tiempo fue superado por modelos más complejos que incorporaron el descubrimiento de partículas subatómicas y las interacciones entre ellas.

### 2.2.2. Modelo de Thomson (1897)

**Figura 11.** Modelo atómico de Thomson

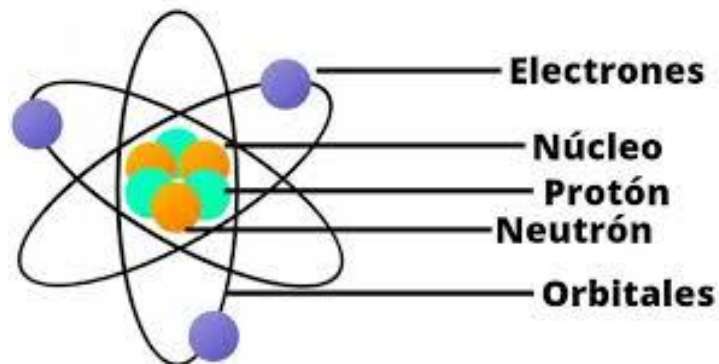


*Nota:* Se muestra la estructura del átomo que consiste en una masa de carga positiva incrustada de partículas de carga negativa

Joseph J. Thomson descubrió el electrón mediante experimentos con tubos de rayos catódicos. Su modelo, conocido como "modelo del pudín de pasas", sugería que el átomo era una esfera de carga positiva con electrones incrustados en su interior, de forma similar a pasas en un pastel (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

### 2.2.3. Modelo de Rutherford (1911)

**Figura 12.** Modelo atómico de Rutherford

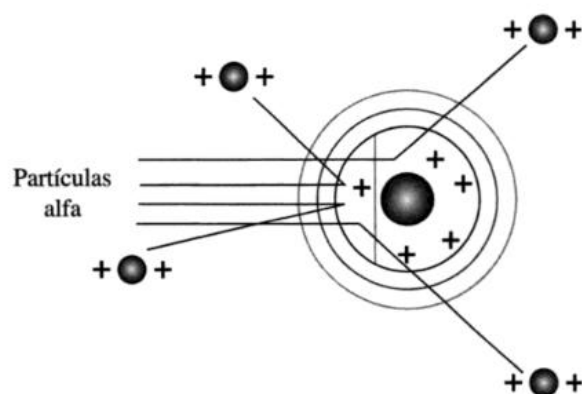


*Nota:* Se muestra la estructura del átomo con sus partes constituyentes

Ernest Rutherford, a través de su experimento de la lámina de oro, concluyó que el átomo tiene un núcleo central pequeño, denso y con carga positiva donde se concentra la masa, mientras que los electrones giran alrededor en gran espacio vacío. Su modelo introdujo la idea del núcleo atómico (Petrucci et al., 2017).

De acuerdo con sus conclusiones, Rutherford presentó un modelo atómico con la siguiente estructura y forma:

**Figura 13.** Estructura y forma de un átomo



*Nota:* Rutherford presentó un modelo atómico con la estructura y forma que se observa en el gráfico

El modelo atómico consta de:

una parte central llamada núcleo, cargada de electricidad positiva y que contenía casi la totalidad de la masa del átomo.

Una envoltura de cargas eléctricas negativas o electrones que giraban alrededor del núcleo e órbitas circulares a manera de satélites. (Flores, 2007)

#### **2.2.4. Modelo de Bohr (1913)**

El físico danés, Niels Bohr mejoró el modelo de Rutherford integrando conceptos de la teoría cuántica. Propuso que los electrones se mueven en órbitas circulares definidas alrededor del núcleo y que solo pueden ocupar niveles de energía específicos. Cuando un electrón salta de un nivel a otro, absorbe o emite energía en forma de fotones (Brown et al., 2018).

Un electrón no disipa energía continuamente, sino que la emite por pausas o paquetes de energía (cuantos o quantum)

Ello ocurre cuando es excitado para saltar de su propia órbita a otra, pero al regresar a su órbita emite energía que había ganado. Por lo tanto, el electrón absorbe y conserva la cantidad de energía necesaria para mantenerse girando alrededor del núcleo.

En tal virtud, Bohr consideró lo siguiente en su modelo de átomo:

Los electrones, que son partículas eléctricamente negativas, se mueven a lo largo de orbitas definidas por un determinado nivel energético

Un átomo no emite ni absorbe energía mientras sus electrones se mantienen en sus respectivas órbitas, llamadas estacionarias. Pero, sí el átomo



es excitado de alguna forma, un electrón puede saltar a un nivel de mayor energía y absorberla, después emitir al regresar a la órbita que se encontraba.

(Flores, 2007)

#### 2.2.4.1. Repartición de los electrones en los niveles de energía

El nivel de energía es la distancia que existe entre la órbita de un electrón y el núcleo del átomo. Los electrones están distribuidos en capas de niveles energéticos que se designan con los números: 1,2,3,4,5,6 y 7, llamados números cuánticos ( $n$ ).

La órbita de menor radio es  $n = 1$  y así sucesivamente hasta  $n = 7$ . Estas órbitas se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q

**Figura 14.** Órbita de un átomo



*Nota:* órbitas estacionarias en varias subcapas o subniveles de energía (s, p, d, f)

En 1915, el físico alemán Arnold Sommerfeld modificó el modelo atómico de Bohr agregando órbitas elípticas y, además, surgió la subdivisión de las órbitas estacionarias en varias subcapas o subniveles de energía (s, p, d, f)

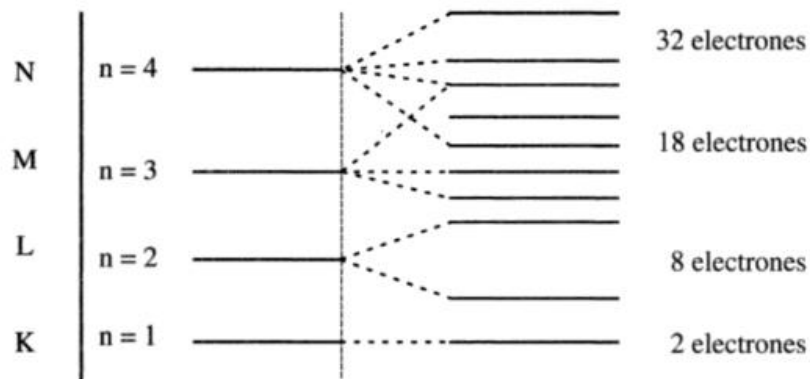
s = 2 electrones

p = 6 electrones

d = 10 electrones

f = 14 electrones

**Figura 15.** Niveles energéticos



Nota: Niveles de energía y subniveles

### 2.2.5. Partículas fundamentales

Al aumentar los conocimientos de la estructura de los átomos. Los átomos y, por lo tanto, toda la materia consta de tres clases de partículas fundamentales: electrones, protones y neutrones.

**Electrón** (e) es la partícula elemental cargada de electricidad negativa, su carga eléctrica es  $-1,602 \times 10^{-19} \text{C}$  y su masa  $9,108 \times 10^{-31} \text{Kg}$ .

**Protón** (p) partícula cargada positivamente, su carga eléctrica es igual a la del electrón, pero con signo positivo, es decir,  $1,602 \times 10^{-19} \text{C}$  su masa es de  $1,6724 \times 10^{-27} \text{Kg}$  es 1840 veces mayor que la masa del electrón.

**Neutrón** (n) partícula elemental carente de carga eléctrica, su masa es  $1,675 \times 10^{-27} \text{Kg}$ , prácticamente igual a la masa del protón. (Jaramillo, 2004)

### 2.2.6. Modelo Mecánico-Cuántico (1926 - presente)

Basado en los trabajos de Schrödinger, Heisenberg y otros, este modelo abandonó la idea de órbitas fijas. En su lugar, describe a los electrones como ondas de probabilidad, distribuidos en orbitales. La ubicación exacta de un electrón no puede conocerse, solo la probabilidad de encontrarlo en una región del espacio (Petrucci et al., 2017). Este modelo es el aceptado actualmente por su precisión para describir los comportamientos atómicos.

Es el ordenamiento de los electrones dentro de la nube electrónica utilizando los números cuánticos.

Se utiliza una notación en la cual se nombra cada orbital a través de:

El nivel de energía (número cuántico principal)

El tipo de orbital

El número de electrones por orbital.

La configuración electrónica explica cómo los electrones se distribuyen entre los diversos orbitales en un átomo.

Orden que siguen los electrones al llenar los orbitales

Energías relativas: establecen que los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de mayor a menor energía. Ley del octeto: la mayoría de elementos tienden a alcanzar un grado alto de estabilidad, lo cual, en términos químicos, significa que no reaccionan químicamente. En términos de distribución de electrones, en un átomo no pueden existir más de ocho electrones en el nivel más externo de energía (Picado A. Á., 2008)



**2.2.6.1. Números cuánticos:** Describen la distribución de los electrones en un átomo y se derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger.

La cuantificación de la energía define los distintos niveles y confirma la existencia de los orbitales.

Los números cuánticos que caracterizan a un electrón proporcionan información sobre el tamaño y forma de los orbitales.

Son cuatro:

**n** = nº cuántico principal (nivel de energía, tamaño del orbital,  $n=1, 2, 3, \dots$ ) Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo.

**l** = nº cuántico secundario, del momento angular o azimutal (subnivel, forma del orbital,  $l=0, \dots, (n-1)$ )  $l=0$  (s) esférico,  $l=1$  (p) elíptico,  $l=2$  (d),  $l=3$  (f)

**m** = nº cuántico magnético (orientación del orbital,  $m=-l, \dots, 0, \dots, +l$ )

**s** = nº cuántico spin (sentido de giro,  $s=+1/2$  ó  $-1/2$ ) (Tipler, 2005)

**2.2.7. Principio de exclusión de Pauli:** No pueden coexistir en un átomo dos o más electrones con el mismo valor de sus cuatro números cuánticos. Cuando existen mas de dos electrones en un mismo sistema, tal como un átomo o un metal, sólo dos pueden encontrarse en el estado energético más bajo. El tercero y cuarto deben encontrarse en el segundo estado más bajo, y así sucesivamente (Tipler, 2005)

**Orbital** lugar del espacio donde con mayor probabilidad se puede encontrar un electrón. Cada orbital puede contener un máximo de 2 electrones. Si tiene ambos está apareado y si tiene un electrón está desapareado. (López, 2022)



**Figura 16.** Orbitales energéticos

Símbolo	Subnivel	Número máximo de electrones
s	Sharp	2
p	Principal	6
d	Difuse	10
f	Fundamental	14

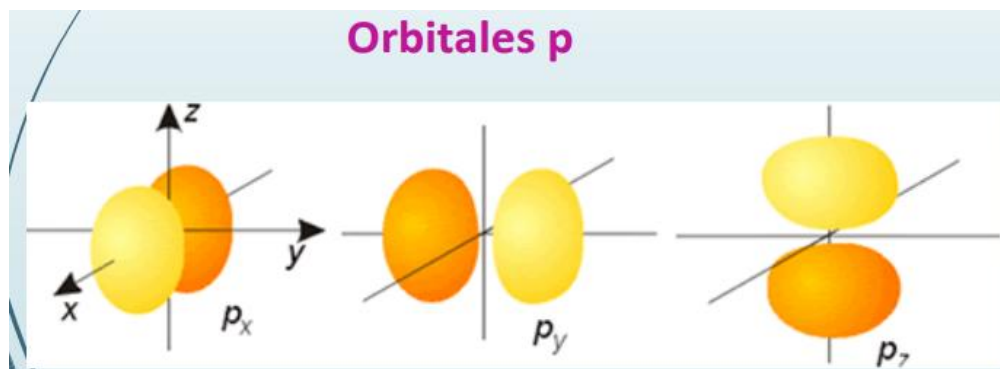
*Nota:* Se muestra el símbolo de cada orbital, el nombre y el número máximo de electrones que pueden contener cada orbital

### Orbital s

**Figura 17.** Orbital energético s

*Nota:* Se muestra la forma esférica del orbital s

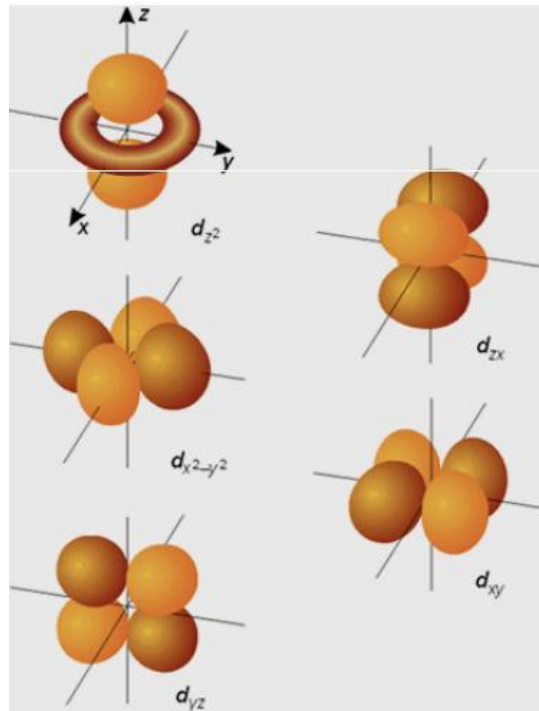
### Orbitales p

**Figura 18.** Orbital energético p

*Nota:* Se muestra la forma lobular de los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$ , y  $p_z$

### Orbitales d

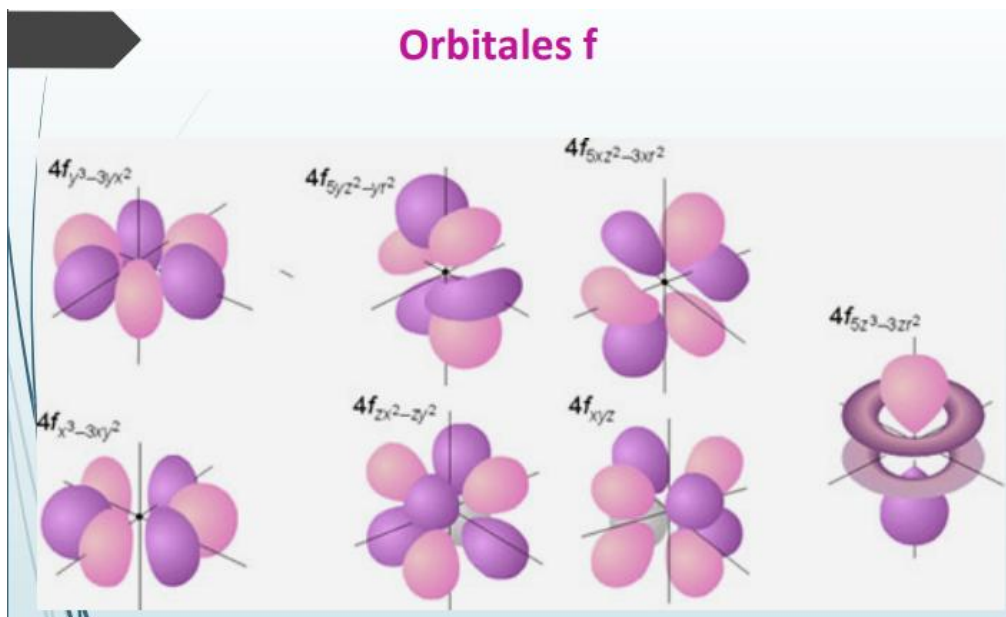
Figura 19. Orbitales energéticos d



Nota: Se muestra la forma lobular de los orbitales d

### Orbital f

Figura 20. Orbitales energéticos f



Nota: Se muestra la forma lobular de los orbitales f

**2.3. Regla de Hund:** Los orbitales correspondientes a un mismo subnivel no se aparean hasta que no haya por lo menos un electrón en cada uno de ellos. A partir del llenado de los orbitales del subnivel 3p el ingreso de electrones no se realiza a los orbitales 3d sino que se incorporan al 4s (debido a la relación entre dos n° cuánticos). (Casabó, 2019)

**2.4. Energía relativa:** n+l ordena el llenado de orbitales a partir del 3d.

**2.5. Número Atómico(Z)** Es un número entero e indica la cantidad de protones o electrones que se encuentran en un átomo eléctricamente neutro, y se escribe como está en el esquema.

**2.6. Número Másico(A)** Es un número entero que indica cuantos nucleones posee un átomo de un elemento dado, y será igual a la suma del número de protones más el número de neutrones. Como el número de protones equivale a Z, podemos afirmar que:

$$A = Z + N \quad (\text{Ecu. 1})$$

La tabla periódica está ordenada por Número Atómico (Z) creciente. Esto significa que cada átomo de un elemento tiene un electrón y un protón más que el elemento anterior.

**Figura 21.** Clave de los elementos químicos

*Nota:* Se muestra la clave de los elementos químicos en el que se aprecia en A número másico, Z número atómico

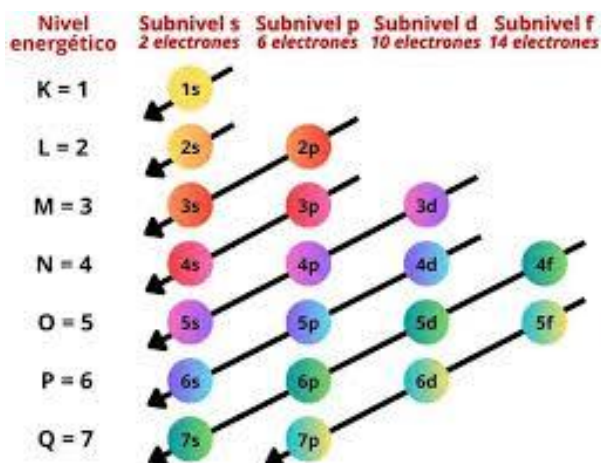
## 2.7. Configuración electrónica

La configuración electrónica de un átomo describe la forma en que los electrones se distribuyen entre los orbitales del átomo. Las configuraciones electrónicas de estado basal generalmente se obtienen colocando los electrones en los orbitales atómicos con más baja energía posible, sujeto a la restricción de que ningún orbital puede contener más de dos electrones.

Los elementos de cualquier grupo dado de la tabla periódica tienen el mismo tipo de disposición electrónica en sus capas más exteriores. Así por ejemplo, las configuraciones electrónicas de los halógenos flúor y cloro son  $[\text{He}] 2s^2, 2p^5$  y  $[\text{Ne}] 3s^2, 3p^5$  respectivamente. Los electrones de la capa externa de un átomo, es decir, los que están afuera de los orbitales ocupados en el gas noble inmediato inferior, se denominan electrones de valencia.

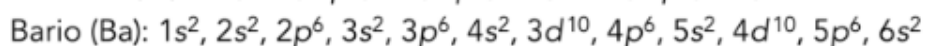
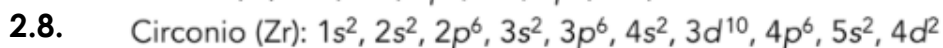
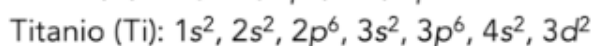
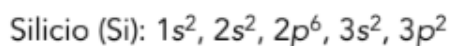
### 2.7.1. Regla de Möller

Este método implica ordenar los niveles de energía y sus orbitales para luego distribuir los electrones siguiendo la dirección de las diagonales, de la siguiente manera:

**Figura 22.** Diagrama de Möler

Nota: Se muestra el número máximo de electrones que puede contener cada orbital y nivel

Ejemplos:



### Historia de la Tabla Periódica

El químico ruso Dimitri Mendeléyev fue quien en 1869 propuso la primera versión de la tabla periódica moderna, organizando los elementos conocidos en orden creciente de masa atómica y dejando espacios vacíos para elementos aún no descubiertos, prediciendo incluso sus propiedades (Petrucci et al., 2017).

Posteriormente, Henry Moseley (1913) reorganizó la tabla con base en el número atómico (Z) en lugar de la masa atómica, lo que resolvió inconsistencias en la versión de Mendeléyev y estableció el criterio actual (Chang & Goldsby, 2016).

Entonces como decíamos la Tabla Periódica está ordenada por (Z) creciente. Esto significa que cada átomo de un elemento tiene un electrón y

un protón más que el elemento anterior. Actualmente, presenta 18 columnas verticales donde cada una de ellas contiene un Grupo o familias de elementos que tienen propiedades similares.

La tabla periódica no solo resume un vasto conjunto de datos químicos, sino que también permite predecir el comportamiento de los elementos en reacciones químicas, formular compuestos y comprender estructuras atómicas. Además, sigue actualizándose con el descubrimiento de nuevos elementos (Brown et al., 2018).

Se encuentran las familias de los elementos Representativos (A), de Transición (B) dentro de ésta última los elementos de Transición Interna.

Las hileras horizontales reciben el nombre de Períodos hasta ahora son 7, los mismos representan el nivel de energía más alejado del núcleo en el que podemos encontrar los electrones de los átomos. En toda la tabla se observa que algunas características llamadas propiedades como ser el Radio atómico, Electronegatividad, Energía de Ionización, Afinidad electrónica, etc. que son función periódica de sus números atómicos. Esto quiere decir que las propiedades periódicas en la tabla periódica varían lo largo de ella de forma similar, aunque hay excepciones.



Figura 23. Tabla periódica de los elementos

La tabla periódica de los elementos se muestra con los siguientes detalles:

- Grupos:** 1 a 18.
- Períodos:** 1 a 7.
- Clasificación por propiedades:**
  - Metales:** Alcalinos (rojo), Alcalinotérreos (naranja), Metales de transición (púrpura), Metales del bloque p (verde), Lantánidos (naranja claro), Actinidos (rojo oscuro).
  - No metales:** Semimetales (verde claro), No metales (verde oscuro), Gases nobles (azul).
- Elementos mostrados:** H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Ds, Rg, Uub, Uut, Uuq, Uup, Uuh, Uus, Uuo, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr.

Nota: Se muestra la tabla actual de los elementos químicos

## 2.9. Relación con la configuración electrónica

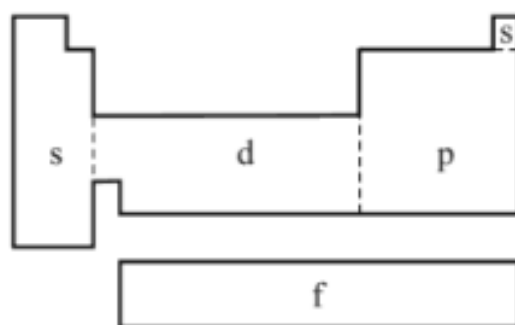
La presencia de electrones internos provoca que los electrones externos sientan menos atracción hacia el núcleo ( $Z_{ef}$ )

$$Z_{ef} = Z - \sigma \quad (\text{Ecu. 2})$$

La tabla periódica actual está estructurada en siete filas (horizontales) denominadas *períodos* y en 18 columnas (verticales) llamadas *grupos* o *familias*. Los elementos químicos están ordenados en orden creciente de sus números atómicos, es decir, el número atómico aumenta de izquierda a derecha en el período y de arriba hacia abajo en el grupo.

En la figura 24 se representa una distribución de la tabla periódica que delimita cuatro bloques de los elementos, cada uno de estos bloques comprende aquellos elementos que están llenando el subnivel correspondiente o, lo que es lo mismo, tienen su electrón diferenciador  $n$  dicho subnivel. (Morales, 2003)

**Figura 24.** Distribución de los elementos según el último orbital



*Nota:* Se muestra los bloques s, p, d y f de elementos según ocupación de subniveles

Los dieciocho grupos conocidos son:

**Grupo 1 (IA).** Los metales alcalinos: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs), francio (Fr). Además, en este grupo se encuentra el hidrógeno (H), que es un gas.

**Grupo 2 (IIA).** Los metales alcalinotérreos: berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba), radio (Ra).

**Grupo 3 (IIIB).** La familia del escandio (Sc), que incluye al Itrio (Y) y a las tierras raras: lantano (La), cerio (Ce), praseodimio (Pr), neodimio (Nd), prometio (Pm), samario (Sm), europio (Eu), gadolinio (Gd), terbio (Tb), disprosio (Dy), holmio (Ho), erbio (Er), tulio (Tm), iterbio (Yt), lutecio (Lu). También se incluyen a los actínidos: actinio (Ac), torio (Th), protactinio (Pa), uranio (U),

neptunio (Np), plutonio (Pu), americio (Am), curio (Cm), berkelio (Bk), californio (Cf), einstenio (Es), fermio (Fm), mendelevio (Md), nobelio (No) y lawrencio (Lr).

**Grupo 4 (IVB).** La familia del titanio (Ti), que incluye el circonio (Zr), el hafnio (Hf) y el rutherfordio (Rf), este último sintético y radiactivo.

**Grupo 5 (VB).** La familia del vanadio (V): niobio (Nb), tántalo (Ta) y dubnio (Db), este último es sintético.

**Grupo 6 (VIB).** La familia del cromo (Cr): molibdeno (Mb), wolframio (W) y seaborgio (Sg), este último es sintético.

**Grupo 7 (VIIB).** La familia del manganeso (Mn): renio (Re), tecnecio (Tc) y bohrio (Bh), estos dos últimos son sintéticos.

**Grupo 8 (VIIIB).** La familia del hierro (Fe): rutenio (Ru), osmio (Os) y hassio (Hs), este último sintético. (Morales, 2003)

**Grupo 9 (VIIIB).** La familia del cobalto (Co): rodio (Rh), iridio (Ir) y el sintético meitneiro (Mt).

**Grupo 10 (VIIIB).** La familia del níquel (Ni): paladio (Pd), platino (Pt) y el sintético darmstadtio (Ds).

**Grupo 11 (IB).** La familia del cobre (Cu): plata (Ag), oro (Au) y el sintético roentgenio (Rg).

**Grupo 12 (IIB).** La familia del zinc (Zn): cadmio (Cd), mercurio (Hg) y el sintético copernicio (Cn).

**Grupo 13 (IIIA).** Los térreos: boro (Br), aluminio (Al), galio (Ga), indio (In), talio (Tl) y el sintético nihonio (Nh).

**Grupo 14 (IVA).** Los carbonoideos: carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn), plomo (Pb) y el sintético flevorio (Fl).

**Grupo 15 (VA).** Los nitrogenoideos: nitrógeno (N), fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb), bismuto (Bi) y el sintético moscovio (Mc).

**Grupo 16 (VIA).** Los calcógenos o anfígenos: oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y el sintético livermorio (Lv).

**Grupo 17 (VIIA).** Los halógenos: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I), astato (At) y el sintético teneso (Ts).

**Grupo 18 (VIIIA).** Los gases nobles: helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe), radón (Rn) y el sintético oganesón (Og).

**Tabla 1.** Clasificación de metales y no metales por su estado de oxidación

NO METALES									
HALÓGENOS ± 1,3,5,7		ANFÍGENOS ± 2,4,6		NITROGENOIDES ± 1,3,5		CARBONOIDES ± 2,4			
Flúor	F	Oxígeno	O	Nitrógeno	N	Carbono	C		
Cloro	Cl	Azufre	S	Fósforo	P	Silicio	Si		
Bromo	Br	Selenio	Se	Arsénico	As	Germanio	Ge		
Yodo	I	Telurio	Te	Antimonio	Sb				
Astato	At			Boro	B				
METALES Estado de Oxidación Fijo									
MONOVALENTES 1+		DIVALENTES 2+		TRIVALENTES 3+		TERTVALENTES 4+		HEXAVALENTES 6+	
Hidrógeno	H	Calcio	Ca	Aluminio	Al	Osmio	Os	Uranio	U
Litio	Li	Estroncio	Sr	Disproso	Dy	Iridio	Ir	Wolframio	W
Sodio	Na	Bario	Ba	Bismuto	Bi	Hafnio	Hf	Molibdeno	Mo
Potasio	K	Radio	Ra	Erbio	Er	Renio	Re		
Rubidio	Rb	Magnesio	Mg	Escandio	Sc	Rutenio	Ru		
Cesio	Cs	Berilio	Be	Galio	Ga	Platino	Pt		
Francio	Fr	Zinc	Zn	Indio	In	Rodio	Rh		
Plata	Ag	Cadmio	Cd	Torio	Th				
				Europio	Eu				

*Nota.* Esta tabla se muestra los estados de oxidación de los metales y no metales



**Tabla 2.** Estado de oxidación variable

Estado de Oxidación Variable											
1+ y 2+		1+ y 3+		2+ y 3+		2+ y 4+		3+ y 5+		3+ y 4+	
Cobre	Cu	Oro	Au	Hierro	Fe	Plomo	Pb	Vanadio	V	Cerio	Ce
Mercurio	Hg	Talio	Tl	Níquel	Ni	Estaño	Sn	Niobio	Nb	Praseodimio	Pr
				Cobalto	Co						
				Manganeso	Mn						
				Cromo	Cr						

Nota. Se nuestro estado de oxidación variable de algunos elementos

## 2.10. Electronegatividad

**Es la capacidad de un átomo de atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro (formando un enlace)**

**Figura 25.** Distribución de los elementos según el último orbital

Nota. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba

## 2.11. Isótopos

Los isótopos son átomos de un mismo elemento químico (igual  $Z$ ) que tienen diferente número másico debido a que contienen diferente número de neutrones. Aunque los isótopos tienen propiedades químicas similares, pueden diferir en su estabilidad nuclear. Algunos isótopos son estables, mientras que

otros son radiactivos, emitiendo radiación al descomponerse (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

**Ejemplo:**

Carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ): 6 protones, 6 neutrones  $\rightarrow A = 12$

Carbono-14 ( $^{14}\text{C}$ ): 6 protones, 8 neutrones  $\rightarrow A = 14$  (radiactivo)

Los isótopos son importantes en diversas aplicaciones como la datación por carbono, el diagnóstico médico con radioisótopos y la generación de energía nuclear (Chang & Goldsby, 2016).

## AUTOEVALUACIÓN 2

### Verdadero o Falso

1. El modelo de Dalton propone que los átomos son indivisibles y sólidos como esferas. ( )

### Selección múltiple

2. ¿Cuál de los siguientes modelos atómicos introdujo la existencia de electrones incrustados en una esfera positiva?

Modelo de Bohr

Modelo de Rutherford

Modelo de Thomson

Modelo Mecánico-Cuántico

### Verdadero o Falso

3. El modelo de Bohr explica que los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo.

### Selección múltiple

4. ¿Cuál de las siguientes reglas indica que los electrones no pueden compartir todos los mismos números cuánticos en un mismo átomo?

Regla de Hund

Regla de Möller

Principio de exclusión de Pauli

Regla de las diagonales

### Verdadero o Falso



5. El orbital "s" tiene forma de esfera y puede contener hasta 2 electrones.

**Verdadero o Falso**

**Selección múltiple**

6. ¿Qué orbital puede alojar un máximo de 10 electrones?

Orbital s

Orbital p

Orbital d

Orbital f

**Verdadero o Falso**

7. Los neutrones tienen carga negativa.

**Selección múltiple**

8. ¿Cuál es la correcta asignación de carga y ubicación de las partículas fundamentales?

Electrones: positivos en el núcleo

Neutrones: sin carga en el núcleo

Protones: negativos en la corteza

Electrones: neutros en el núcleo

**Verdadero o Falso**

9. La configuración electrónica de un elemento permite explicar su ubicación en la tabla periódica. ( )

**Selección múltiple**

10. ¿Qué afirmación sobre los isótopos es correcta?

Son elementos distintos con igual número de protones



Tienen igual número de electrones pero diferente número de protones

Tienen el mismo número de protones pero diferente número de neutrones

Son átomos con el mismo número másico

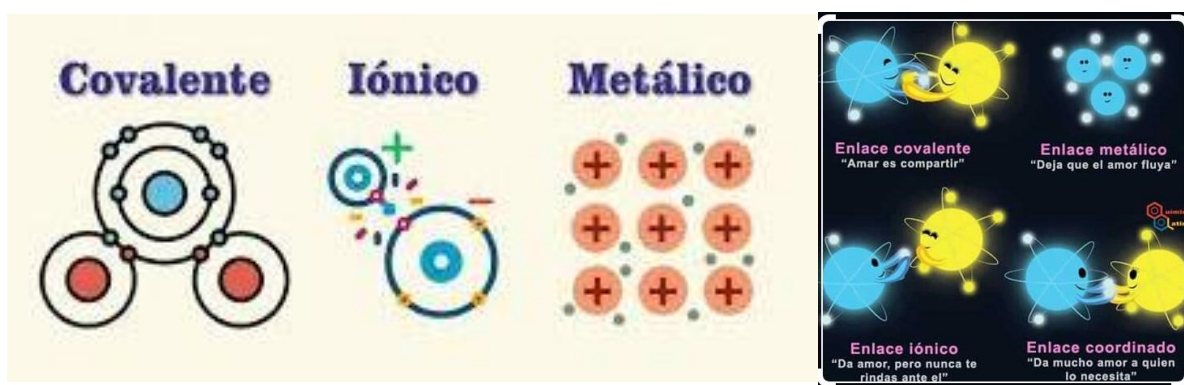


## UNIDAD 3

### ENLACES QUÍMICOS

#### 3.1. Los enlaces químicos

Figura 26. Enlaces químicos



Nota. Se muestra los diferentes enlaces químicos

Se llama enlace químico a las fuerzas de unión entre los átomos que forman un compuesto. Cuando dos átomos se enlazan, se redistribuyen los electrones de los átomos de forma que la energía total del conjunto disminuye por debajo de la energía de los átomos separados. Al aproximarse dos átomos, sus electrones se redistribuyen de acuerdo con la presencia de dos núcleos cargados positivamente

Estas fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en las moléculas los iones en los cristales. A los tipos de enlaces presentes en una sustancia se deben en gran medida las propiedades físicas y químicas de las sustancias. También se debe a los enlaces la atracción que una sustancia

ejerce sobre otra como, por ejemplo, la sal se disuelve en agua mucho mejor que en aceite debido a las diferencias entre los enlaces (Burns R. , 2004)

Los tres casos extremos de redistribución de electrones corresponden con los modelos de enlace tradicionales: iónico, el covalente y el metálico

### 3.1.1. Enlace covalente:

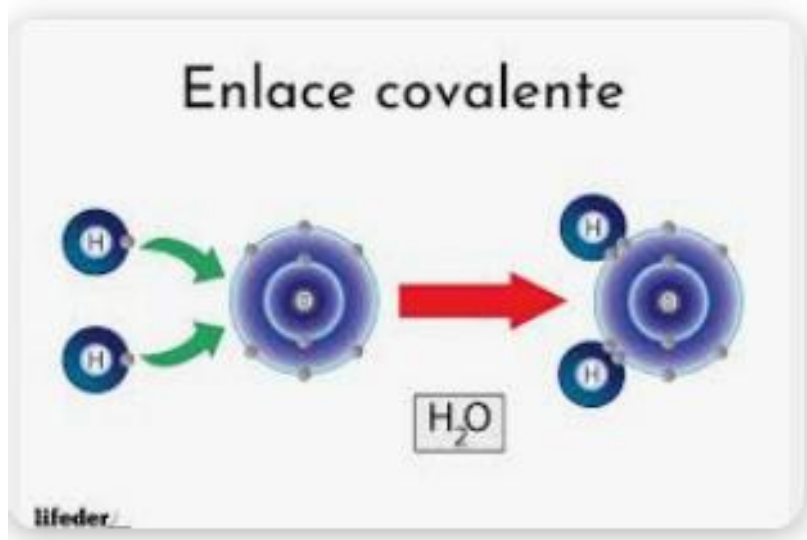
Es el que mantiene unidos a dos átomos que comparten uno o más pares de electrones, los cuales se localizan en la zona internuclear. Cada par de electrones que participan en un enlace se denomina "el par enlazante". Si se trata de un par, se constituye un enlace simple ( C-C); si son dos pares, un enlace doble (C=C) y en el caso de tres pares, el enlace es triple (C ≡C)

Los electrones de un enlace covalente son atraídos con la misma fuerza por ambos átomos o, dicho de otro modo, son compartidos equivalentemente. El enlace se denomina covalente puro o covalente no polar, como por ejemplo en las moléculas diatómicas homonucleares H<sub>2</sub> y Br<sub>2</sub>

Si los electrones de un enlace covalente se encuentran más cerca de uno de los núcleos atómicos, el enlace es covalente polar, por ejemplo, una molécula diatómica heteronuclear como el HF los electrones están más cerca del elemento más electronegativo (flúor F).

En conclusión, en un enlace de dos átomos de elementos diferentes, siempre existirá un grado de polaridad, el mismo que dependerá de la naturaleza de los átomos que se unen y de su entorno. (Picado Á. , 2008)



**Figura 27.** Enlace covalente

Nota. Se muestra la estructura gráfica del enlace covalente

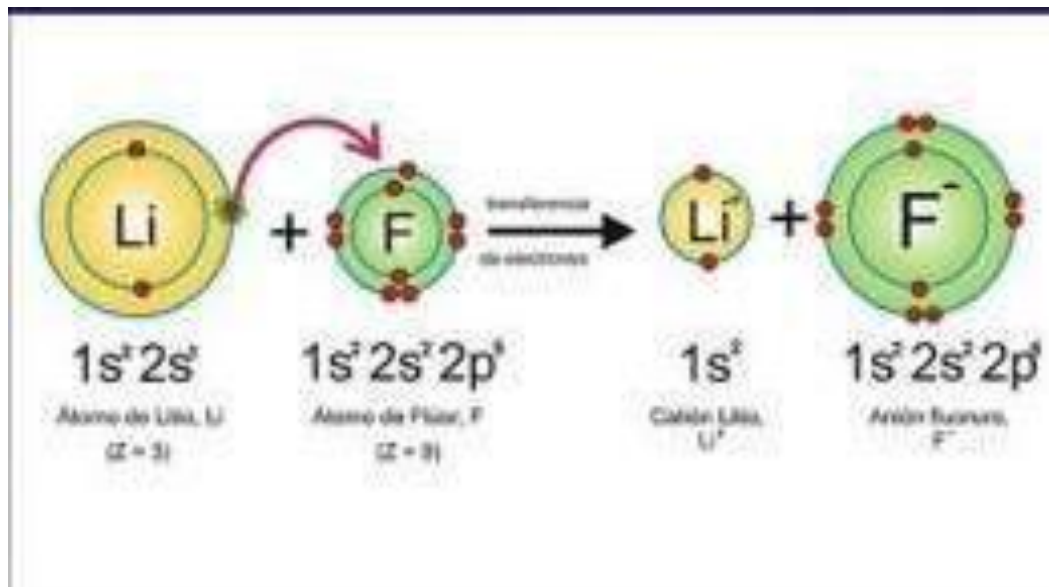
Por lo general, los elementos no metálicos de los grupos IVA al VIIA forman enlaces covalentes, por ejemplo, el Tricloruro de fósforo PCl<sub>3</sub>, el metano CH<sub>4</sub>.

Los compuestos covalentes son gases, líquidos o sólidos.

### 3.1.2. Enlace iónico:

Considera que uno de los dos átomos ha cedido sus electrones al otro, estableciéndose una atracción electrostática entre las entidades catiónica (carga positiva) y aniónica (carga negativa) formadas.

Dicho de otra manera, los iones con cargas opuestas se atraen, la fuerza de atracción entre iones con carga opuesta recibe el nombre de enlace iónico. (Burns R., 2004)

**Figura 28.** Enlace iónico

*Nota.* Se muestra la estructura gráfica del enlace iónico

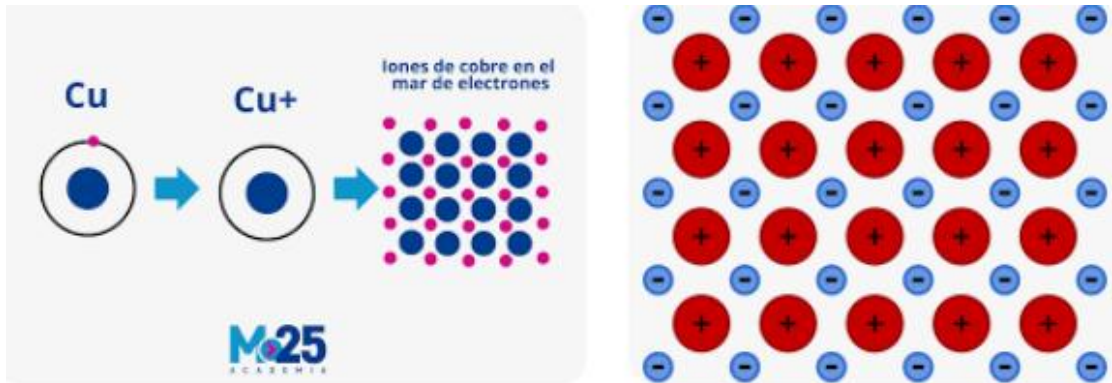
Los enlaces iónicos se forman por la transferencia completa de electrones.

Entre los elementos que más forman enlaces iónicos se encuentran los del grupo IA con los del grupo VIIA de la tabla periódica.

Los compuestos iónicos puros son sólidos cristalinos a temperatura ambiente, que están constituidos por una red de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos) rigurosamente organizada, de modo que cada ion está rodeado por varios iones de carga opuesta. (Picado Á., 2008)

### 3.1.3. Enlace metálico:

Los electrones de enlace están absolutamente deslocalizados en la red cristalina, permitiendo un enlace entre los átomos metálicos a larga distancia.

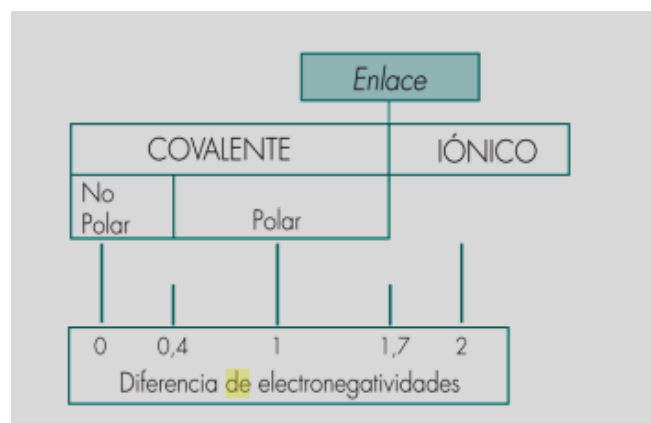
**Figura 29.** Enlace metálico

Nota. Se muestra la estructura gráfica del enlace metálico

En el enlace metálico se presenta en redes atómicas en las que uno más electrones de cada átomo dispone de todo el espacio reticular para su movimiento, es decir que los electrones de las capas externas de los átomos son compartidos por todos los átomos.

La fuerza de atracción interatómica se debe a que la energía de los electrones en el retículo es inferior a la que tendrían en los átomos por separado.

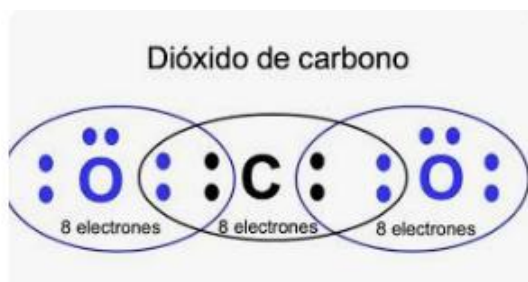
Comúnmente, se utiliza la diferencia de electronegatividad de dos elementos para catalogar el tipo de enlace que podrían formar (iónico, covalente polar o no polar) (Picado Á., 2008)

**Figura 30.** Tipos de enlaces

Nota. Se muestra los diferentes tipos de enlaces de acuerdo a la polaridad

### 3.2. Regla del Octeto

Figura 31. Octeto



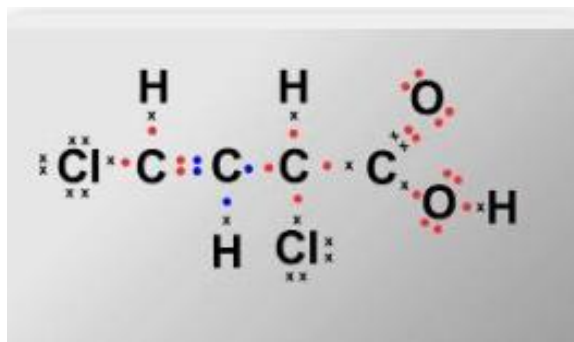
Nota Se muestra de forma gráfica la estructura de elementos completando sus ocho electrones

La regla del octeto consiste en arreglar los átomos de una molécula de forma tal que cada uno está rodeado por ocho electrones. Esta regla se le atribuye a Gilbert Newton Lewis, al darse cuenta que los átomos son más estables cuando alcanzan el número de electrones de valencia del gas noble más cercano en la tabla periódica.

La regla del octeto se representa a través de las estructuras de Lewis. Estos son diagramas que representan los electrones de valencia de los átomos dentro de una molécula. Estas figuras permiten una mejor visualización de los electrones que participan en los enlaces químicos.

### 3.3. Estructura de Lewis

Figura 32. Estructura de Lewis



Nota. Se puede observar la estructura de Lewis

La estructura de Lewis es un modelo que representa la disposición de los electrones en una molécula o ion. Se utiliza en química para visualizar las conexiones entre átomos y compartir pares de electrones.

La formación de muchos compuestos comunes puede ser visualizada con el uso de los símbolos de Lewis y los diagramas de Lewis. En un símbolo de Lewis, las capas completas de los electrones internos pueden ser consideradas como incluidas en el símbolo químico del elemento, y la capa exterior o electrones de valencia, están representados por puntos. Los puntos se colocan en cuatro grupos de uno o dos electrones cada uno, con 8 electrones representando una capa completa o configuración de gas noble. Los diagramas de Lewis son útiles para la visualización de ambos enlaces iónicos y covalentes. (Picado Á. , 2008)

En el enlace iónico idealizado, un átomo cede un electrón a otro, formando iones positivos y negativos.

### AUTOEVALUACIÓN 3

Los enlaces químicos son fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos.

#### Selección múltiple:

1. ¿Cuál de los siguientes NO es un tipo de enlace químico?

Iónico

Covalente

Metálico

Nuclear

#### Verdadero o Falso

2. En el enlace covalente los electrones se comparten entre los átomos. ( )

#### Selección múltiple:

3. ¿Cuál de las siguientes características corresponde al enlace iónico?

Transferencia de electrones

Compartición equitativa de electrones

Formación de moléculas no polares

Interacción entre núcleos atómicos

#### Selección múltiple:

4. ¿Qué tipo de enlace se encuentra comúnmente en metales como el cobre y el aluminio?

Iónico

Covalente

Metálico



Hidrógeno

**Verdadero o Falso**

5. La Regla del Octeto afirma que los átomos tienden a completar ocho electrones en su último nivel energético. ( )

**Selección múltiple:**

6. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe correctamente una estructura de Lewis?

Representa núcleos con números cuánticos

Muestra el número atómico y la masa

Representa electrones de valencia con puntos alrededor del símbolo del elemento

Es una tabla que resume las configuraciones electrónicas

**Verdadero o Falso**

7. Los enlaces metálicos permiten la conducción eléctrica gracias a los electrones libres.

**Selección múltiple:**

8. ¿Qué característica distingue a los enlaces covalentes polares?

Los átomos comparten electrones equitativamente

Hay transferencia total de electrones

La electronegatividad entre los átomos es similar

**Verdadero o Falso**

Se comparten electrones pero con diferencia de electronegatividad

La Regla del Octeto aplica únicamente a los gases nobles. ( )



## UNIDAD 4

### FUNCIONES INORGÁNICAS

#### 4.1. Nomenclatura química

Este tipo de nomenclatura se utiliza para aquellos compuestos que se denominan inorgánicos es decir que no presentan en su composición el elemento carbono. Los compuestos inorgánicos se clasifican según su función química así los podemos encontrar como: hidruros, óxidos, compuestos no salinos, compuestos especiales, bases, ácidos, sales, etc.

Existe una gran cantidad de combinaciones que se generan entre los elementos inorgánicos con la finalidad de formar compuestos inorgánicos. La nomenclatura química es un conjunto de reglas que se aplican para nombrar y representar con símbolos y fórmulas a los elementos y compuestos químicos. Actualmente se aceptan tres sistemas de nomenclatura donde se agrupan y nombran a los compuestos inorgánicos (México, 2017)

Hoy en día existen tres tipos de nomenclatura inorgánica diferente:

**4.1.1. Nomenclatura sistemática (o estequiométrica):** Está basada en nominar a las sustancias mediante la utilización de prefijos con números griegos. Dichos prefijos nos indican la atomicidad que posea la molécula, o lo que es lo mismo, el número de átomos del mismo elemento que se encuentren en la molécula.

Ejemplo: CO = monóxido de carbono CO<sub>2</sub> = dióxido de carbono

Prefijo Atomicidad (# de átomos)

Mono	1
------	---



Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7
Octa	8
Nona	9

**4.1.2. Nomenclatura de Stock:** En este tipo de nomenclatura se nombran los compuestos finalizándolos con la valencia indicada en números romanos, colocados generalmente como subíndices.

Ejemplo:

Sulfuro de hierro (III) =  $\text{Fe}_2\text{S}_3$

**4.1.3. Nomenclatura tradicional:** También conocida como nomenclatura clásica, se emplea indicando el estado de oxidación del elemento a través de prefijos y sufijos que acompañan al nombre del elemento. Cuando el elemento a tratar sólo posee un estado de oxidación, se utiliza el prefijo -ico, pero cuando tiene dos estados de oxidación se utilizan los prefijos -oso (para la valencia menor) e -ico (para la mayor). En cambio, cuando el elemento tiene tres o cuatro estados de oxidación se utilizan prefijos y sufijos según sea el caso: (México, 2017)

Hipo ... oso
oso
ico
Per ... ico

Ejemplos:

Anhidrido hipo cloroso u Óxido Hipo cloroso =  $\text{Cl}_2\text{O}$

Anhidrido per clórico u Óxido per clórico =  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

## 4.2. Compuestos binarios

Un compuesto binario es una sustancia química que está formada por la combinación de exactamente dos elementos diferentes. El número de átomos de cada elemento puede variar, pero solo puede haber dos tipos de átomos distintos en la molécula.

Son compuestos en los que intervienen dos elementos químicos diferentes. Para formular los compuestos binarios se escribe primero el metal y luego el no metal, mientras que para nombrarlos se invierten los términos.

Existen tres métodos de nomenclatura:

**4.2.1. Nomenclatura tradicional:** requiere conocer la valencia de los elementos y la relación en que se combinan los átomos.

**4.2.2. Nomenclatura sistemática (IUPAC):** utiliza los prefijos para indicar el número de átomos de cada elemento, sin requerir el conocimiento de las valencias.

**4.2.3. Nomenclatura de Stock:** se indica con números romanos entre paréntesis la valencia del metal.

## 4.3. Hidruros

Los hidruros son compuestos químicos formados por la unión de átomos de hidrógeno con otro elemento, ya sea un metal o un no metal. Se clasifican principalmente en hidruros metálicos, hidruros covalentes y, a veces, se considera una tercera categoría llamada hidruros iónicos

Cuando el compuesto químico se compone de un hidrógeno y un metal, se trata de un hidruro metálico. En cambio, si el hidrógeno se combina con un elemento que no es un metal, se lo nombra como hidruro no metálico.



### 4.3.1. Hidruros metálicos

Los hidruros metálicos o simplemente hidruros, son combinaciones de hidrógeno junto a un elemento metálico. En este tipo de compuestos los metales actúan con valencias positivas mientras que el hidrógeno actúa con valencia -1.

#### 4.3.1.1. Formulación de los hidruros

Los hidruros se formulan anteponiendo en primer lugar el metal seguido del hidrógeno siendo intercambiadas sus valencias.

La fórmula de los hidruros es del tipo  $XH_n$  (donde X es el elemento metálico, H es el hidrógeno y n es la valencia del elemento metálico). Entre los numerosos ejemplos de hidruros metálicos se encuentran:  $NiH_3$ ,  $SrH_2$ ,  $FeH_3$ , etc.

#### 4.3.1.2. Nomenclatura

**Nomenclatura tradicional:** la nomenclatura tradicional de los hidruros metálicos se nombra con la palabra hidruro seguido del elemento metálico teniendo en cuenta la valencia del elemento metálico:

##### Una valencia:

Hidruro ... ico



##### Dos valencias:

Menor valencia: Hidruro ... oso



Mayor valencia: Hidruro ... ico



**Tres valencias:**

Menor valencia: Hidruro hipo ... oso



Valencia intermedia: Hidruro ... oso



Mayor valencia: Hidruro ... ico



**Nomenclatura de stock:** la nomenclatura de stock se realiza con la palabra hidruro seguido del elemento metálico indicando entre paréntesis en números romanos el número de oxidación.

**Ejemplos:**

$\text{CoH}_2$ : Hidruro de cobalto (II)

$\text{CoH}_3$ : Hidruro de cobalto (III)

**Nomenclatura sistemática:** la nomenclatura sistemática se realiza utilizando los prefijos numerales: mono, di, tri, tetra, penta, etc.

**Ejemplos:**

$\text{NiH}_2$ : dihidruro de níquel

$\text{NiH}_3$ : trihidruro de níquel

**4.4. Hidruros no metálicos**

Los hidruros metálicos o simplemente hidruros, son combinaciones de hidrógeno junto a un elemento metálico. En este tipo de compuestos los



metales actúan con valencias positivas mientras que el hidrógeno actúa con valencia -1.

#### 4.4.1. Formulación de los hidruros

Los hidruros se formulan anteponiendo en primer lugar el metal seguido del hidrógeno siendo intercambiadas sus valencias.

La fórmula de los hidruros es del tipo  $XH_n$  (donde X es el elemento metálico, H es el hidrógeno y n es la valencia del elemento metálico). Entre los numerosos ejemplos de hidruros metálicos se encuentran:  $NiH_3$ ,  $SrH_2$ ,  $FeH_3$ , etc.

#### 4.4.2. Nomenclatura de los hidruros

Nomenclatura tradicional: la nomenclatura tradicional de los hidruros metálicos se nombra con la palabra hidruro seguido del elemento metálico teniendo en cuenta la valencia del elemento metálico:

##### Una valencia:

Hidruro ... ico

$Li^{+1} + H^{-1} \rightarrow LiH$ : Hidruro lítico

$Na^{+1} + H^{-1} \rightarrow NaH$ : Hidruro sódico

##### Dos valencias:

Menor valencia: Hidruro ... oso

$Co^{+2} + H^{-1} \rightarrow CoH_2$ : Hidruro cobaltoso

Mayor valencia: Hidruro ... ico

$Co^{+3} + H^{-1} \rightarrow CoH_3$ : Hidruro cobáltico

##### Tres valencias:

Menor valencia: Hidruro hipo ... oso





Valencia intermedia: Hidruro ... oso



Mayor valencia: Hidruro ... ico



#### 4.5. Los óxidos

Los óxidos son combinaciones del oxígeno con los metales (óxidos básicos) y con los no metales (óxidos ácidos). En estas combinaciones el oxígeno actúa con número de oxidación, - 2. ( $\text{O}^{-2}$ )

##### 4.5.1. Óxidos salinos

Se llaman también óxidos mixtos u óxidos compuestos

Resultan de la suma de dos óxidos básicos o metálicos del mismo metal que tienen valencia variable.

De los grupos: 2 y 3: Fe, Ni, Mn, Co, Cr

2 y 4: Pb, Sn y Pt

Ejemplo:

$\text{FeO}$           óxido ferroso

$\text{Fe}_2\text{O}_3$         óxido férrico  $\text{Fe}_3\text{O}_4$

##### 4.5.2. Nomenclatura

###### Tradicional

Palabra óxido seguida de los nombres de los óxidos básicos de los cuales procede

$\text{Fe}_3\text{O}_4$           Óxido ferroso férrico



**IUPAC**

Tetraóxido de trihierro

**STOCK**

La nomenclatura stock se escribe la palabra óxido, seguida del nombre del metal y entre paréntesis la valencia con números romanos.

Óxido de Hierro (II, III)

**Nomenclatura de stock:** la nomenclatura de stock se realiza con la palabra hidruro seguido del elemento metálico indicando entre paréntesis en números romanos el número de oxidación.

Ejemplos:

$\text{CoH}_2$ : Hidruro de cobalto (II)

$\text{CoH}_3$ : Hidruro de cobalto (III)

**Nomenclatura sistemática:** la nomenclatura sistemática se realiza utilizando los prefijos numerales: mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, etc.

Ejemplos:

$\text{NiH}_2$ : dihidruro de níquel

$\text{NiH}_3$ : trihidruro de níquel

**Compuestos ternarios****4.6. Ácidos oxácidos**

Están formados por el Hidrógeno, un no metal y el Oxígeno.

En estos casos el no metal y el oxígeno forman un ion poliatómico.

Para formarlos se combinan el anhídrido u OXIDO ACIDO + Agua

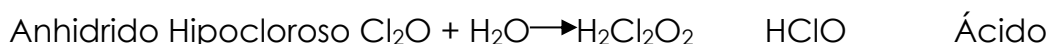


**4.6.1. Nomenclatura tradicional**

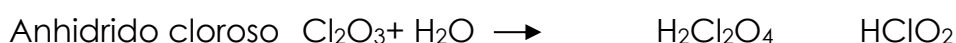
Para nombrarlos se cambia la palabra anhídrido u óxido por la palabra ácido

**4.6.2. Familia de los Halógenos:**

Anhídrido u óxido ácido + 1 molécula de Agua



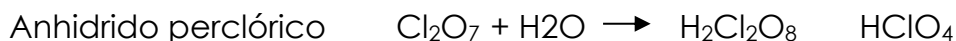
hipocloroso



Ácido cloroso

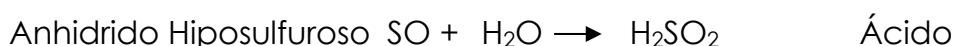


clórico



Ácido perclórico

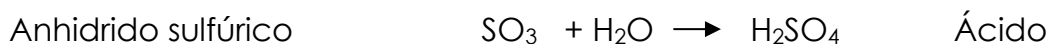
Familia de los Anfígenos: Anhídrido u óxido ácido + 1 molécula de Agua



hiposulfuroso



Ácido sulfuroso



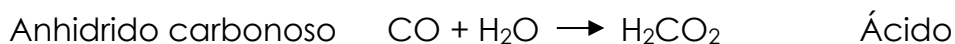
sulfúrico

**4.6.3. Familia de los Carbonoides:**

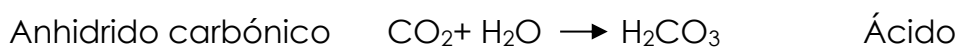
**Nota 1:** se pueden formar añadiendo 1 molécula de agua y para nombrarlos se añade el prefijo META



Anhidrido + 1 molécula de Agua



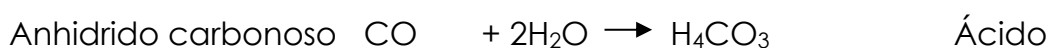
metacarbonoso



metacarbónico

**Nota 2:** se pueden formar añadiendo 2 moléculas de agua y para nombrarlos se añade el prefijo ORTO

Anhidrido + 2 moléculas de Agua



Ácido      ortocarbónico

#### 4.6.4. Familia de los Nitrogenoides: Casos especiales

Nota 1: se pueden formar añadiendo 1 molécula de agua y para nombrarlos se añade el prefijo META

Nota 2: se pueden formar añadiendo 2 moléculas de agua y para nombrarlos se añade el prefijo PIRO

Nota 3: se pueden formar añadiendo 3 moléculas de agua y para nombrarlos se añade el prefijo ORTO



## AUTOEVALUACIÓN 4

### Verdadero o Falso

1. La nomenclatura sistemática utiliza prefijos numéricos para indicar la cantidad de átomos en un compuesto ( )

### Selección múltiple

2. ¿Cuál de las siguientes formas corresponde a la nomenclatura de Stock?

Dióxido de carbono

Óxido de hierro (III)

Ácido clorhídrico

Monóxido de hidrógeno

### Verdadero o Falso

3. Los compuestos binarios están formados por tres elementos distintos. ( )

### Selección múltiple

4. ¿Cuál de los siguientes es un hidruro metálico?

H<sub>2</sub>O

NaH

CH<sub>4</sub>

NH<sub>3</sub>

### Verdadero o Falso

5. Los hidruros no metálicos suelen nombrarse con la palabra “hidruro” seguida del nombre del no metal. ( )

### Selección múltiple

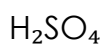
6. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa un óxido metálico?

**Verdadero o Falso**

7. La nomenclatura tradicional emplea sufijos como “oso” y “ico” para indicar la valencia del metal. ( )

**Selección múltiple**

8. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un ácido oxácido?

**Verdadero o Falso**

9. Los compuestos ternarios están compuestos por dos elementos químicos. ( )

**Verdadero o Falso**

10. ¿Cuál es la nomenclatura tradicional del compuesto  $\text{HNO}_3$ ?

Ácido nítrico

Ácido nitroso

Ácido amónico

Ácido nitrogenado



## UNIDAD 5

### ESTEQUIOMETRÍA

#### 5.1. Reacciones químicas

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias (llamadas reactivos) se transforman en otras sustancias diferentes (llamadas productos) mediante la reorganización de los átomos. Durante una reacción química, se rompen enlaces entre átomos en los reactivos y se forman nuevos enlaces para generar los productos. Estas reacciones pueden liberar o absorber energía.

Las reacciones químicas se llaman también cambios químicos o fenómenos químicos son procesos termodinámicos de transformación de la materia. En estas reacciones intervienen dos o más sustancias (reactivos o reactantes), que cambian significativamente en el proceso, y pueden consumir o liberar energía para generar dos o más sustancias llamadas productos.



**Figura 33.** Tipos de flechas de una ecuación química

Símbolo	Significado
+	Signo de suma, indica que se combinan varias sustancias o elementos.
$\rightleftharpoons$	Reacción reversible.
$\longrightarrow$	Indica el sentido de la reacción.
$\uparrow$	Indica que se desprende un gas.
$\downarrow$	Indica que se forma un precipitado.
$\xrightarrow{\Delta}$	Indica que la reacción requiere calor para ocurrir.
$\xrightarrow{\text{⚡}}$	Indica que la reacción requiere corriente eléctrica para ocurrir.
$\xrightarrow{\text{Pt,Pd,enzima...}}$	Indica que la reacción requiere alguna sustancia (catalizadores, enzimas, entre otras) para ocurrir.
(l),(s),(g),(ac)	Estados líquido, sólido, gaseoso, disolución acuosa.

Nota se muestra las diferentes formas de flechas que se encuentran en una ecuación química

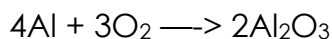
## 5.2. Tipos de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar de acuerdo a su naturaleza, cambio estructural, al tipo de energía involucrada y a las partículas que se intercambian.

A continuación, se presentan los principales tipos de reacciones químicas:

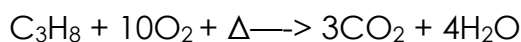
### 5.2.1. Espontánea

El hombre no interviene en esta reacción y se da de manera natural, como la oxidación de los metales al reaccionar con el oxígeno presente en el aire.



### 5.2.2. Forzada

El hombre interviene en esta reacción induciéndola de alguna manera. Un ejemplo de ello es la combustión del gas de cocina que se inicia cuando el hombre aporta la chispa.

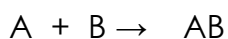


## 5.3. Tipos de reacciones químicas según su cambio de estructura

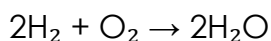
### 5.3.1. Síntesis o combinación

Dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia más compleja.

**Fórmula general:**



Ejemplo:

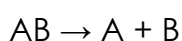


(Hidrógeno y oxígeno se combinan para formar agua)

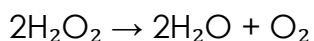
### 5.3.2. Descomposición

Una sustancia se descompone en dos o más sustancias más simples.

**Fórmula general:**



Ejemplo:



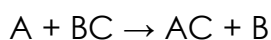
(El peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno)



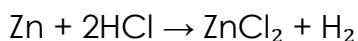
### 5.3.3. Desplazamiento simple (sustitución simple)

Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.

**Fórmula general:**



Ejemplo:

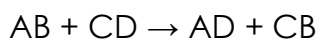


(El zinc desplaza al hidrógeno en el ácido clorhídrico)

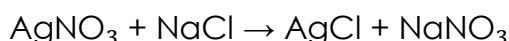
### 5.3.4. Desplazamiento doble (sustitución doble)

Dos compuestos intercambian componentes para formar dos nuevos compuestos.

**Fórmula general:**



Ejemplo:

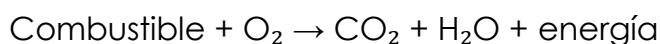


(Se forma un precipitado de cloruro de plata)

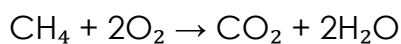
### 5.3.5. Combustión

Una sustancia (usualmente un hidrocarburo) reacciona con oxígeno, liberando energía en forma de calor y luz.

**Fórmula general:**



Ejemplo:



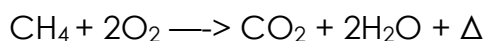
(El metano se quema en presencia de oxígeno)



## 5.4. Tipos de reacciones químicas según la energía involucrada:

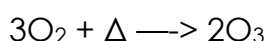
### 5.4.1. Exotérmicas

Aquellas que desprenden calor, como una reacción de combustión del metano, por ejemplo.



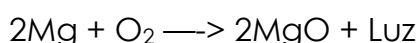
### 5.4.2. Endotérmicas

Aquellas que necesitan calor para que se origine la reacción, como por ejemplo la producción de ozono en la atmósfera.



### 5.4.3. Exoluminosas

Aquellas que desprenden Luz. Un ejemplo de ello es la combustión del magnesio.



### 5.4.4. Endoluminosas

Aquellas que necesitan Luz para que se origine la reacción, como la fotosíntesis de las plantas.



### 5.4.5. Exoeléctricas

Aquellas que desprenden electricidad. La transferencia indirecta de electrones de una reacción Redox

Energía eléctrica



### 5.4.6. Endoeléctricas

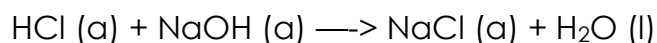
Aquellas que necesitan Luz para que se origine la reacción. Como la electrólisis del agua, por ejemplo.



## 5.5. Tipos de reacciones químicas según las partículas intercambiadas:

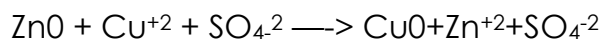
### 5.5.1. Reacción Ácido-Base

Es aquella donde se intercambian protones, como por ejemplo la neutralización del ácido clorhídrico.



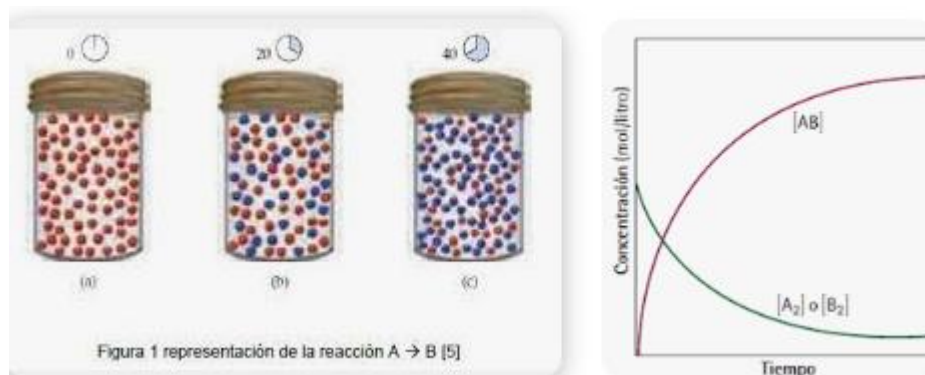
### 5.5.2. Reacción Redox

Es aquella donde se intercambian electrones. La oxidación del cinc con sulfato de cobre es un ejemplo de este tipo de reacción.



## 5.6. Velocidad de reacción

**Figura 33.** Velocidad de una reacción



*Nota.* Se muestra la evolución de velocidad de reacción

La velocidad de una reacción química se define como la velocidad de cambio en la concentración de un reactivo o producto dividido entre su coeficiente de una ecuación balanceada

En termodinámica solo se consideran los estados iniciales y finales de un proceso químico, y no lo que sucede entre ellos. Sin embargo, cuando se transforman los reactivos en productos, en el estudio cinético es necesario conocer las etapas intermedias del proceso y los cambios atómicos y moleculares. Es por ello, que la cinética química es de gran ayuda en los procesos industriales. (Petrucci, 2017)

La cinética química estudia la velocidad con que ocurre una reacción química, los factores que afectan la velocidad de la reacción, y el mecanismo que sigue la reacción.

Todas las reacciones químicas ocurren a diferentes velocidades, algunas instantáneamente, y otras pueden demorar algunos minutos o puedes tardar muchos años. Por ejemplo, una explosión es inmediata, mientras que la oxidación de hierro de las rejas ocurre con el paso de los años.

*“La velocidad de una reacción química depende de la naturaleza de los reactivos y de las condiciones físicas bajo las cuales tiene lugar la reacción”*  
(Petrucci, 2017)

La velocidad de reacción es función de los reactivos, de la temperatura a la que se efectúa la reacción, de la superficie expuesta entre los reactivos, de la concentración de los reactivos, y en algunas ocasiones, de los catalizadores.



$$\text{Velocidad promedio} = \frac{\text{variación de la concentración}}{\text{tiempo transcurrido}} \quad (\text{Ecu. 3})$$

Por ejemplo, para determinar la velocidad de una reacción, considerando que luego de 10 segundos la concentración es 0,5 M, y que transcurridos 20 segundos, la concentración ha cambiado a 0,65 M, se debe considerar que:

La variación de la concentración es de 0,65M a 0,50 M

El tiempo transcurrido es de 10 s

Por ende, la velocidad estará dada por:

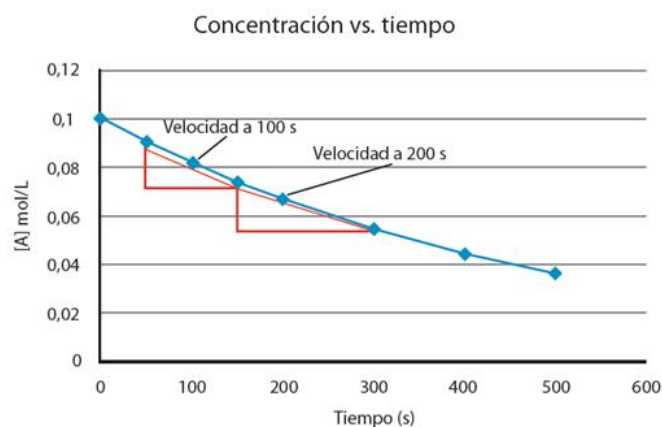
$$V = (0,65 - 0,5) \text{ m} / 10\text{s} = 0,15 \text{ m} / 10 \text{ s} = 0,015 \text{ m/s}$$

## 5.7. Factores que afectan la velocidad

**5.7.1. Concentración.** - al aumentar las concentraciones, crecen las colisiones efectivas y la velocidad

Por otro lado, se puede determinar la velocidad de reacción relacionando la variación en la concentración de alguno de los reactivos, o la variación en la concentración de algunos de los productos en una unidad de tiempo determinado, para saber la velocidad instantánea de la reacción.

**Figura 34.** Velocidad de una reacción



*Nota.* se muestra la gráfica de variación de la concentración en relación con el tiempo

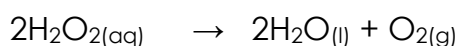
A partir del gráfico, se podría determinar la velocidad instantánea de una reacción, sabiendo la concentración en un determinado tiempo. Por ejemplo, a 100 segundos, la concentración es de 0,08 mol/L, por lo tanto, la velocidad sería:

$$\text{Velocidad} = 0,08 \text{ mol/L} / 100 \text{ s} = 8 \times 10^{-4} \text{ m / s} \quad (\text{Ecu. 4})$$

**5.7.2. Temperatura.** - eleva la energía cinética y la fracción de moléculas que superan la energía de activación, duplicando la velocidad cada  $\sim 10^\circ\text{C}$

Ejemplo:

La descomposición del peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) ocurre mucho más rápido a  $40^\circ\text{C}$  que a temperatura ambiente.

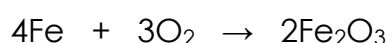


“Un aumento de  $10^\circ\text{C}$  suele duplicar o triplicar la velocidad de muchas reacciones químicas” (Chang, 2013)

**5.7.3. Superficie de contacto.** - especialmente relevante en sólidos, un sólido pulverizado reacciona más rápido. En reacciones entre sólidos y líquidos o gases, una mayor superficie de contacto del sólido permite más colisiones, lo que aumenta la velocidad.

Ejemplo:

El hierro en polvo reacciona más rápidamente con oxígeno que una barra de hierro.



“La fragmentación de un sólido expone más superficie a la reacción, incrementando la velocidad” (Petrucci, 2017)

**5.7.4. Catalizadores.** - ofrecen una vía de reacción de menor energía de activación sin consumirse. Un catalizador acelera la reacción al disminuir la energía de activación, sin consumirse durante el proceso.

Ejemplo:

La descomposición de  $\text{H}_2\text{O}_2$  es muy lenta por sí sola, pero se acelera con ioduro de potasio (KI) o catalasa (enzima).

“Los catalizadores actúan proporcionando una vía de reacción alternativa de menor energía de activación” (Zumdahl, 2018)

**5.7.5. Naturaleza de los reactivos.** - Algunas sustancias reaccionan más fácilmente que otras debido a su estructura química, polaridad o tipos de enlaces. Reacciones iónicas son usualmente más rápidas que las moleculares.

Ejemplo:

La reacción entre iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  en solución acuosa ocurre casi instantáneamente, mientras que reacciones entre moléculas covalentes pueden ser mucho más lentas.

“Las reacciones iónicas en solución acuosa suelen tener velocidades mayores que las que implican enlaces covalentes” (Brown, 2015)

## 5.8. Energía de activación

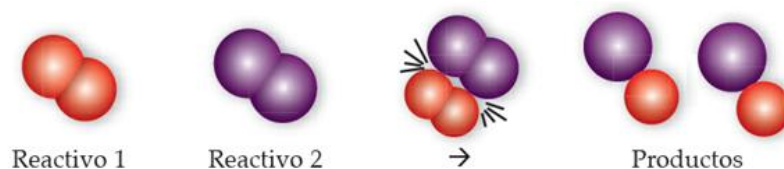


### 5.8.1. ¿Cómo se produce una reacción química?

En el estudio de la velocidad de una reacción, es importante primero entender cómo se inician las reacciones.

Para que una reacción pueda producirse entre átomos, iones o moléculas es necesario que estos experimenten colisiones. Es decir, las reacciones químicas suceden como resultado de las colisiones entre las moléculas de los reactivos. Esta teoría se denomina teoría de las colisiones. Este concepto fue desarrollado en el contexto de la teoría cinética de los gases y ha sido fundamental para entender cómo ocurren las reacciones químicas a nivel molecular. (Atkins, 2014)

**Figura 35.** Colisión química



*Nota.* El gráfico muestra la colisión de dos reactivos para formar otro compuesto

Cabe señalar que esta teoría asume que las moléculas son esferas rígidas, por lo que no considera su estructura. Dada las limitaciones de este modelo, se introduce en cinética química la teoría del complejo activado o del estado de transición.

Para que se produzca la reacción química, de acuerdo a la teoría de las colisiones, cuando se produce el choque entre moléculas, este debe ser con una orientación y cantidad de energía adecuada. (Atkins, 2014)

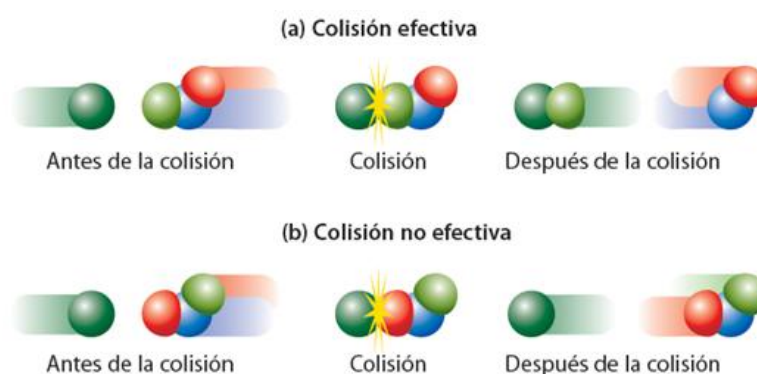
Por ejemplo, imagina dos bloques de hielo que quieres que se unan. No basta con que choquen, sino que deben hacerlo en una posición específica

y con suficiente fuerza para que se unan y formen un bloque más grande. De manera similar, en una reacción química, las moléculas deben chocar en la orientación adecuada y con suficiente energía para que los enlaces se rompan y se formen nuevos enlaces.

En la combustión del hidrógeno: las moléculas de hidrógeno ( $H_2$ ) y oxígeno ( $O_2$ ) deben chocar con suficiente energía y en la orientación correcta para formar agua ( $H_2O$ ). Si no cumplen con estas condiciones, la reacción no ocurrirá, aunque las moléculas estén en contacto.

Una colisión puede ser ineficaz si no se dispone de energía suficiente; de esta manera, las moléculas rebotan sin formar los productos. Los choques entre las moléculas de los reactivos deben efectuarse además con la debida orientación. Si el choque entre las moléculas de los reactivos cumple con estas condiciones, se dice que la colisión es efectiva y ocurre la reacción entre los reactivos para formar productos. Como no todas las colisiones entre reactivos son efectivas, no todas originan productos. Sin embargo, mientras más colisiones existan entre reactivos, mayor es la probabilidad de que sean efectivas. (Chang, 2013)

**Figura 36.** Tipos de colisión química



*Nota.* Se muestra como ocurre los tipos de colisiones químicas

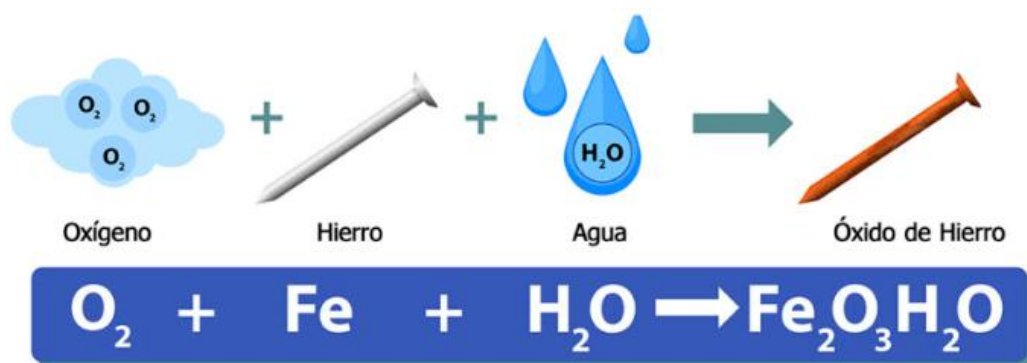
Las moléculas de los reactivos deben poseer la energía suficiente para que pueda ocurrir el rompimiento de enlaces y reordenamiento de los átomos para la formación de los productos. A esta energía se le llama energía de activación.

**5.9. Energía de activación.** - En química, la cantidad mínima de energía que se requiere para activar átomos o moléculas a una condición en la que puedan sufrir transformación química o transporte físico. (Britannica, 2018)

En otras palabras, es la barrera energética que las moléculas deben superar para transformarse en productos, permitiendo que los enlaces se rompan y se formen nuevos enlaces durante el proceso de reacción (Atkins, 2014)

### 5.10. Ecuaciones químicas

Figura 37. Reacción de oxidación

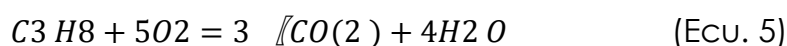


Nota. Se muestra de forma gráfica la reacción de oxidación de un metal

Las ecuaciones químicas son representaciones simbólicas de las reacciones químicas que muestran las sustancias involucradas, conocidas

como reactivos, y las sustancias que se producen, llamadas productos. (Zumdahl, 2018)

Por lo tanto, una ecuación química es una forma de describir una reacción química. Para ello utiliza fórmulas y símbolos, no sólo para representar la naturaleza de los materiales que se emplean, sino también para describir las cantidades molares de dichos materiales. Los coeficientes, o números que preceden las fórmulas y símbolos, nos dicen cuántas moles intervienen de cada material. Sí, por ejemplo, en la siguiente ecuación:



Las fórmulas  $C_3H_8$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$  y  $H_2O$  representan respectivamente las sustancias propano, oxígeno, dióxido de carbono y agua; los coeficientes 1 (sobrentendido) delante del  $C_3H_8$ , 5 antes del  $O_2$ , 3 antes de  $CO_2$  y 4 antes de  $H_2O$  indican cuántas moléculas de estas sustancias entra en la reacción. (Sienko, 2005)

### 5.10.1. Balanceo de ecuaciones químicas

La ecuación química nos da información clara sobre lo que ocurre en los átomos, moléculas y unidades formulares en una reacción, pero aún más importante nos permite deducirlas las relaciones de pesos en la misma reacción.

Las ecuaciones deben ser igualadas para ello se debe:

Escribir las fórmulas correctas de los materiales, sustancias consumidas en la izquierda y formadas en la derecha, se ha de poner un especial cuidado



en escribir correctamente los subíndices de las fórmulas, y en no omitir cargas en las especies iónicas.

Añadir las especies que hagan falta para completarla reacción, y escribir los coeficientes apropiados para igualar los dos miembros (Sienko, 2005)

La igualación de ecuaciones químicas se ajustan los coeficientes de los reactivos y productos en una ecuación química para que la cantidad de átomos de cada elemento sea la misma en ambos lados de la ecuación. Esto refleja la ley de conservación de la masa, que establece que la masa no se crea ni se destruye durante una reacción química. (Atkins, 2014)

Para elegir los coeficientes apropiados hay varios métodos de igualación. Algunas ecuaciones químicas son muy sencillas y otras no, por lo que el método a emplearse dependerá de la reacción que se trate, según su tipo y complicación. (Chang, 2013)

#### **5.10.1.1. Método de Inspección**

Este es el método más común y directo para balancear ecuaciones. Consiste en ajustar los coeficientes de los reactivos y productos mediante observación y ensayo hasta que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación.

Pasos:

Identificar todos los reactivos y los productos de la reacción

Escribir la ecuación química: reactivos  $\rightarrow$  productos. Se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente

Balancear la ecuación para ello se inicia probando diferentes coeficientes estequiométricos de cada sustancia, hasta obtener igual número de átomos para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos. No se deberá modificar los subíndices de las fórmulas.

La igualación se debe realizar en el siguiente orden

Metales

No metales

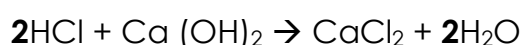
Oxígeno

Hidrógeno

Se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada en ambos lados de la flecha de la ecuación.

Ejemplo  $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

	ELEMENTO	REACTIVOS	PRODUCTOS
METAL	Ca	1	1
NO METAL	Cl	2	2
OXÍGENO	O	2	2
HIDRÓGENO	H	4	4



### 5.10.1.2. Método Algebraico



Este método utiliza variables para representar los coeficientes en la ecuación. Se establece un sistema de ecuaciones basado en la conservación de la masa y luego se resuelve el sistema para obtener los coeficientes necesarios.

Recuerde que este método se emplea principalmente, cuando las ecuaciones químicas son complejas y es difícil abordarlas con el método del tanteo, pues requieren procedimientos matemáticos de ajuste para cumplir con la ley de conservación de la materia.

Este método incluye los siguientes pasos:

Escribir la ecuación química.

Verificar que la ecuación química cumpla o no cumpla con la ley de conservación. Si no se cumple, se deben seguir los pasos posteriores.

Asignar letras diferentes delante de cada sustancia, tanto en reactantes como en los productos.

A partir de la cantidad de átomos que haya de cada tipo de elemento, debemos formar expresiones matemáticas que nos sirvan para resolver las incógnitas.

Deducir las expresiones matemáticas, asignando un valor arbitrario a una de las incógnitas para poder resolver el resto de ellas.

Escribir la ecuación balanceada. Si los coeficientes estequiométricos obtenidos son fracciones, aplicar toda la ecuación para que queden números enteros.

Si todos los coeficientes estequiométricos son simplificables por un mismo factor, hacerlo.



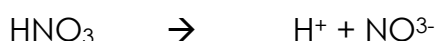
### 5.10.1.3. Método del Ion-Electrón

Este método es útil para reacciones redox. Se divide la reacción en dos semirreacciones (oxidación y reducción), se balancean de forma independiente, y luego se combinan de nuevo.

Los pasos son los siguientes:

Para entender este método se debe tener claro cómo se producen las disociaciones de ácidos, bases y sales (electrolitos).

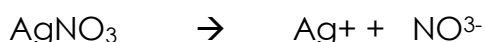
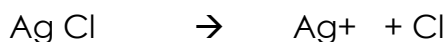
**Los ÁCIDOS** se disocian en  $H^+$  y el anión negativo.



**Las BASES (hidróxidos)** se disocian en el catión positivo y el  $OH^-$



**Las SALES** se disocian en los iones correspondientes (catión positivo y el anión negativo).



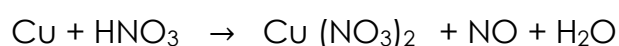
### 5.10.1.4. Método de Semirreacciones



Similar al método del ion-electrón, pero más general. Este método se enfoca en balancear completamente la reacción observando el comportamiento de electrones en diferentes especies.

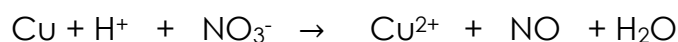
Equilibrar ecuaciones químicas redox se puede hacer utilizando el método ion-electrón (también conocido como el método de la semirreacción) o el método del número de oxidación.

Tomemos como ejemplo una reacción:



Los siguientes son los pasos para equilibrar la ecuación:

**Escribe la ecuación sin equilibrar:** Comienza con la ecuación química sin equilibrar para la reacción redox.



**Desglosa la ecuación en semirreacciones:** Identifica qué elementos están siendo oxidados y cuáles están siendo reducidos. Escribe semirreacciones separadas para la oxidación y la reducción.

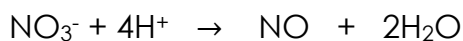
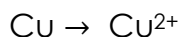


**Equilibra átomos:** Equilibra todos los átomos excepto hidrógeno y oxígeno en cada semirreacción. Esto se hace agregando coeficientes apropiados a los compuestos.

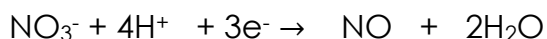
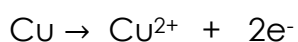
**Equilibra átomos de oxígeno:** Añade agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) para equilibrar los átomos de oxígeno en cada semirreacción.

**Equilibra átomos de hidrógeno:** Añade iones  $\text{H}^+$  para equilibrar los átomos de hidrógeno en cada semirreacción.

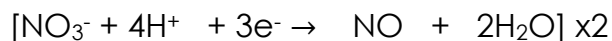
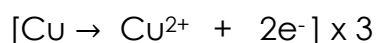




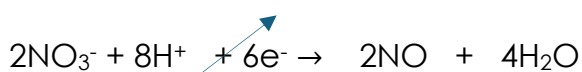
**Equilibra la carga:** Añade electrones  $e^-$  a un lado de cada semirreacción para equilibrar las cargas.



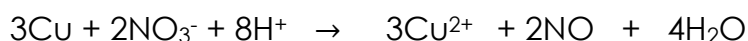
**Iguala los electrones:** Haz que el número de electrones perdidos en la semirreacción de oxidación sea igual al número de electrones ganados en la semirreacción de reducción multiplicando las semirreacciones según sea necesario.



Ahora:



**Combina las semirreacciones:** Añade las semirreacciones equilibradas, cancelando cualquier término común en ambos lados de la ecuación.



**Verifica la ecuación:** Asegúrate de que todos los átomos y las cargas estén equilibrados en ambos lados de la ecuación por el método de inspección.

### Pasos Generales para Balancear Ecuaciones



Escribir la ecuación no balanceada.

Contar los átomos de cada elemento.

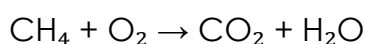
Ajustar los coeficientes de acuerdo al método elegido

Verificar si el balance es correcto.

Simplificar los coeficientes si es posible.

Ejemplo

Para ilustrar el método de inspección, considera la reacción de combustión del metano:



### 1. Contamos los átomos:

Izquierda:

1 C

4 H

2 O

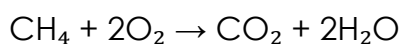
Derecha:

1 C

2 H (en agua hay 2 H)

O (1 en  $\text{CO}_2$  + 1 en  $\text{H}_2\text{O}$ ).

### 2. Ajustamos los coeficientes:



### 3. Revisamos:

Izquierda: 1 C, 4 H, 4 O

Derecha: 1 C, 4 H, 4 O (balanceado).

## 5.11. Estequiometría:



La estequiometría química es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en las reacciones químicas. En esencia, se ocupa de calcular las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química, ya sean reactivos que se consumen o productos que se forman (Bottani, Odetti, Pliego, & Villarreal, 2006)

La estequiometría de la reacción puede considerarse como el conjunto de coeficientes estequiométrico que definen la relación entre las cantidades de moles de cada uno de los reactivos con los productos, es decir es una relación química que refleja la igualdad de masas y cargas que hay entre los reactivos y productos.

Antes de comenzar se debe verificar que la ecuación química se encuentre correctamente balanceada, de lo contrario no se cumplirá con la ley de conservación de la masa.

**5.11.1. Mol.** - El mol es definido como la cantidad de materia que contiene determinado número de entidades elementales (átomos, moléculas, etc.) equivalente a la cantidad de átomos que hay en 12 gramos del isótopo carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

La masa de un mol de sustancia (llamada masa molar) es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos. (Etecé, 2025)

**5.11.2. El número de Avogadro (NA)** es la cantidad de partículas (moléculas, átomos, electrones) que contiene un mol de una sustancia cualquiera. Es una constante que corresponde al valor de  $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Por tanto, 1 mol de cualquier sustancia contiene  $6,022 \times 10^{23}$  entidades elementales de esa sustancia. Por otra parte, el número de Avogadro permite establecer conversiones entre el gramo y la unidad de masa atómica, siendo  $6,022 \times 10^{23} \text{ u.m.a}$  (unidad de masa atómica) igual a 1 gramo. El número de Avogadro es la cantidad de átomos que contiene 1 mol de átomos cuya masa es igual a la masa atómica del elemento.

Para calcular los moles es necesario conocer la masa atómica o la molecular, dependiendo de si se trata de átomos o compuestos respectivamente. Entonces, para calcular el número de moles de moléculas o átomos de una sustancia cualquiera debe realizarse la fracción entre la masa de la sustancia, sobre su masa molecular o atómica. Por ejemplo, si queremos calcular el número de moles de X escribimos:

$$n(X) = (m(x))/(M(x)) \quad (\text{Ecu. 6})$$

Donde:

X = es el número de moles

m(X) es la masa de X

M(X) es la masa atómica o molecular de X.

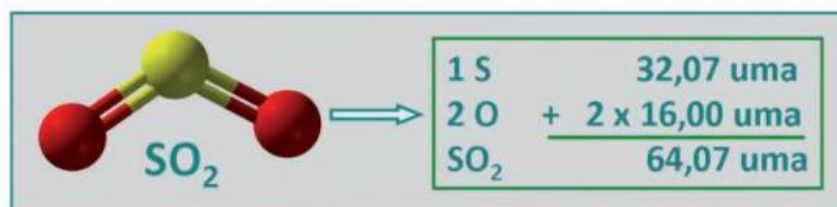
### 5.11.3. Masa molar

En un compuesto no puede hablarse de masa atómica sino de masa molecular (peso molecular) que será la suma de las masas de los átomos que lo constituye, teniendo en cuenta cuántos hay en cada uno. Se expresa en u.m.a. (unidad de masa atómica)



Para calcular la masa molecular, multiplicando la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presentes en la molécula y sumamos todos los resultados como se observa en la fig. (Gallego, Garcinuño, Morcillo, & Vázquez, 2018)

**Figura 38.** Masa molar



*Nota* Se muestra el cálculo de la masa molar del SO<sub>2</sub>

Ejemplo 1:

Tenemos al sulfato de magnesio, el cual se encuentra constituido de un átomo de magnesio, uno de azufre y cuatro de oxígeno. Procedemos a obtener los pesos atómicos de cada uno.

$$\text{Mg} = 24.30 \text{ g/mol}$$

$$\text{S} = 32.06 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol}$$

A continuación, calculamos el peso fórmula con base en las masas atómicas y el número de átomos con los que contamos.

$$\text{Mg} = 24.30 \text{ g/mol (1)} = 24.30 \text{ g/mol}$$

$$\text{S} = 32.06 \text{ g/mol (1)} = 32.06 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol (4)} = 63.96 \text{ g/mol}$$

Al sumar los tres valores obtenidos tenemos que el peso fórmula para el sulfato de magnesio es de 120.32 g/mol.

Ejemplo 2:

Ahora tenemos en caso del nitrato de plomo (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Se observa que tiene un átomo de plomo, dos elementos, el nitrógeno y el oxígeno, los cuales se encuentran dentro de un paréntesis. Aquí se aclara que, cuando exista un subíndice fuera de un paréntesis, este valor multiplicará a todos los elementos que se encuentren dentro de este.



$$\text{Pb} = 207.20 \text{ g/mol (1)} = 207.20 \text{ g/mol}$$

$\text{N} = 14.00 \text{ g/mol (2)} = 28.00 \text{ g/mol}$  (se multiplica por el dos que se encuentra fuera del paréntesis).

$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol (6)} = 95.94 \text{ g/mol}$  (el oxígeno cuenta con tres átomos, mismos que se multiplican por el 2 que se encuentra fuera del paréntesis).

Al sumar los tres valores obtenidos tenemos que el peso fórmula para el nitrato de plomo (II) es de 331.14 g/mol.

Ejemplo 3:

Por último, tenemos al óxido de antimonio (III)  $2\text{Sb}_2\text{O}_3$

Se encuentra conformado por dos átomos de antimonio y tres de oxígeno, además le antecede al compuesto un número 2 (coeficiente de balanceo), cuya función radica en multiplicar a todo el compuesto por dicho valor.

$$\text{Sb} = 121.76 \text{ g/mol (2)} = 243.52 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol (3)} = 47.97 \text{ g/mol}$$



El peso inicial del óxido de antimonio (III) es de 291.49 g/mol, pero como tenemos al 2 como coeficiente, este valor se multiplica dándonos como resultado 582.98 g/mol.



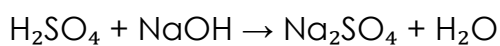
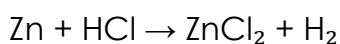
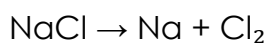
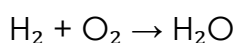
## AUTOEVALUACIÓN 5

### Verdadero o Falso

1. La estequiometría permite calcular las cantidades de reactivos y productos en una reacción química.

### Selección múltiple

2. ¿Cuál de las siguientes opciones describe una reacción de síntesis o combinación?



### Verdadero o Falso

3. Las reacciones de descomposición involucran la separación de un compuesto en dos o más sustancias más simples.

### Selección múltiple

4. ¿Cuál es una característica de una reacción exotérmica?

Requiere absorción de energía

Libera energía al medio ambiente

Ocurre únicamente en fase gaseosa

Genera productos más energéticos que los reactivos

**Verdadero o Falso**

5. Las reacciones endotérmicas requieren energía para llevarse a cabo.

( )

**Selección múltiple**

6. ¿Qué tipo de reacción implica transferencia de electrones?

Ácido-Base

Redox

Síntesis

Combustión

**Verdadero o Falso**

7. La concentración de los reactivos puede influir en la velocidad de una reacción química.

**Selección múltiple**

8. ¿Cuál de los siguientes factores no afecta directamente la velocidad de reacción?

Superficie de contacto

Color del recipiente

Temperatura

Uso de catalizadores

**Selección múltiple**

9. ¿Cuál de estos métodos se basa en ajustar coeficientes hasta lograr la igualdad de átomos?

Método de semirreacciones

Método de tanteo



Método del ion-electrón

Método algebraico

**Verdadero o Falso**

10. Para balancear correctamente una ecuación, es necesario contar los átomos, ajustar coeficientes y revisar que se conserve la masa.

( )



## UNIDAD 6

### SOLUCIONES Y DISPERSIONES

#### 6.1. Definición de soluciones químicas

Figura 39. Soluciones químicas



*Nota.* Se muestran diferentes soluciones químicas

Las soluciones químicas son mezclas homogéneas de dos o más sustancias, donde una sustancia se disuelve en otra. La sustancia que se disuelve se llama soluto y la sustancia que disuelve se llama disolvente. Desde el punto de vista químico, una solución no implica necesariamente una reacción química entre los componentes; los compuestos conservan su identidad química, aunque estén mezclados de forma uniforme.

De esta manera, la disolución resultante de la mezcla de dos componentes tendrá una única fase reconocible (sólida, líquida o gaseosa) a pesar inclusive de que sus componentes por separado tuvieran fases distintas. Por ejemplo, al disolver azúcar en agua. Entonces, reiterando, llamaremos solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida. Es decir, las mezclas homogéneas que se

presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se les conoce como disoluciones.

Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones.

Las soluciones son distintas de los coloides y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente.

Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua

Toda solución química presenta, como mínimo, dos componentes: un soluto (el que es disuelto en el otro) y un solvente o disolvente (que disuelve al soluto). En el caso del azúcar disuelto en agua, el azúcar es el soluto y el agua es el disolvente.

## **6.2. Componentes de una solución**

**Soluto:** Sustancia que se disuelve. Generalmente está en menor proporción.

**Disolvente (o solvente):** Sustancia en la que se disuelve el soluto. Está en mayor proporción. En la mayoría de los casos, el disolvente es agua (en soluciones acuosas).

## **6.3. Características de las soluciones (o disoluciones):**

Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.



Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía. Estado físico: tanto el soluto como el solvente de una solución pueden estar en distintos estados de la materia, es decir, pueden encontrarse en estado sólido, líquido o gaseoso.

### **6.3.1. Conductividad eléctrica:**

Esta propiedad se relaciona a la capacidad de conducir la electricidad de ciertas soluciones, la que dependerá de la presencia de ciertos solutos disueltos en ciertos solventes. Aquellos solutos que mejoran la capacidad de conducir la electricidad de una solución, es decir, aumentan su conductividad eléctrica, son llamados electrolitos, y ejemplos de ellos serían: sales como el cloruro de sodio (NaCl) e hidróxido de sodio (NaOH).

### **6.4. Solubilidad**

Esta propiedad hace referencia a la capacidad de los solventes para “dispersar” en todo su volumen a las moléculas que forman el soluto. En ese sentido, habrá solventes que poseen mayor capacidad de dispersión de los solutos, o habrá ciertos solutos que no pueden ser dispersados por ciertos solventes (de esta forma no constituirían una solución, sino que una mezcla heterogénea). La solubilidad dependerá, por un lado, del tipo de molécula que forme los constituyentes de la solución (si son polares ambas, o apolares ambas), y de la cantidad de soluto y solvente (concentración). No debe confundirse con la disociación de los solutos que determina el grado de conductividad eléctrica de una solución, donde en esta los solutos se dividen en unidades más simples para conferirle nuevas propiedades a la solución, mientras que la solubilidad solo hace referencia a la dispersión del soluto en el solvente sin disociarlo en unidades más simples.

### **6.5. Concentración:**



Esta propiedad de las soluciones guarda relación directa con la cantidad (proporción) de solutos y solventes que forman parte de la solución. En ese sentido, y en función de la solubilidad del solvente, habrá soluciones saturadas (con una proporción mayor de soluto respecto al solvente, también pueden ser llamadas "concentradas"), insaturadas (con una proporción menor de soluto respecto al solvente, también pueden ser llamadas diluidas) y sobresaturadas (con una proporción muchísimo mayor de soluto respecto al solvente, de modo que se genera un precipitado de soluto que no logra ser disuelto por el solvente).

### 6.6. Tipos de soluciones

Dado que las soluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto, se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada concentración. (Petrucci, 2017)

**Figura 40.** Tipos de soluciones



*Nota.* Se muestran los diferentes tipos de soluciones de acuerdo a la cantidad de soluto

Dependiendo de su concentración cantidad de soluto, las disoluciones se clasifican en:

Diluidas

Concentradas

Saturadas

Sobresaturadas.

#### **6.6.1.1. Soluciones diluidas**

Si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña, el peso del soluto está lejos de su solubilidad a una determinada temperatura.

Ejemplo: agua potable, agua oxigenada

#### **6.6.1.2. Soluciones concentradas**

Cuando el peso del soluto está cerca de su solubilidad a una determinada temperatura.

Ejemplo: ácido muriático, agua regia

#### **6.6.1.3. Soluciones saturadas**

Son aquellas soluciones que contienen la máxima cantidad de soluto, respecto a lo que establece la solubilidad a una temperatura dada y es igual a su solubilidad.

En consecuencia, la adición de mayor cantidad de soluto no disuelve encontrándose en exceso en la fase superior o inferior según sea el caso. Una disolución saturada es aquella que está en equilibrio con el soluto no disuelto. (Brown, 2015)

#### **6.6.1.4. Soluciones sobresaturadas**

Son soluciones que contienen mayor cantidad de soluto por encima de su solubilidad a una determinada temperatura. (Chang, 2013)

### **6.6.2. De acuerdo a la conductividad:**

**6.6.2.1. Electrolíticas.** - Son las soluciones iónicas, presentan una apreciable conductividad eléctrica. Ejemplo: soluciones acuosas de ácidos, bases y sales.

**6.6.2.2. No electrolíticas.** - Son las soluciones que presentan una conductividad prácticamente nula, no forma iones, el soluto se



disgrega hasta el estado molecular. Ejemplo: soluciones de azúcar, alcohol, glicerina. (Chang, 2013)

## 6.7. Factores que afectan la solubilidad

**6.7.1. Temperatura:** en general, al aumentar la temperatura, aumenta la solubilidad de sólidos en líquidos.

**6.7.2. Presión:** especialmente relevante en gases disueltos en líquidos (ejemplo: bebidas carbonatadas).

**6.7.3. Naturaleza química** del soluto y disolvente (polaridad, estructura molecular). (Zumdahl, 2018)

## 6.8. Unidades de concentración

Ya sabemos que la concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. También debemos aclarar que los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas.

Las unidades de concentración en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse en unidades físicas y en unidades químicas (Zumdahl, 2018)

La concentración es una magnitud que describe la proporción de soluto respecto al solvente en una disolución. Esta magnitud se expresa en dos tipos distintos de unidades:

### 6.8.1. Unidades físicas.

Aquellas que se expresan en relación al peso y al volumen de la solución, en forma porcentual (se multiplican por 100). Por ejemplo:

**6.8.1.1. %Peso/peso.** Se expresa en gramos de soluto sobre gramos de solución, indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

El Porcentaje Peso a Peso de una disolución viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\% \left( \frac{P}{P} \right) = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de la disolución}} \times 100 \quad (\text{Ecu. 7})$$

Ejemplo 1: Calcular la concentración en porcentaje de peso de 180 gramos de alcohol etílico ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) disueltos en 1,5 litros de agua.:

Peso del soluto = 180 gramos

Peso del disolvente = 1500 gramos (peso de 1,5 litros de agua)

Peso de la disolución = 180 + 1500 = 1680 gramos

% en peso = (peso de soluto / peso de disolución) · 100 = (180 / 1680) · 100 = 10,7%

Ejemplo 1: Calcular los gramos necesarios de cloruro de sodio (NaCl) para que esté en 12% en peso en una disolución con 1 litro de agua:

Peso del soluto = x

Peso del disolvente = 1000 gramos (peso de 1 litro de agua)

Peso de la disolución = x + 1000

% en peso = 12 % = (peso de soluto / peso de disolución) · 100 = (x / x + 1000) · 100

Despejamos la incógnita:



$$12 = (x / x + 1000) \cdot 100$$

$$12 \cdot (x + 1000) = x \cdot 100$$

$$12x + 12.000 = 100x$$

$$12.000 = 100x - 12x$$

$$12.000 = 88x$$

$$x = 12.000 / 88 = 136 \text{ gramos}$$

Necesitamos por lo tanto 136 gramos de NaCl para tener una concentración 12% en Peso

**6.8.1.2. %Volumen/volumen.** Se expresa en centímetros cúbicos (cc) de soluto sobre cc de solución, es una medida de la concentración que indica el volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

El Porcentaje Volumen a Volumen de una disolución viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\% \left( \frac{V}{V} \right) = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100 \quad (\text{Ecu. 8})$$

Ejemplo 1: Calcular la concentración en porcentaje de volumen de 180 cm<sup>3</sup> de vinagre disueltos en 1,5 kg de agua.:

$$\text{volumen del soluto} = 180 \text{ cm}^3 = 0,18 \text{ litros}$$

$$\text{volumen del disolvente} = 1,5 \text{ litros (volumen de 1,5 kg de agua)}$$

$$\text{Volumen de la disolución} = 0,18 + 1,5 = 1,68 \text{ litros}$$

$$\% \text{ en volumen} = (\text{volumen de soluto} / \text{volumen de disolución}) \cdot 100 = (0,18 / 1,68) \cdot 100 = 10,7\%$$



Ejemplo 2: Calcular el volumen necesario de un tinte líquido para que esté en 12% en volumen en una disolución con 1 kg de agua:

$$\text{volumen del soluto} = x$$

$$\text{volumen del disolvente} = 1 \text{ litro (volumen de 1 kg de agua)}$$

$$\text{Volumen de la disolución} = x + 1$$

$$\begin{aligned} \% \text{ en volumen} &= 12 \% = (\text{volumen de soluto} / \text{volumen de disolución}) \cdot 100 \\ &= (x / x + 1) \cdot 100 \end{aligned}$$

Despejamos la incógnita:

$$12 = (x / x + 1) \cdot 100$$

$$12 \cdot (x + 1) = x \cdot 100$$

$$12x + 12 = 100x$$

$$12 = 100x - 12x$$

$$12 = 88x$$

$$x = 12 / 88 = 0,136 \text{ litros}$$

Necesitamos por lo tanto 0,136 litros de tinte para tener una concentración 12% en Peso

**6.8.1.3. %Peso/volumen.** Combina las dos anteriores: gramos de soluto sobre cc o mL de solución, determina la concentración en gramos de soluto contenidos en 100 mililitros de solución. La fórmula para realizar el cálculo del % m/v es:

$$\% \left( \frac{P}{V} \right) = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100 \quad (\text{Ecu, 9})$$



Ejemplo: ¿Qué volumen de suero oral (mL) al 2 % m/v se podrá preparar con 15 g de soluto?

El primer paso para realizar un problema es escribir los datos:

gramos de soluto = 15 g;

% m/v: 2 m/v de suero oral.

Volumen de disolución = ¿?

El segundo paso es analizar el problema según la incógnita que se presenta, que es calcular el V. disolución.

Por lo ya estudiado, sabemos que el 2 % en m/v nos indica que por cada 100 mL de solución que se necesite preparar, se requieren 2 g de soluto. Realizando una regla de tres por medio de dicho razonamiento podemos calcular nuestra incógnita:

$$x = \frac{15g \times 100 \text{ mL}}{2g} = 750 \text{ mL disolución}$$

### 6.8.2. Unidades químicas.

Aquellas que se expresan en sistemas de unidades químicas. Por ejemplo:

**6.8.2.1. Molaridad (M).** Se expresa en número de moles de soluto sobre un litro de solución o un kilogramo de solución. Se calcula de la siguiente manera:

$$\text{Molaridad } (x) = \frac{n(X)}{V \text{ disolución}} \quad (\text{Ecu. 10})$$

Donde:

n(X) es la cantidad de moles del componente X y



V disolución es el volumen de la disolución.

La molaridad se expresa en moles/L disolución.

**6.8.2.2. Fracción molar (Xi).** Se expresa en términos de moles de un componente (solvente o soluto) en relación con los moles totales de la solución, de la siguiente manera:

**Xsolución** = moles de soluto / (moles de soluto + moles de solvente)

**Xsolvente** = moles de solvente / (moles de soluto + moles de solvente)

Siempre contemplando que:

Xsolvente + Xsolución = 1

La fracción molar es adimensional, es decir, no se expresa en unidades de medición.

**6.8.2.3. Molalidad (m).** Es la proporción entre el número de moles de cualquier soluto disuelto por kilogramos de disolvente. Se calcula de la siguiente manera:

$$m(X) = \frac{n(X)}{\text{masa}(\text{disolvente})(\text{kg})} \quad (\text{Ecu. 11})$$

Donde:

m(X) es la molalidad de X,

n(X) es el número de moles de X y masa(disolvente) es la masa de disolvente expresada en kg.

Es importante aclarar que la molaridad se expresa por kg (1000g) de disolvente. Se expresa en unidades de mol/kg.

## 6.9. Preparación de soluciones



La preparación de soluciones químicas consiste en el proceso de disolver una cantidad medida de soluto en un disolvente para formar una mezcla homogénea con una concentración conocida. Este procedimiento es fundamental en química, ya que muchas reacciones químicas y análisis dependen de soluciones con concentraciones exactas.

La preparación implica:

Cálculo de la cantidad de soluto necesaria, según la concentración y el volumen deseado.

Medición del soluto (ya sea sólido o líquido).

Disolución del soluto en una parte del disolvente.

Ajuste final del volumen al valor deseado, normalmente en un matraz aforado.

Homogeneización (mezclar bien la solución).

Etiquetado con los datos necesarios: nombre, concentración, fecha, responsable.

Componentes involucrados

**Soluto:** Sustancia que se disuelve (puede ser un sólido, líquido o gas).

**Disolvente:** Sustancia en la que se disuelve el soluto (usualmente agua destilada).

### 6.9.1. Tipos de preparación (según la unidad de concentración)

Molaridad (M): moles de soluto por litro de solución.

Normalidad (N): equivalentes-gramo por litro de solución.



Porcentaje (% m/m, m/V, V/V): relación masa o volumen entre soluto y solución.

Diluciones: preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Ejemplo práctico

Preparar 250 mL de NaCl 0.5 M

Cálculo:

$$n = M \cdot V = 0.5 \text{ mol/L} \times 0.250 \text{ L} = 0.125 \text{ mol}$$

$$m = 0.125 \text{ mol} \times 58.44 \text{ g/mol} = 7.305 \text{ g}$$

$$n = M \cdot V = 0.5 \text{ mol/L} \times 0.250 \text{ L} = 0.125 \text{ mol}$$

$$m = 0.125 \text{ mol} \times 58.44 \text{ g/mol} = 7.305 \text{ g}$$

### **Procedimiento:**

Pesar 7.305 g de NaCl.

Disolver en aprox. 100 mL de agua destilada.

Transferir al matraz aforado de 250 mL.

Aforar hasta la marca y mezclar bien.

### **Precauciones importantes**

Usar material limpio y calibrado.

En soluciones ácidas, nunca verter agua sobre ácido, sino ácido sobre agua.

Etiquetar adecuadamente la solución.

Seguir normas de seguridad de laboratorio (EPP).



## AUTOEVALUACIÓN 6

### Verdadero o Falso

1. Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias ( )

### Selección múltiple

2. ¿Cuál de los siguientes es el soluto en una solución salina (agua + sal)?

Agua

Sal

Oxígeno

Hidrógeno

### Verdadero o Falso

3. En una solución, el disolvente es el componente que se encuentra en mayor proporción. ( )

### Selección múltiple

4. ¿Qué propiedad NO afecta directamente la solubilidad de un soluto en un solvente?

Temperatura

Agitación

Color del recipiente

Naturaleza química del soluto

### Verdadero o Falso

5. Las soluciones pueden existir en estado sólido, líquido y gaseoso. ( )

### Selección múltiple

6. ¿Cuál de estos factores puede incrementar la velocidad de disolución?



- Usar un soluto insoluble
- Disminuir la temperatura
- Aumentar la agitación
- Usar un recipiente cerrado

**Verdadero o Falso**

7. La concentración se refiere a la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de solvente o solución.

**Selección múltiple**

8. ¿Qué unidad se utiliza comúnmente para expresar la concentración de una solución?

Mililitros por segundo (mL/s)

Kilogramos por hora (kg/h)

Moles por litro (mol/L)

Joules por gramo (J/g)

**Verdadero o Falso**

9. Durante la preparación de soluciones, se deben tener precauciones como usar guantes, gafas y realizar el procedimiento en campanas de extracción cuando sea necesario. ( )

**Selección múltiple**

10. ¿Cuál de los siguientes elementos NO forma parte directa del proceso de preparación de soluciones?

Balanza

Volumétrico

Termómetro clínico



d) Agitador magnético

## SOLUCIONARIO 1

Pregunta	Respuestas	
	VERDADERO	FALSO
VERDADERO O FALSO		
1. <i>La química estudia las transformaciones y propiedades de la materia.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
2. ¿Cuál de los siguientes modelos atómicos introdujo la existencia de electrones incrustados en una esfera positiva?	a) Sólido b) Gaseoso c) Radiante d) Líquido	<b>c) Radiante</b>
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
3. ¿Cuál de estas opciones representa una mezcla?	a) Agua destilada b) Aire c) Sal pura d) Oro puro	<b>b) Aire</b>
VERDADERO O FALSO		
4. <i>La materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
5. ¿Qué característica distingue al estado gaseoso?	a) Tiene forma definida b) Tiene volumen fijo c) Se expande para llenar el recipiente d) Es incomprensible	<b>c) Se expande para llenar el recipiente</b>
VERDADERO O FALSO		
6. <i>Los líquidos no tienen forma propia, pero sí volumen definido.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		



7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el estado sólido es correcta?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) No tiene forma definida</li> <li>b) Sus partículas están muy separadas</li> <li>c) Es fácilmente compresible</li> <li>d) Tiene forma y volumen definidos</li> </ul>	<b>d) Tiene forma y volumen definidos</b>
VERDADERO O FALSO		
8. <i>Una sustancia pura siempre tiene la misma composición química.</i>	<b>X</b>	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
9. ¿Cuál de estas es una sustancia pura?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) Vinagre</li> <li>b) Oxígeno</li> <li>c) Refresco</li> <li>d) Café</li> </ul>	<b>b) Oxígeno</b>
VERDADERO O FLASO		
10. <i>Las mezclas no pueden separarse por métodos físicos.</i>		<b>X</b>

## SOLUCIONARIO 2

Pregunta	Respuestas	
	VERDADERO	FALSO
1. <i>El modelo de Dalton propone que los átomos son indivisibles y sólidos como esferas.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
2. ¿Cuál de los siguientes modelos atómicos introdujo la existencia de electrones incrustados en una esfera positiva?	a) Modelo de Bohr b) Modelo de Rutherford c) Modelo de Thomson d) Modelo Mecánico-Cuántico	<b>c) Modelo de Thomson</b>
VERDADERO O FALSO		
3. <i>El modelo de Bohr explica que los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
4. ¿Cuál de las siguientes reglas indica que los electrones no pueden compartir todos los mismos números cuánticos en un mismo átomo?	a) Regla de Hund b) Regla de Möller c) Principio de exclusión de Pauli d) Regla de las diagonales	<b>c) Principio de exclusión de Pauli</b>
VERDADERO O FALSO		
5. <i>El orbital "s" tiene forma de esfera y puede contener hasta 2 electrones.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
6. ¿Qué orbital puede alojar un máximo de 10 electrones?	a) Orbital s b) Orbital p c) Orbital d d) Orbital f	<b>c) Orbital d</b>



VERDADERO O FALSO		
7. <i>Los neutrones tienen carga negativa</i>		<b>X</b>
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
8. ¿Cuál es la correcta asignación de carga y ubicación de las partículas fundamentales?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) Electrones: positivos en el núcleo</li> <li>b) Neutrones: sin carga en el núcleo</li> <li>c) Protones: negativos en la corteza</li> <li>d) Electrones: neutros en el núcleo</li> </ul>	<b>b) Neutrones: sin carga en el núcleo</b>
VERDADERO O FALSO		
9. <i>La configuración electrónica de un elemento permite explicar su ubicación en la tabla periódica</i>		<b>X</b>
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
10. ¿Qué afirmación sobre los isótopos es correcta?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) Son elementos distintos con igual número de protones</li> <li>b) Tienen igual número de electrones pero diferente número de protones</li> <li>c) Tienen el mismo número de protones pero diferente número de neutrones</li> <li>d) Son átomos con el mismo número másico</li> </ul>	<b>c) Tienen el mismo número de protones pero diferente número de neutrones</b>

## SOLUCIONARIO 3

Pregunta	Respuestas	
VERDADERO O FALSO	VERDADERO	FALSO
1. Los enlaces químicos son fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
2. ¿Cuál de los siguientes NO es un tipo de enlace químico?	a) Iónico b) Covalente c) Metálico d) Nuclear	<b>d) Nuclear</b>
VERDADERO O FALSO		
3. En el enlace covalente los electrones se comparten entre los átomos.	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
4. ¿Cuál de las siguientes características corresponde al enlace iónico?	a) Transferencia de electrones b) Compartición equitativa de electrones c) Formación de moléculas no polares d) Interacción entre núcleos atómicos	<b>a) Transferencia de electrones</b>
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
5. ¿Qué tipo de enlace se encuentra comúnmente en metales como el cobre y el aluminio?	a) Iónico b) Covalente c) Metálico d) Hidrógeno	<b>c) Metálico</b>
VERDADERO O FALSO		



6. La Regla del Octeto afirma que los átomos tienden a completar ocho electrones en su último nivel energético.		<b>X</b>	
SELECCIÓN MÚLTIPLE			
7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe correctamente una estructura de Lewis?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) Representa núcleos con números cuánticos</li> <li>b) Muestra el número atómico y la masa</li> <li>c) Representa electrones de valencia con puntos alrededor del símbolo del elemento</li> <li>d) Es una tabla que resume las configuraciones electrónicas</li> </ul>		<b>c) Representa electrones de valencia con puntos alrededor del símbolo del elemento</b>
VERDADERO O FALSO			
8. Los enlaces metálicos permiten la conducción eléctrica gracias a los electrones libres.		<b>X</b>	
SELECCIÓN MÚLTIPLE			
9. ¿Qué característica distingue a los enlaces covalentes polares?	<ul style="list-style-type: none"> <li>a) Los átomos comparten electrones equitativamente</li> <li>b) Hay transferencia total de electrones</li> <li>c) La electronegatividad entre los átomos es similar</li> <li>d) Se comparten electrones pero con diferencia de electronegatividad</li> </ul>		<b>d) Se comparten electrones pero con diferencia de electronegatividad</b>
VERDADERO O FALSO			



10. <i>La Regla del Octeto aplica únicamente a los gases nobles</i>		X
---	--	---

### SOLUCIONARIO 4

Pregunta	Respuestas	
	VERDADERO	FALSO
1. <i>La nomenclatura sistemática utiliza prefijos numéricos para indicar la cantidad de átomos en un compuesto.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
1. ¿Cuál de las siguientes formas corresponde a la <b>nomenclatura de Stock</b> ?	a) Dióxido de carbono b) Óxido de hierro (III) c) Ácido clorhídrico d) Monóxido de hidrógeno	<b>b) Óxido de hierro (III)</b>
VERDADERO O FALSO		
2. <i>Los compuestos binarios están formados por tres elementos distintos.</i>		X
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
3. ¿Cuál de los siguientes es un <b>hidruro metálico</b> ?	a- Requiere absorción de energía b- Libera energía al medio ambiente c- Ocurre únicamente en fase gaseosa d- Genera productos más energéticos que los reactivos	<b>b) Libera energía al medio ambiente</b>
VERDADERO O FALSO		
4. <i>Los hidruros no metálicos suelen nombrarse con la palabra "hidruro"</i>		X



<i>seguida del nombre del no metal.</i>		
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
5. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa un óxido metálico?	a) $\text{CO}_2$ b) $\text{H}_2\text{O}$ c) $\text{CuO}$ d) $\text{SO}_2$	<b>c) <math>\text{CuO}</math></b>
VERDADERO O FALSO		
6. La nomenclatura tradicional emplea sufijos como "oso" y "ico" para indicar la valencia del metal	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
7. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un ácido oxácido?	a) $\text{HCl}$ b) $\text{H}_2\text{SO}_4$ c) $\text{NaOH}$ d) $\text{NH}_3$	<b>b) <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></b>
VERDADERO O FALSO		
8. Los compuestos ternarios están compuestos por dos elementos químicos.		X
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
9. ¿Cuál es la nomenclatura tradicional del compuesto $\text{HNO}_3$ ?	a) Ácido nítrico b) Ácido nitroso c) Ácido amónico d) Ácido nitrogenado	<b>a) Ácido nítrico</b>

### SOLUCIONARIO 5

Pregunta	Respuestas	
VERDADERO <input type="radio"/> FALSO <input type="radio"/>	VERDADERO	FALSO
1. La estequiometría permite calcular las cantidades de reactivos y	X	

productos en una reacción química.		
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
b) ¿Cuál de las siguientes opciones describe una reacción de <b>síntesis o combinación</b> ?	a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ b) $NaCl \rightarrow Na + Cl_2$ c) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ d) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$	<b>a) <math>H_2 + O_2 \rightarrow H_2O</math></b>
VERDADERO <input type="radio"/> FALSO		
c) Las reacciones de descomposición involucran la separación de un compuesto en dos o más sustancias más simples	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
d) ¿Cuál es una característica de una reacción <b>exotérmica</b> ?	a) Requiere absorción de energía b) Libera energía al medio ambiente c) Ocurre únicamente en fase gaseosa d) Genera productos más energéticos que los reactivos	<b>b) Libera energía al medio ambiente</b>
VERDADERO <input type="radio"/> FALSO		
e) Las reacciones endotérmicas requieren energía para llevarse a cabo.	X	

SELECCIÓN MÚLTIPLE		
f) ¿Qué tipo de reacción implica transferencia de electrones?	a) Ácido-Base b) Redox c) Síntesis d) Combustión	<b>b) Redox</b>
VERDADERO <input type="radio"/> FALSO		
g) <i>La concentración de los reactivos puede influir en la velocidad de una reacción química.</i>	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
h) ¿Cuál de los siguientes factores <b>no afecta directamente</b> la velocidad de reacción?	a) Superficie de contacto b) Color del recipiente c) Temperatura d) Uso de catalizadores	<b>b) Color del recipiente</b>
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
i) ¿Cuál de estos métodos se basa en ajustar coeficientes hasta lograr la igualdad de átomos?	a) Método de semirreacciones b) Método de tanteo c) Método del ion-electrón d) Método algebraico	ii. <b>Método de tanteo</b>
VERDADERO <input type="radio"/> FALSO		
j) <i>Para balancear correctamente una ecuación, es</i>	X	



<p><i>necesario contar los átomos, ajustar coeficientes y revisar que se conserve la masa.</i></p>		
--	--	--



## SOLUCIONARIO 6

Pregunta	Respuestas	
	VERDADERO	FALSO
1. Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
2. ¿Cuál de los siguientes es el <b>soluto</b> en una solución salina (agua + sal)?	b) Agua c) Sal d) Oxígeno e) Hidrógeno	<b>b) Sal</b>
VERDADERO O FALSO		
3. En una solución, el disolvente es el componente que se encuentra en mayor proporción.	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
4. ¿Qué propiedad <b>NO</b> afecta directamente la solubilidad de un soluto en un solvente?	a) Temperatura b) Agitación c) Color del recipiente d) Naturaleza química del soluto	<b>C) Color del recipiente</b>
VERDADERO O FALSO		
5. Las soluciones pueden existir en estado sólido, líquido y gaseoso.	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
6. ¿Cuál de estos factores puede <b>incrementar</b> la velocidad de disolución?	a) Usar un soluto insoluble b) Disminuir la temperatura c) Aumentar la agitación	<b>C) Aumentar la agitación</b>



	d) Usar un recipiente cerrado	
VERDADERO O FALSO		
7. La concentración se refiere a la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de solvente o solución.	X	
SELECCIÓN MÚLTIPLE		
8. ¿Qué unidad se utiliza comúnmente para expresar la concentración de una solución?	a) Mililitros por segundo (mL/s) b) Kilogramos por hora (kg/h) c) Moles por litro (mol/L) d) Joules por gramo (J/g)	<b>C) Moles por litro (mol/L)</b>
VERDADERO O FALSO		
9. Durante la preparación de soluciones, se deben tener precauciones como usar guantes, gafas y realizar el procedimiento en campanas de extracción cuando sea necesario.	X	
10 ¿Cuál de los siguientes elementos <b>NO</b> forma parte directa del proceso de preparación de soluciones?	a) Balanza b) Volumétrico c) Termómetro clínico d) Agitador magnético	<b>C) Termómetro clínico</b>

## BIBLIOGRAFÍA

Atkins, P. y. (2014). *Química Física 10 edición* . Madrid: Médica Panamericana.

Bottani, E., Odetti, H., Pliego, O., & Villarreal, E. (2006). *Química General*. Santa Fe: EdicionesUNL.

Britannica, E. (2018). *Activation energy*. Obtenido de <https://www.britannica.com/science/activation-energy>

Brown T. I. (2004). *Química la Ciencia Central*. México: Pearson Educación.

Brown, T. L. (2015). *Química: La Ciencia Central (12.ª ed.)*. México: Pearson.

Burns, R. (2003). *Fundmentos de Química*. España: pearson Educación.

Burns, R. (2004). *Fundamentos de Química*. Pearson Educación.

Casabó, J. (2019). *Estructuta atómica y enlace químico*. Barcelona: REVERTÉ, S.A.

Chang, R. &. (2013). *Química (11.ª ed.)*. McGraw-Hill Education.

Córdova, J. L. (1999). *Evolución de los conceptos químicos hasta el siglo XIX*. México: Universidad Autónoma de México.

Delgado, J. (2019). *FISICANOVA*. Bucaramanga Colombia: FISICANOVA.

*Enciclopedia online*. (2025). Obtenido de <https://concepto.de/quimica/>

Etecé, E. (2025). *Enciclopedia conceptos*. Obtenido de <https://concepto.de/mol/>

Flores, N. F. (2007). *Física Moderna*. México: Pearson Educación.

Gallego, A., Garcinuño, R., Morcillo, M., & Vázquez, M. (2018). *Química Básica*. Madrid: UNED.



IQS. (2025). *AQUI QUÍMICA*. Obtenido de <https://aquihayquimica.iqs.edu/ca/la-quimica-i-les-seves-aplicacions/>

Jaramillo, J. (2004). *Química*. Sevilla: MAD, S.L.

López, F. (2022). *Química I*. México: KliK.

México, U. N. (2017). *Portal Académico*. Obtenido de [https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/u2/oxigeno\\_elementos/reglas\\_nomenclatura?utm\\_source=chatgpt.com](https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/u2/oxigeno_elementos/reglas_nomenclatura?utm_source=chatgpt.com)

Morales, .. S. (2003). *Física y Química*. Sevilla: MAD, s.l.

Petrucci, R. H. (2017). *Química General (11.ª ed.)*. México: Pearson Educación.

Picado, Á. (2008). *Química I Introducción al estudio de la materia*. San José, Costa Rica: EUNED.

Picado, A. Á. (2008). *Química I*. San José de Costa Rica: EUNED.

Sienko, M. (2005). *Problemas de Química*. Barcelona: Reverté, S.A.

Tipler, P. y. (2005). *Física para la Ciencia y Ila Tecnología*. Barcelona: REVERTÉ, S.A.

Zumdahl, S. S. (2018). *Química (9.ª ed.)*. Cengage Learning.



ISBN: 978-9907-806-00-7

