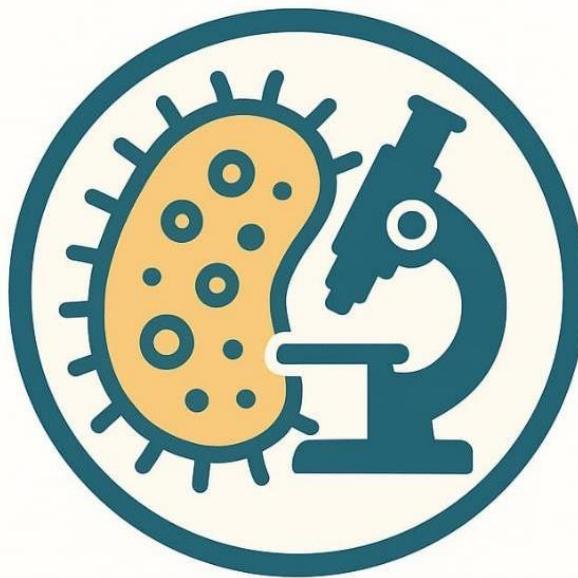




UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES

Facultad de Ciencias, Exactas, Químicas y Naturales

Módulo: Química General



TECNICATURA UNIVERSITARIA EN MICROBIOLOGÍA

INGRESO 2026

Profesor: Esp. Farm. Dario Fernando Romero

Una invitación a la Química

El ingreso a la universidad suele ser un momento de expectativas, pero también de dudas e inseguridades. Para muchos estudiantes, el primer contacto con la química en este nivel aparece asociado a la idea de dificultad, abstracción o exigencia excesiva. Estas sensaciones no son casuales: la química introduce un lenguaje nuevo y una forma particular de pensar la materia que requiere tiempo, práctica y acompañamiento.

Este cuadernillo fue elaborado precisamente con esa realidad en mente. No parte del supuesto de que el estudiante "ya sabe", sino de que está empezando. Su objetivo es ofrecer una **primera base de apoyo conceptual** que permita comprender los fundamentos de la química que serán necesarios a lo largo de la carrera, sin caer en simplificaciones vacías ni en un exceso de formalismo que obstaculice el aprendizaje.

Los contenidos se organizan de manera progresiva, retomando ideas clave a lo largo de los capítulos para favorecer la construcción gradual del conocimiento. La intención no es que memorices definiciones, fórmulas o clasificaciones, sino que puedas **entender cómo se organiza la materia, cómo se enlazan los átomos y cómo se producen las transformaciones químicas**, especialmente en contextos vinculados al laboratorio y a los procesos biológicos.

Las actividades propuestas no están pensadas como exámenes encubiertos, sino como instancias para pensar, equivocarse, revisar y volver a intentar. Aprender química implica hacerse preguntas, ensayar respuestas y, muchas veces, reformular lo que creímos entender. Ese proceso es parte central de la formación universitaria.

Este cuadernillo no reemplaza el trabajo en clase ni el intercambio con docentes y compañeros, pero sí busca ser una **herramienta de apoyo**, un material al que puedas volver cuantas veces sea necesario. La química no se domina de un día para otro, pero con tiempo, acompañamiento y trabajo sostenido, deja de ser un obstáculo y se convierte en una herramienta poderosa para comprender el mundo natural.

Contenidos del Módulo Inicial

Concepto de materia y sus propiedades. - Estados de agregación de la materia. - Sustancias puras y mezclas. - Estructura atómica básica. - Tabla periódica: organización general y propiedades periódicas elementales. - Enlace químico: nociones introductorias. - Introducción a las reacciones químicas. - Aplicaciones básicas al trabajo de laboratorio.

Organización Temporal

Duración total: 4 semanas

Semana	Temario
1	Materia y propiedades
2	Estructura atómica
3	Tabla periódica y enlaces
4	Reacciones químicas – evaluación

Carga Horaria

Química General: 4 horas semanales (2 clases de 2 horas)

La **aprobación** de este módulo implicará la **acreditación del Módulo Inicial de la asignatura Química General** del primer cuatrimestre.

Índice

Introducción y la materia y sus propiedades.....	5
Clasificación de la materia según su composición.....	6
Propiedades extensivas e intensivas.....	11
Clasificación de los sistemas materiales según su interacción con el medio.....	13
Estados de agregación de la materia.....	14
Fenómenos físicos y químicos.....	19
La evolución de los modelos atómicos.....	22
El modelo de Dalton.....	22
El modelo de Thomson.....	23
El modelo de Rutherford.....	24
El modelo de Bohr.....	25
El tránsito hacia el modelo mecánico-cuántico actual.....	26
Identidad atómica y completamiento del modelo.....	27
La tabla periódica.....	37
Fundamentos de organización y ley periódica.....	37
Familias y bloques químicos.....	38
Bioelementos y metaloides.....	40
Magnitudes atómicas y moleculares.....	43
Masa atómica relativa (MAR) y el carbono 12.....	43
Masa molecular y masa fórmula: absoluta vs. relativa.....	44
El mol y el número de Avogadro.....	47
Masa molar (M).....	50
Determinación de fórmulas químicas.....	52
Enlace químico.....	58

Fundamentos, clasificación y modelos avanzados.....	58
Arquitectura molecular y fuerzas intermoleculares.....	64
Fuerzas intermoleculares.....	67
Introducción a las reacciones químicas.....	74
Bibliografía.....	82

Introducción a la Materia y sus Propiedades

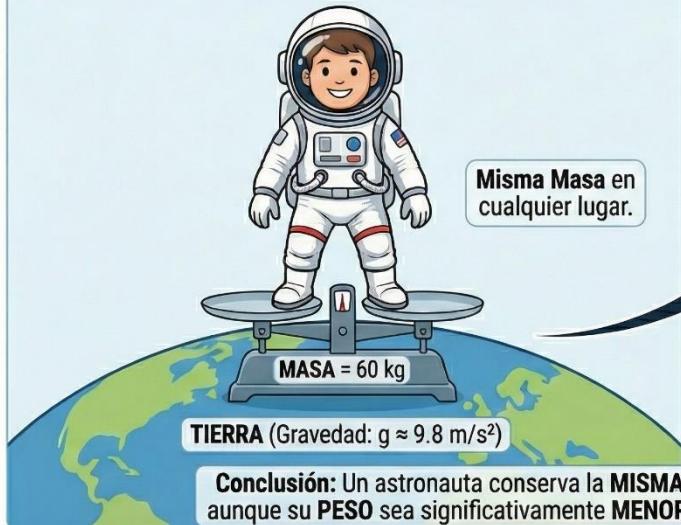
La **materia** se define fundamentalmente como todo aquello que constituye nuestro universo, posee **masa** y ocupa un lugar en el espacio. A menudo, en el lenguaje cotidiano, se suelen emplear de manera indistinta los términos **masa** y **peso**, sin embargo, para el rigor científico es vital distinguir sus naturalezas. Mientras que la **masa** representa la cantidad de materia contenida en un cuerpo y se mantiene como una cantidad fija e invariable sin importar su ubicación, el **peso** es la medida de la fuerza de atracción gravitacional que un cuerpo celeste ejerce sobre dicha masa. **Por esta razón**, un astronauta conserva la misma masa tanto en la Tierra como en la Luna, aunque su peso sea significativamente menor en esta última debido a que la fuerza de gravedad lunar es apenas una sexta parte de la terrestre.

LA MATERIA: MASA vs. PESO

La **MATERIA** es todo lo que constituye el universo, posee **MASA** y ocupa un lugar en el **ESPACIO**.

MASA: Cantidad de Materia (Invariable)

Representa la cantidad de materia contenida en un cuerpo.
Es una cantidad **fija** e **independiente** de la ubicación.



PESO: Fuerza Gravitacional (Variable)

Es la medida de la fuerza de atracción gravitacional que ejerce un **cuerpo celeste sobre la masa**. Depende de la ubicación.



Dentro del estudio de las sustancias, identificamos características que permiten reconocerlas, las cuales denominamos **propiedades**. Desde la química, estas propiedades se clasifican en dos grandes grupos según su relación con la cantidad de materia considerada: **propiedades extensivas** y **propiedades intensivas**. Mientras que algunas propiedades dependen del tamaño de la muestra, otras permanecen constantes y ponen de manifiesto cualidades propias de cada sustancia.

Estas propiedades y sus implicancias serán retomadas y desarrolladas a lo largo del capítulo.

El comportamiento de la materia se explica a través de la **teoría cinético-corpúscular**, la cual postula que toda sustancia está compuesta por partículas extremadamente pequeñas que se encuentran en **constante movimiento**. Según este modelo, el estado físico que presenta una muestra depende del **equilibrio dinámico** entre dos factores opuestos: la **energía cinética** de sus partículas, asociada a su movimiento, y las **fuerzas de atracción o cohesión** que actúan entre ellas. Las variaciones en la temperatura y la presión modifican este equilibrio, dando lugar a las distintas formas de agregación de la materia, que serán analizadas en detalle más adelante.

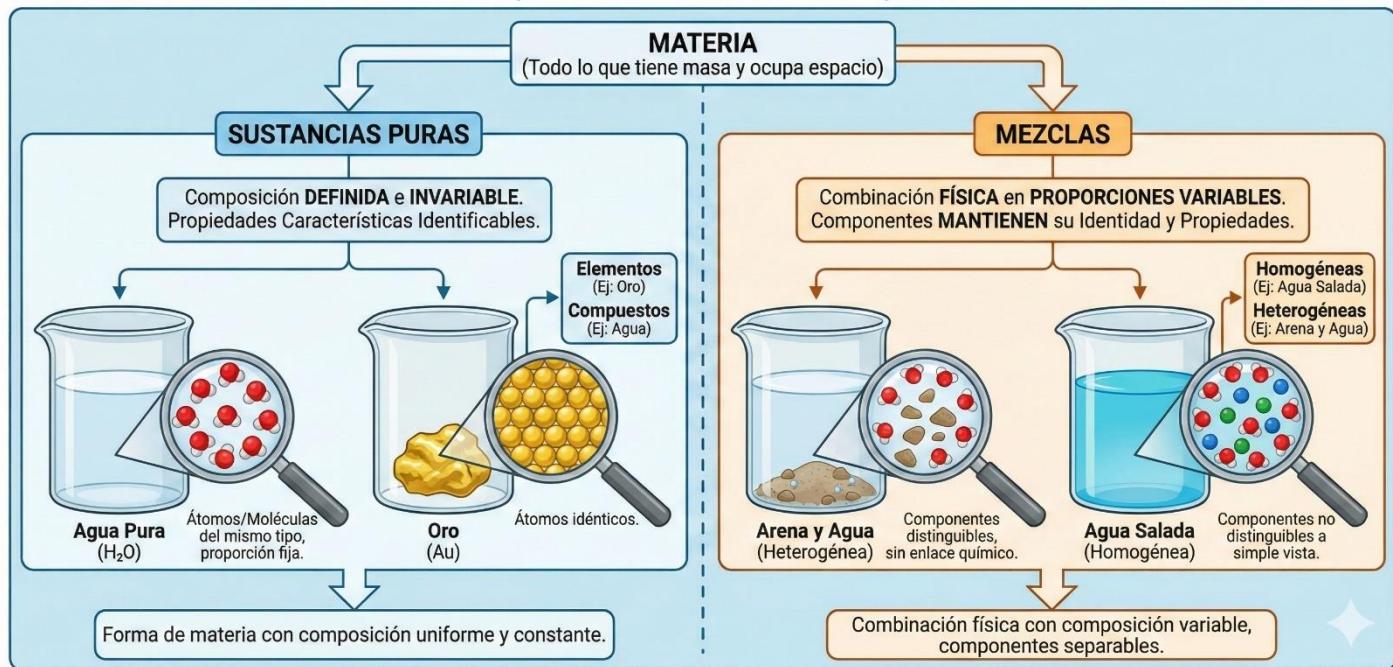
Clasificación De La Materia Según Su Composición

Una **sustancia pura** es una forma de materia que posee una **composición fija e invariable** y **propiedades características definidas**, que no dependen del tamaño de la muestra. En cambio, una **mezcla** resulta de la combinación física de dos o más sustancias en **proporciones variables**, donde cada componente conserva su identidad y propiedades originales.

Las mezclas pueden clasificarse, a su vez, en **mezclas heterogéneas**, en las que se distinguen fases diferentes, y **mezclas homogéneas o disoluciones**, cuya composición es uniforme en todos sus puntos. Ejemplos de estas últimas son el aire, constituido por una mezcla de gases, y el suero fisiológico, donde determinadas sales se encuentran disueltas de manera homogénea en agua. A diferencia de los compuestos, los componentes de una mezcla pueden separarse mediante **métodos físicos**, como la filtración o la destilación, sin alterar la identidad química de las sustancias involucradas.

LA CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Criterio Fundamental: Composición Constante o Variable para el Estudio Sistemático.



Sustancias Puras: Elementos y Compuestos

Dentro del conjunto de las sustancias puras, resulta fundamental distinguir entre **elementos** y **compuestos**. Los **elementos** son las sustancias fundamentales que constituyen el “alfabeto químico” de la materia; están formados por un solo tipo de átomos y no pueden descomponerse en sustancias más simples mediante métodos químicos ordinarios.

Los **compuestos**, en cambio, están formados por la unión química de **dos o más elementos diferentes en proporciones de masa fijas y constantes**, lo que les confiere propiedades características distintas de las de sus elementos constituyentes. A diferencia de los elementos, los compuestos **sí pueden descomponerse químicamente** en sustancias más simples mediante reacciones específicas, como ocurre en la electrólisis del agua, proceso mediante el cual se obtienen hidrógeno y oxígeno.

En el ámbito microbiológico, este principio tiene implicancias directas en las técnicas de laboratorio, ya que permite analizar y estudiar los constituyentes elementales de sustancias involucradas en procesos biológicos y bioquímicos.

SUSTANCIAS PURAS: ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Distinción fundamental en la química.

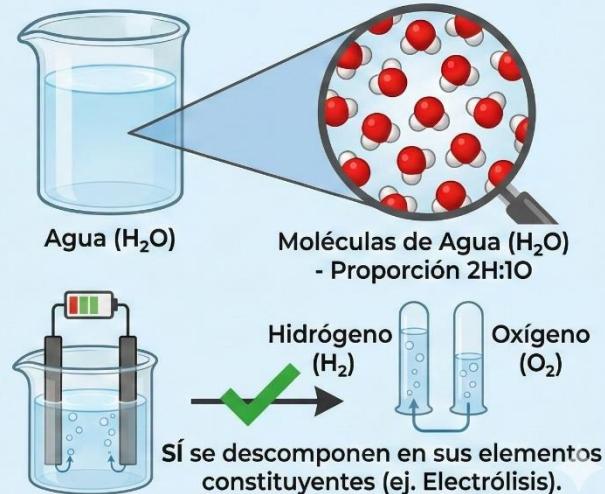
ELEMENTOS

El "alfabeto químico".
Formados por **UN SOLO** tipo de átomos.



COMPUESTOS

Dos o más elementos distintos unidos químicamente en **PROPORCIONES FIJAS**.



Mezclas: Homogéneas y Heterogéneas

Al analizar las **mezclas**, la uniformidad del sistema introduce los conceptos de **mezcla homogénea** y **mezcla heterogénea**. Una **mezcla homogénea**, también denominada **disolución** o **solución**, es aquella que presenta un aspecto uniforme en todas sus partes, poseyendo las mismas propiedades en cualquier punto de su extensión. Un ejemplo cotidiano es el **aire**, una **solución gaseosa** compuesta principalmente por nitrógeno, oxígeno y otros gases distribuidos de manera uniforme.

La Estructura de las Soluciones: Sólido y Solvente

Dado que las mezclas homogéneas o soluciones son tan frecuentes en química y biología (el citoplasma celular, la sangre o los medicamentos), es fundamental distinguir sus dos componentes principales:

- Solvente (o Disolvente):** Es la sustancia que se encuentra en **mayor proporción** y es la encargada de disolver a la otra. En los sistemas biológicos, el "solvente universal" es el agua.
- Sólido:** Es la sustancia que se encuentra en **menor proporción** y que se disuelve dentro del solvente.

Ejemplo Práctico: En el **Suero Fisiológico** (una solución usada en medicina):

- El **Agua** es el **Solvente**.

- El **Cloruro de Sodio (Sal)** es el *Soluto*.

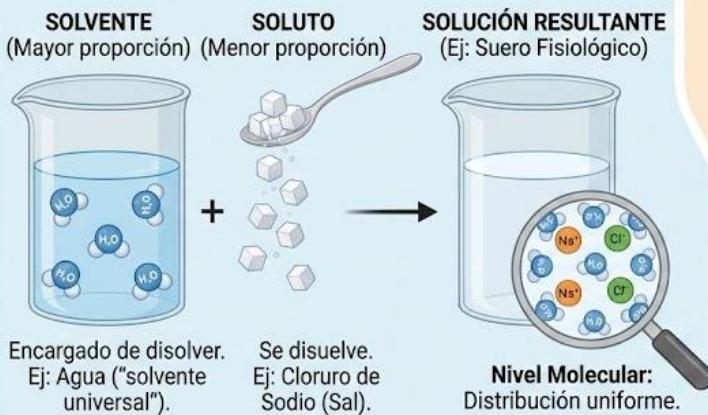
Dato clave: Las propiedades de una solución (como su densidad o punto de ebullición) cambian dependiendo de la cantidad de soluto disuelto; esto se conoce como **concentración**.

Por otra parte, una **mezcla heterogénea** no es uniforme y presenta regiones físicamente distintas con propiedades diferentes. Para describir estos sistemas se utilizan los términos **fase** y **componente**: una **fase** es una porción homogénea de un sistema separada de las demás por fronteras físicas bien definidas, mientras que los **componentes** son las sustancias individuales que integran la mezcla.

LA ESTRUCTURA DE LAS SOLUCIONES Y MEZCLAS: SOLUTO, SOLVENTE Y FASES

MEZCLAS HOMOGÉNEAS (SOLUCIONES)

Comunes en biología y química. Apariencia uniforme.

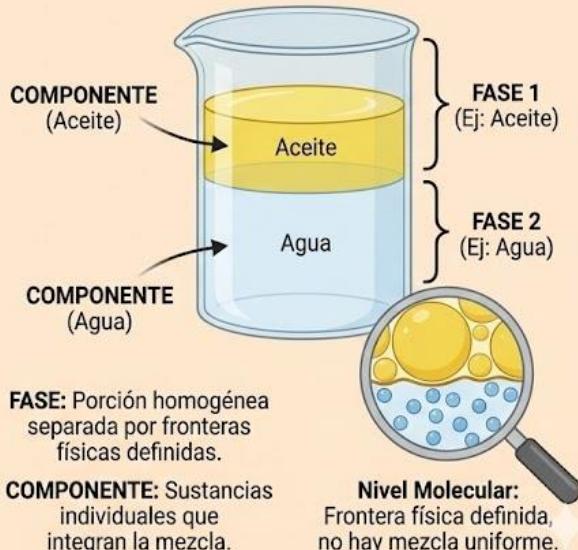


DATO CLAVE: CONCENTRACIÓN

Las propiedades (ej. densidad, punto de ebullición) cambian según la cantidad de soluto disuelto.

MEZCLAS HETEROGÉNEAS

No uniformes. Presentan regiones físicamente distintas.

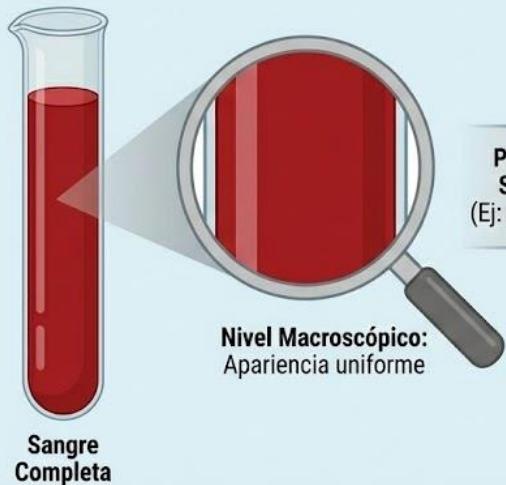


Esto es particularmente relevante para la biología porque fluidos como la **sangre** se comportan como sistemas complejos que, aunque en movimiento parecen uniformes, son en realidad **suspensiones** (sistemas heterogéneos) donde los glóbulos rojos, blancos y plaquetas se encuentran suspendidos en el plasma. En un laboratorio, cuando la **sangre** es sometida a procesos de separación, se hace evidente su naturaleza multifásica al distinguirse las células del suero sanguíneo.

LA SANGRE COMO SISTEMA COMPLEJO: HOMOGÉNEO VS. HETEROGÉNEO

APARIENCIA EN MOVIMIENTO (HOMOGÉNEA)

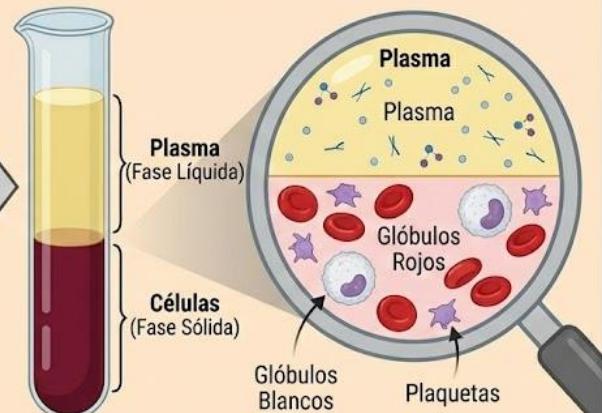
Fluidos como la sangre parecen uniformes cuando están en movimiento.



PROCESOS DE SEPARACIÓN
(Ej: Centrifugación)

NATURALEZA REAL (HETEROGÉNEA - SUSPENSIÓN)

En realidad, son suspensiones (sistemas heterogéneos) donde las células están suspendidas en el plasma.



La naturaleza multifásica se hace evidente tras la separación, distinguiendo las células del suero sanguíneo.

Métodos de Separación de Fases

Para aislar los **componentes** de una mezcla sin alterar su identidad química, se recurre a los **métodos de separación de fases**, los cuales aprovechan las diferencias en las propiedades físicas de las sustancias. Entre los métodos más relevantes para el ámbito de la microbiología y la química general se encuentran:

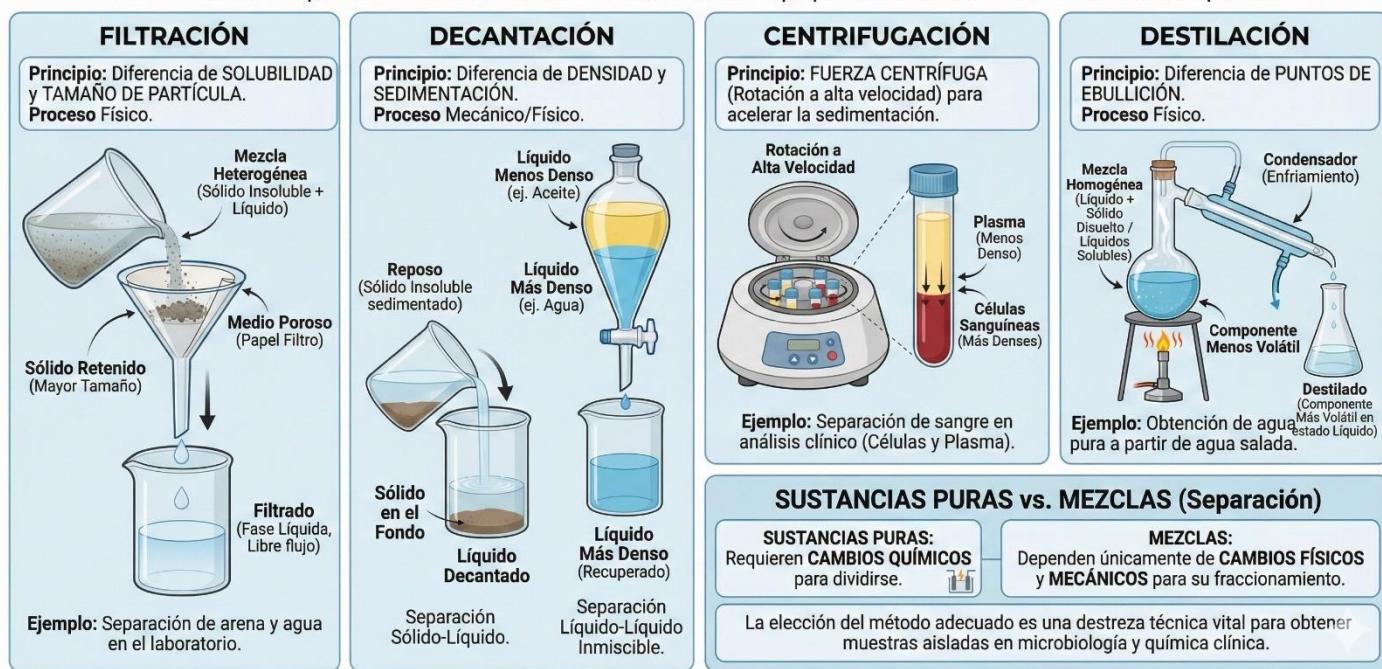
- **Filtración:** Este procedimiento físico se basa en la diferencia de **solubilidad** y en el tamaño de las partículas. Consiste en hacer pasar una mezcla heterogénea de un sólido insoluble y un líquido a través de un medio poroso (como papel filtro), el cual retiene las partículas sólidas de mayor tamaño y permite el libre flujo de la fase líquida, denominada filtrado.
- **Decantación:** Este método se fundamenta en la diferencia de **densidad** de los componentes y el fenómeno de la **sedimentación**. Se utiliza para separar un sólido insoluble que ha sido dejado en reposo hasta asentarse en el fondo del recipiente, o para separar dos líquidos inmiscibles (que no se disuelven entre sí) que forman capas distintas por gravedad.
- **Centrifugación:** Es una técnica que utiliza la **fuerza centrífuga** generada por una rotación a alta velocidad para acelerar la separación de mezclas de difícil sedimentación. El principio físico consiste en proyectar los componentes más densos hacia el fondo del recipiente, permitiendo separar, por ejemplo, las células sanguíneas del plasma en el análisis clínico.

- **Destilación:** Basada en la diferencia de los **puntos de ebullición** de las sustancias, la **destilación** se emplea para separar mezclas homogéneas de líquidos solubles o un sólido disuelto en un líquido. El proceso implica calentar la mezcla para favorecer el paso a la fase de vapor del componente más volátil, el cual es posteriormente enfriado en un condensador para recuperarlo en estado líquido.

En este marco, las diferencias entre sustancias puras y mezclas se manifiestan claramente en los métodos necesarios para su separación: mientras que las sustancias puras requieren cambios químicos para dividirse, las mezclas dependen únicamente de cambios físicos y mecánicos para su fraccionamiento. La elección del método de separación adecuado es una destreza técnica vital, ya que permite obtener muestras aisladas para estudios detallados en microbiología y química clínica.

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES

Aislamiento de componentes de una mezcla utilizando diferencias en propiedades físicas, sin alterar su identidad química.



Propiedades Extensivas Y Propiedades Intensivas

Al iniciar el estudio de la materia, resulta necesario recuperar el concepto de **propiedades**, entendido como el conjunto de características o cualidades que permiten identificar y diferenciar las diversas clases de materia. Desde la química, estas propiedades se clasifican en dos grandes categorías según su dependencia de la cantidad de muestra: **propiedades extensivas** y **propiedades intensivas**.

Las **propiedades extensivas** son aquellas cuyo valor depende directamente del tamaño de la muestra o de la cantidad de materia considerada, como la **masa**, el **volumen** o la **longitud**. Sin embargo, estas magnitudes no resultan útiles para identificar una sustancia, ya que materiales distintos pueden presentar valores similares sin compartir la misma identidad química; por ejemplo, un trozo de hierro puede tener la misma masa que un bloque de madera.

En contraste, las **propiedades intensivas** son independientes de la cantidad de materia examinada y ponen de manifiesto cualidades esenciales de la sustancia, permaneciendo constantes bajo condiciones determinadas. Entre los ejemplos más relevantes se encuentran el **punto de ebullición**, el **punto de fusión**, el **color** y el **olor**. Estas propiedades resultan **fundamentales** para la identificación de sustancias, ya que permiten reconocer una muestra desconocida; por ejemplo, si un líquido incoloro hiere exactamente a 100 °C al nivel del mar, puede inferirse con alta probabilidad que se trata de agua pura.

PROPIEDADES DE LA MATERIA: IDENTIFICACIÓN Y DIFERENCIACIÓN

Las propiedades son características exclusivas que definen la identidad de cada sustancia. Se clasifican según su dependencia de la **cantidad de muestra**.

<p>PROPIEDADES EXTENSIVAS (Dependen de la Cantidad)</p> <p>Valor varía con el tamaño de la muestra; NO son útiles para identificar una sustancia.</p> <p>MASA</p> <p>Muestra Pequeña (Ej: 1 kg de Hierro) Muestra Grande (Ej: 5 kg de Madera)</p> <p>Diferente cantidad = Diferente valor de masa.</p> <p>VOLUMEN</p> <p>Volumen Bajo (10 mL) Volumen Alto (100 mL)</p> <p>Diferente cantidad = Diferente valor de volumen.</p> <p>LONGITUD</p> <p>Corta (5 cm) Larga (2 m)</p> <p>Diferente cantidad = Diferente valor de longitud.</p>	<p>PROPIEDADES INTENSIVAS (Independientes de la Cantidad)</p> <p>Valor constante bajo condiciones determinadas; revelan cualidades esenciales y SÓN clave para la identificación.</p> <p>PUNTO DE EBUILLICIÓN</p> <p>Muestra Pequeña (50 mL H₂O) Muestra Grande (500 mL H₂O)</p> <p>100 °C 100 °C</p> <p>Mismo valor (100 °C) sin importar el volumen.</p> <p>PUNTO DE FUSIÓN</p> <p>Muestra Pequeña (1 g H₂O sólido) Muestra Grande (10 g H₂O sólido)</p> <p>0 °C 0 °C</p> <p>Mismo valor (0 °C) sin importar la masa.</p> <p>DENSIDAD</p> <p>Oro (Au) Oro (Au)</p> <p>Alta Densidad (19.3 g/cm³) Alta Densidad (19.3 g/cm³)</p> <p>Mismo valor de densidad sin importar el tamaño.</p> <p>Ejemplo: Si un líquido hiere a 100 °C, se infiere que es agua pura.</p>
--	--

La Densidad como Propiedad de Identificación

Dentro de las propiedades intensivas, la **densidad** ocupa un lugar central como herramienta de identificación. Se define como el cociente o relación entre la **masa** de una sustancia y el **volumen**

que esta ocupa; es decir, es la cantidad de materia presente en un volumen unitario. Su expresión matemática es: $d = m/v$.

En el laboratorio, las unidades más comunes para expresar la **densidad** son los **g/cm³** o **g/mL** para sólidos y líquidos, mientras que para los gases, debido a su baja concentración de masa, suele emplearse el **g/L**. **Por esta razón**, la densidad permite distinguir entre materiales que visualmente parecen iguales, como el oro y el "oro de los tontos" (pirita), ya que sus relaciones de masa/volumen son drásticamente distintas.

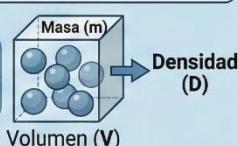
LA DENSIDAD COMO PROPIEDAD DE IDENTIFICACIÓN

Propiedad intensiva clave para la **identificación** de sustancias.

DEFINICIÓN Y FÓRMULA

Relación entre la **MASA** (**m**) de una sustancia y el **VOLUMEN** (**V**) que ocupa. Cantidad de materia en un volumen unitario.

$$\text{DENSIDAD (D)} = \frac{\text{MASA (m)}}{\text{VOLUMEN (V)}}$$



UNIDADES COMUNES EN EL LABORATORIO

- Sólidos y Líquidos:** g/cm³ o g/mL
- Gases:** g/L (Debido a baja concentración)



IDENTIFICACIÓN: ORO vs. PIRITA

Permite distinguir materiales visualmente similares por sus drásticamente distintas relaciones **masa/volumen**.



Alta Densidad: $D \approx 19.3 \text{ g/cm}^3$

Mismo Volumen,
DISTINTA Masa =
DISTINTA DENSIDAD.
Clave para diferenciar.



Baja Densidad: $D \approx 5.0 \text{ g/cm}^3$

Clasificación de los Sistemas Materiales según su Interacción con el Medio

Para iniciar el estudio de los sistemas materiales, es imperativo definir un **sistema** como una porción específica del universo que se separa, de forma real o imaginaria, para su análisis detallado. De acuerdo con su capacidad para interactuar con el entorno, la química identifica tres categorías fundamentales basadas en el intercambio de materia y energía.

En primer lugar, un **sistema abierto** se caracteriza por su capacidad de intercambiar tanto masa como energía con sus alrededores. Un ejemplo cotidiano es un recipiente con agua hirviendo sin tapa, donde el calor ingresa desde la fuente externa y el vapor de agua se libera libremente hacia el entorno; del mismo modo, los **seres vivos** funcionamos como sistemas abiertos complejos al ingerir nutrientes, eliminar desechos y procesar energía térmica. **A diferencia de lo anterior**, un Secretaría Académica FCEQyN – UNaM.: Tel. 376 – 4435099 / 4422186 int. 148 academica@fceqyn.unam.edu.ar // ingreso@fceqyn.unam.edu.ar

sistema cerrado permite únicamente la transferencia de energía (en forma de calor o trabajo), pero posee límites que impiden el intercambio de materia. **Por esta razón**, el contenido de una botella de agua herméticamente cerrada o el fluido dentro de un **termómetro** representan sistemas cerrados, ya que, aunque su temperatura pueda variar por influencia del medio, la masa total permanece invariable dentro de sus fronteras físicas.

Finalmente, el **sistema aislado** es aquel que, teóricamente, no permite el intercambio de materia ni de energía en ninguna de sus manifestaciones. **Esto es fundamental** para el rigor científico porque, si bien un termo ideal o un matraz encerrado al vacío se utilizan como modelos de aislamiento, en la práctica resulta virtualmente imposible aislar un sistema de manera perfecta e indefinida del resto del universo.

CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES SEGÚN SU INTERACCIÓN CON EL MEDIO

Un **SISTEMA** es una porción del universo separada para su análisis. Su interacción con el entorno (materia y energía) define su categoría.



Estados de Agregación de la Materia

Para comprender la naturaleza de los cuerpos que nos rodean, la química se apoya en la **teoría cinético-corpúscular**, la cual postula que toda la materia está constituida por partículas (átomos, iones o moléculas) en un estado de movimiento constante. El estado físico de una sustancia —su condición de agregación— no es una propiedad inmutable, sino que depende del equilibrio dinámico entre dos factores opuestos: la **energía cinética**, que impulsa a las partículas a separarse, y las **fuerzas de atracción** o de cohesión, que intentan mantenerlas unidas. Dependiendo de cuál

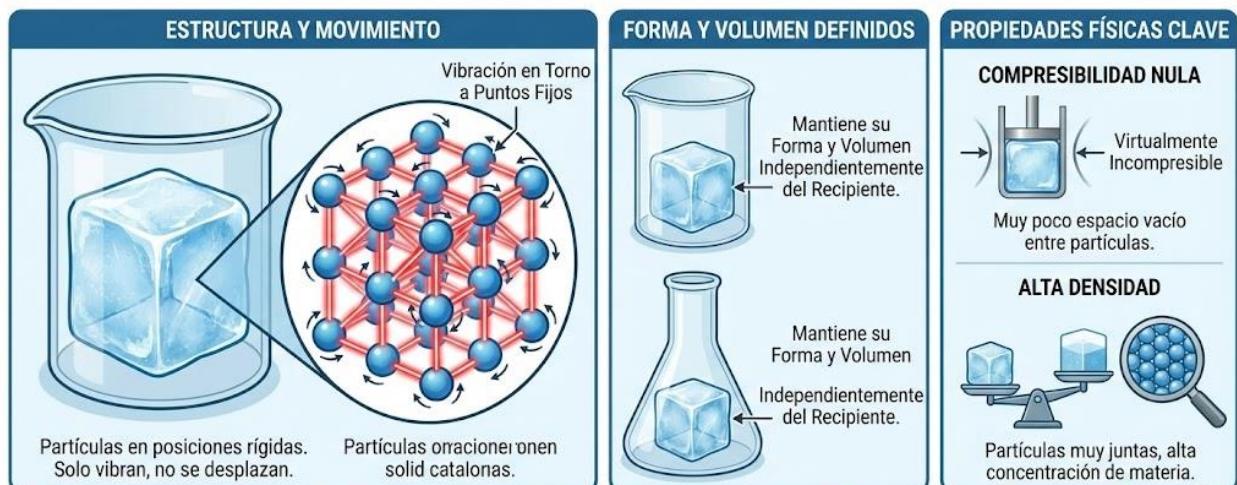
de estas tendencias predomine bajo condiciones específicas de **temperatura** y **presión**, la materia se manifestará en uno de los tres estados fundamentales que analizaremos a continuación.

El Estado Sólido

En el **estado sólido**, las fuerzas de atracción entre las partículas son lo suficientemente intensas como para vencer la energía cinética, lo que resulta en un ordenamiento estricto donde las partículas ocupan posiciones fijas. Debido a este empaquetamiento compacto, los sólidos poseen una **forma y volumen definido**, independientemente del recipiente que los contenga. En cuanto al movimiento, las partículas no tienen libertad para desplazarse; por el contrario, solo realizan **vibraciones** en torno a puntos fijos de equilibrio. **Por esta razón**, los sólidos presentan una **compresibilidad virtualmente nula** y una alta **densidad**, ya que existe muy poco espacio vacío entre sus constituyentes.

EL ESTADO SÓLIDO

Fuerzas de Atracción Intensas Vencen la Energía Cinética. Ordenamiento Estricto y Posiciones Fijas.



SÓLIDO: Empaquetamiento Compacto, Ordenado y Rígido. Baja Energía Cinética, Altas Fuerzas de Cohesión.

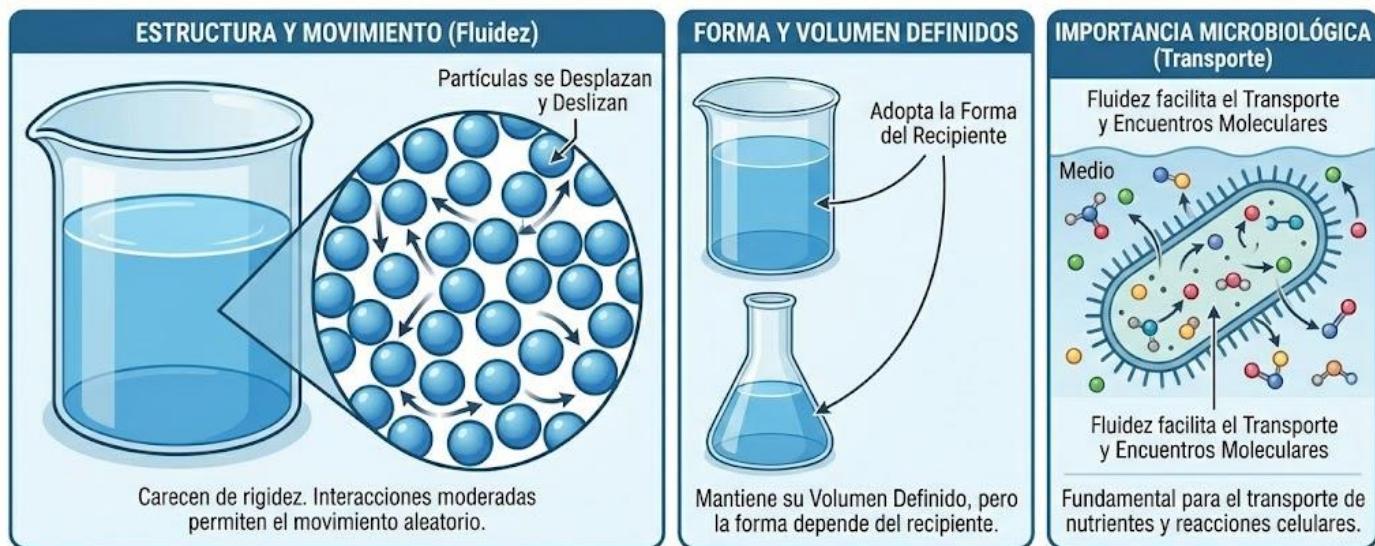
El Estado Líquido

El **estado líquido** se considera un estado intermedio de la materia donde las fuerzas de atracción y la energía cinética están más próximas al equilibrio. Las partículas permanecen juntas debido a interacciones intermoleculares moderadas, lo que les otorga un **volumen definido**, pero carecen de la rigidez necesaria para mantener una estructura fija. **A diferencia de los sólidos**, las partículas en un líquido pueden desplazarse y deslizarse unas sobre otras, permitiendo que la sustancia sea un **fluido** que adopta la forma de la parte del recipiente que la contiene. **Esto es**

fundamental para la microbiología porque la fluidez del medio líquido facilita el transporte de nutrientes y el movimiento aleatorio necesario para los encuentros moleculares dentro de las células.

EL ESTADO LÍQUIDO

Estado Intermedio: Equilibrio entre Fuerzas de Atracción y Energía Cinética. Volumen Definido, Forma Variable.



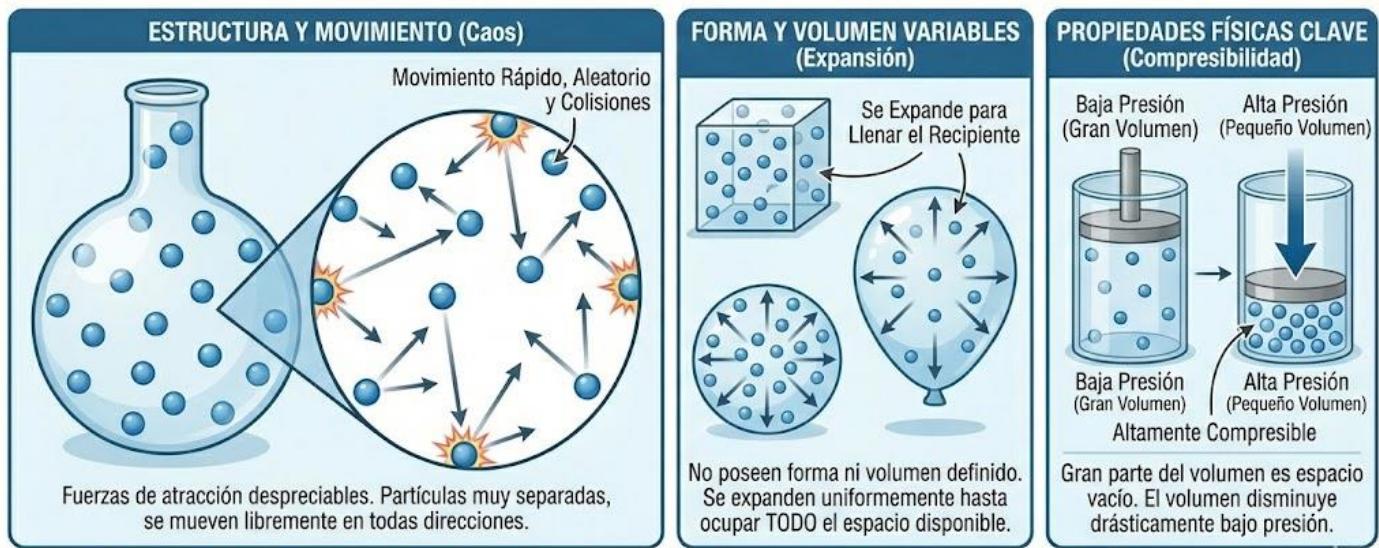
LÍQUIDO: Partículas Juntas pero Móviles. Equilibrio Moderado de Fuerzas y Energía. Fluido con Volumen Fijo.

El Estado Gaseoso

En el **estado gaseoso**, la energía cinética de las partículas es tan elevada que supera por completo las fuerzas de atracción, las cuales se consideran prácticamente despreciables. Las partículas se encuentran separadas por distancias muy grandes en comparación con su propio tamaño y se mueven de manera **libre, rápida y caótica** en todas direcciones, colisionando entre sí y contra las paredes del recipiente. **Por esta razón**, los gases no poseen **forma ni volumen definido**, expandiéndose uniformemente hasta ocupar todo el espacio disponible. Además, al ser la mayor parte de su volumen espacio vacío, son altamente **compresibles**, permitiendo que su volumen disminuya drásticamente bajo presión.

EL ESTADO GASEOSO

Energía Cinética Domina: Partículas Libres y Desordenadas. Forma y Volumen Variables, Alta Compresibilidad.



GASEOSO: Partículas Muy Separadas y Libres. Dominio de la Energía Cinética, Fuerzas Nulas. Expansible y Altamente Comprimible.

Cambios de Estado de Agregación

Los **cambios de estado** son transformaciones de carácter físico en las que una sustancia modifica su apariencia o estado de agregación sin alterar su composición química íntima. Estas transiciones ocurren principalmente por variaciones en la **temperatura** (calentamiento o enfriamiento) y la **presión**, lo que altera la energía cinética promedio de las partículas y su capacidad para vencer o sucumbir ante las fuerzas atractivas.

Podemos definir los principales procesos de transición de la siguiente manera:

- **Fusión:** Es el paso del estado **sólido al líquido** mediante la absorción de calor. Al aumentar la temperatura, las partículas vibran con tal intensidad que logran desorganizar la estructura rígida del cristal para comenzar a fluir.
- **Solidificación:** Es el proceso inverso a la fusión, donde una sustancia pasa del estado **líquido al sólido** por enfriamiento. Al disminuir la energía cinética, las partículas quedan "atrapadas" por las fuerzas de cohesión en un patrón geométrico fijo.
- **Vaporización o Ebullición:** Representa el cambio del estado **líquido al gaseoso**. Ocurre cuando las partículas adquieren suficiente energía para escapar de la superficie

(evaporación) o de todo el seno del líquido (ebullición) al igualar la presión de vapor con la presión externa.

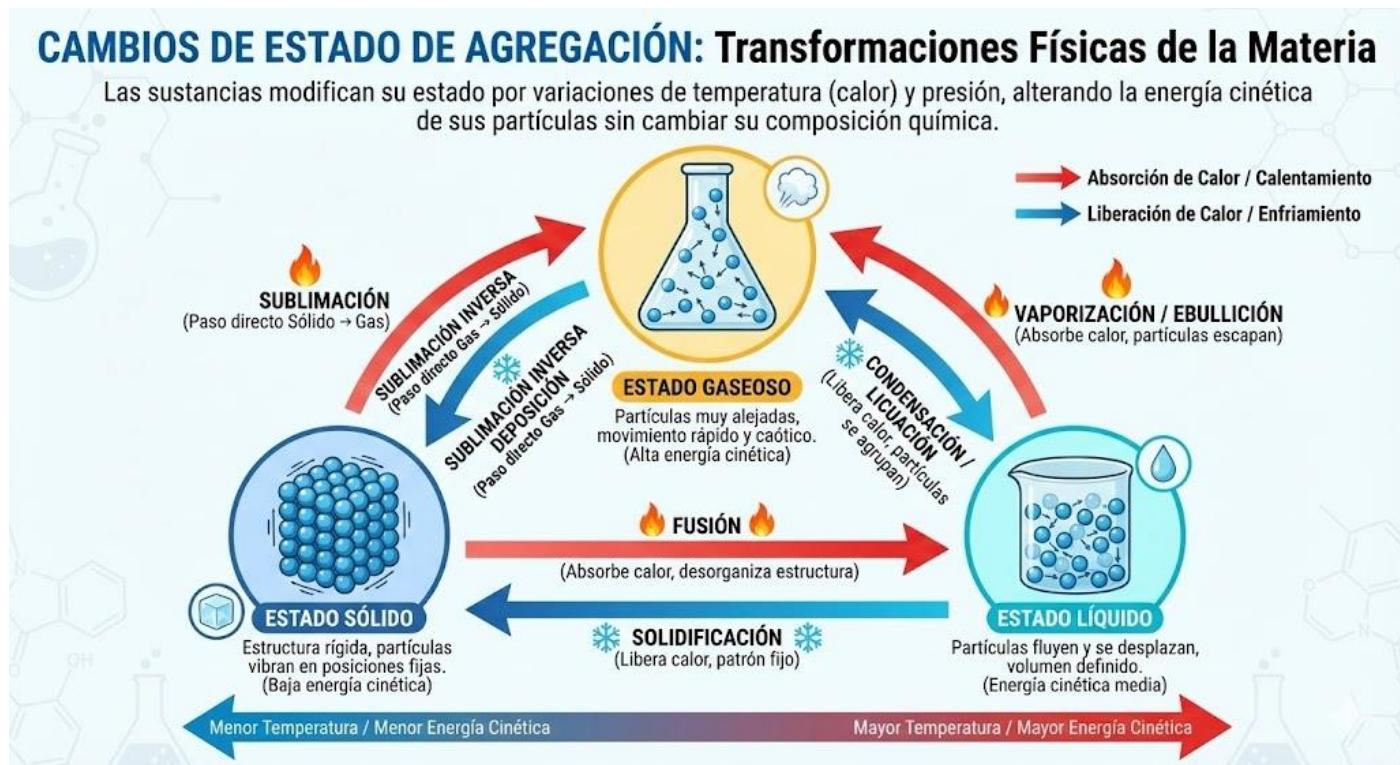
- **Condensación (o Licuación):** Es la transición del estado **gaseoso al líquido**. Al reducir la temperatura o aumentar la presión, las partículas pierden velocidad y se agrupan nuevamente debido a su atracción mutua.
- **Sublimación:** Es la conversión directa de una sustancia del estado **sólido al gaseoso**, sin transitar por la fase líquida intermedia.
- **Sublimación Inversa (o Deposición):** Consiste en el paso directo de la fase de **vapor al estado sólido** por un enfriamiento rápido, omitiendo el estado líquido.

Analogía didáctica:

Para visualizar estos estados, imaginen a un grupo de personas en una habitación. En el estado **sólido**, todos están sentados en sus butacas asignadas (posiciones fijas) y solo pueden moverse en su lugar. En el estado **líquido**, las personas se levantan y caminan por el salón, pero siempre manteniéndose cerca unas de otras (contacto constante). En el estado **gaseoso**, todos corren desesperadamente en todas direcciones, alejándose lo más posible y chocando ocasionalmente contra las paredes.

CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN: Transformaciones Físicas de la Materia

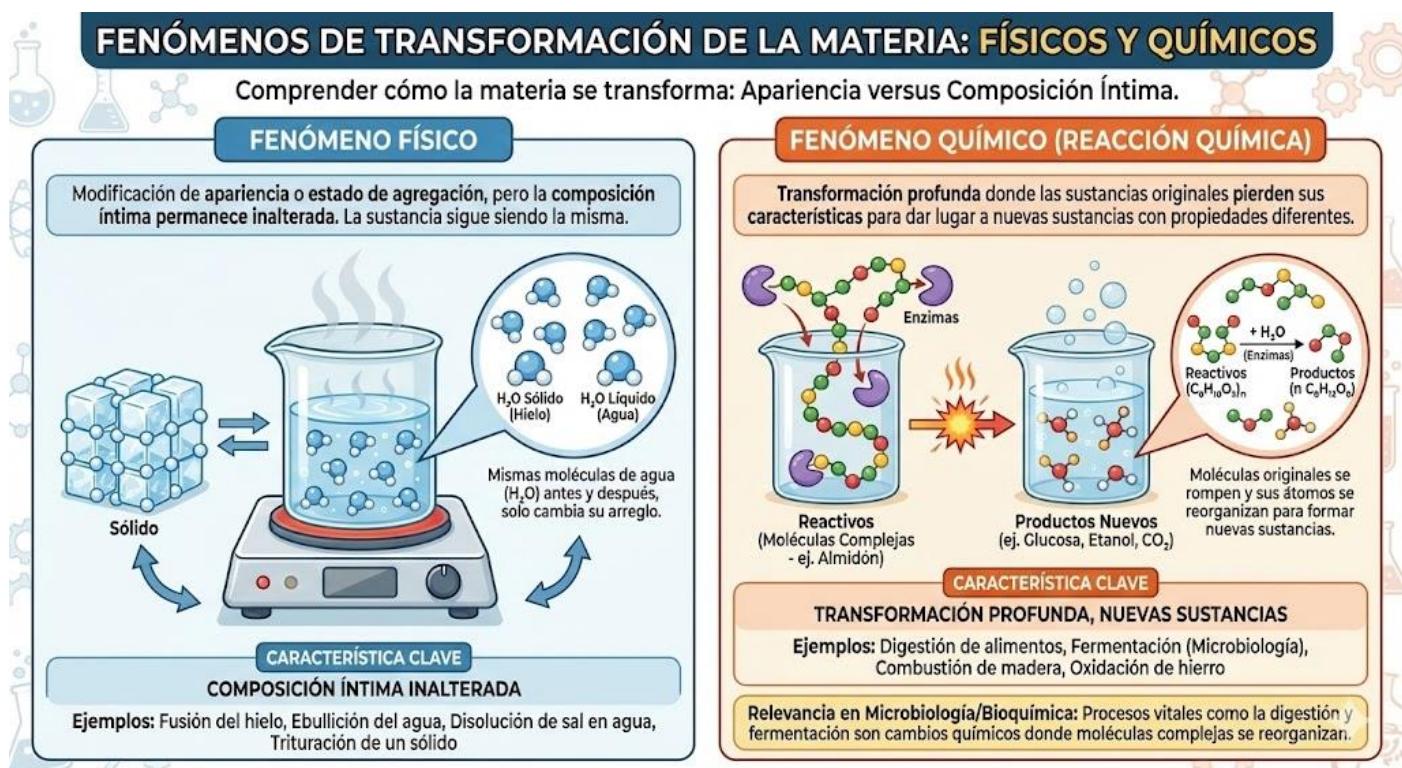
Las sustancias modifican su estado por variaciones de temperatura (calor) y presión, alterando la energía cinética de sus partículas sin cambiar su composición química.



Fenómenos Físicos y Químicos

Finalmente, es necesario comprender cómo se transforma la materia a través de los **fenómenos**.

Un **cambio físico** es aquel en el que la sustancia modifica su apariencia o estado de agregación (como la fusión del hielo), pero su composición íntima permanece inalterada; es decir, sigue siendo la misma sustancia antes y después del proceso. **En contraste con esto**, un **cambio químico** (o reacción química) implica una transformación profunda donde las sustancias originales pierden sus características para dar lugar a nuevas sustancias con propiedades diferentes. **Esto es particularmente relevante para la microbiología y la bioquímica porque** procesos como la digestión de alimentos o la fermentación son cambios químicos donde moléculas complejas se reorganizan para formar productos totalmente nuevos.



Actividades: Introducción a la Materia y sus Propiedades

Actividad 1 - Clasificación de la Materia

Indique si los siguientes sistemas corresponden a una **Sustancia Pura** (Elemento/Compuesto) o a una **Mezcla** (Homogénea/Heterogénea):

1. Agua salada: _____
2. Trozo de hierro: _____
3. Aire: _____
4. Amoniaco (NH_3): _____
5. Sangre: _____
6. Pieza de bronce: _____
7. Oro de 24 quilates: _____
8. Jugo de naranja con gas: _____
9. Vapor de agua: _____
10. Granito: _____

Actividad 2 - Cambios de la Materia

Clasifique las siguientes situaciones como **Cambio Físico** o **Cambio Químico**:

1. Hervir agua: _____
2. Quemar un papel: _____
3. Disolver azúcar en agua: _____
4. Oxidación de un clavo: _____
5. Fusión de la cera de una vela: _____
6. Digestión de un carbohidrato: _____
7. Fermentación de jugo de uva: _____
8. Cortar una pieza de aluminio: _____
9. Explosión de nitroglicerina: _____
10. Formación de escarcha en invierno: _____

Actividad 3 - Autoevaluación Conceptual

1. **¿Cuál de las siguientes es una propiedad intensiva?** a) Masa / b) Volumen / c) Densidad / d) Longitud
2. **Un cambio químico se distingue de uno físico porque:** a) Hay un cambio de estado / b) Se forman nuevas sustancias / c) Es reversible / d) El volumen aumenta
3. **La materia que tiene una composición fija y definida se llama:** a) Mezcla heterogénea / b) Sustancia pura / c) Disolución / d) Mezcla homogénea
4. **Si sumergimos un objeto en una probeta y el nivel del agua sube, ese cambio de nivel representa:** a) La masa del objeto / b) La densidad del objeto / c) El volumen del objeto / d) El peso específico
5. **¿Qué sucede con las moléculas de agua cuando el hielo se funde según la teoría cinética?** a) Se destruyen / b) Aumentan su energía cinética y movilidad / c) Se vuelven más grandes / d) Se transforman en hidrógeno gaseoso

La Evolución de los Modelos Atómicos: De la Indivisibilidad a la Probabilidad Cuántica

La comprensión de la estructura de la materia es uno de los pilares fundamentales para su formación en microbiología. **Entender cómo se organiza el átomo no es solo un ejercicio teórico, sino la base para comprender las interacciones moleculares, los enlaces químicos y los procesos energéticos que ocurren dentro de una célula.** A continuación, realizaremos un recorrido cronológico por los modelos que intentaron descifrar la arquitectura del átomo.

El Modelo de Dalton: El Átomo como Esfera Maciza

A principios del siglo XIX (1808), el científico inglés **John Dalton** rescató las ideas de los filósofos griegos para proponer la primera teoría atómica con base científica.

- **Descripción y Postulados:** Dalton visualizaba el átomo como una **esfera sólida, maciza, pequeña e indivisible**. Sus postulados principales establecían que los elementos están formados por partículas diminutas llamadas átomos, que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades, y que los compuestos se forman por la unión de átomos de diferentes elementos en proporciones fijas.
- **El Experimento Clave:** Dalton no basó su modelo en un experimento físico directo sobre el átomo, sino en el análisis de las **leyes de la combinación química**, como la Ley de la Conservación de la Masa y la Ley de las Proporciones Definidas.
- **Fallas y Limitaciones:** La investigación moderna demostró que **el átomo no es indivisible**, ya que posee una estructura interna de partículas subatómicas. Además, Dalton ignoraba la existencia de los **isótopos**, átomos del mismo elemento con masas diferentes debido a un número distinto de neutrones.

EL MODELO DE DALTON: EL ÁTOMO COMO ESFERA MACIZA

Propuesto por John Dalton (1808) - Primera teoría atómica con base científica.

EL MODELO DE DALTON: EL ÁTOMO COMO ESFERA MACIZA

Propuesto por John Dalton (1808) - Primera teoría atómica con base científica.

DESCRIPCIÓN Y POSTULADOS

- Los elementos están formados por partículas diminutas llamadas ÁTOMOS.


Átomos de un Elemento (Ej. Hidrógeno)

- Todos los átomos de un mismo elemento son IDÉNTICOS en MASA y propiedades.


Átomos Idénticos en Masa (Ej. Oxígeno)

- Los compuestos se forman por la UNIÓN de átomos de diferentes elementos en PROPORCIONES FIJAS.


Compuestos con proporciones definidas (Ej. H₂O, CO)

MODELO ATÓMICO DE ESFERAS MACIZAS

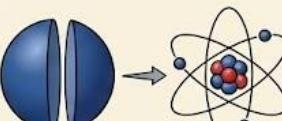


Visualizado como DALTONIAN ATOMA.

Visualizado como ESFERA SÓLIDA, MACIZA, pequeña e INDIVISIBLE.

FALLAS Y LIMITACIONES

EL ÁTOMO NO ES INDIVISIBLE



Posee una ESTRUCTURA INTERNA de partículas subatómicas (Protónes, Neutrinos, Electrones).

EXISTENCIA DE LOS ISÓTOPOS



Átomos del mismo elemento con MASAS DIFERENTES debido a un número distinto de neutrones. Dalton lo ignoraba.

EL EXPERIMENTO CLAVE

Dalton no basó su modelo en un experimento físico directo, sino en el análisis de las LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA



$$A + B \rightarrow C$$

Masa Total Reactivos = Masa Total Productos

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS



Elementos se combinan en proporciones fijas de masa para formar compuestos.

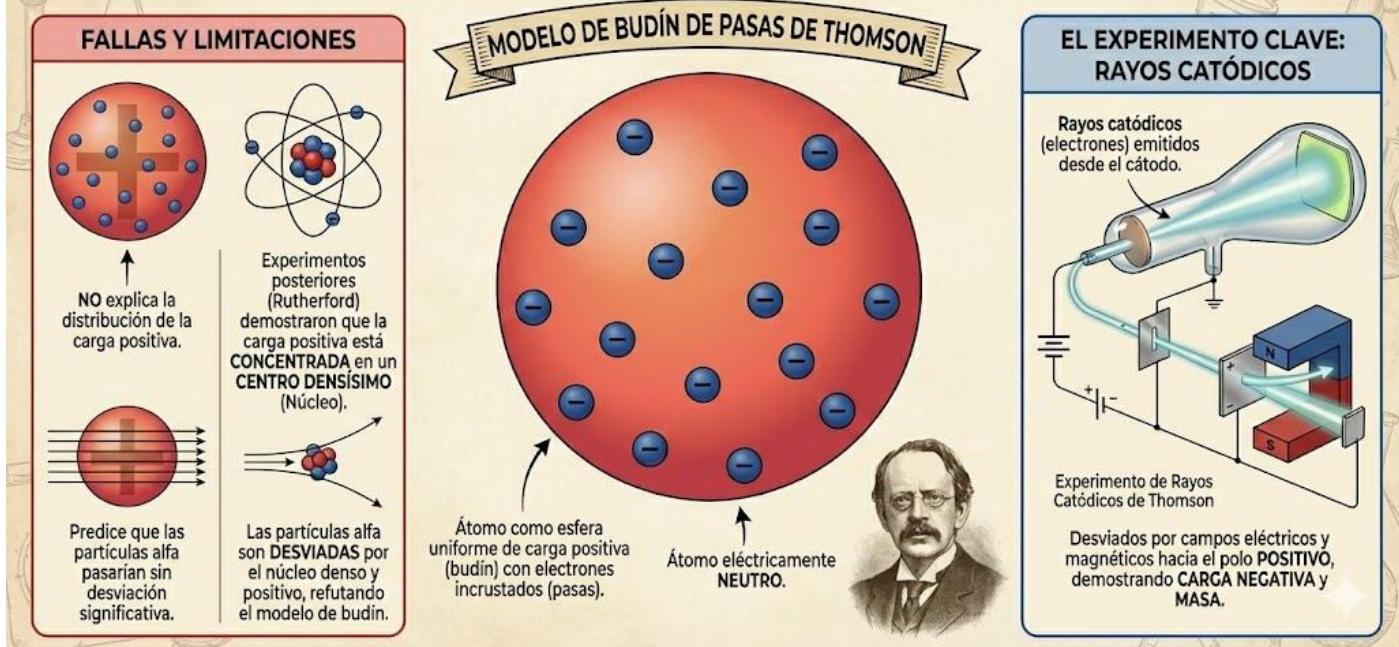
El Modelo de Thomson: El "Pudín de Pasas"

A finales del siglo XIX (1897), **J.J. Thomson** revolucionó la ciencia al demostrar que el átomo contenía partículas con carga negativa.

- **Descripción y Postulados:** Thomson propuso que el átomo era una **esfera uniforme de materia cargada positivamente**, en la cual se encontraban incrustados los electrones (cargas negativas) de manera similar a las pasas en un pastel. El átomo, en su conjunto, era eléctricamente neutro.
 - **El Experimento Clave:** El uso del **tubo de rayos catódicos** fue fundamental. Thomson observó que los rayos emitidos desde el cátodo eran desviados por campos eléctricos y magnéticos hacia el polo positivo, lo que demostraba que consistían en partículas con carga negativa y masa, a las que llamó **electrones**.
 - **Fallas y Limitaciones:** Este modelo no podía explicar la distribución de la carga positiva. Se consideraba que esta carga estaba difusa en toda la esfera, pero experimentos posteriores demostrarían que estaba concentrada en un centro densísimo.

EL MODELO DE THOMSON: EL “PUDÍN DE PASAS”

Propuesto por J.J. Thomson (1897) - Descubrimiento del Electrón.



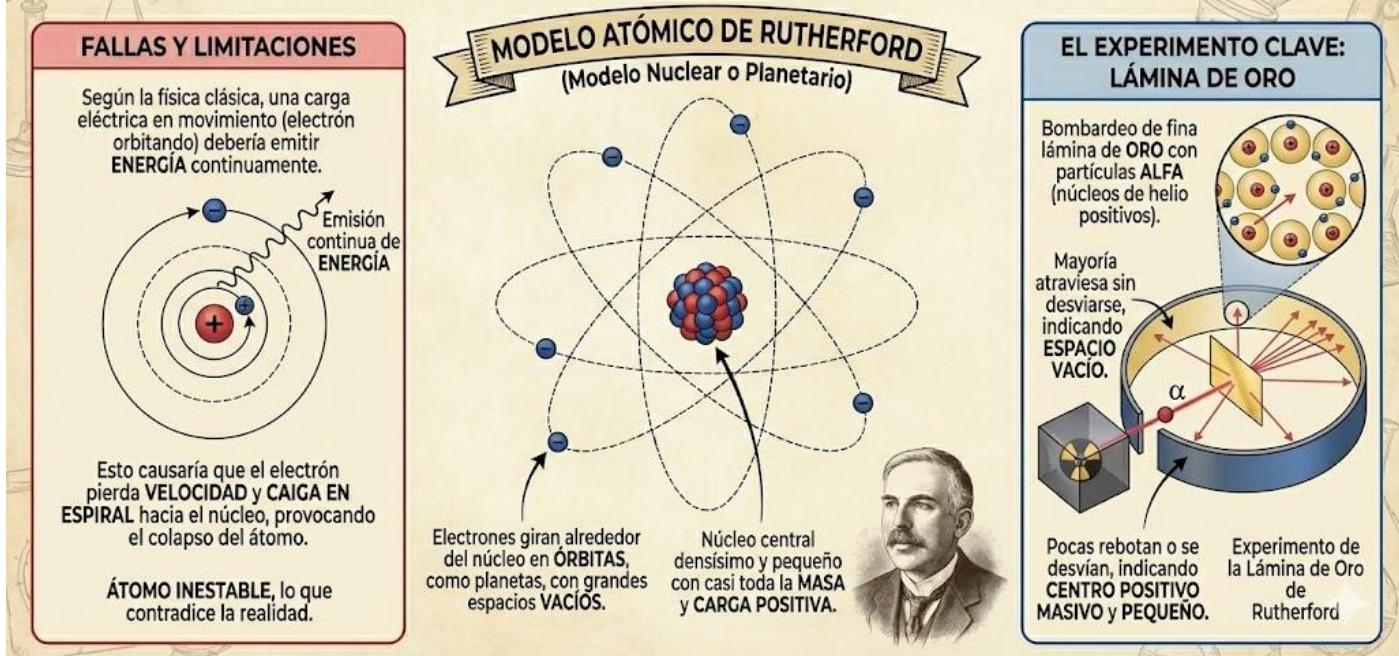
El Modelo de Rutherford: El Átomo Nuclear

En 1911, **Ernest Rutherford** propuso un modelo que cambió drásticamente la imagen del átomo, introduciendo el concepto de **núcleo**.

- **Descripción y Postulados:** Rutherford postuló que el átomo está formado por un **núcleo central densísimo y pequeño** donde reside casi toda la masa y la carga positiva (protones). Los electrones giran alrededor de este núcleo en órbitas, como planetas alrededor del Sol, dejando grandes espacios vacíos entre ellos.
- **El Experimento Clave:** El famoso **experimento de la lámina de oro**. Rutherford bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio con carga positiva). Observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, pero unas pocas rebotaban o sufrieron grandes desviaciones, lo que indicaba la existencia de un centro positivo muy masivo y pequeño.
- **Fallas y Limitaciones:** Según la física clásica, una carga eléctrica en movimiento (como el electrón orbitando) debería emitir energía continuamente. Esto causaría que el electrón perdiera velocidad y terminara por **caer en espiral hacia el núcleo**, provocando el colapso del átomo, algo que no sucede en la realidad.

EL MODELO DE RUTHERFORD: EL ÁTOMO NUCLEAR

Propuesto por Ernest Rutherford (1911) - Descubrimiento del Núcleo Atómico.



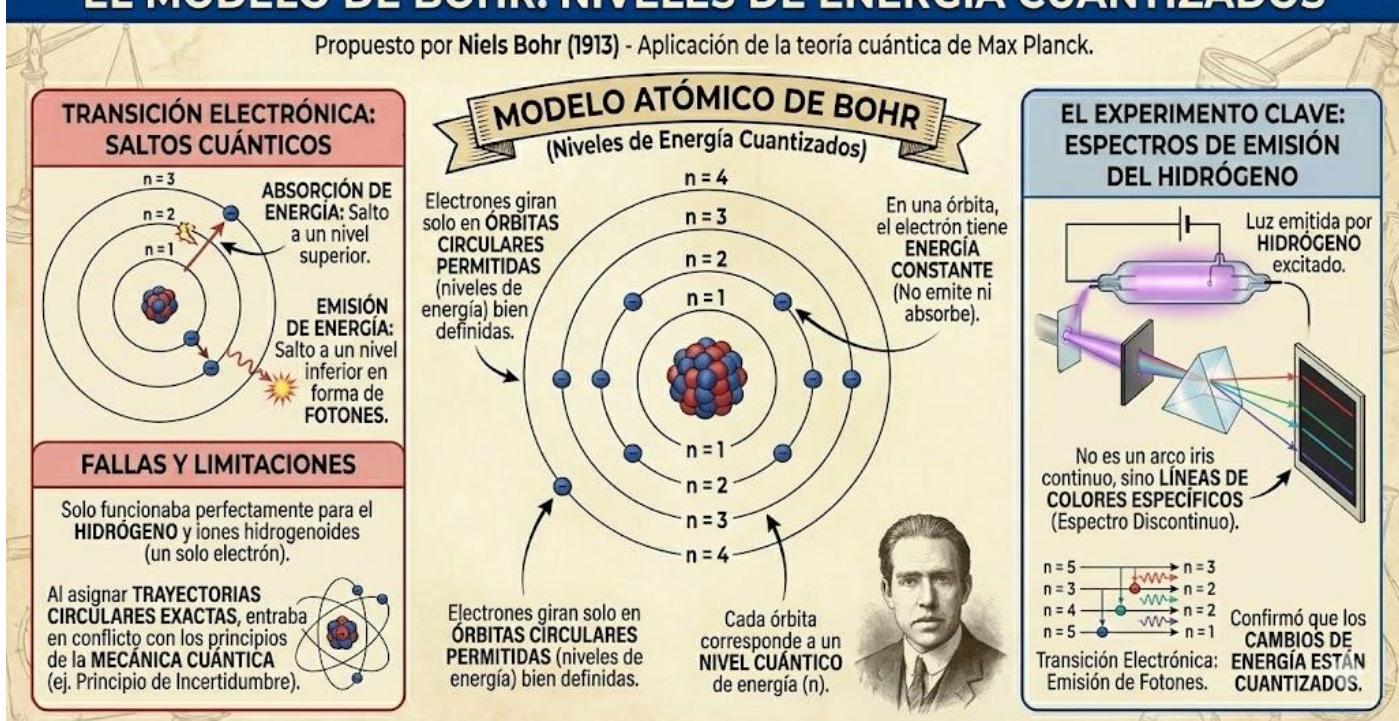
El Modelo de Bohr: Niveles de Energía Cuantizados

En 1913, **Niels Bohr** intentó solucionar la inestabilidad del modelo de Rutherford aplicando las ideas de la teoría cuántica de Max Planck.

- **Descripción y Postulados:** Bohr propuso que los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo en **órbitas circulares permitidas (niveles de energía)** bien definidas. Mientras el electrón permanece en una órbita, no absorbe ni emite energía. La energía solo se emite o absorbe cuando el electrón realiza un "salto" de un nivel a otro en forma de **fotones**.
- **El Experimento Clave:** Bohr basó su modelo en el estudio de los **spectros de emisión del hidrógeno**. Observó que la luz emitida por átomos de hidrógeno excitados no era un arco iris continuo, sino que consistía en líneas de colores específicos, lo que confirmaba que los cambios de energía estaban cuantizados.
- **Fallas y Limitaciones:** El modelo de Bohr solo funcionaba perfectamente para el hidrógeno y iones con un solo electrón (hydrogenoides). Además, al asignar trayectorias circulares exactas, entraba en conflicto con los principios de la mecánica cuántica que se estaban gestando.

EL MODELO DE BOHR: NIVELES DE ENERGÍA CUANTIZADOS

Propuesto por Niels Bohr (1913) - Aplicación de la teoría cuántica de Max Planck.



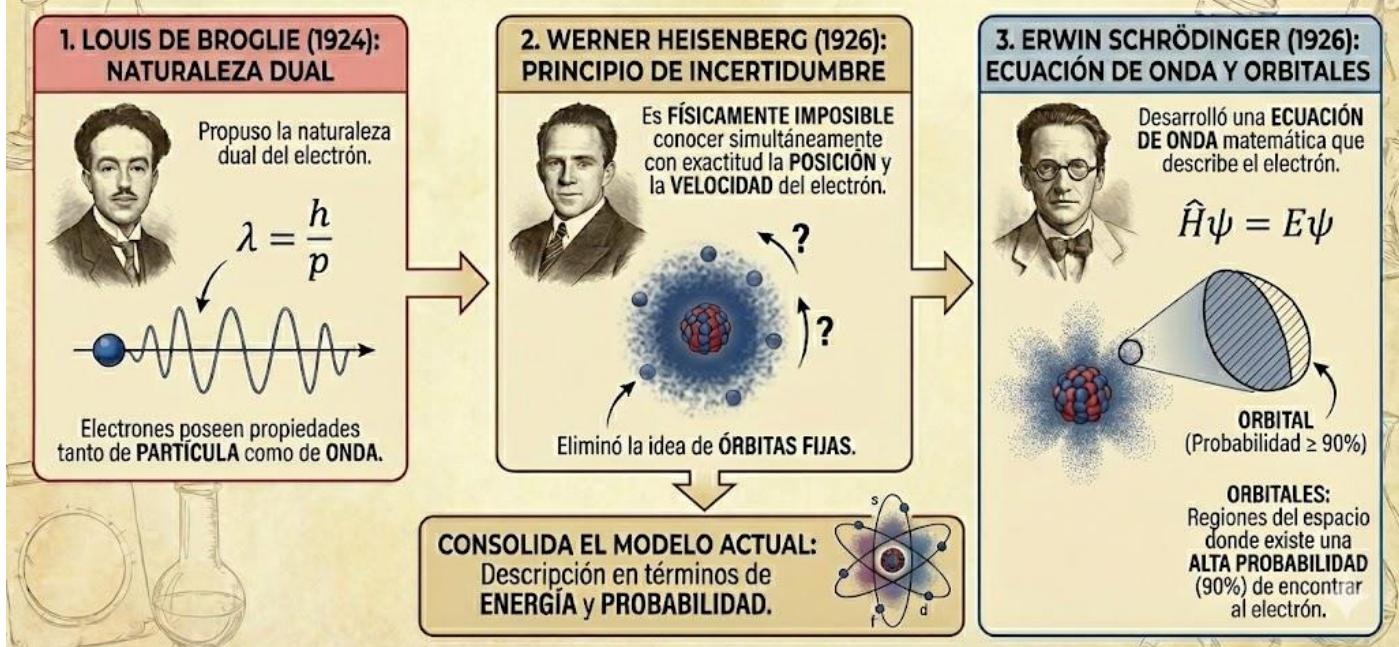
El Tránsito hacia el Modelo Mecánico-Cuántico Actual

A partir de 1920, el modelo de Bohr resultó insuficiente para explicar átomos más complejos. La transición hacia el modelo actual se consolidó mediante tres aportes fundamentales que abandonaron la idea de órbitas físicas por la de **densidad de probabilidad**:

1. **Louis de Broglie (1924):** Propuso la **naturaleza dual del electrón**, sugiriendo que, al igual que la luz, los electrones poseen propiedades tanto de partícula como de onda.
2. **Werner Heisenberg (1926):** Formuló el **Principio de Incertidumbre**, estableciendo que es físicamente imposible conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la velocidad (momento) de un electrón. Esto eliminó definitivamente la idea de órbitas fijas.
3. **Erwin Schrödinger (1926):** Desarrolló una **ecuación de onda** matemática que describe el comportamiento del electrón en términos de energía y probabilidad. En lugar de órbitas, este modelo habla de **orbitales**, que son regiones del espacio alrededor del núcleo donde existe una probabilidad del 90% o más de encontrar al electrón.

EL TRÁNSITO HACIA EL MODELO MECÁNICO-CUÁNTICO ACTUAL

A partir de 1920: Abandono de órbitas físicas por densidad de probabilidad.



Como analogía para su estudio: Imaginen los modelos anteriores como una fotografía nítida de un planeta en una ruta fija (Bohr), mientras que el modelo actual es más parecido a una **nube o enjambre de mosquitos** alrededor de una luz central: no sabemos exactamente dónde está cada mosquito en un segundo dado, pero sí conocemos la forma de la "nube" donde es más probable encontrarlos.

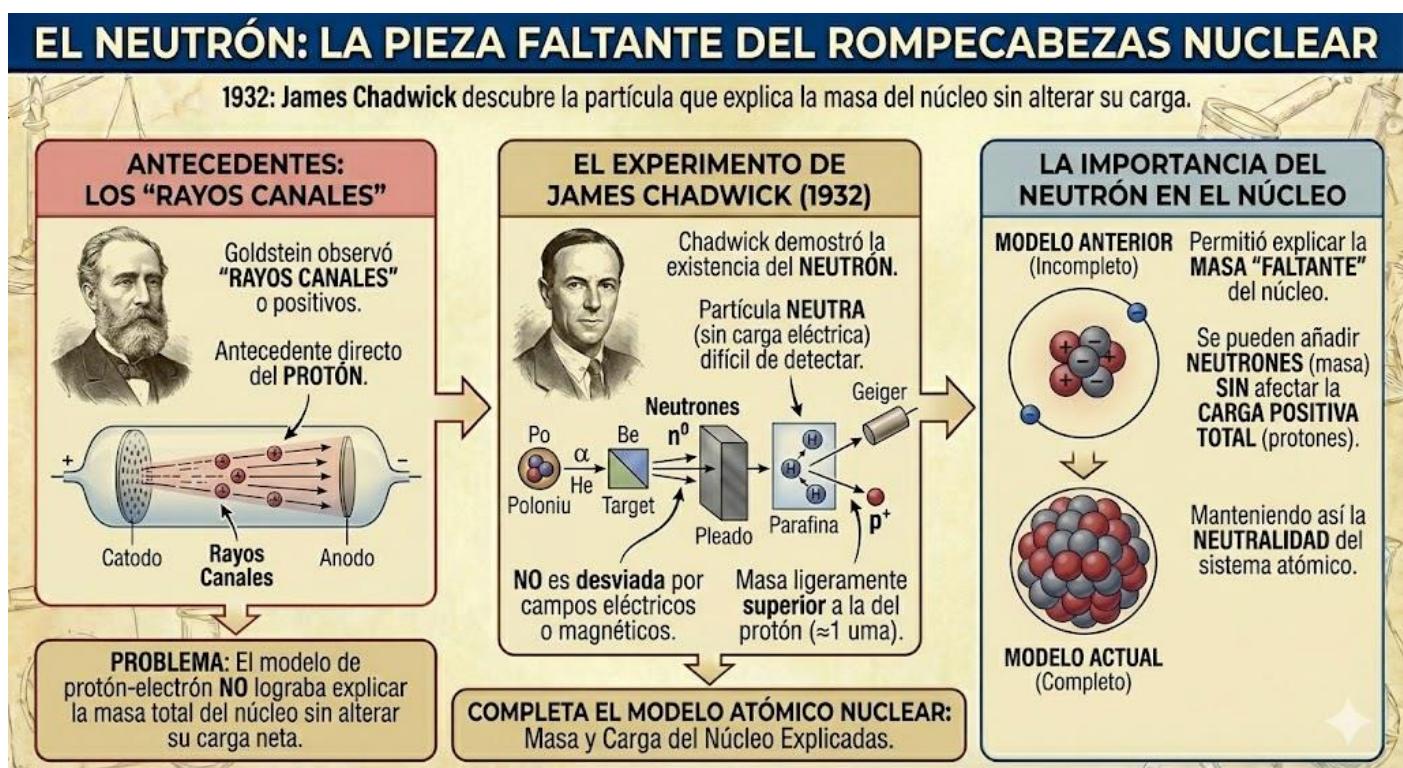
Identidad Atómica y Completamiento del Modelo

La comprensión integral de la arquitectura atómica requirió más de un siglo de investigaciones experimentales. Tras el establecimiento del núcleo positivo por Rutherford y la caracterización del electrón, la ciencia se enfrentó a una inconsistencia fundamental: la masa observada de los átomos era, en la mayoría de los casos, mucho mayor que la suma de las masas de sus protones y electrones.

El descubrimiento del neutrón (1932)

Antes de llegar a la pieza final del rompecabezas, es necesario recordar que en 1886 **Eugen Goldstein** había observado "rayos canales" o positivos en tubos de descarga, lo que supuso el antecedente directo del **protón**. Sin embargo, el modelo seguía incompleto porque no lograba explicar la masa total del núcleo sin alterar su carga eléctrica neta.

En 1932, el físico inglés **James Chadwick** demostró experimentalmente la existencia del **neutrón**. Esta partícula resultó ser extremadamente difícil de detectar debido a que carece de carga eléctrica (es **eléctricamente neutra**) y, por lo tanto, no es desviada por campos eléctricos o magnéticos. El **neutrón** posee una masa ligeramente superior a la del protón, aproximadamente **1 una** (unidad de masa atómica). **Esto es fundamental porque** permitió explicar la masa "faltante" del núcleo: un átomo puede tener una masa elevada añadiendo neutrones sin que su carga positiva total (protones) se vea afectada, manteniendo así la neutralidad del sistema.



Parámetros de identidad atómica

Para definir con precisión a un átomo, la química utiliza dos magnitudes fundamentales que funcionan como su registro de identidad:

- **Número Atómico (Z):** Representa la cantidad de **protones** presentes en el núcleo. Se considera la "**huella digital**" del elemento porque **Z define la identidad química**; no existen dos elementos distintos con el mismo número de protones. En un átomo neutro, este valor también indica el número de electrones.
- **Número Másico (A):** Es la suma total de **protones (Z)** y **neutrones (N)** en el núcleo. Se expresa matemáticamente como: $A = Z + N$. Es importante destacar que **los electrones no**

se suman a la masa debido a que su masa es **despreciable** (aproximadamente 1/1836 a 1/1840 de la masa de un protón), por lo que no influyen significativamente en el valor de **A**.

PARÁMETROS DE IDENTIDAD ATÓMICA

Magnitudes fundamentales para definir con precisión la identidad de un átomo.

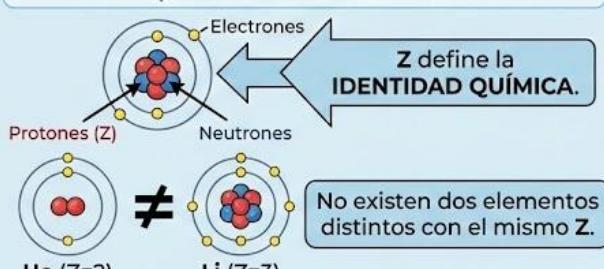
NÚMERO ATÓMICO (Z)

HUELLA DIGITAL DEL ELEMENTO

Representa la cantidad de **PROTONES** presentes en el **NÚCLEO**.



Z define la IDENTIDAD QUÍMICA.



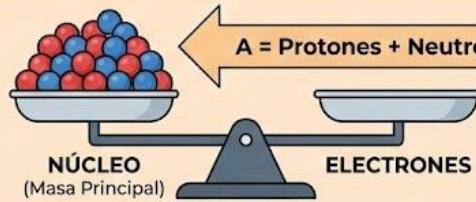
No existen dos elementos distintos con el mismo Z.

 En un **ÁTOMO NEUTRO**, este valor también indica el número de **ELECTRONES**.

NÚMERO MÁSICO (A)

A = Z + N

Es la **SUMA TOTAL** de **PROTONES (Z)** y **NEUTRONES (N)** en el **NÚCLEO**.



NÚCLEO (Masa Principal) **ELECTRONES**

Los **ELECTRONES** NO se suman a la masa.

Masa del electrón es **DESPRECIALBLE** (aprox. 1/1836 a 1/1840 de la masa de un protón), por lo que no influyen significativamente en el valor de A.

RESUMEN: **Z** = IDENTIDAD (Protones), **A** = MASA TOTAL (Protones + Neutrones).

Isótopos: Los "gemelos" atómicos

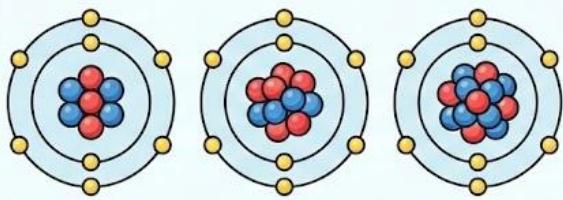
Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que poseen el mismo número de protones (mismo **Z**) pero difieren en su cantidad de neutrones, lo que les otorga un **número másico (A)** distinto.

Como ejemplos clásicos encontramos los isótopos del **Carbono**: el **Carbono-12** (6 protones, 6 neutrones), el **Carbono-13** (6 protones, 7 neutrones) y el radiactivo **Carbono-14** (6 protones, 8 neutrones). En el caso del **Hidrógeno**, sus isótopos reciben nombres específicos: **Protio** ($A = 1$), **Deuterio** ($A = 2$) y **Tritio** ($A = 3$). **Esto explica por qué** las masas atómicas en la tabla periódica presentan decimales; no representan a un solo átomo, sino que son un **promedio ponderado** de todos los isótopos naturales de ese elemento según su abundancia relativa.

ISÓTOPOS: LOS “GEMELOS” ATÓMICOS

Átomos del MISMO ELEMENTO con MISMO NÚMERO DE PROTONES (Z) pero DISTINTO NÚMERO DE NEUTRONES y MASA (A).

EJEMPLO CLÁSICO: CARBONO



CARBONO-12
(C-12)

CARBONO-13
(C-13)

CARBONO-14 (C-14)
(Radiactivo)

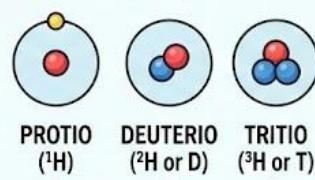
Z = 6 Protones,
N = 6 Neutrones,
A = 12

Z = 6 Protones,
N = 7 Neutrones,
A = 13

Z = 6 Protones,
N = 8 Neutrones,
A = 14

Mismo Z, Distinto A

EJEMPLO: HIDRÓGENO (Nombres Específicos)



PROTIO
(¹H)

DEUTERIO
(²H or D)

TRITIO
(³H or T)

Z = 1 Protón,
N = 0
Neutrones,
A = 1

Z = 1 Protón,
N = 1
Neutrón,
A = 2

Z = 1 Protón,
N = 2
Neutrones,
A = 3

Mismo (¹H)

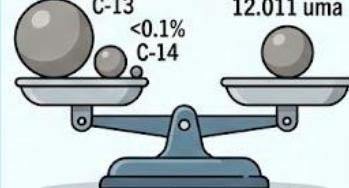
Mismo Z, Distinto A

MASA ATÓMICA PROMEDIO (Tabla Periódica)

98.9%

C-12
1.1%
C-13
<0.1%
C-14

MASA
ATÓMICA
PROMEDIO:
12.011 uma



Las masas en la tabla periódica tienen decimales porque son un PROMEDIO PONDERADO de todos los isótopos naturales según su ABUNDANCIA RELATIVA.

Formación de iones: La pérdida de la neutralidad

Un átomo neutro posee igual número de cargas positivas (protones) y negativas (electrones). Sin embargo, los átomos pueden ganar o perder electrones durante procesos químicos para ganar estabilidad, convirtiéndose en **iones**.

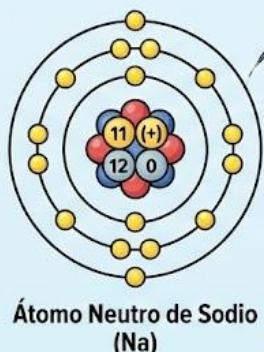
4. **Catión:** Se forma cuando un átomo pierde electrones, resultando en un exceso de carga positiva. Por ejemplo, el sodio al ceder un electrón se escribe como Na^+ .
5. **Anión:** Se forma cuando un átomo gana electrones, adquiriendo una carga neta negativa. Por ejemplo, el cloro al captar un electrón se representa como Cl^- .

En este sentido, mientras que el núcleo (Z y A) determina qué es el átomo y cuánto pesa, la nube electrónica y la formación de **iones** determinan cómo interactúa con el mundo, sacrificando a menudo su neutralidad eléctrica en busca de un estado energético más estable.

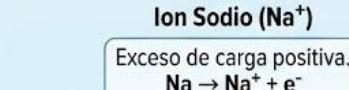
FORMACIÓN DE IONES: LA PÉRDIDA DE LA NEUTRALIDAD

Los átomos ganan o pierden electrones para alcanzar estabilidad, convirtiéndose en **IONES** con carga neta.

1. CATIÓN (Pérdida de Electrones → Carga Positiva)

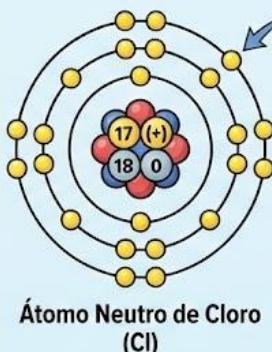


Pierde 1 Electrón

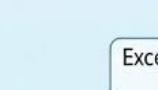


Exceso de carga positiva.
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

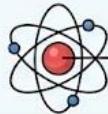
2. ANIÓN (Ganancia de Electrones → Carga Negativa)



Gana 1 Electrón



CONCLUSIÓN: IDENTIDAD vs. INTERACCIÓN



NÚCLEO (Z y A):
Determina QUÉ ES y CUÁNTO PESA



NUBE ELECTRÓNICA E IONES:
Determinan CÓMO INTERACTÚA y su ESTABILIDAD
(Sacrificando neutralidad)

La evolución del modelo atómico permitió comprender que la identidad de cada elemento y su comportamiento químico dependen de la organización de sus partículas subatómicas, en particular de sus electrones. Esta comprensión resulta fundamental para interpretar el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica y explicar por qué ciertos átomos reaccionan de manera semejante, aspecto que será desarrollado en el capítulo siguiente.

Actividades: Evolución y Estructura del Átomo

Actividad 1: Test de Conceptos (Selección Múltiple)

- 1. ¿Cuál de los siguientes postulados pertenece originalmente a John Dalton?** a) Los electrones orbitan el núcleo como planetas. b) El átomo posee una estructura interna de quarks. c) Los átomos son partículas diminutas, indivisibles e indestructibles. d) La mayor parte del átomo es espacio vacío.

- 2. J.J. Thomson descubrió la existencia del electrón mediante el experimento de:** a) El bombardeo de láminas de oro. b) Los tubos de rayos catódicos. c) El uso de un espectrómetro de masas. d) La desintegración del uranio.

- 3. ¿Qué modelo atómico sugería que el átomo era una esfera de carga positiva con electrones incrustados como "pasas"?** a) Modelo de Rutherford. b) Modelo de Bohr. c) Modelo de Thomson. d) Modelo Mecánico-Cuántico.

- 4. En el experimento de Rutherford, el hecho de que algunas partículas alfa rebotaran demostró que:** a) El átomo es una esfera maciza. b) Los electrones están fijos en el espacio. c) Existe un núcleo denso, pequeño y con carga positiva. d) El átomo es una entidad sin carga.

- 5. ¿Qué científico propuso que los electrones solo pueden ocupar órbitas circulares con niveles de energía específicos?** a) James Chadwick. b) Niels Bohr. c) Werner Heisenberg. d) John Dalton.

- 6. El número atómico (Z) indica estrictamente:** a) La suma de protones y neutrones. b) La cantidad de electrones en el último nivel. c) El número de protones presentes en el núcleo. d) La masa promedio ponderada del elemento.

- 7. James Chadwick descubrió en 1932 una partícula sin carga llamada:** a) Protón. b) Electrón. c) Neutrón. d) Quark.

- 8. Dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen el mismo número atómico pero diferente:** a) Número de electrones. b) Número de masa (A). c) Cantidad de protones. d) Nivel de energía principal.

9. En el modelo mecánico-cuántico actual, el concepto de "órbita" es reemplazado por:

- a) Trayectorias espirales.
- b) Orbitales (regiones de probabilidad).
- c) Esferas sólidas de Dalton.
- d) Niveles de pasas de Thomson.

10. Para que un átomo sea eléctricamente neutro, debe tener: a) Más neutrones que protones.

b) Igual número de protones y neutrones.

c) Igual número de protones y electrones.

d) Solamente electrones en su corteza.

Actividad 2: Lectura Crítica (Verdadero o Falso)

Instrucciones: Indique si la afirmación es **V** o **F**. En caso de ser **Falsa**, justifique basándose en el texto.

11. Dalton postuló que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en su masa. () Justificación: _____

12. El experimento de Rutherford confirmó que el modelo del "pudín de pasas" de Thomson era correcto. () Justificación:

13. Un neutrón tiene una masa insignificante en comparación con la del electrón. ()
Justificación: _____

14. Según el Principio de Incertidumbre de Heisenberg, es posible conocer exactamente la posición y velocidad de un electrón al mismo tiempo. () Justificación:

15. En la actualidad, el átomo se define como una región donde el núcleo está rodeado por una "nube" de probabilidad. () Justificación:

16. La masa de un electrón es aproximadamente 1/1840 de la masa de un protón. ()
Justificación: _____

17. Los electrones en el modelo de Bohr pueden situarse en cualquier punto entre dos niveles de energía. () Justificación: _____

18. El número de masa (A) es la suma de protones y neutrones en el núcleo. ()

Justificación: _____

Actividad 3: Partículas Subatómicas

Instrucciones: Complete el siguiente cuadro técnico con la información de las fuentes.

Partícula	Carga Eléctrica Relativa	Ubicación en el Átomo	Masa Relativa (aprox. una)
Protón			
Neutrón			
Electrón			

Preguntas de razonamiento:

19. ¿Qué sucede con la identidad del elemento si cambiamos el número de protones?

20. ¿Qué forma si alteramos solo el número de electrones de un átomo neutro?

21. ¿Qué varía en un átomo si cambiamos el número de neutrones, pero mantenemos igual el número de protones?

Actividad 4: Preguntas de Desarrollo Breve (Lectura Comprensiva)

22. Sobre Rutherford: ¿Qué hecho específico observó en su experimento de la lámina de oro que le demostró que el átomo no era una esfera blanda, sino que tenía un núcleo duro y denso?

23. Sobre la Analogía del Modelo Actual: El texto compara el comportamiento del electrón con un "enjambre de mosquitos" o una "nube". Según esta descripción, ¿sabemos dónde está el electrón exactamente en un momento dado o solo sabemos dónde es probable encontrarlo?

24. Sobre Iones: Basándose en el ejemplo del Sodio (Na) en el texto, ¿qué proceso debe realizar un átomo neutro para convertirse en un **Catión** (ganar o perder electrones)?

25. Sobre Isótopos: Compare el Carbono-12 y el Carbono-14 mencionados en las fuentes.

¿Qué número tienen exactamente igual (protones) y qué partícula subatómica tienen en cantidad diferente?

26. Sobre la diferencia Dalton vs. Actualidad: Dalton afirmaba que el átomo era la partícula más pequeña e "indivisible". Nombre al menos una partícula subatómica (electrón, protón o neutrón) mencionada en los textos que demuestre que Dalton estaba equivocado.

Actividad 5: Identidad Atómica Y Iones

27. Tabla de Partículas Subatómicas (Átomos Neutros)

Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla. Recuerde que, en un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones.

Elemento	Símbolo	Z (Núm. Atómico)	A (Núm. de Masa)	Protones (p^+)	Neutrones (n^0)	Electrones (e^-)
Hidrógeno	H	1	1	(a)	(b)	1
Carbono	C	(c)	12	6	6	(d)
Oxígeno	O	8	(e)	(f)	8	8
Sodio	Na	11	23	(g)	(h)	(i)
Cloro	Cl	(j)	(k)	17	18	17

28. Ejercicios de Iones (Cationes y Aniones)

Determine la cantidad de protones, neutrones y electrones para las siguientes especies cargadas. Recuerde que un ion se forma por la pérdida o ganancia de electrones; la cantidad de protones permanece inalterada.

- Ion Sodio (Na^+):** Datos: $Z = 11$, $A = 23$.
 - Protones: _____ | Neutrones: _____ | Electrones: _____.
- Ion Óxido (O^{2-}):** Datos: $Z = 8$, $A = 16$.
 - Protones: _____ | Neutrones: _____ | Electrones: _____.
- Ion Aluminio (Al^{3+}):** Datos: $Z = 13$, $A = 27$.
 - Protones: _____ | Neutrones: _____ | Electrones: _____.
- Ion Cloruro (Cl^-):** Datos: $Z = 17$, $A = 35$.
 - Protones: _____ | Neutrones: _____ | Electrones: _____.
- Ion Calcio (Ca^{2+}):** Datos: $Z = 20$, $A = 40$.
 - Protones: _____ | Neutrones: _____ | Electrones: _____.

29. Desafío de Isótopos

Analice los siguientes dos núclidos de un mismo elemento y responda las interrogantes planteadas.

Problema: Compare el **Carbono-12** ($^{12}_6C$) y el **Carbono-14** ($^{14}_6C$).

- **¿Cuál es la partícula subatómica que varía entre ambos isótopos?**
- **Indique la cantidad exacta de esa partícula para cada uno:**
 - Carbono-12 tiene: _____ unidades.
 - Carbono-14 tiene: _____ unidades.
- **¿Por qué ambos siguen siendo el mismo elemento a pesar de tener masas diferentes?**

La Tabla Periódica: El Mapa Predictivo de la Química

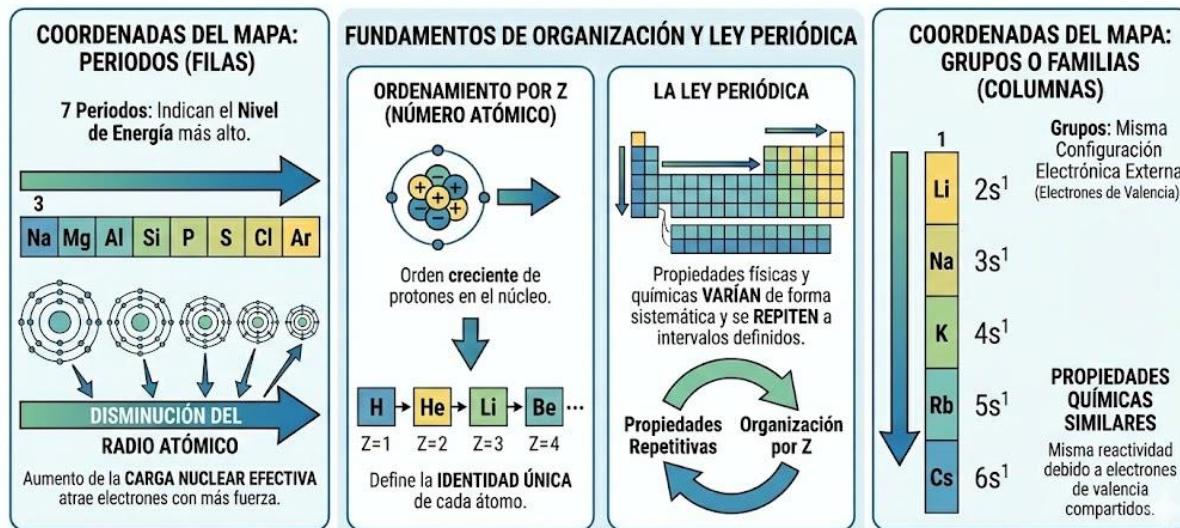
La tabla periódica moderna no es una simple lista, sino una herramienta de organización basada en la organización de los electrones en los átomos, que permite predecir el comportamiento químico de los elementos.

Fundamentos de Organización y Ley Periódica

- **Ordenamiento por Z:** Los elementos están dispuestos en orden creciente de su **número atómico (Z)**, el cual representa la cantidad de protones presentes en el núcleo y define la identidad única de cada átomo.
- **La Ley Periódica:** Establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos varían de manera sistemática y se repiten a intervalos regulares cuando los elementos se organizan por su número atómico.
- **Coordenadas del Mapa:**
 - **Periodos (Filas):** Existen siete periodos que indican el nivel de energía más externo en el que se encuentran los electrones de los átomos. A medida que se avanza hacia la derecha en un periodo, el **radio atómico** tiende a disminuir debido al aumento de la **carga nuclear efectiva**, que atrae con mayor intensidad a los electrones hacia el núcleo.
 - **Grupos o Familias (Columnas):** Los elementos que pertenecen a una misma columna poseen igual número de electrones de valencia, lo que les confiere propiedades químicas semejantes y explica su comportamiento reactivo similar.

LA TABLA PERIÓDICA MODERNA: REFLEJO DEL ORDEN ATÓMICO Y REACTIVIDAD

Base para predecir la reactividad y el orden de llenado de orbitales.



Familias y Bloques Químicos

La organización de la tabla periódica puede analizarse desde dos criterios complementarios: el **subnivel electrónico que se está llenando** (bloques) y el **comportamiento químico de los elementos** (familias o grupos).

Bloques electrónicos (s, p, d, f):

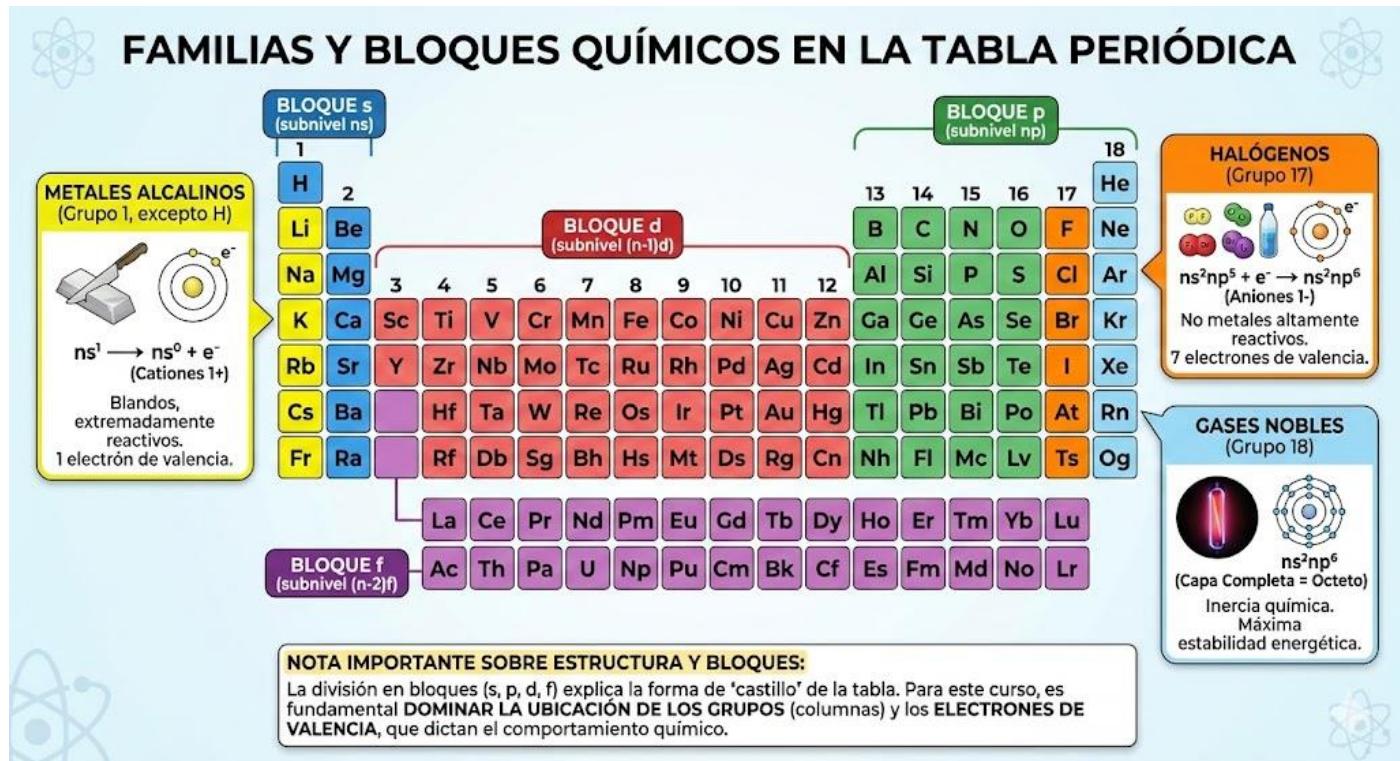
La tabla se divide en bloques según el subnivel energético que se completa en cada región: los grupos 1 y 2 conforman el bloque s; los grupos 13 al 18, el bloque p; los metales de transición pertenecen al bloque d; y las tierras raras al bloque f. Esta división explica la forma característica de la tabla y está directamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos.

Principales familias químicas:

- Metales alcalinos (Grupo 1):** Excepto el hidrógeno, son metales blandos y altamente reactivos. Poseen un solo electrón de valencia (ns^1), que tienden a perder con facilidad para formar cationes M^+ .
- Halógenos (Grupo 17):** Son no metales muy reactivos que suelen presentarse como moléculas diatómicas (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). Tienen siete electrones de valencia y una marcada tendencia a ganar uno, formando aniones X^- .

Nota: Los símbolos M^+ y X^- representan cargas típicas en forma general. En la práctica, algunos metales y no metales pueden presentar otras cargas (por ejemplo, Ca^{2+} , Al^{3+} , O^{2-}).

- Gases nobles (Grupo 18):** Se caracterizan por su muy baja reactividad química, ya que presentan su capa de valencia completa (octeto), lo que representa un estado de máxima estabilidad energética.



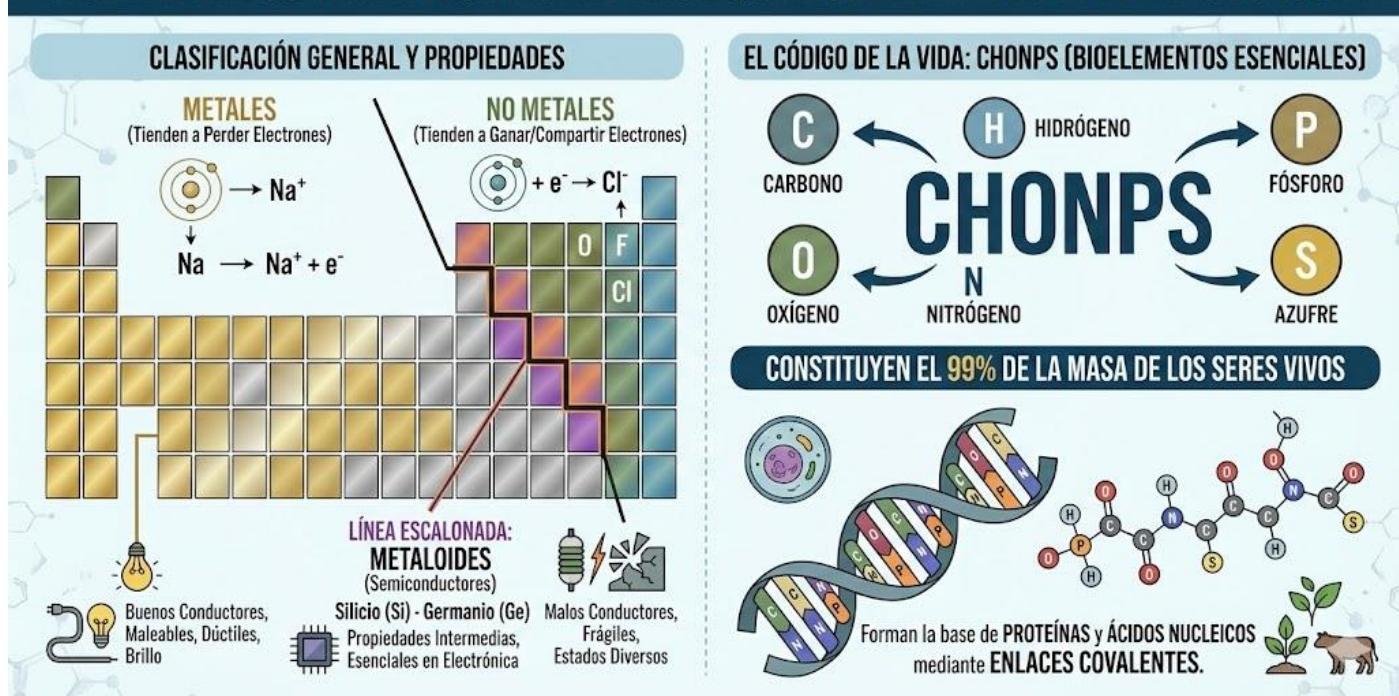
Nota sobre la estructura de la Tabla (Bloques s, p, d, f): Es posible que en libros más avanzados observen que la tabla se divide en "bloques". Esto se debe a la configuración electrónica detallada (subniveles): las dos primeras columnas forman el bloque s, la zona derecha el bloque p, el centro el d y la parte inferior el f. **Importante para este curso:** Aunque esta división explica la forma de "castillo" de la tabla, para nuestros objetivos en la Tecnicatura lo fundamental es que dominen la ubicación de los **Grupos (columnas)** y sepan identificar los **electrones de valencia**, ya que estos dictan el comportamiento químico.

Bioelementos y Metaloides

- **Metales vs. No Metales:** Los metales (izquierda/centro) tienden a perder electrones y son buenos conductores; los no metales (derecha) tienden a ganarlos o compartirlos.
 - **Metaloides:** Se ubican en la línea escalonada y tienen propiedades intermedias, siendo vitales como semiconductores (ej: Silicio, Germanio).
 - **CHONPS:** Carbono, Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Fósforo y Azufre son los no metales esenciales que constituyen el 99% de la masa de los seres vivos, formando la base de proteínas y ácidos nucleicos mediante enlaces covalentes.

El siguiente esquema sintetiza visualmente la clasificación de los elementos químicos según su carácter metálico, así como la ubicación de los bioelementos esenciales en la tabla periódica.

BIOELEMENTOS Y METALOIDES: LA BASE QUÍMICA DE LA VIDA Y LA TECNOLOGÍA



La tabla periódica permite identificar y comparar a los elementos según su estructura electrónica y su comportamiento químico. Sin embargo, para poder trabajar con sustancias reales en el laboratorio —pesarlas, contarlas y relacionar cantidades visibles con entidades atómicas invisibles— es necesario introducir herramientas de medición específicas. En este contexto surgen las magnitudes atómicas y moleculares, que actúan como el nexo entre el mundo submicroscópico de los átomos y el mundo macroscópico de la balanza.

Actividad: La tabla periódica

Actividad 1: El "DNI" de los Bioelementos (CHONPS)

Objetivo: Identificar la ubicación y los electrones de valencia de los seis elementos que constituyen la base molecular de la vida.

Complete la siguiente tabla para los elementos **Carbono (C)**, **Hidrógeno (H)**, **Oxígeno (O)**,

Nitrógeno (N), **Fósforo (P)** y **Azufre (S)**. Recuerde que, para los elementos representativos, el **número de grupo (IA al VIIA)** indica directamente la cantidad de **electrones de valencia**.

Bioelemento	Símbolo	Grupo (Número o Romano)	Tipo (Metal / No Metal)	Electrones de Valencia
Carbono	C			
Hidrógeno	H			
Oxígeno	O			
Nitrógeno	N			
Fósforo	P			
Azufre	S			

Actividad 2: El Camino a la Estabilidad (Búsqueda del Octeto)

Objetivo: Relacionar la cantidad de electrones de valencia con la tendencia de los átomos a alcanzar una configuración estable similar a la de un **gas noble**.

Responda las siguientes preguntas conceptuales basándose en la **Regla del Octeto**, la cual establece que los átomos son más estables cuando se rodean de **ocho electrones** en su nivel más externo.

1. El **Carbono (C)** tiene 4 electrones de valencia. ¿Cuántos electrones adicionales necesita "ganar" o compartir para alcanzar la estabilidad del octeto?
2. El **Oxígeno (O)** y el **Azufre (S)** pertenecen al mismo grupo (6A). ¿Tienen el mismo número de electrones de valencia? ¿Cuántos electrones les faltan a cada uno para completar ocho?
3. El **Hidrógeno (H)** es una excepción a la regla del octeto (Regla del Dueto). ¿Con cuántos electrones alcanza su máxima estabilidad?

4. ¿Por qué los **Gases Nobles** (como el Neón o el Argón) no tienden a formar enlaces químicos con los bioelementos anteriores?

Actividad 3: Predicción de Uniones Químicas

Objetivo: Preparar la comprensión de los tipos de enlace basándose en el carácter metálico y la posición en la tabla periódica.

Analice las siguientes situaciones y determine la tendencia de los electrones:

- **Situación A:** Si el **Sodio (Na)**, un metal alcalino del grupo 1A con 1 electrón de valencia, se encuentra con el **Cloro (Cl)**, un halógeno del grupo 7A con 7 electrones de valencia: ¿Qué es más probable, que el sodio **ceda** su electrón o que lo **comparta** para que ambos sean estables?
- **Situación B:** Si dos no metales, como el **Carbono (C)** y el **Oxígeno (O)**, deciden unirse para formar dióxido de carbono (CO_2): Dado que ambos tienen alta electronegatividad (tendencia a atraer electrones), ¿creen que se transferirán electrones o que tendrán que **compartirlos**?

Magnitudes Atómicas y Moleculares

La química requiere transitar entre el mundo **submicroscópico** de las partículas y el mundo **macroscópico** del laboratorio.

Masa Atómica Relativa (MA_r) y el Carbono 12

Debido a que los átomos son extremadamente diminutos (masas del orden de 10^{-24} g), no es práctico usar gramos para describirlos individualmente. Por ello, se utiliza una escala de **masas relativas**.

- **Definición:** La **Masa Atómica Relativa** es la masa de un átomo comparada con un patrón. Por acuerdo internacional, el patrón es el isótopo de **Carbono 12**, al cual se le asignó un valor exacto de **12 unidades de masa atómica (uma o "u")**.
- **La Unidad de Masa Atómica (uma):** Se define estrictamente como **la doceava parte (1/12) de la masa del átomo de Carbono 12**. Su valor aproximado es 1.66×10^{-24} g.
- **Masa Atómica Promedio:** El valor en la tabla periódica es un **promedio ponderado** de las masas de todos los isótopos naturales de un elemento, según su abundancia relativa en la Tierra.

$$\text{Masa atómica promedio} = \frac{\sum(m_i \cdot \text{abundancia relativa}_i)}{100}$$

Donde:

- m_i es la **masa del isótopo *i***
- la **abundancia relativa** está expresada en **porcentaje (%)**,
- la suma se realiza sobre todos los isótopos naturales del elemento.

Nota: Si la abundancia se expresa como fracción (por ejemplo 0,507 en lugar de 50,7 %), entonces la fórmula queda:

$$\text{Masa atómica promedio} = \sum(m_i \cdot f_i)$$

Ejemplo: Datos (Carbono)

Isótopo	Masa relativa	Abundancia
^{12}C	12,00000	98,90 %
^{13}C	13,003355	1,10 %

Fórmula

$$\text{Masa atómica promedio} = \frac{\sum(m_i \cdot \text{abundancia}_i)}{100}$$

Cálculo

$$\begin{aligned}\text{Masa atómica promedio} &= \frac{(12,00000 \times 98,90) + (13,003355 \times 1,10)}{100} \\ &= \frac{1186,80 + 14,3036905}{100} \\ &= \frac{1201,1036905}{100} \\ &= 12,0110369\end{aligned}$$

Resultado final

Masa atómica promedio del carbono $\approx 12,01$ u

Coincide con el valor tabulado del carbono en la tabla periódica

MASA ATÓMICA RELATIVA Y EL CARBONO 12

Del mundo submicroscópico al macroscópico: Una escala para medir átomos.

EL PROBLEMA Y LA SOLUCIÓN: ESCALA RELATIVA

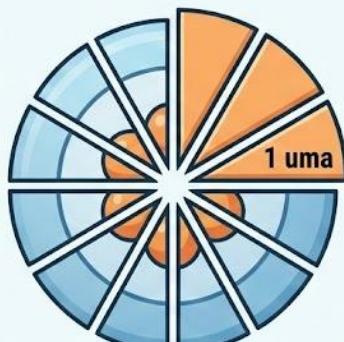


Átomos son diminutos.
Gramos son imprácticos.

DEFINICIÓN Y PATRÓN C-12



LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)



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

Valor aproximado: 1.66×10^{-24} g

MASA ATÓMICA PROMEDIO (ISÓTOPOS)

FÓRMULA GENERAL

$$\text{Masa Promedio} = \frac{\sum (\text{Masa Isótopo} \times \% \text{ Abundancia})}{100}$$

OR

$$\text{Masa Promedio} = \sum (\text{Masa Isótopo} \times \text{Fracción Abundancia})$$

EJEMPLO: CÁLCULO PARA EL CARBONO

Isótopo	Masa Relativa (u)	Abundancia (%)
¹² C	12.00000	98.90 %
¹³ C	13.003355	1.10 %

$$\text{Cálculo} = \frac{[(12.00000 \times 98.90) + (13.003355 \times 1.10)]}{100}$$

$$\text{Cálculo} = \frac{[1186.8 + 14.30369]}{100}$$

$$\text{Cálculo} = \frac{1201.10369}{100}$$

$$\text{RESULTADO FINAL} = 12.0110369 \text{ u} \approx 12.011 \text{ u}$$

Coincide con el valor en la Tabla Periódica.

Masa Molecular y Masa Fórmula: Absoluta vs. Relativa

Las fuentes establecen una distinción clara entre la masa real (absoluta) y la masa de cálculo (relativa), basándose en la practicidad para el trabajo científico.

1. Masa Molecular Absoluta (Masa Real)

Secretaría Académica FCEQyN – UNAM.: Tel. 376 – 4435099 / 4422186 int. 148
academica@fceqyn.unam.edu.ar // ingreso@fceqyn.unam.edu.ar

Se refiere a la masa física real de una sola molécula, expresada en gramos (g).

- **Magnitud:** Es extremadamente pequeña, generalmente del orden de 10^{-23} o 10^{-24} g.
- **Limitación:** No es racional ni práctico trabajar con estos valores en el laboratorio porque son magnitudes demasiado pequeñas e incómodas para los cálculos cotidianos.

2. Masa Molecular Relativa (M_r)

Es una magnitud comparativa que indica cuántas veces es más pesada una molécula respecto al patrón C-12.

- **Definición:** Es la suma de las masas atómicas relativas de todos los elementos que integran el compuesto.
- **Unidad:** Se expresa en **uma** o **Dalton (Da)**.
- **Relación:** Una unidad de masa atómica (1 uma) equivale aproximadamente a 1.66×10^{-24} g. Esto permite convertir teóricamente una masa absoluta en relativa.

Tabla Comparativa: Absoluta vs. Relativa

Característica	Masa Absoluta	Masa Relativa (M_r)
Definición	Masa física real de una molécula.	Masa comparada con 1/12 del Carbono 12.
Unidades	Gramos (g).	Unidades de masa atómica (uma) o Da.
Uso principal	Investigaciones físicas específicas.	Cálculos químicos y estequiométría.

MASA MOLECULAR Y MASA FÓRMULA: ABSOLUTA vs. RELATIVA

Distinción entre masa real y masa de cálculo basada en la practicidad científica.



3. Distinción Técnica: ¿Molécula o Fórmula?

Dependiendo de la naturaleza de la sustancia, el término correcto varía:

- **Masa Molecular (Sustancias Covalentes):**
 - Se aplica a sustancias formadas por moléculas discretas e independientes (ej: Agua, H_2O ; Azúcar).
 - Calculamos la masa de la **molécula real**.
- **Masa de la Unidad de Fórmula (Sustancias Iónicas):**
 - Se aplica a compuestos iónicos que forman redes cristalinas y no moléculas aisladas (ej: Cloruro de Sodio, $NaCl$).
 - En este caso, calculamos la masa de la **fórmula mínima** (un ion sodio + un ion cloro), aunque físicamente estén en una red gigante.

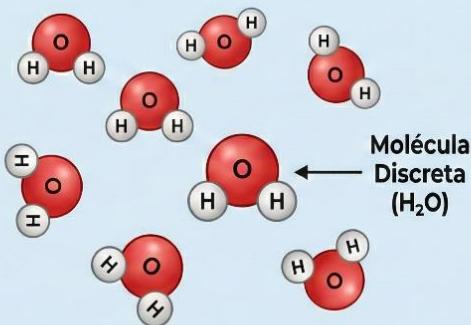
DISTINCIÓN TÉCNICA: ¿MOLÉCULA O FÓRMULA?

MASA MOLECULAR (SUSTANCIAS COVALENTES)

Se aplica a sustancias formadas por moléculas discretas e independientes (ej: Agua, H₂O; Azúcar).

Se calcula la masa de la molécula real.

Ejemplo: Agua (H₂O)



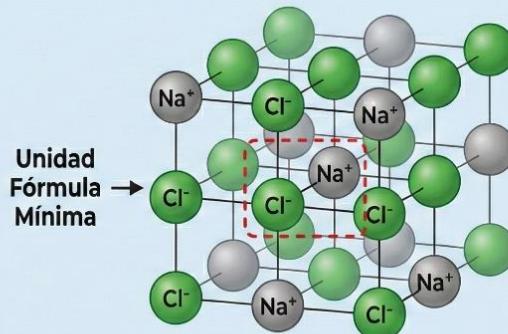
$$\text{Masa Molecular} = 2 \times \text{Masa(H)} + 1 \times \text{Masa(O)}$$

Ejemplo: Agua (H₂O)

MASA DE LA UNIDAD DE FÓRMULA (SUSTANCIAS IÓNICAS)

Se aplica a compuestos iónicos que forman redes cristalinas y no moléculas aisladas (ej: Cloruro de Sodio, NaCl).

Se calcula la masa de la fórmula mínima (un ion sodio + un ion cloro), aunque físicamente estén en una red gigante.



$$\text{Masa Unidad de Fórmula} = 1 \times \text{Masa}(Na^+) + 1 \times \text{Masa}(Cl^-)$$

Ejemplo: Cloruro de Sodio (NaCl)

Analogía Didáctica:

Imagina que quieres comparar pesos de frutas.

- Peso Absoluto:** Una manzana pesa 150 gramos (dato real).
- Peso Relativo:** "Una manzana pesa lo mismo que 10 uvas" (usando la uva como patrón).

En química, la "uva" es la doceava parte del Carbono 12 (1 uma) y la "manzana" es la molécula que estamos midiendo.

El Mol y el Número de Avogadro

El mol es la unidad fundamental del Sistema Internacional (SI) para medir la cantidad de sustancia.

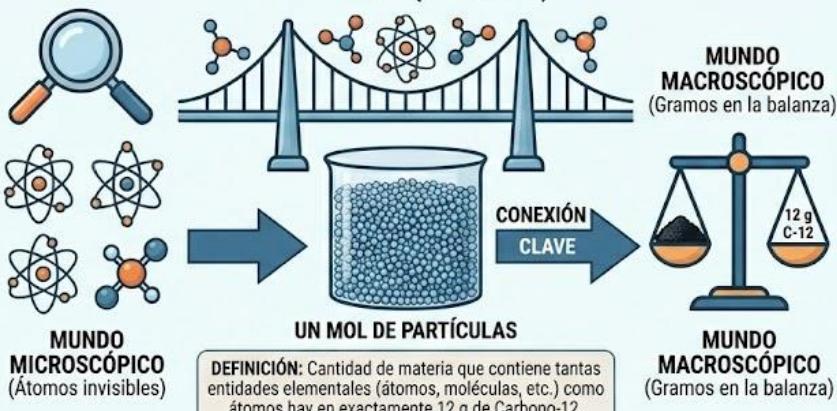
Funciona como el **puente indispensable** entre el mundo microscópico (átomos invisibles) y el mundo macroscópico (gramos en la balanza).

- Definición:** Un mol es la cantidad de materia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, etc.) como átomos hay en exactamente 12 g de Carbono 12.
- Número de Avogadro (N_A):** Este número determinado experimentalmente es 6.022×10^{23} . Representa una cantidad fija de partículas, del mismo modo que una "docena" representa 12 unidades, sin importar de qué objetos estemos hablando.

EL MOL Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

El puente indispensable entre el mundo microscópico y el macroscópico.

1. EL MOL (Unidad SI)



2. NÚMERO DE AVOGADRO (N_A)

VALOR EXPERIMENTAL

6.022 x 10²³

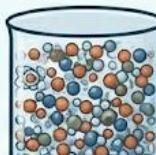
VALOR EXPERIMENTAL

Representa una cantidad fija de partículas, sin importar el objeto.



UNA DOCENA = 12 UNIDADES

Concepto Análogo



UN MOL = 6.022 x 10²³ PARTÍCULAS

RESUMEN: LA CONEXIÓN CLAVE

MUNDO MICROSCÓPICO
(Átomos/Moléculas)

$$\times N_A \rightarrow$$

EL MOL
(Cantidad de Sustancia)

Masa Molar
(g/mol)

MUNDO MACROSCÓPICO
(Gramos)

Alcance y Aplicaciones del Mol

El concepto de mol es universal en la química. A continuación, se detalla su versatilidad:

1. Diversidad de Entidades Elementales

Al utilizar el mol, siempre se debe especificar la entidad elemental a la que nos referimos, la cual puede ser:

- Átomos:** Un mol de Hierro (Fe) contiene 6.022×10^{23} átomos de hierro.
- Moléculas:** Un mol de Agua (H_2O) contiene 6.022×10^{23} moléculas de agua.
- Iones:** Un mol de iones nitrato (NO_3^-) contiene 6.022×10^{23} iones.
- Unidades de Fórmula:** En compuestos iónicos como la sal ($NaCl$), nos referimos a 6.022×10^{23} unidades de fórmula.
- Partículas subatómicas:** Se puede hablar de un mol de electrones o protones.

2. El Puente Micro-Macro (Masa Molar)

Es la herramienta de conversión más importante.

- **En el mundo Micro:** Una molécula de agua pesa 18 uma.
- **En el mundo Macro:** Un mol de moléculas de agua pesa **18 gramos**.
- **Regla de Oro:** La Masa Molar (M) es la masa en gramos de 1 mol de sustancia y es *numéricamente igual* a su masa molecular o masa fórmula.

3. Aplicación en Gases: El Volumen Molar

Para los gases, es más fácil medir volumen que peso.

- **Ley:** En Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT: 0°C y 1 atm), **1 mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22.4 litros**.
- Esto nos permite “contar” moléculas de gas simplemente midiendo el espacio que ocupan.

4. El Mol en Disoluciones (Concentración)

En el laboratorio trabajamos con **soluciones**. Aquí el mol define la concentración:

- **Molaridad (M):** Número de moles de soluto por Litro de solución.
- **Molalidad (m):** Número de moles de soluto por Kilogramo de solvente.

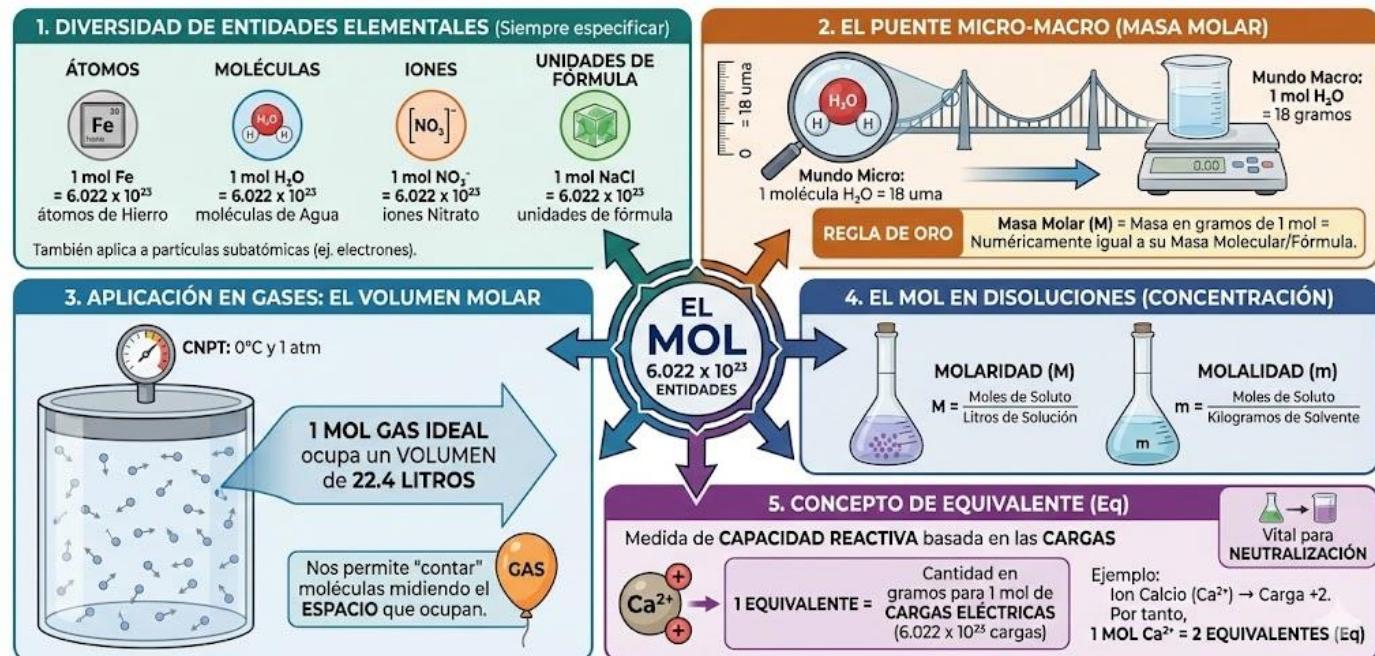
5. Concepto de Equivalente (Eq)

Es una medida de capacidad reactiva basada en las **cargas**.

- Un **equivalente** es la cantidad en gramos que corresponde a un mol de cargas eléctricas (6.022×10^{23} cargas).
- *Ejemplo:* Para un ion Calcio (Ca^{2+}), como tiene carga +2, un mol de sustancia contiene **2 equivalentes**. Esto es vital para cálculos de neutralización (ácido-base).

ALCANCE Y APLICACIONES DEL MOL: UNIVERSALIDAD EN QUÍMICA

Herramienta fundamental para contar partículas, conectar masas, medir volúmenes y expresar concentraciones.



Analogía Didáctica: El "Fajo de Billetes"

Imaginen que el mol es un "fajo estandarizado" que siempre trae 6.022×10^{23} billetes.

- No importa si el fajo es de billetes de 1 dólar (Hidrógeno, liviano) o de 100 dólares (Plomo, pesado).
- La **cantidad de billetes** es la misma (el mol).
- Pero el **peso del fajo** (Masa Molar) y el **valor total** (Reactividad) cambian según de qué sea el billete.

Masa Molar (M): De uma a gramos

La Masa Molar es la masa en gramos de un mol completo de entidades elementales. Actúa como el nexo fundamental entre el mundo microscópico de los átomos y el macroscópico de la balanza.

Definición Matemática

Se define como la relación entre la **masa** (m, en gramos) y la **cantidad de sustancia** (n, en moles).

$$M = \frac{m}{n}$$

Aunque la unidad base del SI es kg/mol, en química utilizamos casi exclusivamente g/mol.

Distinción Crítica: Micro vs. Macro

Numéricamente, el valor de la Masa Molar coincide con el de la Masa Molecular, pero la unidad cambia drásticamente:

- **Masa Molecular (M_r):** Peso de una molécula en **uma** (Mundo Micro).
- **Masa Molar (M):** Peso de 6.022×10^{23} partículas en **g/mol** (Mundo Macro).

Esta relación permite al químico “contar” partículas invisibles simplemente pesándolas.

Alcance: Moléculas, Iones y Átomos

El concepto aplica a cualquier entidad, no solo a moléculas:

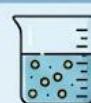
- **Compuestos Iónicos:** En sales como el $NaCl$, donde no hay moléculas, la masa molar es la suma de las masas de los **iones** que forman la unidad fórmula.
- **Elementos Diatómicos:** Para el oxígeno (O_2), la masa molar es el doble de la masa atómica ($2 \times 16 = 32$ g/mol).

DEFINICIÓN MATEMÁTICA DE MASA MOLAR (M)

FÓRMULA Y UNIDADES



$$M = \frac{m}{n}$$



Relación entre masa (m) y cantidad de sustancia (n). Unidad química estándar: g/mol.

DISTINCIÓN CRÍTICA: MICRO vs. MACRO



MUNDO MICRO (Una Molécula)
Masa Molecular (M_r): Peso de una molécula en uma

Ej: $M_r(H_2O) \approx 18$ uma

MUNDO MACRO (Un Mol de Partículas)

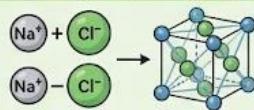


Masa Molar (M): Peso de 6.022×10^{23} partículas en g/mol

Ej: $M(H_2O) \approx 18$ g/mol. Valor numérico coincide, unidad cambia.

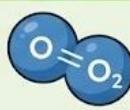
ALCANCE: MOLÉCULAS, IONES Y ÁTOMOS

COMPUESTOS IÓNICOS (NaCl)



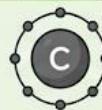
Suma de masas de iones en la unidad fórmula.
 $M(NaCl) = M(Na^+) + M(Cl^-) \approx 23 + 35.5 = 58.5$ g/mol

ELEMENTOS DIATÓMICOS (O_2)



Doble de la masa atómica del elemento.
 $M(O_2) = 2 \times M(O) \approx 2 \times 16 = 32$ g/mol

ÁTOMOS (C)



Masa molar del elemento.
 $M(C) \approx 12.011$ g/mol

Analogía Didáctica:

Imagina que el mol es una "docena". Si una docena de canicas pesa 50 g y una docena de manzanas pesa 2000 g, el número de objetos es el mismo (12), pero su Masa Molar (peso del grupo) es distinta.

En química, la Masa Molar nos dice cuánto pesa el "paquete" de 6.022×10^{23} partículas de esa sustancia específica.

Determinación de Fórmulas Químicas

Este procedimiento es vital en el análisis químico, pues permite traducir resultados experimentales (como la masa o el porcentaje de elementos) en una representación simbólica precisa del compuesto.

1. Composición Centesimal

La composición centesimal representa el porcentaje en masa de cada elemento dentro de un compuesto químico.

- **Fundamento:** De acuerdo con la Ley de las Proporciones Definidas, un compuesto puro siempre mantiene la misma relación de masas entre sus componentes.
- **Interpretación:** Para el químico, el porcentaje en peso equivale al número de gramos de un elemento presente en **exactamente 100 g** del compuesto.
 - *Ejemplo:* Si el NaCl tiene 39.34% de Sodio, significa que en 100 g de sal hay 39.34 g de Na.

2. Diferencia Crítica: Fórmula Empírica vs. Molecular

Es imperativo diferenciar entre la proporción matemática y la realidad física:

- **Fórmula Mínima (Empírica):** Es la expresión que indica la relación de números enteros más sencillos entre los átomos.
 - *Nota:* En compuestos iónicos (sales), la fórmula química es siempre la empírica (ej: NaCl).

- **Fórmula Molecular:** Indica el número real y exacto de átomos en una molécula. Siempre es un múltiplo entero (n) de la mínima.

$$\text{Fórmula Molecular} = n \times (\text{Fórmula Empírica})$$

3. El Algoritmo de Resolución (Paso a Paso)

Para determinar la fórmula desde cero, aplicamos estrictamente el concepto de MOL:

- Asumir muestra de 100 g:** Convertimos los porcentajes (%) directamente a gramos.
- Conversión a Moles:** Dividimos la masa de cada elemento por su Masa Atómica (A_r).
- Relación Molar (Normalización):** Dividimos todos los resultados por el valor de moles **más pequeño** obtenido.
- Ajuste a Enteros:** Si los números no son enteros (ej: terminan en 0.5), multiplicamos todos por un factor (2, 3, etc.) hasta que lo sean.
- Hallar la Molecular (si aplica):** Comparamos la masa de la fórmula empírica con la masa molecular real (dato experimental).

Ejemplos de Resolución Modelo

Caso 1: Determinación de Fórmula Empírica

Problema: Un compuesto contiene 32.4% de Sodio (Na), 22.6% de Azufre (S) y 45.1% de Oxígeno (O).

Paso 1 y 2: Conversión a Moles (Base 100g)

$$n_{Na} = \frac{32.4 \text{ g}}{23.0 \text{ g/mol}} = 1.41 \text{ mol}$$

$$n_S = \frac{22.6 \text{ g}}{32.1 \text{ g/mol}} = 0.704 \text{ mol} \quad (\text{El menor})$$

$$n_O = \frac{45.1 \text{ g}}{16.0 \text{ g/mol}} = 2.82 \text{ mol}$$

Paso 3: Relación (Dividir por el menor, 0.704)

- **Na:** $1.41/0.704 \approx 2$
- **S:** $0.704/0.704 = 1$

- O: $2.82/0.704 \approx 4$

Resultado: La fórmula empírica es Na_2SO_4 (Sulfato de sodio).

Caso 2: De Fórmula Empírica a Molecular (Ajuste de Enteros)

Problema: Un hidrocarburo tiene 82.76% de Carbono y 17.24% de Hidrógeno. Su masa molecular real es 58 g/mol.

Paso 1 y 2: Conversión a Moles

$$n_C = \frac{82.76 \text{ g}}{12.0 \text{ g/mol}} = 6.89 \text{ mol} \quad (\text{El menor})$$

$$n_H = \frac{17.24 \text{ g}}{1.0 \text{ g/mol}} = 17.24 \text{ mol}$$

Paso 3: Relación (Dividir por 6.89)

- C: $6.89/6.89 = 1$
- H: $17.24/6.89 = 2.5 \leftarrow \text{No es entero!}$

Paso 4: Ajuste Matemático

Como tenemos un "punto cinco", multiplicamos todo por 2 para eliminar el decimal:

- C: $1 \times 2 = 2$
- H: $2.5 \times 2 = 5$
- **Fórmula Empírica:** C_2H_5 (Masa empírica = 29 g/mol).

Paso 5: Hallar la Molecular (n)

Dividimos la masa real por la masa empírica:

$$n = \frac{\text{Masa Molecular Real}}{\text{Masa Empírica}} = \frac{58}{29} = 2$$

Resultado Final: Multiplicamos la fórmula empírica por 2.



Nota Pedagógica: Este procedimiento es la prueba más tangible de la utilidad del Mol. Nos permite contar átomos invisibles usando datos de una balanza convencional.



DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS QUÍMICAS: DEL EXPERIMENTO AL SÍMBOLO

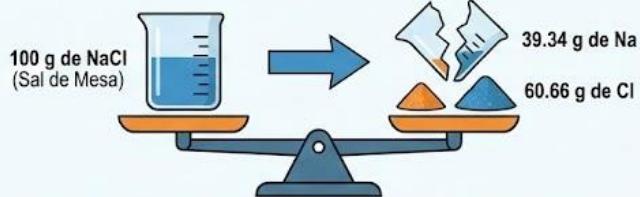
Traduciendo resultados experimentales (masa/porcentaje) en representaciones precisas del compuesto. Procedimiento vital en análisis químico.



1. COMPOSICIÓN CENTESIMAL (Porcentaje en Masa)



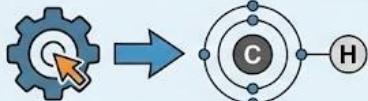
Fundamento: Ley de las Proporciones Definidas (Relación de masa constante).
Interpretación: % = gramos por cada 100 g.



Ejemplo: En 100 g de NaCl, hay exactamente 39.34 g de Na y 60.66 g de Cl.

2. DIFERENCIA CRÍTICA: FÓRMULA EMPÍRICA vs. MOLECULAR

FÓRMULA MÍMINA (EMPÍRICA)

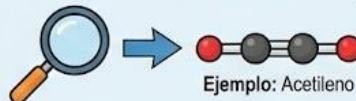


Proporción matemática. Relación de números enteros más sencillos entre los átomos.

NOTA: En compuestos iónicos (Sales, ej: NaCl), la fórmula es SIEMPRE la empírica.

NaCl

FÓRMULA MOLECULAR (Realidad Física)



Ejemplo: Acetileno

Número REAL y EXACTO de átomos en una molécula.
Siempre es un múltiplo entero (n) de la mínima.

Ejemplo: Benceno

RELACIÓN: Fórmula Molecular = (Fórmula Empírica) $_n$

Ejemplo: Para CH (Empírica): C_2H_2 ($n=2$), C_6H_6 ($n=6$)

Las magnitudes atómicas y moleculares permiten cuantificar la materia y relacionar cantidades visibles en el laboratorio con entidades invisibles como átomos, moléculas y iones. Sin embargo, conocer cuántas partículas hay o cuánto pesan no explica por sí mismo cómo se organizan ni por qué ciertas combinaciones de átomos dan lugar a sustancias estables. Para comprender la arquitectura de las moléculas, las propiedades de los compuestos y los procesos químicos que ocurren en los sistemas biológicos, es necesario analizar las fuerzas que mantienen unidos a los átomos. Este análisis se aborda a través del estudio del enlace químico.

Actividades: Magnitudes Atómicas Y Moleculares

I. Cálculo de masas molares e identificación de unidades

1. Calcule la **masa molar** del hidróxido de sodio (NaOH), comúnmente conocido como soda cáustica.
2. Determine la **masa molecular** del ácido nítrico (HNO3).
3. Calcule el **peso fórmula** del carbonato de amonio (((NH4)2CO3)), componente de algunos polvos para hornear.
4. Determine la **masa molar** del nitrato de calcio (Ca(NO3)2).
5. Calcule la **masa fórmula** del fosfato de magnesio (Mg3(PO4)2).
6. Determine la **masa molar** del compuesto iónico cloruro de calcio (CaCl2).
7. Calcule la **masa molar** de la glucosa (C6H12O6), compuesto fundamental del metabolismo energético.
8. **Desafío de hidratos:** Calcule la masa molar del sulfato de cobre (II) pentahidratado (CuSO4·5H2O).

II. El puente del mol: conversiones masa–cantidad

9. ¿Cuántos moles representan **50,0 g** de agua (H2O)?
10. Un estudiante prepara una muestra de **12,5 g** de cloruro de sodio (NaCl). Calcule la cantidad de moles presentes.
11. Determine la **masa en gramos** contenida en **1,5 moles** de cloruro de calcio (CaCl2).
12. Si se dispone de **0,433 moles** de nitrato de calcio, ¿cuántos gramos se deben pesar?
13. ¿Cuántos moles de átomos de magnesio hay en una muestra de **87,3 g** de Mg?
14. Calcule la **masa en gramos** de **24,0 moles** de amoníaco (NH3).

III. Número de Avogadro y conteo de partículas

15. ¿Cuántas **moléculas** de agua hay en una muestra de **4,50 g** de H2O?
16. Determine el número total de **átomos de hidrógeno** presentes en **0,350 moles** de glucosa (C6H12O6).
17. Calcule cuántos **átomos** de magnesio (Mg) hay en una muestra de **5,00 g**.

IV. Composición centesimal y fórmulas químicas

18. **Composición centesimal:** Determine el porcentaje en masa de H, P y O en el ácido fosfórico (H_3PO_4).
19. **Fórmula empírica:** Un análisis indica que un compuesto tiene **73,9 % de mercurio y 26,1 % de cloro**. Determine su fórmula empírica.
20. **Fórmula molecular:** El ácido ascórbico (vitamina C) presenta la siguiente composición: **40,92 % C; 4,58 % H; 54,50 % O**. Si su masa molar es **176 g/mol**, determine su fórmula molecular.

V. Ejercicios avanzados: determinación de la fórmula molecular

Los siguientes problemas integran varios conceptos y presentan un mayor nivel de complejidad. Su resolución es optativa y está pensada para consolidar el manejo del mol y la determinación de fórmulas químicas.

21. **Nicotina:** Un análisis revela que contiene **74,0 % C, 8,7 % H y 17,3 % N**. Si su masa molar es aproximadamente **162 g/mol**, determine su fórmula molecular.
22. **Hidrocarburo gaseoso:** Un gas presenta **80,0 % C y 20,0 % H**. En condiciones normales (TPN), **2,99 L** pesan **4,00 g**. Determine su fórmula molecular.
23. **Óxido de nitrógeno (dimerización):** Un compuesto contiene **30,46 % N y 69,54 % O**. Si su masa molar experimental es **92,02 g/mol**, determine si su fórmula es NO_2 o N_2O_4 .
24. **Propileno:** Hidrocarburo con **14,3 % H y 85,7 % C**. Sabiendo que su masa molar es **42,0 g/mol**, determine su fórmula molecular.
25. **Ibuprofeno:** Analgésico que contiene **75,69 % C, 8,80 % H y 15,51 % O**. Si su masa molecular es **206 u**, determine su fórmula molecular.

Enlace Químico

Fundamentos, Clasificación y Modelos Avanzados

1. Introducción al Enlace Químico

Definición Técnica

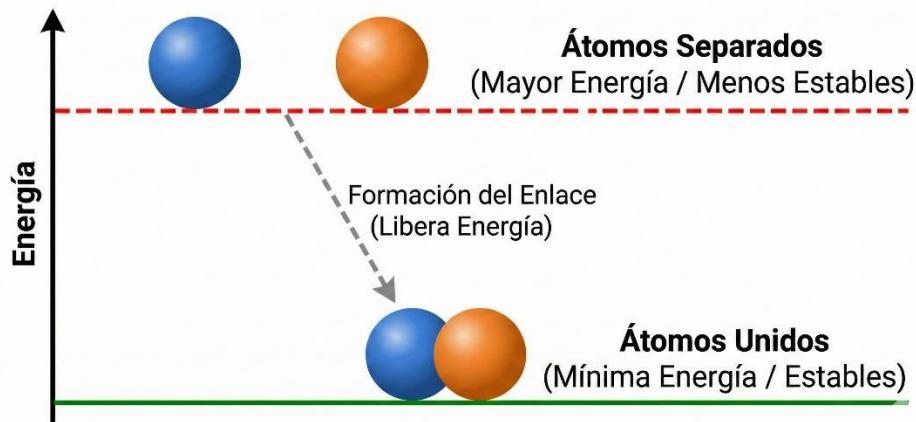
Se define el enlace químico como la fuerza de atracción eléctrica neta que mantiene unidos a los átomos o iones en las moléculas o redes cristalinas, permitiendo que funcionen como una unidad.

Fundamento Termodinámico (Estabilidad)

La formación espontánea de un enlace es una manifestación de la tendencia de la naturaleza hacia un estado de menor energía.

- Los átomos logran una configuración electrónica más estable al unirse.
- Generalmente, los átomos tienden a alcanzar una **configuración electrónica externa similar a la de un gas noble**, es decir, una capa de valencia completa.

Concepto de Energía en el Enlace Químico



Diferencia de energías entre moléculas separadas y moléculas unidas

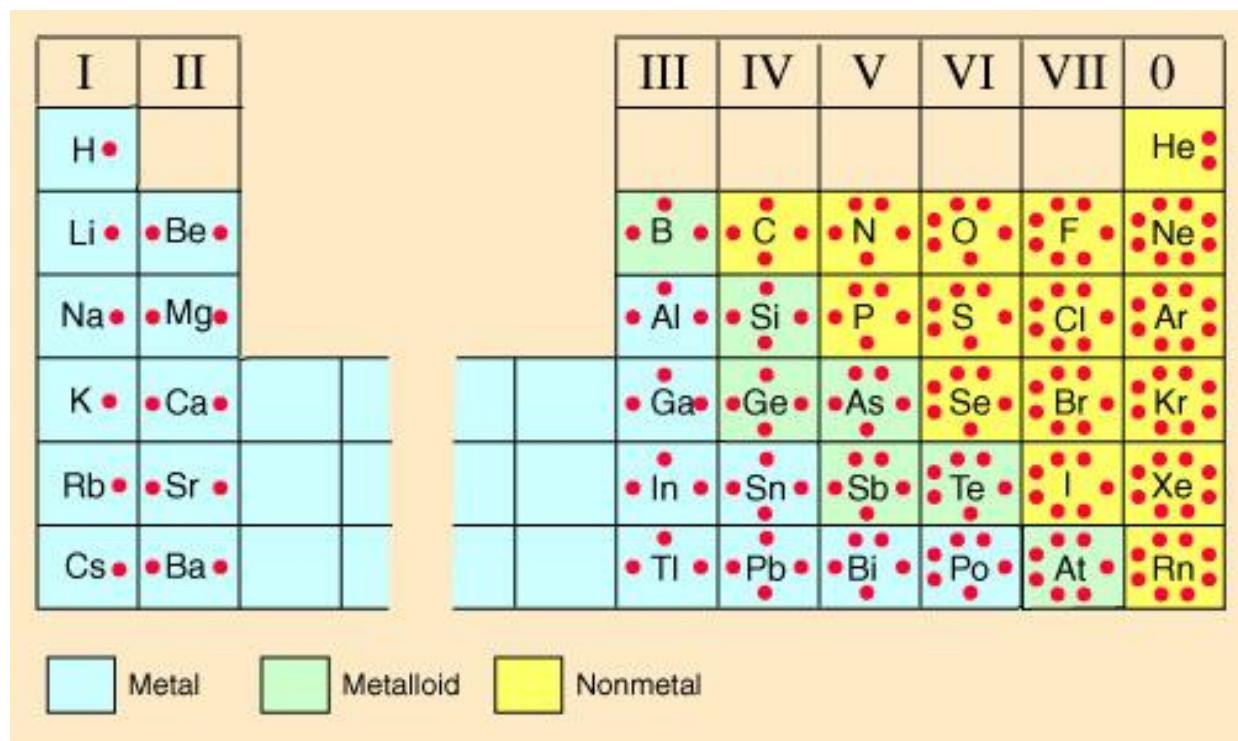
2. Regla del Octeto y Estructuras de Lewis

La Regla del Octeto

Propuesta por G. N. Lewis, establece que los átomos de los elementos representativos tienden a reaccionar para adquirir la configuración electrónica de gas noble, rodeándose de ocho electrones de valencia (ns^2np^6).

Símbolos de Lewis

Para representar estos procesos, se utiliza el símbolo del elemento rodeado por puntos o cruces que representan exclusivamente a los electrones de valencia (aquellos en el nivel de energía más externo).



Excepciones Fundamentales a la Regla:

Es crucial notar que no todos los compuestos cumplen el octeto. Se destacan cuatro casos:

6. **Regla del Dueto:** El Hidrógeno (*H*) y el Helio (*He*) alcanzan la estabilidad completando su primer nivel con solo **2 electrones**.
7. **Octeto Incompleto:** Elementos como el Boro (*B*) o el Berilio (*Be*) forman compuestos estables con menos de ocho electrones.
 - *Ejemplos:* BF_3 (6 electrones), $BeCl_2$ (4 electrones).
8. **Octeto Expandido:** Elementos del tercer periodo en adelante (como Fósforo o Azufre) pueden albergar más de ocho electrones (10 o 12) debido a la disponibilidad de **orbitales d vacíos**.
 - *Ejemplos:* PF_5 y SF_6 .

9. **Número Impar de Electrones:** Moléculas llamadas **radicales** (como el óxido nítrico, NO) que no pueden satisfacer el octeto para todos sus átomos matemáticamente.

3. Clasificación de los Enlaces Químicos

La naturaleza del enlace depende de la **Electronegatividad (χ)**, definida como la capacidad de los átomos para atraer electrones. La diferencia ($\Delta\chi$) determina el carácter de la unión:

- $\Delta\chi > 1.7$ (**o 2.0**): Enlace predominantemente **Iónico**.
- $\Delta\chi < 1.7$: Enlace predominantemente **Covalente**.

Nota "La diferencia de electronegatividad se expresa como $\Delta\chi = |EN_1 - EN_2|$. Los valores límite son orientativos y permiten clasificar el carácter predominante del enlace."

Tabla Comparativa de Propiedades

Característica	Enlace Iónico	Enlace Covalente	Enlace Metálico
Comportamiento Electrónico	Transferencia de uno o más electrones (formación de iones).	Compartición de uno o más pares de electrones.	Cationes inmersos en un " mar de electrones " deslocalizados.
Participantes	Metal + No Metal.	Generalmente entre No Metales.	Entre Metales.
Estructura	Redes cristalinas (no moléculas).	Moléculas discretas.	Red cristalina metálica.
Estado Físico (25°C)	Sólidos cristalinos.	Gases, líquidos o sólidos de bajo P.F.	Sólidos (excepto Hg).
Punto de Fusión	Elevado (usualmente > 300°C).	Bajo (usualmente < 300°C).	Variable, pero generalmente alto.
Conducción Eléctrica	Solo fundidos o en disolución acuosa.	Malos conductores en cualquier estado.	Excelentes conductores en estado sólido.
Ejemplos	$NaCl$ (Cloruro de sodio).	H_2O , CH_4 , O_2 .	Fe (Hierro), Cu (Cobre).

4. Profundización: El Enlace Iónico

Este enlace implica la transferencia completa de electrones desde un metal (baja energía de ionización) hacia un no metal (alta afinidad electrónica).

Naturaleza Estructural

No forma moléculas discretas, sino redes cristalinas tridimensionales ordenadas, donde cada ion se rodea de otros con carga opuesta.

Concepto Clave: Energía Reticular (de Red)

Es la medida cuantitativa de la estabilidad de un sólido iónico.

- Definición:** Energía necesaria para separar un mol de compuesto iónico sólido en sus iones gaseosos.
- Relación:** Cuanto mayor es esta energía, más estable es el compuesto y mayor es su punto de fusión.
- Propiedades macroscópicas:** Explica por qué son sólidos quebradizos y aislantes en estado sólido (los iones están fijos en la red).

EL ENLACE IÓNICO

Este enlace implica la transferencia completa de electrones desde un metal (baja energía de ionización) hacia un no metal (alta afinidad electrónica).

NATURALEZA ESTRUCTURAL No forma moléculas discretas, sino redes cristalinas tridimensionales ordenadas, donde cada ion se rodea de otros con carga opuesta. 	CONCEPTO CLAVE: ENERGÍA RETICULAR (DE RED) Es la medida cuantitativa de la estabilidad de un sólido iónico. Definición: Relación: Cuanto mayor es esta energía, más estable es el compuesto y mayor es su punto de fusión. 	PROPIEDADES MACROSCÓPICAS Explica por qué son sólidos quebradizos y aislantes en estado sólido (los iones están fijos en la red). Quebradizo Aislante en estado sólido
---	--	--

5. Profundización: El Enlace Covalente

Ocurre principalmente entre no metales que comparten pares de electrones. Se subdivide según tres criterios:

1. Según Multiplicidad (Pares compartidos)

- Simple:** Se comparte 1 par (H_2, Cl_2).
- Doble:** Se comparten 2 pares (O_2, CO_2).
- Triple:** Se comparten 3 pares (N_2).
 - Nota:* Los enlaces múltiples son más cortos y fuertes que los sencillos.

2. Según Polaridad

- No Polar (Apolar):** Compartición equitativa entre átomos de igual electronegatividad (Ej: H_2, F_2).
- Polar:** Reparto desigual debido a $\Delta\chi$. Se generan cargas parciales ($\delta +$ y $\delta -$) formando un **dipolo**. La densidad electrónica se desplaza hacia el átomo más electronegativo. (Ej: HCl, H_2O).

4. Enlace Dativo o Coordinado

Variante donde un solo átomo aporta el par de electrones completo, mientras el otro ofrece un orbital vacío.

- Ejemplo:* Ion amonio (NH_4^+) o Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- Una vez formado, el enlace dativo es indistinguible energéticamente de un enlace covalente simple.

EL ENLACE COVALENTE

Ocurre principalmente **entre no metales** que comparten pares de electrones. Se subdivide según tres criterios:

1. SEGÚN MULTIPLICIDAD (Pares compartidos)

Simple: Se comparte 1 par ($H-H$)



Doble: Se comparten 2 pares ($O=O$)



Triple: Se comparten 3 pares ($N\equiv N$)



Nota: Los enlaces múltiples son más cortos y fuertes que los sencillos.

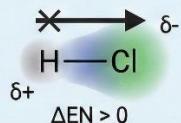
2. SEGÚN POLARIDAD

No Polar (Apolar): Compartición equitativa entre átomos de igual electronegatividad (Ej: $Cl-Cl$)



$$\Delta EN = 0$$

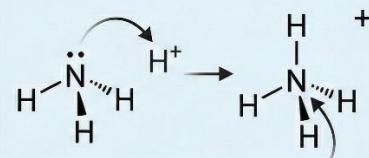
Polar: Reparto desigual debido a $\Delta EN > 0$. Se generan cargas parciales ($\delta +$ y $\delta -$) formando un dipolo. La densidad electrónica se desplaza hacia el átomo más electronegativo. (Ej: $H-Cl$)



3. ENLACE DATIVO O COORDINADO

Variante donde un solo átomo aporta el par de electrones completo, mientras el otro ofrece un orbital vacío.

Ejemplo: Ion amonio (NH_4^+)



Una vez formado, es indistinguible de un enlace covalente simple.

Enlaces covalentes

6. Modelos Avanzados de Enlace

(Conceptos necesarios para describir la arquitectura molecular real)

A. Resonancia

Se presenta cuando una sola estructura de Lewis no puede describir correctamente una molécula.

- Se utilizan varias estructuras equivalentes (estructuras resonantes).
- Representa la **distribución real (deslocalizada)** de los electrones (Ej: Ozono O_3 , Benceno).

B. Hibridación de Orbitales

Proceso de mezcla de orbitales atómicos puros (s, p, d) de un mismo átomo para generar nuevos orbitales híbridos (sp, sp^2, sp^3) con geometrías específicas.

- *Ejemplo:* Explica la geometría tetraédrica del Metano (CH_4).

C. Tipos de Solapamiento: Sigma (σ) y Pi (π)

- **Enlace Sigma (σ):** Resulta del traslape **frontal** de orbitales. Tiene simetría cilíndrica. Es el enlace más fuerte.
- **Enlace Pi (π):** Resulta del traslape **lateral** de orbitales p . Se encuentra por encima y debajo del plano del núcleo.

Nota: Estos modelos no describen trayectorias reales de electrones, sino herramientas conceptuales para interpretar observaciones experimentales.

MODELOS AVANZADOS DE ENLACE

A. RESONANCIA

Estructuras resonantes

Distribución real (deslocalizada)

B. HIBRIDACIÓN DE ORBITALES

Ejemplo: Geometría tetraédrica del Metano

C. TIPOS DE SOLAPAMIENTO: SIGMA (σ) Y PI (π)

Enlace Sigma (σ)

Traslape frontal, simetría cilíndrica

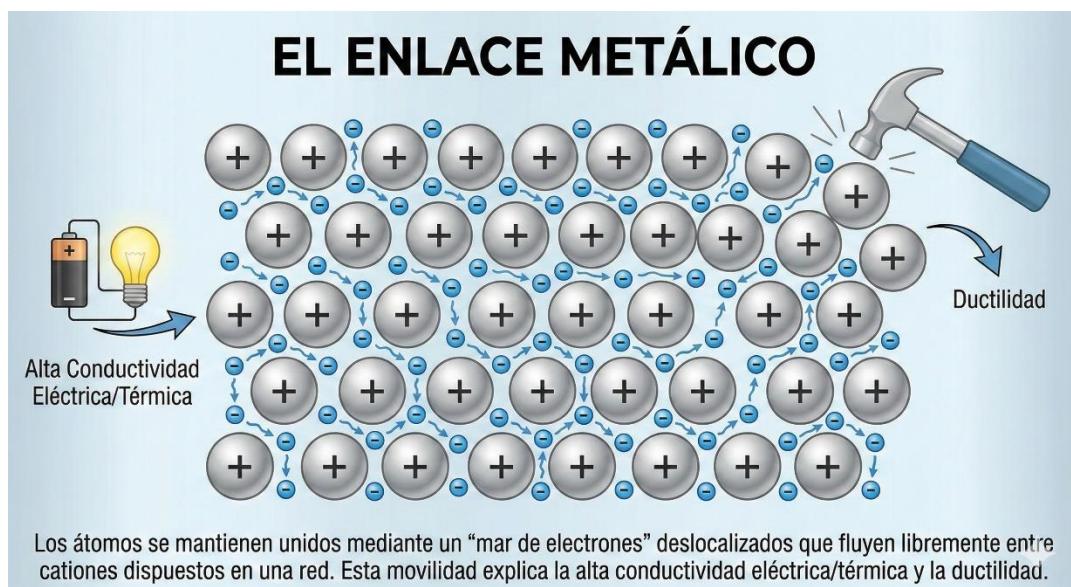
Enlace Pi (π)

Traslape lateral, por encima y debajo

Conceptos avanzados en el enlace covalente

7. El Enlace Metálico

Los átomos se mantienen unidos mediante un “**mar de electrones**” deslocalizados que fluyen libremente entre cationes dispuestos en una red. Esta movilidad explica la alta conductividad eléctrica/térmica y la ductilidad.



Arquitectura Molecular Y Fuerzas Intermoleculares

Geometría Molecular (Modelo T.R.E.P.E.V.)

La **Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (T.R.E.P.E.V.)** es un modelo simple pero sumamente eficaz para predecir la disposición tridimensional de los átomos en una molécula. El postulado base de esta teoría establece que los pares de electrones de la capa de valencia (el nivel de energía más externo), ya sea que estén formando enlaces o se encuentren como pares libres, poseen cargas negativas y, por lo tanto, se repelen eléctricamente entre sí. Para minimizar esta repulsión y alcanzar una condición de mayor estabilidad energética, estos pares de electrones se acomodan alrededor del átomo central buscando la **máxima separación angular posible**.

En el estudio de la arquitectura molecular, es imperativo realizar una **distinción crítica** entre dos conceptos:

1. **Geometría Electrónica:** Se refiere a la distribución espacial de todos los pares de electrones (enlazantes y libres) que rodean al átomo central.

2. Geometría Molecular: Describe únicamente la posición real y relativa de los núcleos de los átomos en la molécula. Cuando el átomo central posee pares de electrones libres, estos ocupan más espacio que los pares enlazantes, ya que están atraídos por un solo núcleo. Esta “nube electrónica” más voluminosa ejerce una mayor fuerza repulsiva, provocando la **compresión de los ángulos de enlace** de los átomos adyacentes.

GEOMETRÍA MOLECULAR (MODELO T.R.E.P.E.V.)

La Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (T.R.E.P.E.V.) predice la disposición tridimensional de los átomos en una molécula. Los pares de electrones de valencia (enlazantes y libres) se repelen y se acomodan alrededor del átomo central para minimizar la repulsión y alcanzar mayor estabilidad, buscando la máxima separación angular posible.

1. GEOMETRÍA ELECTRÓNICA: Distribución espacial de **TODOS** los pares de electrones (enlazantes y libres) alrededor del átomo central.

Ejemplo: NH₃, Geometría Electrónica Tetraédrica

3 Pares Enlazantes, 1 Par Libre

2. GEOMETRÍA MOLECULAR: Posición real y relativa de los **NÚCLEOS** de los átomos en la molécula.

Par Libre, Par Enlazante, Repulsión Mínima y Máxima Separación

Los pares libres ocupan más espacio, ejerciendo mayor repulsión y comprimiendo los ángulos de enlace adyacentes.

Molécula	Nº Pares Electrónicos Totales (Enlazantes + Libres)	Geometría Electrónica	Geometría Molecular
CH ₄ (Metano)	4 (4+0)	Tetraédrica	Tetraédrica
NH ₃ (Amoníaco)	4 (3+1)	Tetraédrica	Piramidal Trigonal
H ₂ O (Agua)	4 (2+2)	Tetraédrica	Angular

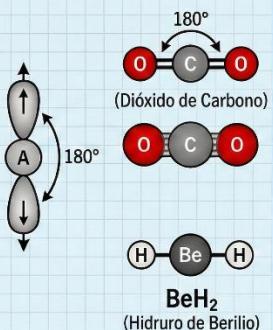
Clasificación y Ejemplos de Geometrías Fundamentales:

- Lineal:** Resulta de la separación máxima de dos pares de electrones a 180°, como en el BeCl₂ o el CO₂.
- Trigonal Plana:** Los tres pares de electrones se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero con ángulos de 120°, como en el BF₃.
- Tetraédrica:** Cuatro pares de electrones se orientan hacia las esquinas de un tetraedro regular, con ángulos de 109.5°.

EJEMPLOS DE GEOMETRÍAS FUNDAMENTALES

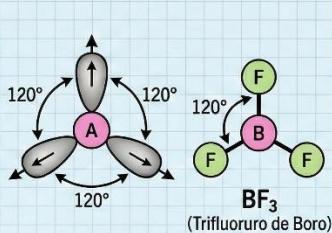
LINEAL

Separación máxima de DOS pares de electrones a 180°.



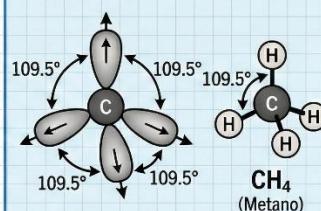
TRIGONAL PLANA

TRES pares de electrones hacia vértices de triángulo equilátero. Ángulos de 120°.



TETRAÉDRICA

CUATRO pares de electrones hacia esquinas de tetraedro regular. Ángulos de 109.5°.



Ejemplo comparativo obligatorio: La influencia de los pares libres se observa claramente al comparar el **Metano** (CH_4), el **Amoníaco** (NH_3) y el **Agua** (H_2O). En los tres casos, la geometría electrónica es tetraédrica (cuatro pares totales). Sin embargo, el CH_4 no tiene pares libres y mantiene el ángulo ideal de **109.5°**. El NH_3 posee un par libre que comprime los enlaces, reduciendo el ángulo a **107.3°** y adoptando una geometría molecular piramidal trigonal. Finalmente, el H_2O posee dos pares libres que ejercen una repulsión aún mayor, cerrando el ángulo a **104.5°** y resultando en una geometría molecular angular.

Polaridad Molecular (Momento Dipolar)

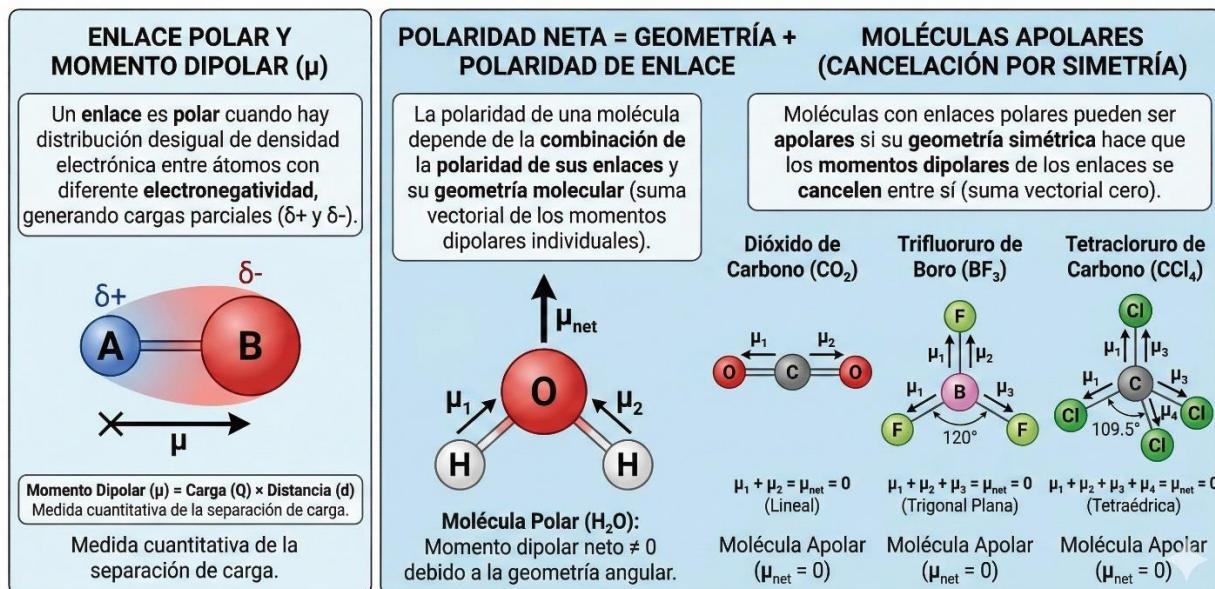
La polaridad de una molécula no depende exclusivamente de la presencia de enlaces polares, sino de la combinación de la **polaridad de sus enlaces y su geometría molecular**. Un enlace es polar cuando existe una distribución desigual de la densidad electrónica entre dos átomos con diferentes electronegatividades, generando cargas parciales ($\delta +$ y $\delta -$). La medida cuantitativa de esta separación de carga es el **Momento Dipolar (μ)**, definido como el producto de la magnitud de la carga (Q) por la distancia (r) que las separa ($\mu = Q \times r$).

Es posible que moléculas con enlaces fuertemente polares resulten ser **apolares** debido a su simetría. Si los momentos dipolares de los enlaces individuales (considerados como vectores) actúan en direcciones opuestas y se cancelan entre sí, el momento dipolar neto de la molécula es cero. Por ejemplo, en el CO_2 , los dos dipolos de los enlaces $\text{C} = \text{O}$ son polares, pero al ser una molécula lineal, su efecto neto es nulo.

Secretaría Académica FCEQyN – UNAM.: Tel. 376 – 4435099 / 4422186 int. 148
academica@fceqyn.unam.edu.ar // ingreso@fceqyn.unam.edu.ar

molécula lineal y simétrica, se anulan mutuamente. Del mismo modo, el BF_3 (trigonal plana) y el CCl_4 (tetraédrica) son moléculas apolares por la disposición simétrica de sus ligantes iguales que compensa las polaridades de enlace.

POLARIDAD MOLECULAR Y MOMENTO DIPOLAR



Fuerzas Intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son las interacciones de atracción que existen entre moléculas individuales. Es fundamental diferenciarlas de los enlaces químicos o fuerzas intramoleculares (como el covalente o iónico), los cuales mantienen unidos a los átomos *dentro* de una molécula y son mucho más fuertes. Las fuerzas intermoleculares son las responsables directas de las propiedades macroscópicas de las sustancias, tales como sus **puntos de fusión y ebullición**; cuanto más intensas son estas fuerzas, mayor energía se requiere para separar las moléculas y cambiar su estado de agregación.

A continuación, se describen y ordenan de mayor a menor intensidad general:

5. **Ion-Dipolo:** Es la fuerza de atracción entre un ion (catión o anión) y una molécula polar. Es la interacción fundamental en los procesos de **solvatación o hidratación**, permitiendo que compuestos iónicos como el $NaCl$ se disuelvan en agua al ser rodeados por dipolos que estabilizan las cargas de los iones.

6. **Puente de Hidrógeno:** Es un tipo especial y particularmente fuerte de interacción dipolo-dipolo. Ocurre únicamente cuando un átomo de **hidrógeno está unido covalentemente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F)** y se siente atraído por el par de electrones libres de otro átomo de N, O o F cercano. Esta fuerza explica las propiedades anómalas del **agua**, como su elevado punto de ebullición y el hecho de que el hielo sea menos denso que el agua líquida. Asimismo, es esencial en la biología para estabilizar la estructura de las proteínas y mantener unidas las hebras de la doble hélice del **ADN**.
7. **Dipolo-Dipolo:** Ocurre entre moléculas polares neutras que poseen momentos dipolares permanentes. Las moléculas se alinean espontáneamente de modo que el extremo positivo de una atraiga al extremo negativo de otra.
8. **Fuerzas de London (Dispersión):** Son fuerzas atractivas débiles presentes en **todas las moléculas**, pero son las únicas activas en sustancias no polares y gases nobles. Surgen debido a movimientos aleatorios de los electrones que crean un **dipolo instantáneo** (temporal), el cual induce un dipolo similar en una molécula vecina. Su intensidad aumenta con la **masa molar** y la **polarizabilidad** de la nube electrónica, ya que moléculas más grandes y con más electrones se distorsionan con mayor facilidad.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Interacciones de atracción entre moléculas individuales, distintas y más débiles que los enlaces químicos (intramoleculares). Determinan propiedades macroscópicas como puntos de fusión y ebullición; a mayor intensidad, mayor energía requerida para cambiar de estado.

Intensidad Decreciente de las Fuerzas

ION-DIPOLO (MÁS FUERTE)	PUENTE DE HIDRÓGENO (MUY FUERTE)	DIPOLO-DIPOLO (INTERMEDIA)	FUERZAS DE LONDON (DISPERSIÓN) (MÁS DÉBIL)
<p>Atracción entre un ion y una molécula polar.</p> <p>Fundamental en la solvatación/hidratación (Ej: NaCl disuelto en agua). Dipolos estabilizan cargas iónicas.</p>	<p>Atracción especial dipolo-dipolo.</p> <p>Ocurre cuando H está unido a N, O y se atrae al par de electrones libres de otro N, O o F cercano. Explica propiedades del agua, estructura de proteínas y ADN.</p>	<p>Entre moléculas polares neutras con momentos dipolares permanentes.</p> <p>Alineación espontánea: extremo positivo de una atrae al extremo negativo de otra.</p>	<p>Presentes en todas las moléculas, únicas en no polares y gases nobles.</p> <p>Dipolo Instantáneo Dipolo Inducido</p> <p>Surgen por movimientos aleatorios de electrones que crean dipolos instantáneos e inducidos. Intensidad aumenta con masa molar y polarizabilidad.</p>



Actividades Prácticas: Enlace Químico

I. Conceptos Fundamentales (Selección Múltiple)

Seleccione la respuesta correcta para cada enunciado basándose en los principios de estabilidad atómica y naturaleza del enlace químico.

1. La regla del octeto establece que los átomos de los elementos representativos reaccionan para: a) Perder siempre ocho electrones de su capa interna. b) Alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano. c) Compartir electrones únicamente con átomos de su mismo grupo. d) Mantenerse con un número impar de electrones de valencia.
2. ¿Cuál de las siguientes moléculas constituye una excepción a la regla del octeto por tener un "octeto incompleto" en su átomo central? a) H_2O b) CH_4 c) BF_3 d) $NaCl$
3. Los átomos de elementos del tercer periodo en adelante (como el Azufre o el Fósforo) pueden presentar un "octeto expandido" porque: a) Tienen orbitales d disponibles en su nivel de energía principal. b) Solo pueden formar enlaces iónicos. c) Carecen de electrones de valencia en el subnivel s . d) Son gases nobles altamente reactivos.
4. La capacidad relativa de un átomo en una molécula para atraer hacia sí los electrones compartidos se denomina: a) Afinidad electrónica. b) Radio atómico. c) Electronegatividad. d) Energía de ionización.
5. Si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) entre dos átomos es superior a 2.0, el enlace se clasifica como: a) Covalente puro o no polar. b) Covalente polar. c) Metálico. d) Iónico.
6. Un enlace iónico se caracteriza fundamentalmente por: a) La compartición equitativa de pares de electrones. b) La formación de un "mar de electrones" deslocalizados. c) La transferencia de electrones de un metal a un no metal. d) Ocurrir exclusivamente entre elementos del grupo 18.
7. El enlace covalente predomina en compuestos formados por: a) Un metal alcalino y un halógeno. b) Dos elementos no metálicos. c) Iones de carga opuesta en una red cristalina. d) Átomos metálicos con baja energía de ionización.

8. En el enlace metálico, la estabilidad de la red cristalina se debe a: a) Cationes sumergidos en un mar de electrones móviles. b) El intercambio de protones entre núcleos adyacentes. c) La formación de dipolos permanentes entre moléculas. d) La transferencia total de electrones al oxígeno.
9. La molécula de Dióxido de Carbono (CO_2) tiene enlaces polares, pero es una molécula apolar porque: a) El carbono es más electronegativo que el oxígeno. b) Su geometría lineal hace que los momentos dipolares se anulen. c) No posee electrones de valencia. d) Forma puentes de hidrógeno internos.
10. Al formarse un enlace químico entre dos átomos, el sistema resultante: a) Aumenta su energía potencial. b) Se vuelve menos estable que los átomos aislados. c) Libera energía y alcanza un estado de mayor estabilidad. d) Rompe siempre la regla del octeto.

II. Geometría Molecular (Aplicación de Modelo T.R.E.P.E.V.)

Para cada molécula, determine la geometría y explique el ángulo de enlace considerando la repulsión de los pares de electrones de valencia.

1. **Metano (CH_4):** (Datos: Posee 4 pares de electrones enlazantes y 0 pares libres)
2. **Amoníaco (NH_3):** (Datos: Presenta 3 pares enlazantes y 1 par libre)
3. **Agua (H_2O):** (Datos: Tiene 2 pares enlazantes y 2 pares libres)
4. **Dióxido de Carbono (CO_2):** (Datos: El átomo central tiene 2 grupos de electrones (dobles enlaces tratados como una unidad))
5. **Trifluoruro de Boro (BF_3):** (Datos: El boro (excepción de octeto) está rodeado por 3 pares enlazantes)

III. Fuerzas Intermoleculares (Relación de Conceptos)

Relacione el tipo de fuerza intermolecular (Columna A) con la descripción o ejemplo biológico correspondiente (Columna B).

Columna A	Columna B
1. Fuerzas de London	() Interacción fundamental para la solubilidad de sales en fluidos celulares (hidratación).
2. Dipolo-Dipolo	() Responsables de la estabilidad de la doble hélice del ADN y la estructura de proteínas.
3. Puente de Hidrógeno	() Única fuerza presente en moléculas no polares; aumenta con la masa molar.
4. Ion-Dipolo	() Atracción entre moléculas polares neutras con dipolos permanentes.
	() Explica por qué el agua tiene un punto de ebullición inusualmente alto.

IV. Verdadero o Falso

Indique si las afirmaciones sobre propiedades macroscópicas son Verdaderas (V) o Falsas (F).

Justifique las respuestas falsas.

1. () Los compuestos iónicos son excelentes conductores de la electricidad en estado sólido.
2. () Las sustancias covalentes moleculares suelen tener puntos de fusión y ebullición bajos.
3. () El enlace puente de hidrógeno es más fuerte que un enlace covalente intramolecular.
4. () Los metales son maleables y dúctiles debido a la movilidad de su “mar de electrones”.
5. () El agua sólida (hielo) es más densa que el agua líquida.

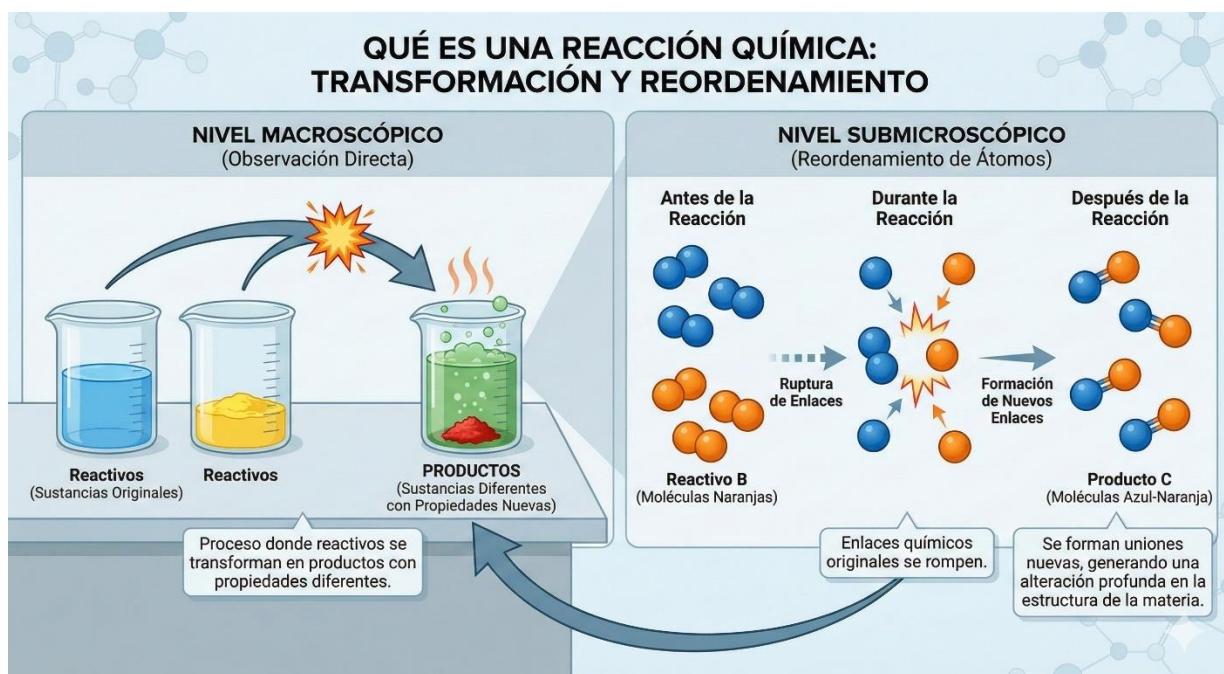
6. () Los compuestos iónicos tienen puntos de fusión elevados, frecuentemente por encima de los 300°C.
7. () Una molécula es polar siempre que tenga enlaces polares, sin importar su forma.
8. () Las fuerzas de London se presentan en todas las moléculas, sean polares o no polares.
9. () El metano (CH_4) es soluble en agua porque puede formar puentes de hidrógeno.
10. () Los compuestos metálicos son buenos conductores térmicos.

Introducción a las Reacciones Químicas

Hasta aquí estudiamos cómo se forman las sustancias a partir de átomos unidos por enlaces químicos. El paso siguiente es comprender qué ocurre cuando esas uniones se rompen y se forman otras nuevas. Ese proceso es lo que la química denomina **reacción química**.

1. Concepto Fundamental y Naturaleza del Cambio

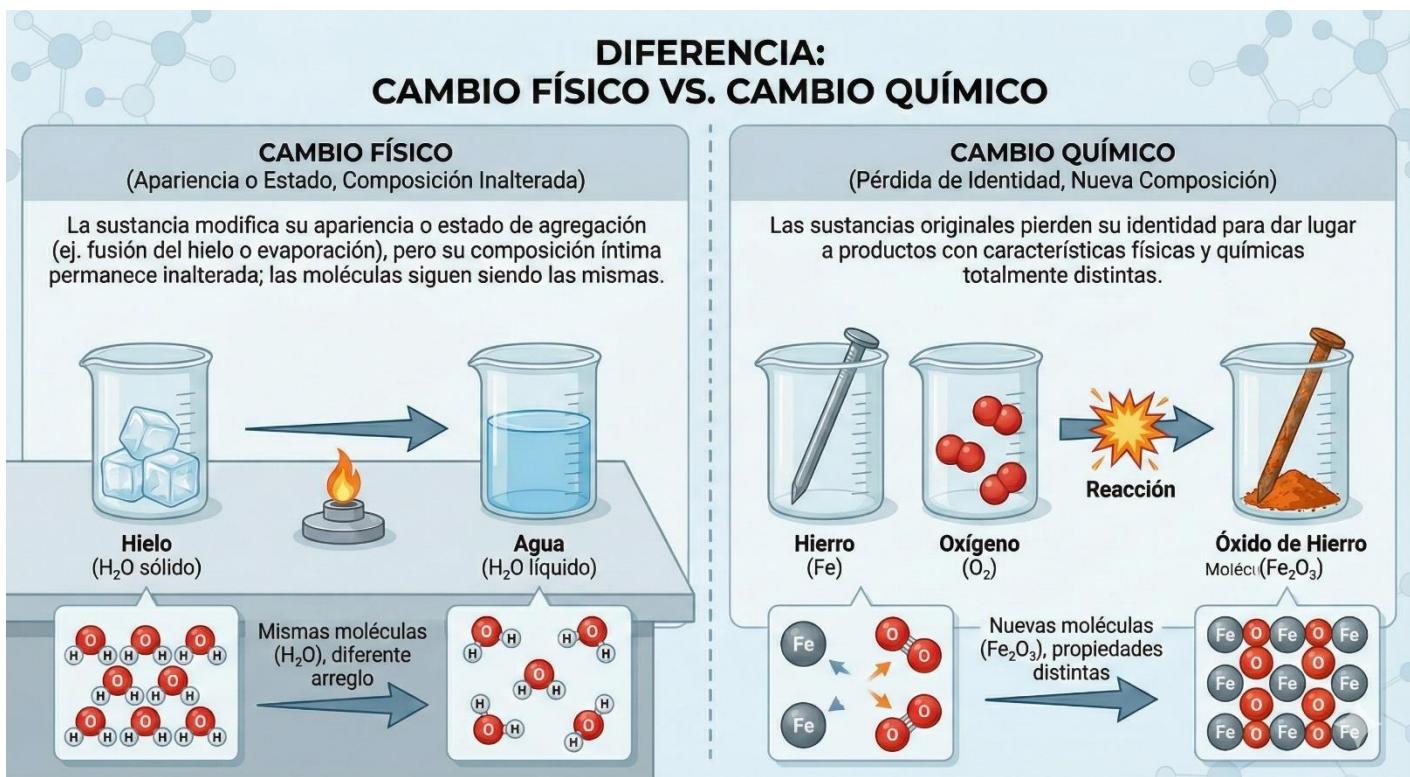
Una **reacción química** es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en sustancias diferentes con propiedades nuevas, llamadas **productos**. A nivel submicroscópico, este fenómeno implica un reordenamiento de átomos: los enlaces químicos originales se rompen y se forman uniones nuevas, generando una alteración profunda en la estructura de la materia.



Diferencia con los Cambios Físicos:

Es vital distinguir una reacción química de un cambio físico.

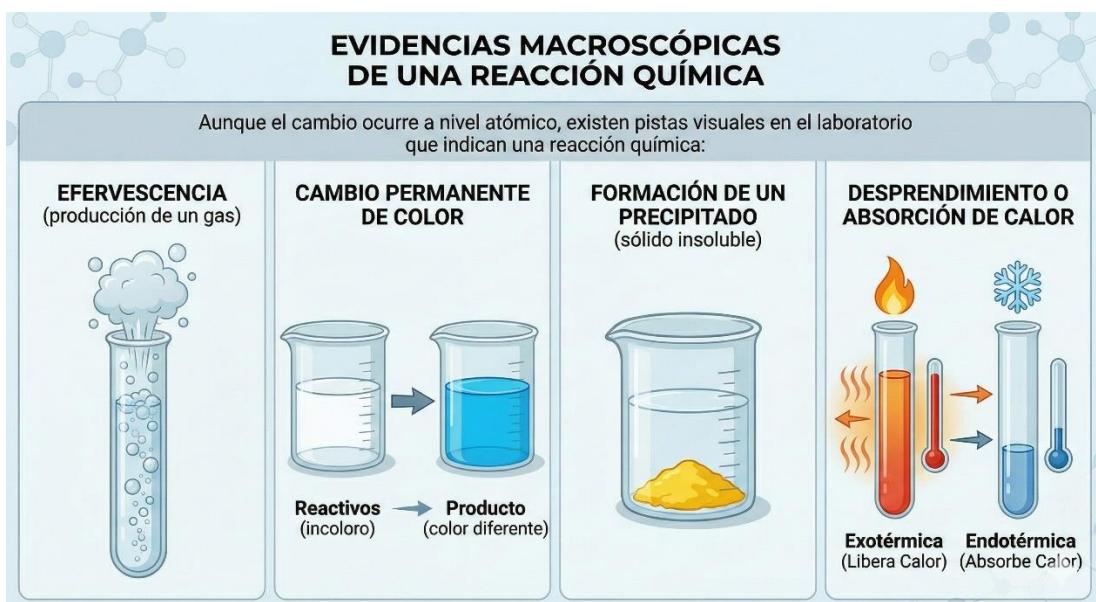
- **Cambio Físico:** La sustancia modifica su apariencia o estado de agregación (ej. fusión del hielo o evaporación), pero su composición íntima permanece inalterada; las moléculas siguen siendo las mismas.
- **Cambio Químico:** Las sustancias originales pierden su identidad para dar lugar a productos con características físicas y químicas totalmente distintas.



Evidencias Macroscópicas:

Aunque el cambio ocurre a nivel atómico, existen pistas visuales en el laboratorio que indican una reacción química:

- Eervescencia (producción de un gas).
- Cambio permanente de color.
- Formación de un precipitado (sólido insoluble).
- Desprendimiento o absorción de calor.



2. La Ecuación Química: El Lenguaje Simbólico

Para describir estas transformaciones de manera precisa y breve, se utiliza la **ecuación química**.

Esta representación permite identificar las sustancias participantes y sus proporciones.

Estructura General:

Reactivos → Productos

- **Reactivos:** Sustancias iniciales, escritas a la izquierda de la flecha.
- **Productos:** Sustancias finales, escritas a la derecha.
- **Flecha (\rightarrow):** Indica la dirección del cambio y se lee como "produce". Si es doble (\rightleftharpoons), indica que la reacción es reversible y puede alcanzar un equilibrio.

Simbología de Estado y Auxiliares:

Se utilizan abreviaturas entre paréntesis para detallar las condiciones:

- **(s):** Estado sólido.
- **(l):** Estado líquido.
- **(g):** Estado gaseoso.
- **(ac) o (aq):** Solución acuosa (disuelto en agua).
- **Δ (Delta):** Símbolo sobre la flecha que indica la aplicación de calor.

LA ECUACIÓN QUÍMICA: EL LENGUAJE SIMBÓLICO

Representación precisa de las transformaciones, identificando sustancias participantes y sus proporciones.

ESTRUCTURA GENERAL



SIMBOLOGÍA DE ESTADO Y AUXILIARES

(s) Estado sólido	(l) Estado líquido	(g) Estado gaseoso	(ac) o (aq) Solución acuosa (disuelto en agua)	Δ (Delta) Aplicación de calor (sobre la flecha)

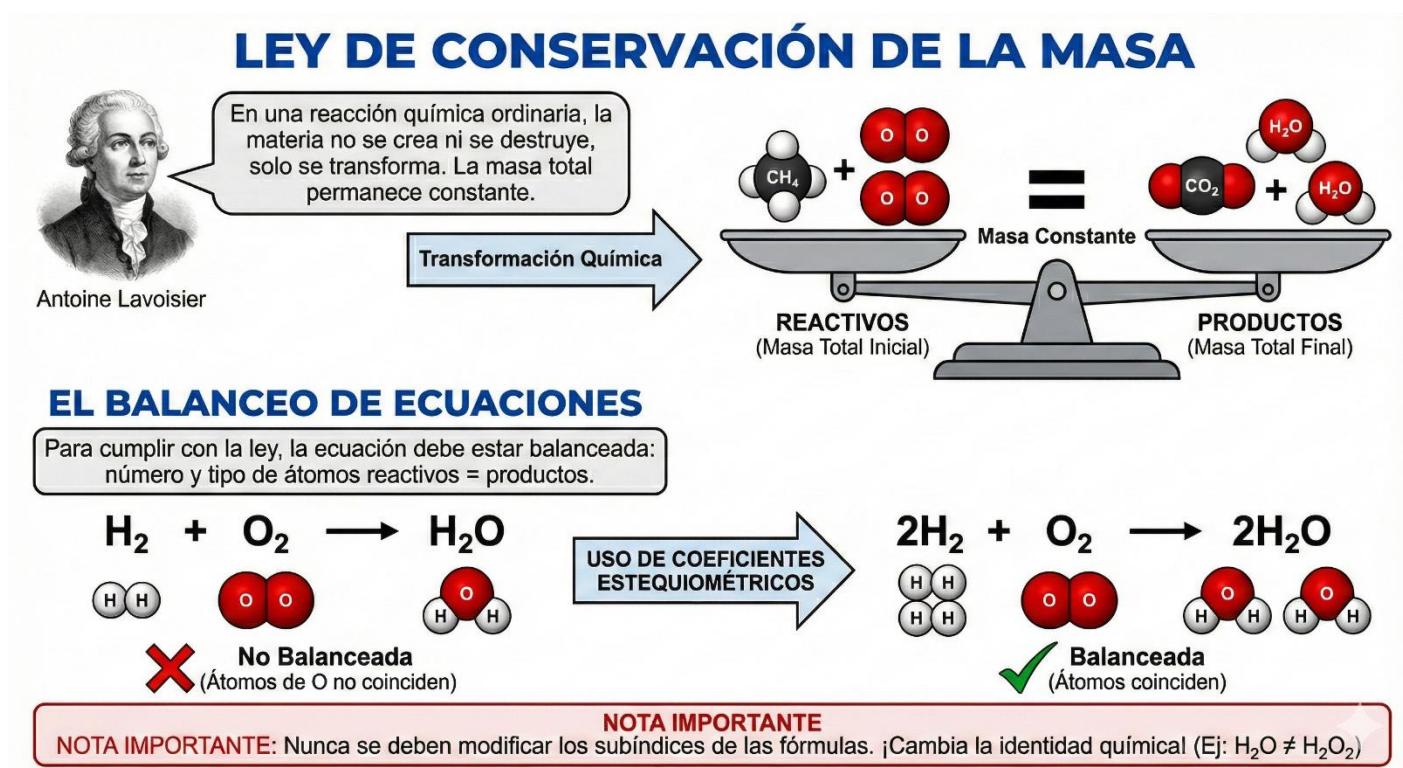
3. Ley de Conservación de la Masa

Establecida por **Antoine Lavoisier**, esta ley dicta que en una reacción química ordinaria la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. Por lo tanto, la masa total del sistema permanece constante.

El Balanceo de Ecuaciones:

Para cumplir con esta ley, toda ecuación debe estar balanceada: el número y tipo de átomos en los reactivos debe ser idéntico al de los productos.

- Se utilizan **coeficientes estequiométricos** (números enteros delante de las fórmulas) para ajustar las cantidades.
- *Nota Importante:* Nunca se deben modificar los subíndices de las fórmulas, ya que esto cambiaría la identidad química de la sustancia.



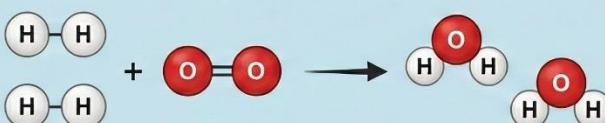
2. **Descomposición** ($AB \rightarrow A + B$): Un solo compuesto se fragmenta en sustancias más simples, usualmente requiriendo energía.
3. **Sustitución Simple** ($A + BC \rightarrow AC + B$): Un elemento libre desplaza a otro dentro de un compuesto.
4. **Doble Sustitución** ($AB + CD \rightarrow AD + CB$): Intercambio de componentes iónicos entre dos compuestos, frecuentemente formando precipitados.
5. **Combustión**: Reacción rápida con oxígeno (O_2) que libera luz y calor. Generalmente produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).
 - *Ejemplo:* Combustión del metano (CH_4).

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. SÍNTESIS O COMBINACIÓN ($A + B \rightarrow AB$)

Dos o más sustancias forman un producto más complejo.

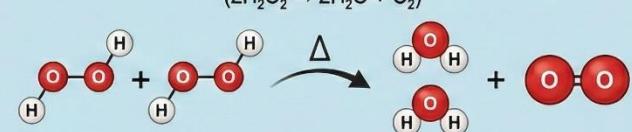
Ejemplo: Formación de agua ($2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$)



2. DESCOMPOSICIÓN ($AB \rightarrow A + B$)

Un solo compuesto se fragmenta en sustancias más simples, usualmente requiriendo energía.

Ejemplo: Descomposición de peróxido de hidrógeno ($2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$)



3. SUSTITUCIÓN SIMPLE ($A + BC \rightarrow AC + B$)

Un elemento libre desplaza a otro dentro de un compuesto.

Ejemplo: Zinc desplaza cobre en sulfato ($Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$)



4. DOBLE SUSTITUCIÓN ($AB + CD \rightarrow AD + CB$)

Intercambio de componentes iónicos entre dos compuestos, formando precipitados.

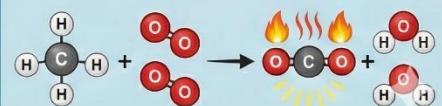
Ejemplo: Nitrato de plata y cloruro de sodio ($AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$)



5. COMBUSTIÓN

Reacción rápida con oxígeno (O_2) que libera luz y calor. Generalmente produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

Ejemplo: Combustión del metano ($CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$)



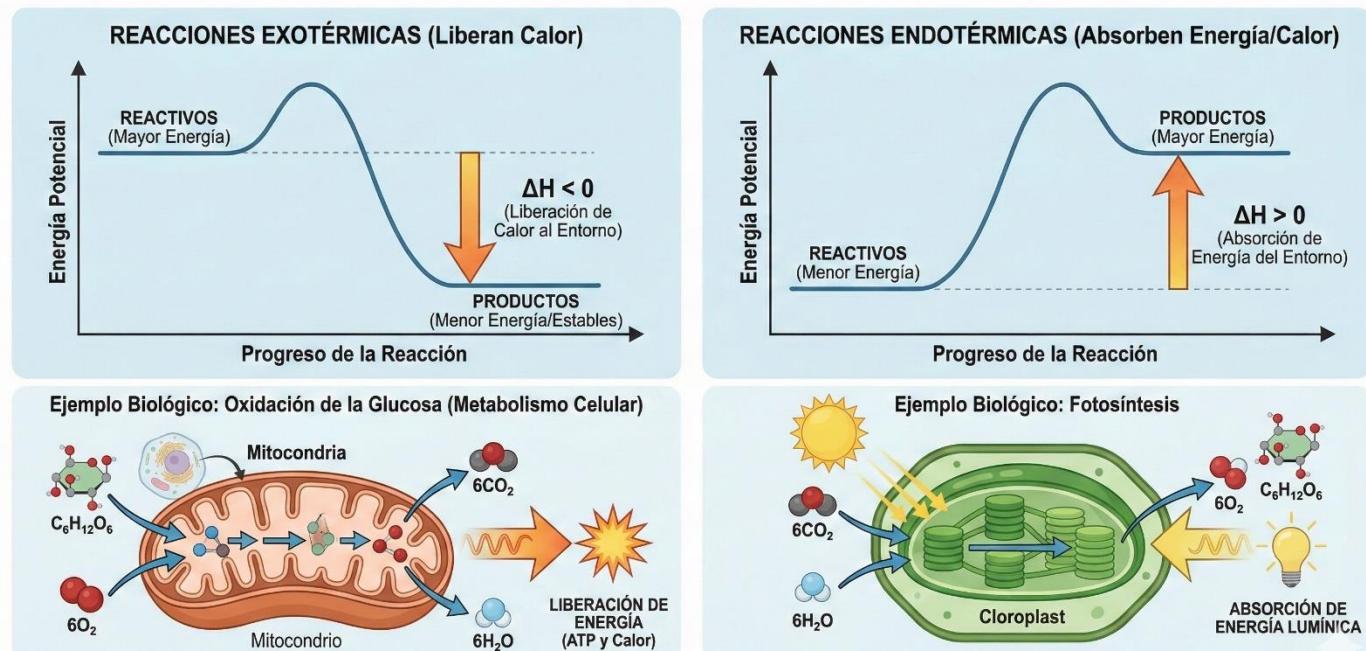
5. Energía en las Reacciones

Toda reacción conlleva un intercambio energético, crucial para los sistemas biológicos.

- **Exotérmicas:** Liberan calor al entorno. Los productos son más estables (menor energía) que los reactivos.
 - *Ejemplo Biológico:* La oxidación de la glucosa en el metabolismo celular para obtener energía.
- **Endotérmicas:** Requieren la absorción de energía o calor para ocurrir.

- Ejemplo Biológico:* La fotosíntesis, que absorbe energía lumínica para sintetizar compuestos.

ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS: INTERCAMBIO EN SISTEMAS BIOLÓGICOS



Actividades Prácticas: Introducción A Las Reacciones Químicas

I. Identificación de Cambios (Verdadero o Falso)

Indique si la afirmación es verdadera (V) o falsa (F) respecto a si el fenómeno representa una **reacción química**. Justifique brevemente su respuesta basándose en si existe una alteración en la composición íntima de la sustancia.

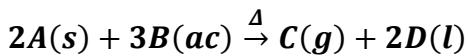
1. **La fusión de un cubo de hielo para obtener agua líquida.** () Justificación:

2. **El hierro de una ventana que se oxida y forma herrumbre rojiza al contacto con el aire.** () Justificación: _____
3. **La evaporación del agua de un recipiente al ser calentada en una estufa.** () Justificación:

4. **La combustión de la madera en una fogata que produce cenizas y gases.** () Justificación: _____
5. **Cortar o aserrar un trozo de madera en partes más pequeñas.** () Justificación:

II. Anatomía de la Ecuación Química

Observe detenidamente la siguiente **ecuación química** hipotética y responda a las interrogantes planteadas:



1. **¿Cuáles son las sustancias denominadas reactivos?**
2. **¿Qué indica la flecha central (\rightarrow)?**
3. **Explique el significado de los símbolos entre paréntesis (s, ac, g, l):**
4. **¿Qué información nos proporciona el símbolo delta (Δ) ubicado sobre la flecha?**

III. Clasificación de Reacciones (Selección Múltiple)

Seleccione el tipo de reacción que corresponde a cada esquema o descripción.

1. **Dos o más sustancias reaccionan para formar un solo producto más complejo ($A + B \rightarrow AB$):** a) Descomposición b) Síntesis (o Combinación) c) Sustitución Simple d) Doble Sustitución.
2. **Un solo reactivo se divide para formar dos o más sustancias más sencillas ($AB \rightarrow A + B$):** a) Síntesis b) Combustión c) Descomposición d) Doble Sustitución.
3. **Un elemento libre desplaza a otro elemento que forma parte de un compuesto ($A + BC \rightarrow AC + B$):** a) Sustitución Simple (o Desplazamiento) b) Síntesis c) Doble Sustitución d) Combustión.
4. **Dos compuestos intercambian sus componentes iónicos para formar dos sustancias nuevas ($AB + CD \rightarrow AD + CB$):** a) Descomposición b) Sustitución Simple c) Doble Sustitución d) Combustión.
5. **Reacción rápida de una sustancia con oxígeno (O_2), generalmente con liberación de luz y calor:** a) Síntesis b) Combustión c) Análisis d) Desplazamiento.

IV. Aplicación Biológica y Energía (Desarrollo Breve)

1. **Intercambio Energético:** Explique la diferencia fundamental entre un proceso **exotérmico** y uno **endotérmico**. ¿Cómo clasificaría el proceso de **fotosíntesis** en las plantas y la **oxidación (metabolismo) de la glucosa** en el cuerpo humano?
2. **Ley de Lavoisier:** ¿Por qué se considera obligatorio realizar el **balanceo** de las ecuaciones químicas antes de cualquier estudio estequiométrico? Relacione su respuesta con el comportamiento de los átomos durante la reacción.

Referencias Bibliográficas

- Angelini, M., Baumgartner, E., Benítez, C., Bulwik, M., Crubellati, R., Landau, L., Lastres Flores, L., Pouchan, M., Servant, R., & Sileo, M. (1997). *Temas de química general* (3ra ed.). Editorial Universitaria de Buenos Aires (Eudeba).
- Brown, T. L., LeMay, Jr., H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (s.f.). *Química para cursos con enfoque por competencias* (1ra ed.).
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). *Química* (12va ed.). McGraw-Hill/Interamericana Editores.
- Cruz Guardado, J., Osuna Sánchez, M. E., & Ortiz Robles, J. I. (2008). *Química general: Un nuevo enfoque en la enseñanza de la química* (2da ed.). Universidad Autónoma de Sinaloa.
- Daub, G. W., & Seese, W. S. (2005). *Química* (8va ed.). Pearson Educación.
- García Rodríguez, A., García Vargas, M., Navarrete Guijosa, A., & Quijano López, M. L. (Eds.). (s.f.). *Iniciación a la química: Preparación para el acceso a la universidad* (1ra ed.). Consejería de Innovación, Ciencia y Empresa, Junta de Andalucía.
- González Sánchez, O. M. (2012). *Fundamentos de química* (2da ed.). Escuela Superior Politécnica del Litoral (ESPOL).
- Goñi Galarza, J. (s.f.). *Química general: Curso práctico de teoría y problemas*. Ingeniería EIRL.
- Hein, M., & Arena, S. (1997). *Fundamentos de química* (9na ed.). International Thomson Editores.
- Holum, J. R. (1999). *Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud* (1ra ed.). Editorial Limusa.
- Jara Benites, C., & Cueva García, R. (s.f.). *Problemas de química y cómo resolverlos* (1ra ed.). Colección Racso.
- Moreno Esparza, R. (s.f.). *Química general* (1ra ed.).
- Ramírez Regalado, V. M. (2014). *Química 1: Serie integral por competencias* (2da ed.). Grupo Editorial Patria.
- Vlasov, L., & Trifonov, D. (1972). *Química recreativa*. Editorial Mir.
- Zumdahl, S. S., & DeCoste, D. J. (2012). *Principios de química* (7ma ed.). Cengage Learning.