

CAPÍTULO 1 TEORÍA ATÓMICA

Qué es la química?

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

La química es una de las grandes ciencias contemporáneas, cuya aparición revolucionó el mundo para siempre. Esta ciencia ha ofrecido explicaciones funcionales y comprobables para la compleja conducta de los materiales conocidos, capaces de explicar tanto su permanencia como sus cambios.

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

Por otro lado, el dominio de la química **permitió el surgimiento de la industria**: la transformación de materiales a voluntad del hombre para crear objetos útiles (o los materiales necesarios para fabricarlos). En ese sentido, se trata de una de las ciencias que mayor impacto ha tenido en el mundo y en la historia de la humanidad.

Historia de la química

En un sentido estricto, la historia de la química **comenzó en la prehistoria cuando el humano comenzó a interesarse por los materiales**, por la fabricación, la cocción y el horneado. Su vínculo con el progreso tecnológico de la humanidad es incuestionable.

La palabra química proviene del latín ars chimia (“arte alquímico”), a su vez derivado del término árabe alquimia, con el que se nombraba alrededor del año 330 a la práctica pseudocientífica de los buscadores de la piedra filosofal, con la cual podrían convertir el plomo y otros metales en oro, de otorgar la inmortalidad o la omnisciencia.

Los primeros alquimistas eran científicos islámicos que, mientras Occidente se sumergía en el fanatismo religioso cristiano, cultivaron la sabiduría de los elementos y los materiales, comprendidos como un conjunto de cuerpos y espíritus que empleando las técnicas correctas podían ser manipulados o transformados.

A estos misteriosos personajes se les solían llamar “químicos” (de alquímicos). Sin embargo, a partir de 1661, con la publicación de “El Químico Escéptico” del científico irlandés Robert Boyle (1627-1691), el término pasó a tener un significado menos esotérico (espiritual) y más vinculado con las ciencias.

Por otro lado, la definición de la química ha variado enormemente a lo largo del tiempo. En particular porque su campo ha crecido y evolucionado gigantescamente, resignificando a esta disciplina.

Alrededor de 1662, el científico suizo Christopher Glaser (1615-1670) definió a la química como el arte científico de disolver los cuerpos de distintos materiales, debido a que en 1730 el alemán Georg Stahl (1659-1734) la llamó el arte de entender las dinámicas de las mezclas.

Recién en 1837 el químico francés Jean-Baptiste Dumas (1800-1884) la definió como la ciencia que se ocupa de las fuerzas intermoleculares. En cambio, hoy la comprendemos como el estudio de la materia y sus cambios, siguiendo la definición del célebre químico hongkonés Raymond Chang (1939-2017).

Sin embargo, **la química como ciencia empezó a existir en el siglo XVIII**, cuando los primeros experimentos científicos comprobables con la materia tuvieron lugar en la Europa moderna, especialmente luego de la postulación en 1983 de la Teoría atómica por John Dalton.

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

¿Qué es la materia?

La materia es la sustancia que forma los **cuerpos físicos**. En otras palabras, se trata de todo aquello que tiene masa y que ocupa un lugar en el espacio. Al hablar de **masa** nos estamos refiriendo a la materia que tiene un cuerpo, por lo que se trata de una magnitud fundamental a la hora de entender y trabajar con la materia.

Otro aspecto importante que tenemos que tener en cuenta a la hora de estudiar la materia es el **volumen**, que se puede definir como el espacio que ocupa un cuerpo en relación a la masa que tiene. De este modo, según lo densa que sea la masa de un cuerpo, es decir, lo junta que esté su materia entre sí, estaremos ante materia en un estado u otro. Aunque existen diversos estados de la materia definidos que van más allá de los estados clásicos, **los más conocidos son el estado sólido, el líquido y el gaseoso**.

Estos estados de la materia no definen la materia en cuanto a su esencia, ya que, lo único que varía entre una materia y otra, es lo cerca que están sus átomos los unos de los otros. En consecuencia, al hablar de **materia en estado sólido**, se tratará de un cuerpo que tenderá a mantener su forma, mientras que en el caso de **los líquidos** la forma del cuerpo será menos estable, y se adaptará a los cuerpos con los que esté en contacto. Del mismo modo, en el caso de los cuerpos cuya materia esté en **estado gaseoso**, se tratará de cuerpos cuyos átomos se moverán mucho más en relación de unos y otros, por lo que su adaptación a los cuerpos periféricos será todavía mayor que en el caso de los cuerpos líquidos.

¿Qué es la energía?

Al hablar de energía estamos haciendo referencia a **una magnitud física**, ya que puede medir. Sin embargo, se trata de algo mucho más difícil de imaginar que la materia, ya que se trata de una **realidad intangible**, aunque no por ello menos real.

La definición clásica de la energía es la **capacidad para realizar un trabajo**. En este sentido, la energía deberá ser entendida como la capacidad de los cuerpos a la hora de realizar un trabajo, que podrá implicar un cambio de posición de cuerpos (pasando de estado estático a uno móvil, al revés, o cambiando su velocidad de desplazamiento), o un cambio de estado de los cuerpos, por ejemplo, pasar de líquido a gaseoso.

De este modo, la energía se entiende como la capacidad intrínseca para realizar estos cambios o trabajos. Esta energía puede ser de muchas formas, y vendrá definida únicamente por el **origen de la misma**. Se puede hablar de energía electromagnética, de energía térmica, de energía química, etc.

Materia y energía

La materia y energía interactúa entre sí de forma continua. De hecho, la materia estaría en un estado estático de forma estable si no fuera por la energía. De esta forma, **materia y energía están interactuando entre sí constantemente**, donde la materia sería el sujeto pasivo que padece la acción de la energía, mientras que la energía sería el sujeto activo que modificaría el estado de reposo o movimiento de la materia.

TEORÍA ATÓMICA

a) Partículas Fundamentales del Átomo

Introducción

Antes de 1800, se pensaba que la materia era continua, es decir que podía ser dividida en infinitas partes más pequeñas sin cambiar la naturaleza del elemento. Sin embargo, alrededor de 1803 ganó aceptación la teoría de un científico inglés llamado John Dalton (1766-1844).

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Al dividir una muestra de cobre en trozos cada vez más pequeños, finalmente se encuentra una unidad básica que no puede ser dividida sin cambiar la naturaleza del elemento. Esta unidad básica se llama Átomo. Un átomo es la partícula más pequeña que puede existir de un elemento conservando las propiedades de dicho elemento.

MODELOS ATÓMICOS

Demócrito

Aproximadamente 400 a.C., el filósofo griego **Demócrito** sugirió que toda la materia estaba formada por partículas minúsculas, discretas e indivisibles, a las cuáles llamó átomos. Sus ideas fueron rechazadas durante 2000 años, pero a finales del siglo dieciocho comenzaron a ser aceptadas.

Dalton

En 1808, el maestro de escuela inglés, John Dalton, publicó las primeras ideas modernas acerca de la existencia y naturaleza de los átomos. Resumió y amplió los vagos conceptos de antiguos filósofos y científicos. Esas ideas forman la base de la Teoría Atómica de Dalton, que es de las más relevantes dentro del pensamiento científico. Los postulados de Dalton se pueden enunciar:

1. Un elemento está compuesto de partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado tienen propiedades idénticas, las cuales difieren de las de átomos de otros compuestos.
3. Los átomos de un elemento no pueden crearse, ni destruirse o transformarse en átomos de otros elementos.
4. Los compuestos se forman cuando átomos de elementos diferentes se combinan entre sí en una proporción fija.
5. Los números relativos y tipos de átomos son constantes en un compuesto dado.

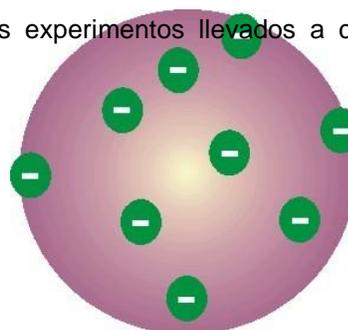
En ese tiempo algunos de sus postulados no pudieron verificarse experimentalmente, ya que se basaron en limitadas observaciones experimentales de su época.

Aún con sus limitaciones, los postulados de Dalton constituyen un marco de referencia que posteriormente los científicos pudieron modificar o ampliar. Por esta razón se considera a Dalton como el padre de la Teoría Atómica Moderna.

Modelo de Thomson

En 1898, el inglés Joseph John Thomson propuso un modelo para la estructura del átomo al que llamaron "budín de pasas". Thomson estableció la hipótesis, de que los átomos estaban formados por una esfera de carga eléctrica positiva distribuida de manera uniforme, en cuyo interior se encontraban los electrones en movimiento en cantidad de igual al número de las cargas positivas para que el átomo fuera neutro.

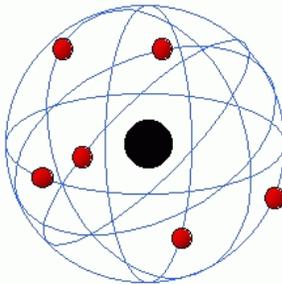
Posteriormente, el descubrimiento de nuevas partículas y los experimentos llevados a cabo por Rutherford demostraron la inexactitud de tales ideas.



CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERIA DE PETRÓLEO

Modelo atómico de Rutherford

El modelo atómico de Rutherford, modelo o teoría sobre la estructura del átomo propuesto por el físico Ernest Rutherford (1911) mantenía el planteamiento de Joseph Thomson sobre que los átomos poseen electrones y protones, pero sostenía que todo átomo estaba formado por un núcleo y la corteza. Los protones y neutrones que tienen mayor masa se encuentran en un núcleo muy pequeño, lo que significa que el núcleo contiene toda la carga positiva y la masa del átomo. En la corteza, que rodea al núcleo, se encuentran los electrones describiendo órbitas circulares o elípticas, dichos electrones tienen una masa mucho más pequeña y ocupan la mayor parte del volumen del átomo



Modelo atómico de Bohr

Niels Bohr se basó en el átomo de hidrógeno para realizar el modelo que lleva su nombre. Bohr intentaba realizar un modelo atómico capaz de explicar la estabilidad de la materia y los espectros de emisión y absorción discretos que se observan en los gases, describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón.

El modelo atómico de Bohr partía conceptualmente del modelo atómico de Rutherford y de las incipientes ideas sobre cuantización que habían surgido unos años antes con las investigaciones de Max Planck y Albert Einstein. Debido a su simplicidad el modelo de Bohr es todavía utilizado frecuentemente como una simplificación de la estructura de la materia.

Bohr supuso que los electrones debían hallarse en órbitas de cierto tamaño, moviéndose a cierta velocidad y con determinada energía. Si el electrón absorbe energía saltará a una órbita de mayor energía más alejada del núcleo, si emite energía, el electrón caerá a una órbita más cercana al núcleo.

En resumen, mientras en el modelo de Rutherford los electrones pueden girar alrededor del núcleo en órbitas de un radio cualquiera, en el modelo de Bohr sólo son permitidas ciertas órbitas, las que coinciden con los valores energéticos de los electrones; por esta razón se dice que los electrones se encuentran en determinados niveles de energía (n) que toma valores desde 1 en adelante. Este número " n " recibe el nombre de Número Cuántico Principal.

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Representación de las órbitas	n	distancia
	1	0,53 Å
	2	2,12 Å
	3	4,76 Å
	4	8,46 Å
	5	13,22 Å
	6	19,05 Å
	7	25,93 Å

Para la década de 1930 había numerosas pruebas de que los átomos contienen pequeñas partículas subatómicas. Se ha descubierto más de 100 partículas subatómicas, pero muchas de ellas duran menos de un segundo.

Las partículas fundamentales de un átomo son constituyentes básicos de cualquier átomo. El átomo, y por tanto toda la materia está formado principalmente por tres partículas fundamentales: electrones, neutrones y protones. El conocimiento de la naturaleza y la forma en que funcionan es fundamental para comprender las interacciones químicas.

El átomo es eléctricamente neutro; es decir, el número de electrones fuera del núcleo es igual a número de protones dentro de él

La masa y las cargas de las tres partículas fundamentales se muestran en la siguiente tabla.

Partícula	Masa (g)	Carga (Escala Relativa)
Electrón (e ⁻)	9.10939×10^{-28}	1-
Protón (p ⁺)	1.67262×10^{-24}	1+
Neutrón (n ⁰)	1.67493×10^{-24}	0



CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

La masa del electrón es muy pequeña en comparación con la masa del protón o del neutrón. La carga del protón es de magnitud igual pero de signo opuesto a la carga del electrón. Procederemos a estudiar estas partículas con mayor detalle.

Electrón:

Partícula localizada fuera del núcleo atómico, es la unidad de carga eléctrica negativa, su masa es igual a 9.1×10^{-28} grs. John Thomson en 1897 los descubrió y midió la relación carga-masa del electrón (e/m).

Protón

Partícula subatómica ubicada en el núcleo con carga igual a la del electrón pero de signo contrario; junto con el neutrón, está presente en todos los núcleos atómicos, su masa es 1.67×10^{-24} gramos. Fue descubierto por Eugene Goldstein en 1886; el nombre del protón fue dado por Thomson.

La masa de un protón es aproximadamente 1.836 veces la del electrón. Por tanto, la masa de un átomo está concentrada casi exclusivamente en su núcleo.

El Neutrón:

Partícula neutra, sin carga eléctrica localizada en el núcleo atómico, su masa es de 1.7×10^{-24} gramos, un poco superior a la del protón. Su existencia fue sugerida en 1920 por tres físicos de tres países distintos: Rutherford, Masson y Harkins, pero sólo a fines de 1932 fue descubierto por el físico Inglés James Chadwick.

b) Número Atómico y Número Másico

Número Atómico

Químicamente se define ***el número atómico como la cantidad de protones existente en el núcleo de un átomo determinado, se representa por (Z)***. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico.

El número atómico es el numero de orden de los elementos en la tabla periódica; así tenemos que el elemento químico mas sencillo, el hidrógeno, tiene como número atómico $Z=1$; es decir, posee 1 protón y 1 electrón, el helio tiene como número atómico $Z=2$; es decir, posee 2 protones y 2 electrones, el hierro tiene como número atómico $Z=26$, lo que equivale a 26 protones y 26 electrones. Por lo tanto, en un átomo neutro, el número de protones (Z) es igual al número de electrones.

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Número másico

El número másico *es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento y se representa con la letra (A)*. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen protones y neutrones.

El número de masa está dado por:

Número de masas = número de protones + número de neutrones
= número atómico + número de neutrones.

$$A = Z + n^0$$

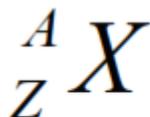
Para encontrar el número de neutrones de un átomo, se despeja de la ecuación anterior:

$$n^0 = A - Z$$

c) Isótopos

Átomos de un mismo elemento que poseen el mismo número atómico (igual número de protones), pero distinto número másico; es decir diferente número de neutrones en su núcleo.

La representación convencional de los isótopos es:



A = Número másico

Z = Número Atómico

X = Símbolo del elemento

Por ejemplo, el hidrógeno normal tiene un protón en el núcleo con un electrón girando alrededor se le conoce por ese motivo como **protio**, existe otro isótopo del hidrógeno el **deuterio**, que tiene un neutrón por lo tanto, si tiene un protón y un neutrón su número másico es 2, pero su número atómico sigue siendo 1, hay otro isótopo del hidrógeno, el **tritio**, que tiene número másico 3: posee dos neutrones y un protón.

Nombre	Número atómico (protones)	Número másico (protones + neutrones)	Símbolo	Símbolo alternativo
protio	1	1	${}^1_1\text{H}$	H
deuterio	1	2	${}^2_1\text{H}$	D
tritio	1	3	${}^3_1\text{H}$	T

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Otro ejemplo de isótopos es el del Uranio, con número de masa 235 y 238 respectivamente, que son los siguientes:



El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, mientras que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los demás elementos se identifican por su número de masa. Así los isótopos anteriores se llaman: Uranio-235 y Uranio-238.

Peso Atómico y Peso molecular

La masa atómica (peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma). Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.

Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que en promedio un átomo de hidrógeno tiene solo 8.400% de la masa del átomo del carbono-12; de modo que si la masa de un átomo de un carbono-12 es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser 0.084×12 uma, es decir, 1.008 uma.

La masa atómica es la masa de un solo átomo y se expresa en unidades de masa atómica (u), mientras que el átomo-gramo es la masa de un mol de átomos y se expresa en gramos. Así tenemos que para el átomo de Oxígeno (O):

O = 16 uma (1 sólo átomo)

O = 16 gramos (varios átomos)

Masa atómica promedio

La masa atómica que aparece en la tabla periódica para un elemento es en realidad un promedio de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento, la mayor parte de los elementos tienen varios isótopos que se encuentran en la naturaleza.

Ejemplo: Para los dos isótopos de cloro (Cl) tenemos:

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
Cl -35	34.9688	75.77
Cl- 37	36.9659	24.23

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Calcule la masa atómica promedio:

$$(0.7577) \times (34.9688) + (0.2423) \times (36.9659) = 35.45 \text{ uma}$$

NOTA: Para cada isótopo, el porcentaje se divide entre 100 se multiplica por la masa de cada isótopo y luego se suman ambos resultados.

Masa Molecular

Si una persona sube con otra sobre una balanza, ésta registra el peso combinado de ambas personas. Cuando los átomos forman moléculas, los átomos se unen y el peso de la molécula es el peso combinado de todas sus partes; por lo tanto la masa molecular (algunas veces llamado peso molecular) es la suma de las masas atómicas (en uma) multiplicado por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula.

Por ejemplo, la masa molecular del ácido sulfúrico H_2SO_4 es: H : 1
 $\times 2 = 2 \text{ uma}$

S: $32 \times 1 = 32 \text{ uma}$ R/ 98 uma

O : $16 \times 4 = 64 \text{ uma}$

El peso fórmula se usa correctamente para sustancias iónicas o moleculares (Ver enlace químico). Cuando nos referimos específicamente a sustancias moleculares, a menudo los sustituimos por el término peso molecular (PM).

Masa Molar

La masa molar de un compuesto es numéricamente igual a su masa molecular (uma) expresada en gramos. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es de 18 uma, por lo que su masa molar es 18 gramos.

d) Concepto de Mol

El mol es la unidad básica del Sistema Internacional de Unidades que mide la cantidad de sustancia. **Se define como la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo de carbono-12.** Este número se denomina número de Avogadro (N_A), en honor al científico Italiano Amadeo Avogadro, el valor comúnmente aceptado es:

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

N_A = número de Avogadro

CURSO PARA ASPIRANTES A OPERADOR DE REFINERÍA DE PETRÓLEO

Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin importar de que sustancia se trate, por ejemplo un mol de sodio (Na) contiene el mismo número de átomos que un mol de hierro (Fe), es decir:

$$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Cuando se usa el término mol, debe especificarse el tipo de partículas elementales a que se refiere, las que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas, o grupos específicos de estas partículas. Así, los términos de átomo-gramo (masa atómica expresada en gramos que contiene un mol de átomos de ese elemento), molécula-gramo (masa expresada en gramos que contiene un mol de moléculas de ese compuesto) han sido sustituidos actualmente por el término mol.

La molécula de agua (H₂O) tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Un mol de moléculas de agua contiene dos moles de hidrógeno, un mol de oxígeno equivalente a 18 gramos de H₂O.

Relación del Mol y el Peso del Agua y de sus Partes



$$2 * 1.01 \text{ g} + 16.00 \text{ g} = 18.02 \text{ g}$$

En consecuencia, en términos prácticos un mol es la cantidad de cualquier sustancia cuya masa expresada en gramos es numéricamente igual a la masa atómica o masa molecular de dicha sustancia.

En una definición menos formal, al igual que una docena de partículas son doce de estas partículas, un mol de partículas son $6,023 \times 10^{23}$ (número de Avogadro) de estas partículas

Ejemplo de equivalencias de mol:

Para el átomo de hierro (Fe) 1 mol de átomos de Fe = 56 gramos

$$1 \text{ mol de átomos de Fe} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$56 \text{ gramos} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Para el compuesto hidróxido de calcio Ca(OH)₂

$$1 \text{ mol de moléculas de Ca(OH)}_2 = 74 \text{ gramos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de Ca(OH)}_2 = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$74 \text{ gramos de Ca(OH)}_2 = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$