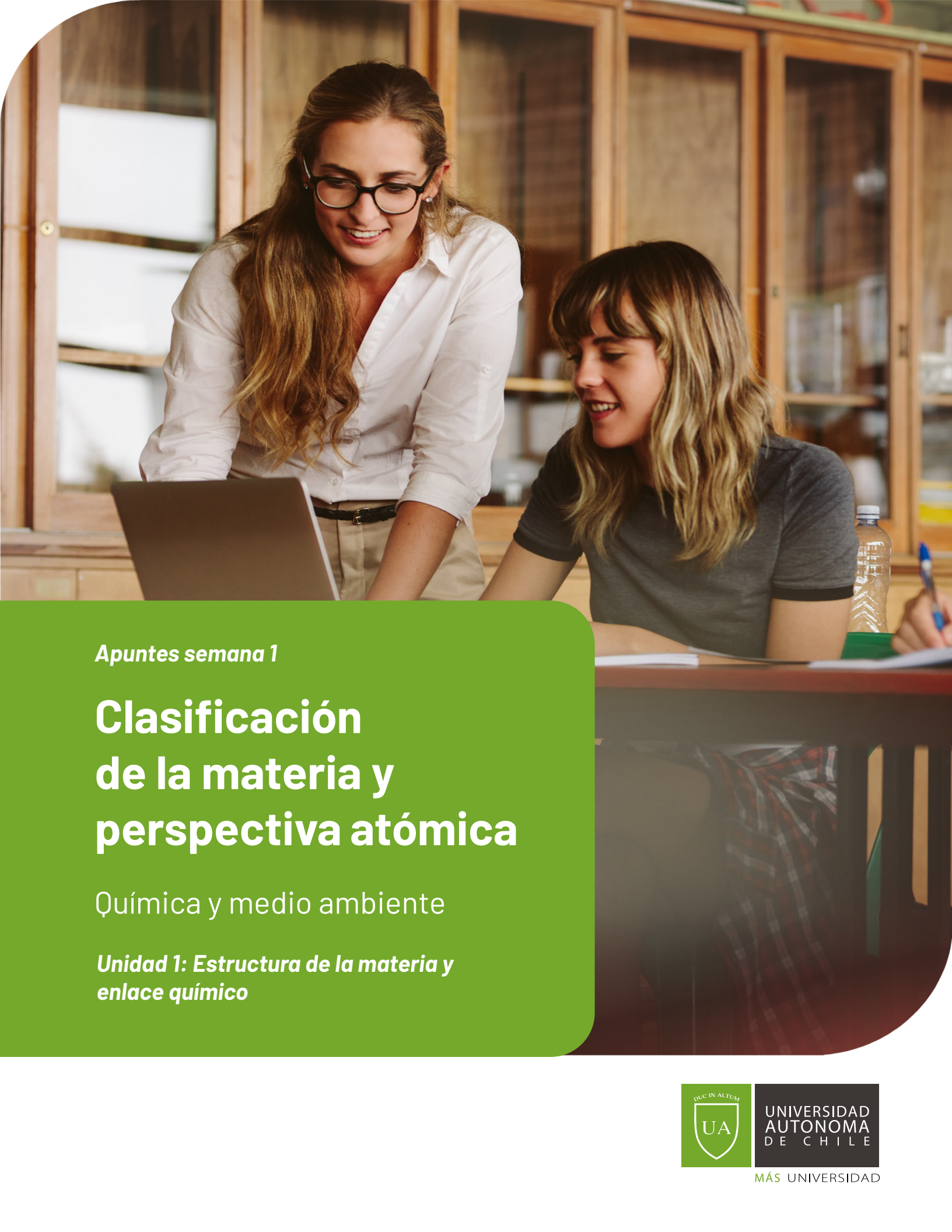




Apuntes semana 1

Clasificación de la materia y perspectiva atómica

Química y medio ambiente

*Unidad 1: Estructura de la materia y
enlace químico*



UNIVERSIDAD
AUTÓNOMA
DE CHILE

MÁS UNIVERSIDAD

Contenido

CONTENIDO	2
INTRODUCCIÓN	3
CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA	4
PERSPECTIVA ATÓMICA Y MOLECULAR	12
CONCLUSIONES	21
REFERENCIAS	28

Introducción

La química, como ciencia fundamental, es un pilar esencial para entender los procesos y fenómenos que dan forma al mundo en el que vivimos. Este apunte está diseñado para ofrecer una exploración inicial de dos áreas cruciales de la química: la clasificación de la materia y la perspectiva atómica. Así, tiene como objetivo desglosar estos temas complejos en conceptos más sencillos y asequibles. El propósito es proporcionar una base sólida en estas disciplinas esenciales, para comprender mejor los misterios de la materia que constituye nuestro universo.

La clasificación de la materia se ocupa de los fundamentos de cómo la materia se organiza y se categoriza en la naturaleza. Desde los elementos hasta los compuestos, pasando por las mezclas homogéneas y heterogéneas, este apunte busca proporcionar una visión detallada y completa de la diversidad de la materia y cómo se organiza. De manera integral, intentaremos descubrir y entender los patrones que rigen su clasificación.

En cuanto a la perspectiva atómica, es importante entender que toda la materia está compuesta por átomos. Desde esta perspectiva, profundizaremos en la estructura y propiedades de los átomos, así como las interacciones para formar moléculas. De este modo, obtendremos una comprensión más profunda de la naturaleza de la materia en términos atómicos y moleculares, y cómo se relaciona con la realidad macroscópica que percibimos a diario.

Clasificación de la materia.

La materia se refiere a todo lo que tiene masa y ocupa espacio en el universo. Es decir, cualquier objeto, sustancia o cosa que podamos ver, tocar o sentir, está compuesto de materia.

La materia puede encontrarse en diferentes estados, como sólido, líquido y gaseoso, y puede experimentar cambios físicos y químicos. Los cambios físicos son aquellos en los que la materia varía su forma o estado, pero no su composición química. Los cambios químicos implican una transformación en la composición de la materia.

La materia puede ser clasificada de varias formas, dependiendo de los criterios que se utilicen. Algunas de las clasificaciones más comunes son:

Tabla 1: Estados de la materia. Elaboración propia.

Según su estado físico:

La materia puede ser clasificada en sólida, líquida y gaseosa. En el estado sólido, las partículas están muy cercanas y tienen un movimiento vibracional muy limitado. En el estado líquido, las partículas tienen más libertad de movimiento y están menos cercanas. En el estado gaseoso, las partículas están muy alejadas y se mueven de manera desordenada.

Según sus propiedades:

La materia puede ser clasificada en metales, no metales y metaloides, según sus propiedades físicas y químicas. Los metales tienen brillo, son buenos conductores de calor y electricidad, además de maleables y dúctiles. Los no metales tienen una conductividad térmica y eléctrica baja y son quebradizos. Los metaloides tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

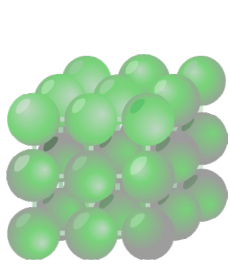
Según su composición química:

La materia puede ser clasificada en elementos, compuestos y mezclas. Los elementos son sustancias puras que no pueden ser descompuestas en otras sustancias más simples. Los compuestos son sustancias puras que se forman a partir de la combinación de dos o más elementos. Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias que mantienen su identidad y propiedades químicas propias.

Estas son solo algunas de las clasificaciones más comunes de la materia. Es importante recordar que, muchas veces, una misma sustancia puede ser clasificada de diferentes formas, dependiendo del criterio utilizado.

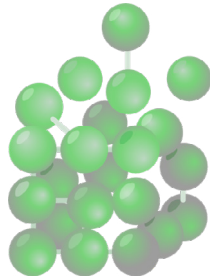
Estados de la materia.

Según Cruz et al (2008), la teoría cinética corpuscular nos permite describir las principales características de los estados de agregación. Estos describen las formas en que las partículas que la conforman se organizan y se mueven. En la Tabla 1, se describen las características de los estados de la materia.



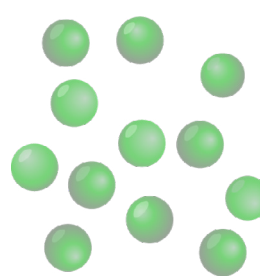
Sólido

En el estado sólido, las partículas se organizan en una estructura ordenada y compacta. Las partículas están muy cercanas unas de otras y se mueven en una posición fija, vibrando ligeramente. El sólido tiene forma y volumen definidos.



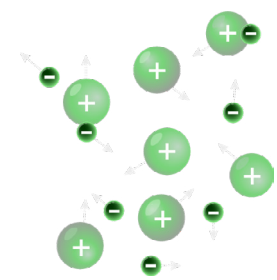
Líquido

En el estado líquido, las partículas están más separadas que en el estado sólido, lo que les permite moverse con más libertad. Las partículas se desplazan unas sobre otras, pero siguen estando muy cerca unas de otras. El líquido tiene volumen definido, pero no tiene forma definida, adoptando la forma del recipiente que lo contiene.



Gaseoso

En el estado gaseoso, las partículas están muy alejadas unas de otras y se mueven de manera desordenada. El gas no tiene forma ni volumen definido y se expande para llenar cualquier espacio disponible.



Plasma

El estado plasma es una forma especial de la materia que se encuentra a altas temperaturas o en presencia de campos eléctricos intensos. En este estado, los electrones se separan de los núcleos atómicos y se mueven libremente. El plasma es un gas ionizado que conduce electricidad y tiene propiedades especiales.

La tensión superficial y la capilaridad son propiedades que presentan las sustancias en estado líquido. Se pueden evidenciar de la siguiente manera:

Tensión superficial: la tensión superficial de un líquido puede definirse como la cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie por unidad de área. Esto implica que el líquido presenta resistencia para aumentar su superficie.

La tensión superficial depende de la naturaleza del líquido, del medio que le rodea y de la temperatura. En general, la tensión superficial disminuye con la temperatura, porque las fuerzas de cohesión disminuyen al aumentar la energía cinética corpuscular.

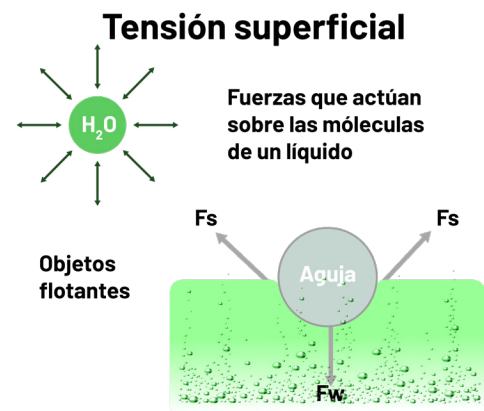


Figura 2: Representación gráfica de la tensión superficial en líquidos.

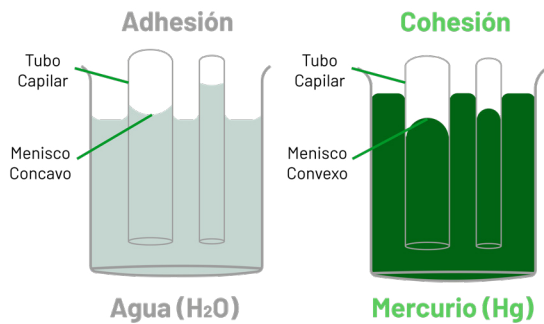


Figura 3: Representación gráfica de la capilaridad en líquidos.

Capilaridad: la capilaridad es la propiedad que tiene un líquido para subir por un tubo estrecho (capilar), desafiando la fuerza de la gravedad. El nivel que alcanza es directamente proporcional con la tensión superficial del líquido e inversamente proporcional con el grosor interno del tubo.

La capilaridad se debe a la existencia de dos tipos de fuerzas diferentes: las cohesivas, que son las fuerzas entre las moléculas del líquido, y las adhesivas, que son las que operan entre las moléculas del líquido y el capilar.

Los cambios son manifestación constante de la materia. Los diferentes estados de la materia pueden experimentar este tipo de transformaciones, respecto a la posición de sus moléculas, pasando de un estado a otro mediante procesos físicos como la fusión, la solidificación, la evaporación, la sublimación o la condensación. En la Figura 4, se observa cómo, con el aumento o disminución de la temperatura, la materia puede transformar su organización molecular.



Figura 4: Diagrama de las transformaciones de los estados de la materia.

Cruz et al, (2008) establece que el cambio es una constante manifestación de la naturaleza. Generalmente, se acostumbra a clasificar al cambio en dos categorías: físicos y químicos. Sin embargo, es necesario precisar que los fenómenos que se presentan en la naturaleza no son exclusivamente físicos o químicos, sino también biológicos, sociales, entre otros. A los cambios físicos y químicos se les conoce también como fenómenos.

Si se quiere conseguir un cambio de un estado a otro, es necesario considerar, además de la naturaleza de la sustancia, el aumento o disminución de la presión o de la temperatura, para así variar la energía cinética de las partículas.

La energía cinética se refiere a la energía que se proporciona a las partículas en movimiento, vibrando o que se desplazan en diferentes direcciones, cuando se tiene una sustancia en cualquiera de los estados de la materia y presenta un aumento o disminución de la temperatura o presión. Se puede describir una serie de cambios físicos, como se representan a continuación:

Fusión: es el proceso en el cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido, debido al aumento de temperatura. Durante la fusión, la energía cinética de las partículas se incrementa, provocando que la red del sólido se reorganice en pequeños grupos de partículas, lo que hace que la sustancia se vuelva líquida y pierda su forma definida.

Solidificación: es el proceso opuesto a la fusión, en el cual una sustancia pasa del estado líquido al sólido debido al enfriamiento. Durante la solidificación, las partículas se vuelven más cercanas entre sí y pierden su libertad de movimiento, lo que hace que la sustancia se vuelva sólida y tome una forma definida.

Evaporización: es el proceso en el cual una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso debido al aumento de temperatura, incrementando la energía cinética de las partículas y estas vibran rápidamente. La evaporización puede ocurrir por evaporación (proceso lento que ocurre en la superficie de un líquido) o por ebullición (proceso rápido que ocurre en todo el líquido).

Condensación: es el proceso opuesto a la evaporización, en el cual una sustancia pasa del estado gaseoso al líquido debido al enfriamiento. Durante la condensación, las partículas se vuelven más cercanas y se organizan en una estructura líquida.

Sublimación: es el proceso en el cual una sustancia pasa directamente del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido. Este proceso ocurre cuando la sustancia se calienta y su presión de vapor alcanza la presión atmosférica.

Deposición o sublimación regresiva: es el proceso opuesto a la sublimación, en el cual una sustancia pasa directamente del estado gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido. Este proceso ocurre cuando la sustancia se enfría y su presión de vapor no puede sostenerse.

Estos son los cambios de estado más comunes. Es importante recordar que **cada sustancia tiene sus propias temperaturas de fusión y ebullición**, por lo que los cambios de estado pueden ocurrir a diferentes temperaturas, según la sustancia en cuestión.

La materia tiene propiedades físicas y químicas que permiten distinguir y clasificar una sustancia de otra. A continuación, se describen algunas de estas propiedades:

Propiedades físicas y químicas de la materia

Propiedades físicas: son aquellas que pueden observarse o medirse sin que se produzca un cambio en la identidad o composición química de la sustancia. Algunas propiedades físicas comunes son:

Densidad

Es la masa por unidad de volumen de una sustancia.

Punto de fusión

Es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido.

Punto de Ebullición

Es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso.

Conductividad eléctrica y térmica

Es la capacidad de una sustancia para conducir la electricidad o el calor.

Solubilidad

Es la capacidad de una sustancia para disolverse en otra sustancia.

Figura 5: Propiedades físicas de la materia.

Propiedades químicas: son aquellas que describen cómo las sustancias reaccionan con otras sustancias y tienden a cambiar su composición química. Algunas propiedades químicas comunes son:

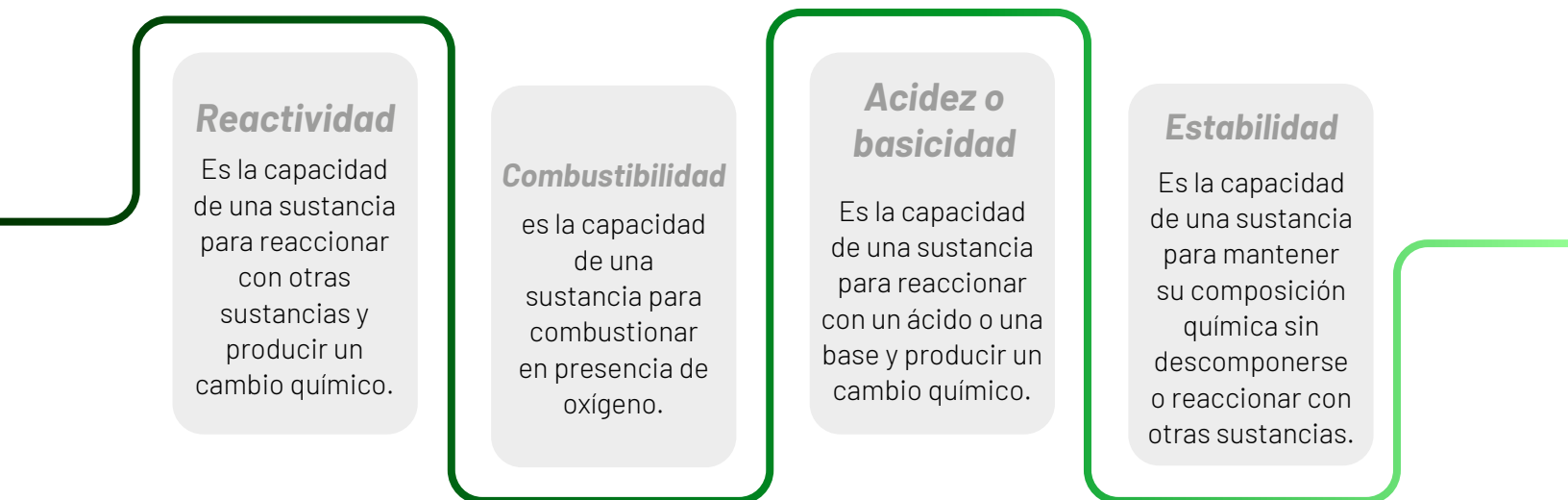


Figura 6: Propiedades químicas de la materia.

Es importante considerar que estas propiedades pueden variar dependiendo de las condiciones en las que se midan. Por ejemplo, la densidad de una sustancia puede variar con la temperatura y la presión. Además, algunas propiedades, como la solubilidad, pueden depender de la sustancia en la que se disuelven.

Mezclas homogéneas y heterogéneas.

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias que se unen sin formar una nueva sustancia. En una mezcla, las sustancias que la componen mantienen sus propiedades químicas y físicas propias, pudiendo ser separadas por medios físicos. Petrucci (2011) indica que una mezcla de sustancias puede variar en composición y propiedades de una muestra a otra.

Cuando una mezcla es uniforme en composición y propiedades, en cualquier parte de una muestra determinada, se dice que es *una mezcla homogénea o una disolución*.

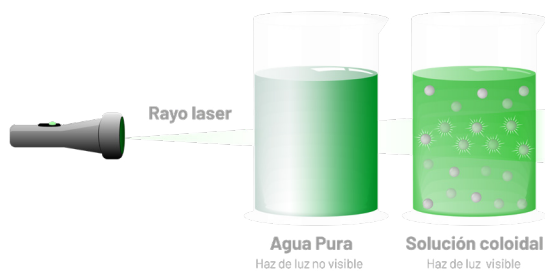
Ejemplos:

- Una disolución acuosa de sacarosa (azúcar de caña) tiene un dulzor uniforme en cualquier parte de la disolución, pero el dulzor de otra disolución de sacarosa puede ser muy distinto si las proporciones de azúcar y agua son diferentes.
- El aire ordinario es una mezcla homogénea de varios gases, principalmente los elementos nitrógeno y oxígeno.
- Vino, compuesto de alcohol, agua, sales minerales, ácidos, vitaminas y compuestos aromáticos.

En las mezclas heterogéneas, como la formada por arena y agua, los componentes se separan en zonas diferenciadas. Por tanto, la composición y las propiedades físicas varían de una parte a otra de la mezcla.

Ejemplos: una salsa para ensalada, una losa de hormigón y una hoja de una planta son todos ellos heterogéneos. Generalmente, es sencillo distinguir las mezclas heterogéneas de las homogéneas (Petrucci, 2011).

Efecto Tyndall



Los coloides y las emulsiones son otros ejemplos de mezclas heterogéneas y, en ocasiones, pueden confundirse con mezclas homogéneas, debido a que a simple vista se observa una sola fase. Sin embargo, si se hace pasar un haz de luz por la mezcla, se observan agregados moleculares dispersos en ella, como se observa en la **Figura 7**.

Figura 7: Diagrama del efecto Tyndall.

Las partículas de una disolución son del tamaño atómico molecular, mientras que las partículas dispersas en un coloide son agregados moleculares y de mayor tamaño que las de una disolución, pero de menor tamaño que las de una suspensión, de manera que no sedimentan. Son ejemplos de coloides la leche (sólido en líquido), la niebla (líquido en gas), la espuma (gas en líquido), la gelatina (sólido en líquido) y el polvo en el aire (sólido en gas).

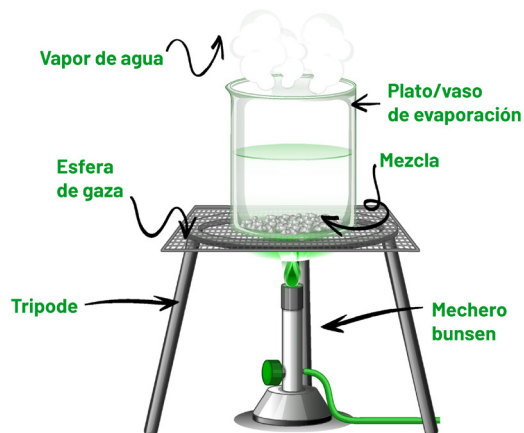
Técnicas de separación de mezclas.

Existen varias técnicas de separación de mezclas que se basan en las propiedades físicas y químicas de las sustancias que componen la mezcla. Algunas de las técnicas más comunes se pueden observar a continuación:

Filtración: es una técnica utilizada para separar mezclas heterogéneas de sólidos y líquidos o de sólidos de diferentes tamaños de partícula. Consiste en pasar la mezcla a través de un filtro, el que retiene las partículas más grandes y permite el paso de las partículas más pequeñas.



Figura 8: Proceso de separación por medio de la filtración.



Evaporación: es una técnica de separación de mezclas utilizada para separar una sustancia líquida de una mezcla. Esta técnica se basa en la diferencia en los puntos de ebullición de las sustancias que componen la mezcla. Durante la evaporación, se calienta la mezcla para aumentar la temperatura y convertir la sustancia líquida en vapor.

Figura 9: Proceso de separación por medio de la evaporación.

Centrifugación: es una técnica utilizada para separar mezclas heterogéneas de sólidos y líquidos o de líquidos de diferentes densidades. Consiste en hacer girar la mezcla a alta velocidad para separar los componentes, según su densidad.



Figura 11: Proceso de separación por medio de la decantación.

Destilación: es una técnica utilizada para separar mezclas homogéneas de líquidos con diferentes puntos de ebullición. Consiste en calentar la mezcla para evaporar el líquido con el punto de ebullición más bajo y luego condensar el vapor, para obtener el líquido separado.

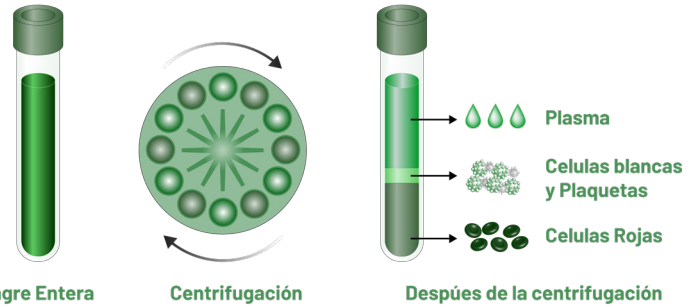


Figura 10: Proceso de separación por medio de la centrifugación.

Decantación: es una técnica utilizada para separar mezclas heterogéneas de líquidos y sólidos. Consiste en dejar la mezcla en reposo para que los sólidos se depositen en el fondo del recipiente y luego verter cuidadosamente el líquido, para separarlo de los sólidos.

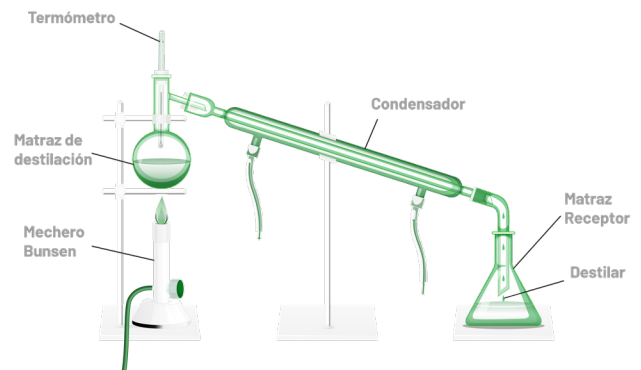


Figura 12: Proceso de separación por medio de la destilación.

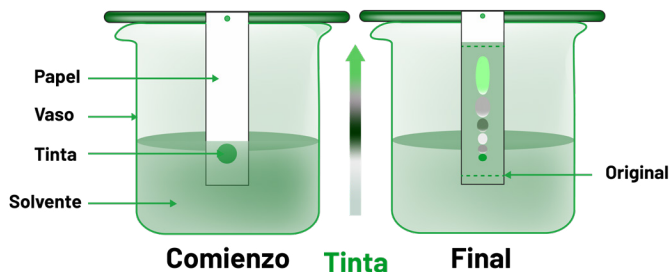


Figura 13: Proceso de separación por medio de la cromatografía.

Cromatografía: es una técnica utilizada para separar mezclas homogéneas de líquidos o gases con diferentes solubilidades o afinidades químicas. Consiste en hacer pasar la mezcla a través de un medio poroso, el que retiene los componentes de la mezcla según sus propiedades químicas y solubilidades.

Tamizado: es una técnica de separación de mezclas, la que se utiliza para separar partículas de diferentes tamaños. Se basa en que las partículas de diferentes tamaños pasan a través de tamices de diferentes tamaños de poro. Durante el tamizado, la mezcla se coloca en un tamiz y se agita o se hace pasar aire a través de él. Las partículas más grandes quedan retenidas en el tamiz, mientras que las partículas más pequeñas pasan a través de los poros y se recogen en otro recipiente. Es posible utilizar tamices de diferentes tamaños, para así separar partículas de diferentes tamaños.

Separación de mezclas - Tamizado



Figura 14: Proceso de separación por medio de la tamización.

Imantación: la imantación es una técnica de separación de mezclas utilizada para separar materiales magnéticos de aquellos que no lo son. Esta técnica se basa en la capacidad de un imán para atraer ciertos materiales magnéticos. Para realizar la imantación, se acerca un imán a la mezcla de materiales y se aplica una fuerza magnética, para así atraer las partículas magnéticas hacia el imán. Las partículas magnéticas se adhieren al imán, mientras que las partículas no magnéticas se mantienen en su lugar.

Separación de Mezclas - Imantación

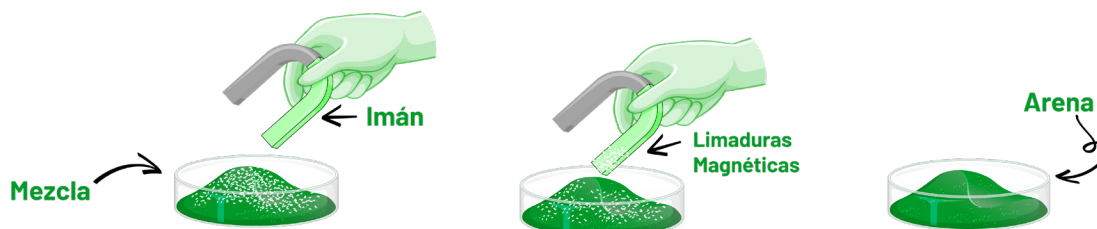


Figura 15: Proceso de separación por medio de la imantación.

Perspectiva atómica y molecular.

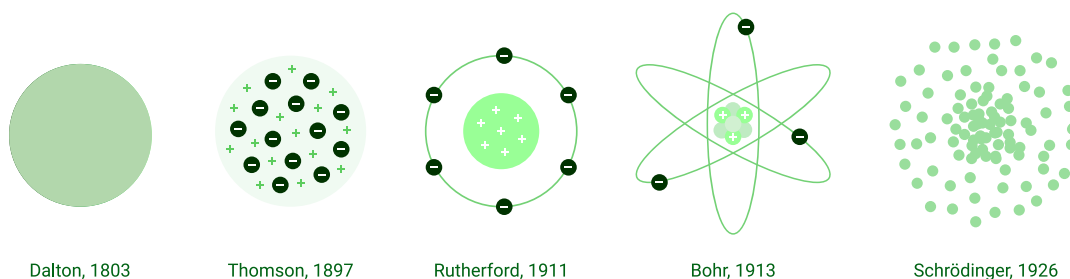


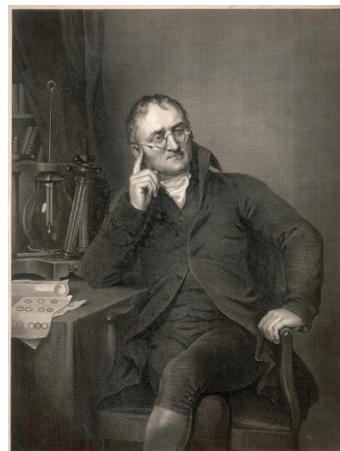
Figura 16: Representación de los modelos atómicos durante la historia.

Los filósofos griegos se preguntaban: **¿es posible dividir la materia en pedazos cada vez más pequeños, o hay un punto en el que no se puede dividir más?** Por una parte, Platón y Aristóteles afirmaban que la materia era indefinidamente divisible, lo cual es falso. Sin embargo, Demócrito aseguraba que la materia se compone de pequeñas partículas indivisibles, a las que llamó átomos, (del griego a-tomo, “no cortado, indivisible sin particiones”), afirmación que se comprobó 2.000 años después, por John Dalton.

John Dalton marcó los inicios del desarrollo de la química del siglo XIX. Entre 1803 y 1807, utilizó las leyes fundamentales de las combinaciones químicas, conocidas hasta el momento, para publicar una teoría atómica congruente.

Figura 17: Representación de John Dalton.

Fuente: https://stock.adobe.com/cl/search?k=dalton&search_type=default-asset-click&asset_id=162288363



La teoría atómica de John Dalton propone:

1. La materia está compuesta por partículas indivisibles, extremadamente pequeñas, denominadas átomos.
2. Hay diferentes clases de átomos. Cada clase posee su tamaño y propiedades características.
3. Cada clase de átomos corresponde a un elemento distinto. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos.
4. Los compuestos químicos puros están constituidos por átomos de distintos elementos combinados entre sí, mediante relaciones sencillas.

Las reacciones químicas consisten en la combinación, separación o reordenación de los átomos. Los átomos permanecen inalterados en cualquier transformación.

Con esto, Dalton definió el átomo como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química, y lo describió como una partícula extremadamente pequeña e indivisible; sin embargo, esta teoría tiene sus limitaciones descubiertas por investigaciones posteriores, pero que tomaron la base de esta teoría. En la Tabla 2 se representa una descripción de las bases fundamentales y limitaciones de esta teoría.

Bases fundamentales

- Se deduce el elemento como una sustancia constituida por una sola clase de átomos.
- Los compuestos de una sustancia contienen dos o más clases de átomos, combinados en proporciones fijas.
- Explica las leyes ponderales.
- Fue el primer modelo atómico de la Era Moderna.

Limitaciones

- El átomo no es indivisible, en la actualidad se sabe que está compuesto por partículas subatómicas.
- Descarta la existencia de los isotopos, porque no todos los átomos de un mismo elemento son iguales.
- No explica la electricidad.
- No explica por qué los átomos se combinan para la formación de moléculas.

Tabla 2: Bases fundamentales y limitaciones de la teoría atómica. Elaboración propia basada en Martínez y Mejías (2017).

El modelo atómico de Dalton no consideró a los electrones, pues se pensaba que esta partícula provenía del átomo, porque estaba claro que los fenómenos eléctricos provenían de la materia.

La naturaleza eléctrica de la materia

El químico inglés **Humphrey Davy**, en 1800, comprobó que, al hacer pasar corriente eléctrica a través de algunas sustancias, estas se descomponían.

En tanto, Michael Faraday, a partir de la electrolisis como la acción de aplicar una corriente eléctrica para separar elementos y generar una reacción química no espontánea, determinó así las leyes de la electrólisis:

1. El peso de una sustancia que se deposita en un electrodo, debido a una cantidad fija de electricidad, es siempre igual.
2. Los pesos que se depositan, debido a una cantidad fija de electricidad, son proporcionales a los pesos equivalentes de la sustancia.

En 1898, Joseph Thomson llevó a cabo experimentos utilizando tubos de rayos catódicos con el objetivo de incorporar el electrón en el modelo del átomo. En estos experimentos, observó que una corriente de carga eléctrica emergía del cátodo. Utilizando medidas precisas, Thomson pudo calcular la relación entre la carga eléctrica y la masa de una partícula fundamental, que luego se denominó electrón.

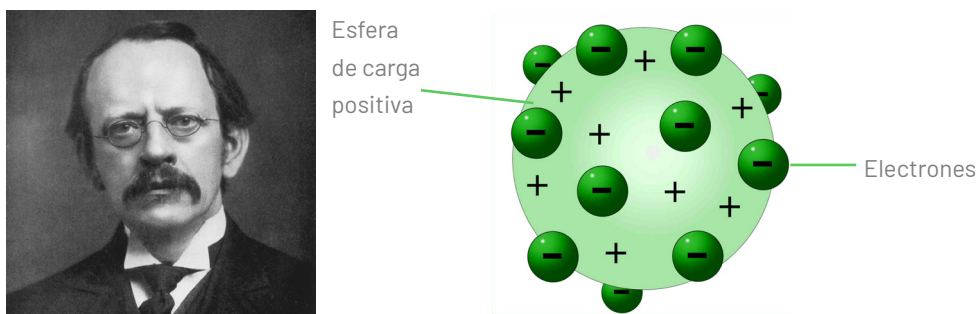


Figura 18: Izquierda Representación de Joseph Thomson. Fuente: <https://www.biography.com/scientist/jj-thomson> Derecha: Modelo de la teoría de Thomson, donde los electrones aparecen incrustados en una matriz de carga positiva. Fuente: <https://acortar.link/jkm8UU>

En su experimento de los rayos catódicos, Joseph Thomson demostró con sus resultados que los rayos eran desviados por campos magnéticos y eléctricos. A su vez, esta desviación revelaba que la carga eléctrica era negativa y que hacía mover las aspas de un pequeño rehilete. Ello indicaba que estaba constituido de materia, presentando masa e inercia, a la vez que eran partículas y no rayos.

Cruz, Osuna y Ortiz (2008) describen que, para Thomson, al caracterizar al electrón como partícula con carga y masa, era evidente que este formaba parte de la materia, y si la materia está formada por átomos, los átomos debían tener electrones. Thomson pensó entonces que, si los cuerpos son eléctricamente neutros, los átomos también debían serlo. Si tenían carga negativa, debían tener también carga positiva en dosis suficientes para neutralizarla. Entonces consideró el átomo como una esfera de carga positiva, en la cual se encuentran inmersos los electrones, como se observa en la Figura 18.

La radiactividad: Wilhelm Roentgen (1845-1923), físico alemán (primer Premio Nobel en 1901). Descubrió los rayos X en 1895, lo que revolucionó toda la vida de humanidad. El científico descubrió que el tubo emite haz de rayos de naturaleza indefinida, por eso los llamó “los rayos X”, que poseen la capacidad de penetrar muchas sustancias y dejar su imagen en pantallas luminiscentes o películas fotográficas.

Figura 19: Wilhelm Roentgen, descubridor de los rayos x. fuente: <https://www.profisica.cl/index.php/component/content/article/115-biografias/214-wilhelm-konrad-roentgen?Itemid=542>



Enseguida se descubrió que los rayos X corresponden a las ondas electromagnéticas de muy baja longitud de onda, por lo que ocupan su lugar en el espectro electromagnético.

Los rayos X producían radiaciones muy penetrantes, capaces de velar placas fotográficas cubiertas y de producir fluorescencia en algunos materiales, aun cuando ante ellos se interponían obstáculos delgados, como hojas de papel.

Este descubrimiento sirvió de motivación para ciertos estudios de Henri Becquerel, en París, quien estaba muy interesado en entender el fenómeno de la fluorescencia. Esas radiaciones eran producidas por cualquier sal de uranio, fosforescente o no, con luz o sin ella, por lo que concluyó que el fenómeno estaba directamente relacionado con la presencia de uranio en los compuestos. Becquerel había descubierto la radiactividad.

Poco tiempo después, también en París, la polaca Marie Sklodowska-Curie descubrió que el torio tenía propiedades similares a las del uranio y, junto con su marido, el francés Pierre Curie, descubrió el elemento radio, que es millones de veces más activo que el uranio.

Una vez descubierta la radiactividad que es un fenómeno natural, con sustancias que emiten espontáneamente radiación Ernest Rutherford reveló que estas sustancias emitían tres tipos de radiación: α , β , y γ , debido a la desintegración de ciertos núcleos atómicos inestables.

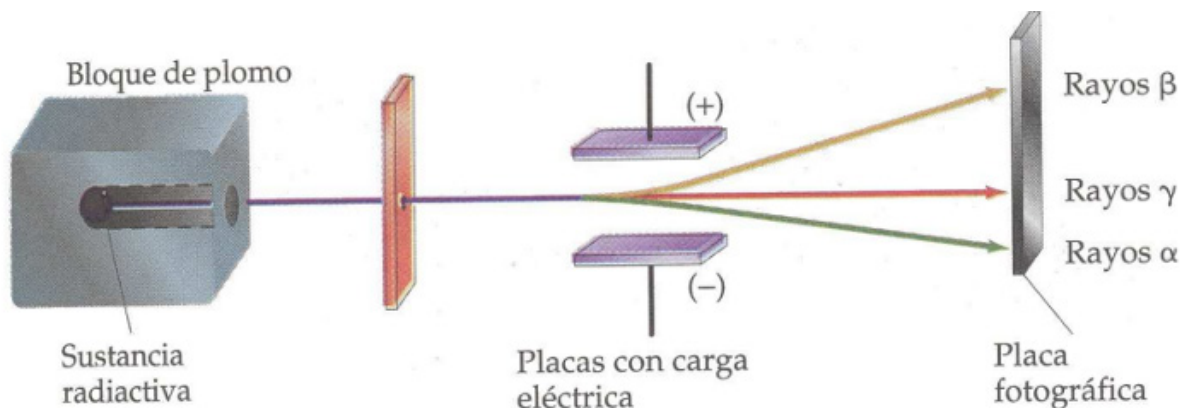


Figura 20: Fenómeno de la radiactividad y sus emisiones de radiación α , β , y γ .

El modelo atómico de Rutherford

En 1906, la Universidad de Manchester ofreció a Rutherford un puesto de investigador, quien aceptó como ayudante al joven alemán Hans Wilhelm Geiger. Este empezó de inmediato a estudiar la dispersión de rayos α por hojas delgadas de oro. Una muestra de radio se ponía en un contenedor, con un pequeño orificio por el que escapaba un haz delgado de rayos α . Este se hacía incidir sobre una placa de sulfato de zinc, la cual tiene la propiedad de emitir luz cuando es alcanzada por un rayo α . Al interponer a este una hoja delgada de oro, podían estudiarse las desviaciones que inducían los átomos de oro en los rayos α incidentes, como se observa en la Figura 21. Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo, así como toda su carga positiva, residían en una región extremadamente pequeña y densa, que llamó núcleo.

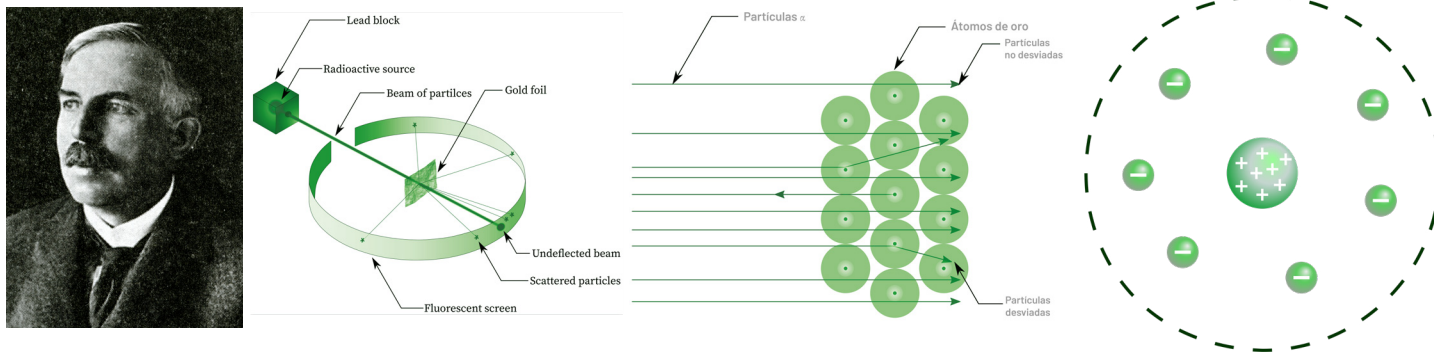


Figura 21: a) Ernest Rutherford. Fuente: <https://l1nq.com/EAp4a> b) Experimento de lámina de oro y radiaciones alfas. Fuente: <https://encr.pw/eGxNo> c) Incidencia de las partículas alfas al pasar por los átomos de la lámina de oro. Fuente: <https://l1nq.com/2Sg0w> d) Modelo del átomo de Rutherford. Fuente: <https://encr.pw/KEt0R>

En 1932, **James Chadwick**, físico inglés, dirigió un chorro de partículas α sobre un blanco de berilio. Se produjo una radiación muy penetrante, sin carga, que Chadwick identificó como un rayo de partículas neutras, con una masa casi igual a la del protón y sin carga. A estas partículas subatómicas fundamentales las denominó neutrones.

Modelo atómico de Bohr

Niels Bohr, físico danés, (1913) primer modelo de un átomo basado en la cuantización de la energía. Superó el modelo atómico de Rutherford suponiendo, simplemente, que la física clásica estaba equivocada. El modelo se basa en la idea que los electrones solo pueden ocupar ciertas órbitas o niveles de energía alrededor del núcleo de un átomo. Estos niveles de energía están cuantificados, lo que significa que solo tienen ciertos valores discretos, y los electrones solo pueden moverse entre ellos absorbiendo o emitiendo cantidades específicas de energía.

A cada nivel de energía le asignó un número cuántico, que denominaba número cuántico principal (n). En cada nivel se encuentra un número diferente de electrones:

Número cuántico principal (n)	Números de electrones disponibles
1	2
2	8
3	18
4	32
5	32
6	18
7	8

Bohr creía que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares, la absorción de energía por parte de un electrón le permite saltar de un nivel superior, de mayor energía; sin embargo, como el mismo absorbió esa energía, la puede liberar, entonces vuelve al estado o nivel anterior.

Indudablemente, este modelo significó gran avance en el entendimiento del átomo. A su vez, existen algunas limitaciones con la teoría (consulte la Tabla 3).

Ventajas	Limitaciones
- Es el primer modelo que explica cuantitativamente al átomo. - Explica perfectamente los espectros de líneas del átomo de hidrógeno. - Predice un radio atómico para el hidrógeno, que coincide con el medido experimentalmente. - Introduce por primera vez términos cuánticos en un modelo atómico.	- Solo acierta en la predicción del radio atómico para el hidrógeno, no acierta para el resto de los elementos. - No explica los espectros de líneas de ningún otro elemento. - Imagina a los electrones ubicados perfectamente en órbitas específicas en el átomo, por tanto, localizables.

Tabla 3: Ventajas y limitaciones del modelo atómico de Bohr. Basado en Martínez y Mejía.

Visión moderna de la estructura atómica.

La estructura atómica moderna se basa en el modelo atómico propuesto por Niels Bohr en 1913, que postulaba que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares, y que cada órbita tiene un nivel de energía específico. Este modelo fue más tarde mejorado por la mecánica cuántica, que proporcionó una descripción más detallada de la estructura atómica.

De acuerdo con la mecánica cuántica, los electrones no se mueven en órbitas circulares definidas, sino que se encuentran en regiones de alta probabilidad de presencia alrededor del núcleo, conocidas como orbitales. Cada orbital tiene un nivel de energía asociado, y los electrones se distribuyen en los orbitales según las reglas de llenado de electrones.

El núcleo atómico está compuesto por protones y neutrones, y estos últimos son responsables de la estabilidad del núcleo. La cantidad de protones en el núcleo determina el número atómico del elemento, mientras que la cantidad de neutrones, en relación con los protones, determina el isótopo del elemento.

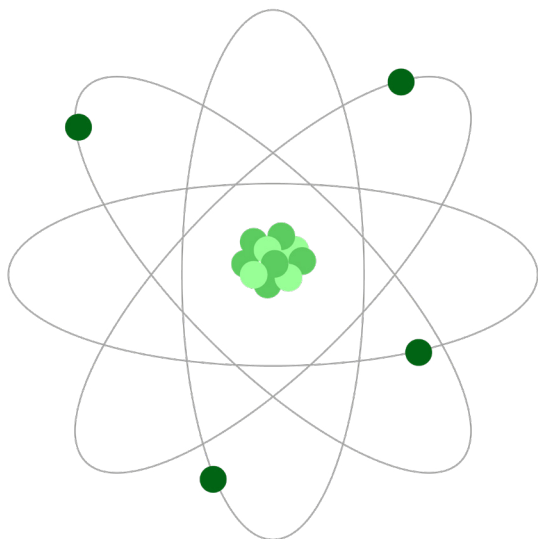


Figura 22: Composición y distribución de las partículas subatómicas en el átomo. Elaboración propia.

Los **electrones** son partículas, con carga eléctrica negativa, que se encuentran en órbita alrededor del núcleo del átomo. Los electrones determinan las propiedades químicas del átomo y están involucrados en la formación de enlaces químicos.

Los **protones** son partículas con carga eléctrica positiva, que se encuentran en el núcleo del átomo. La cantidad de protones en el núcleo determina el número atómico del elemento y, por lo tanto, su identidad química.

Los **neutrones** son partículas con carga eléctrica neutral, que también se encuentran en el núcleo del átomo. Los neutrones no afectan la carga eléctrica del átomo, pero sí influyen en su masa y estabilidad.

En un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones. La masa del átomo se determina sumando el número de protones y neutrones en el núcleo.

La composición del átomo varía dependiendo del elemento químico al que pertenece. Cada elemento tiene un número atómico único, así como una distribución única de protones, neutrones y electrones.

Número atómico

El número atómico fue propuesto por Henry Moseley en 1913, y determina el número de protones presentes en el núcleo de un átomo. Nos indica también el número de orden o posición de un elemento en la tabla periódica. De manera general, el número atómico se representa por la letra "Z" (Cruz, Osuna y Ortiz, 2008).

Los átomos que tienen el mismo valor de Z pertenecen al mismo elemento. El hidrógeno es el elemento cuyo número atómico es $Z=1$. Existen elementos con Z, menor o igual a 118. El número atómico se representa con la letra "Z" y se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Por ejemplo, el carbono tiene un número atómico de 6, por lo que su símbolo químico es:

" ${}^6\text{C}$ ". = Esto significa que un átomo de carbono tiene 6 protones en su núcleo.

El número atómico es igual al número de protones, por tanto, si el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones debe ser igual al número de electrones.

$$\text{N}^\circ \text{ Atómico (Z)} = \text{N}^\circ \text{ de protones} = \text{N}^\circ \text{ de neutrones}$$

El número atómico es importante porque determina el comportamiento químico del elemento. Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes números atómicos, lo que significa que tienen diferentes números de protones y, por lo tanto, diferentes propiedades químicas.

Número másico

El número másico de un átomo es la suma de la cantidad de protones y neutrones que se encuentran en el núcleo del átomo. Se representa con la letra "A" y se coloca como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento.

Por ejemplo, un átomo de helio tiene 2 protones y, generalmente, tiene 2 neutrones en su núcleo, por lo que su número másico es 4. El símbolo químico del helio es:

" ${}^4\text{He}$ ", donde "He" es el símbolo del elemento y "4" es el número másico.

$$\text{N}^\circ \text{ másico (A)} = \text{N}^\circ \text{ de protones} + \text{N}^\circ \text{ de neutrones}$$

$$A = p^+ + n^0$$

El número másico es importante porque determina la masa del átomo. Aunque los electrones también tienen masa, su contribución es relativamente pequeña en comparación con la masa de los protones y neutrones en el núcleo. Por lo tanto, el número másico es aproximadamente igual a la masa del átomo, expresada en unidades de masa atómica (uma).

El número másico no determina la identidad química del elemento, porque diferentes isótopos de un elemento pueden tener diferentes números másicos, pero el mismo número atómico. Sin embargo, el número másico es importante para distinguir entre diferentes isótopos de un elemento, los que pueden tener diferentes propiedades químicas y físicas debido a sus diferencias en la masa.

Isótopos.

Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones en su núcleo, pero que tienen diferentes números másicos, esto es, diferentes números de neutrones en su núcleo.

Los isótopos del mismo elemento tienen propiedades químicas similares, porque tienen la misma cantidad de electrones en su estructura atómica, pero pueden tener diferentes propiedades físicas, debido a sus diferencias en masa. Por ejemplo, los isótopos de hidrógeno (protio, deuterio y tritio) tienen diferentes números másicos, por lo tanto, diferentes masas atómicas, pero todos tienen una carga eléctrica igual a +1 y un solo electrón en su estructura atómica.

Los isótopos se identifican utilizando la notación del símbolo del elemento, seguida del número másico como superíndice a la izquierda del símbolo, y el número atómico como subíndice a la izquierda del símbolo.

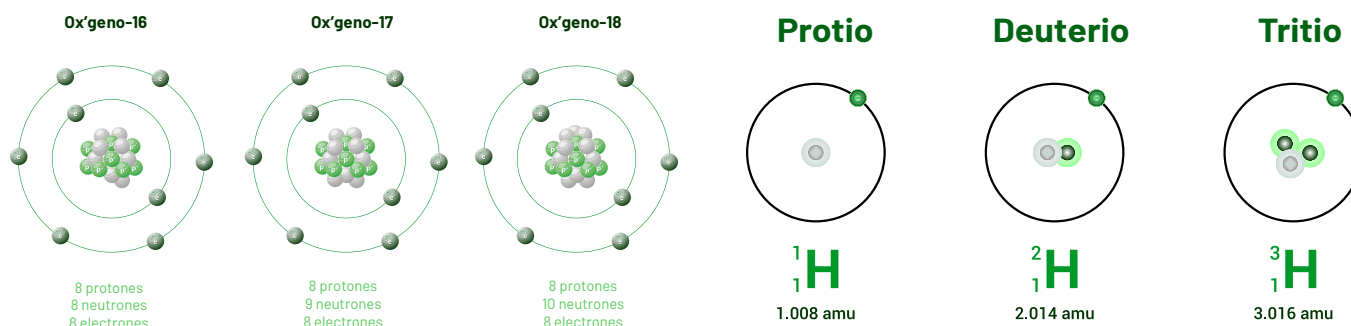


Figura 23: Izquierda: Ejemplo de los isótopos del hidrógeno. Fuente: <https://encr.pw/VF2eC>

Derecha: Ejemplo de los isótopos del átomo de oxígeno. Fuente: <https://l1nq.com/RK1ZU>

Algunos isótopos son estables y no experimentan desintegración radiactiva, mientras que otros son inestables y emiten radiación en forma de partículas subatómicas y/o ondas electromagnéticas. La desintegración radiactiva puede cambiar el número atómico y/o el número másico de un átomo, lo que resulta en la formación de un átomo de un elemento diferente.

Iones y moléculas

Los iones y las moléculas son dos tipos diferentes de entidades químicas.

Un ion es un átomo o molécula que ha ganado o perdido uno o más electrones, lo que resulta en una carga eléctrica neta. Un ion con carga positiva se llama catión, y un ion con carga negativa se llama anión.

Los iones se forman por la pérdida o ganancia de electrones para alcanzar una configuración de electrones más estable. Los iones tienen propiedades químicas diferentes a las de los átomos neutros, debido a su carga eléctrica.

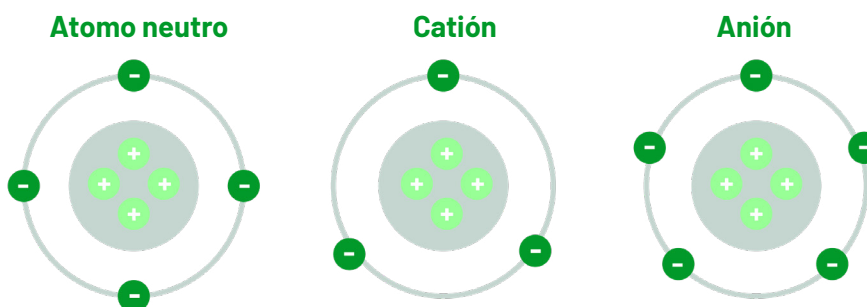


Figura 24: Representación de un átomo neutro, el catión y anión de un mismo elemento, en cuanto a su composición. Fuente: <https://encr.pw/G7R6v>

Asimismo, una molécula es un conjunto de dos o más átomos unidos mediante enlaces químicos. Los átomos en una molécula comparten electrones para formar los enlaces químicos, y los átomos pueden ser del mismo elemento o de diferentes elementos. Las moléculas tienen propiedades químicas diferentes a las de los átomos individuales, debido a las interacciones entre los átomos en la molécula.

Las moléculas neutras pueden tener una carga eléctrica neta igual a cero, mientras que los iones tienen una carga eléctrica neta diferente de cero. Las moléculas se representan mediante fórmulas químicas que indican la composición y la estructura de la molécula; a su vez, los iones se representan mediante fórmulas que indican la carga y la identidad del ion.

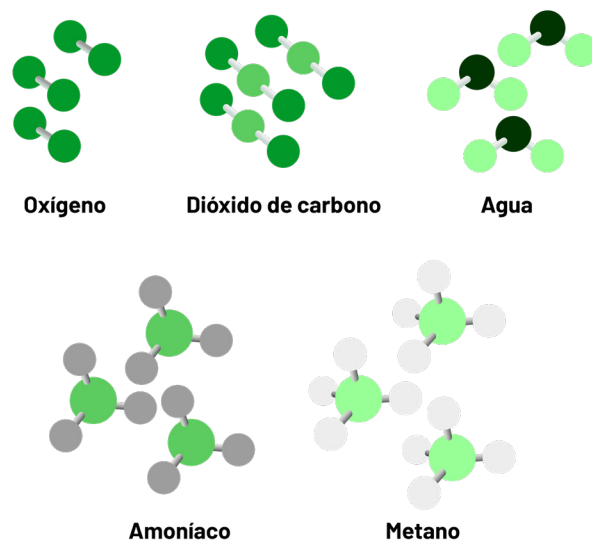


Figura 25: Representación de diferentes moléculas químicas.

Fuente: <https://l1nq.com/fcWSz>

Tipos de moléculas

Existen diferentes tipos de moléculas en función de la composición y estructura de los átomos que las conforman. Algunos de los tipos de moléculas más comunes se representan en la siguiente tabla:

Diatómicas: Moléculas que contienen dos átomos.	
Poliatómicas: Moléculas que contienen más de dos átomos.	
Homoatómicas: Moléculas que contienen dos o más átomos de un mismo elemento (forman elementos).	
Heteroatómicas: Moléculas que contienen al menos dos átomos de dos o más elementos (forman compuestos).	

Figura 26: Tipos de moléculas según su composición.

En resumen, los iones y las moléculas son entidades químicas diferentes, con propiedades químicas disímiles, que se forman de diversas maneras.

Conclusiones.

Durante este apunte docente se ha abordado profundamente la esencia y naturaleza de la materia desde una perspectiva tanto macroscópica como microscópica. A través de la clasificación de la materia y el estudio detallado de sus estados, se ha establecido una base sobre cómo los materiales existen y se transforman en el entorno, siendo estas transformaciones gobernadas por sus propiedades físicas y químicas. Este entendimiento es fundamental para anticipar y controlar las interacciones materiales en diversos procesos industriales.

Desde una perspectiva más atómica la visión moderna de la estructura atómica desvela la complejidad de la materia. Conociendo las especificidades de los números atómicos y másicos, así como la existencia de isótopos, se revela una imagen más completa de la diversidad y singularidad de los átomos. Además, la conceptualización de iones y moléculas proporciona una comprensión de cómo estos átomos interactúan y se combinan, resultando esencial para entender las reacciones y procesos a nivel molecular.

Finalmente, es imperativo reconocer que esta estructura fundamental de la materia es la piedra angular de innumerables aplicaciones en ingeniería industrial. Un conocimiento profundo y detallado de esta unidad no solo enriquece nuestra comprensión teórica, sino que también potencia la capacidad de innovar, optimizar y solucionar problemas prácticos en la industria.

Referencias

Cruz, J., Osuna, M.E. y Ortiz, J. (2008). Química general. Once Ríos Editores.

https://avdiaz.files.wordpress.com/2008/08/libro_de_quimica_general.pdf

Martínez, M. y Mejías, M. (2017). Fundamento de química general. UPSE.

<https://repositorio.upse.edu.ec/bitstream/46000/4229/1/Fundamentos%20de%20Quimica%20General.pdf>

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. y Bissonnette, C. (2011). Química general. Pearson.

https://quimica247403824.files.wordpress.com/2018/11/quimica_general_petrucci.pdf