



TEORÍA ATÓMICA

OBJETIVO:

Analizar y representar correctamente los fundamentos básicos de la teoría atómica, indagando y describiendo las propiedades de algunos átomos y elementos químicos para comprender su organización en la tabla periódica y la existencia y utilización de una gran variedad de sustancias químicas en la vida diaria.

INTRODUCCIÓN:

Todo lo que puedes percibir con los sentidos: lo áspero, lo frío, lo blando, lo frágil, lo fino, todas las texturas, los sabores, los colores, son o representan materia. La química estudia las propiedades de la materia. Por ejemplo: los cambios de color, los cambios de estado sólido a líquido y gaseoso y la composición interna más profunda de las cosas, esto es, la estructura atómica. Ernest Rutherford, físico inglés, descubrió la radiación de acuerdo con su teoría de la desintegración espontánea de la materia. Otro químico el danés Niels Bohr, creó la moderna teoría de la estructura de la materia. Estos científicos intentaron explicar el fundamento de la existencia de la materia desde las partículas hasta reducirlas a una parte extremadamente pequeña llamada átomo, el cual forma parte no solamente de tu cuerpo sino de todo lo que te rodea: agua, aire, ríos, mares, minerales, árboles, hasta en las células de todos los animales y vegetales. Si la materia está hecha de átomos, ¿cómo es la estructura del átomo?

En química y física, la **teoría atómica** es una teoría de la naturaleza de la materia, que afirma que está compuesta por pequeñas partículas llamadas átomos, en contraposición a la creencia antigua de que la materia se podía dividir en cualquier cantidad arbitrariamente pequeña.

La teoría atómica comenzó hace miles de años como un concepto filosófico, y fue en el siglo XIX cuando logró una extensa aceptación científica gracias a los descubrimientos en el campo de la estequiometría. Los químicos de la época creían que las unidades básicas de los elementos también eran las partículas fundamentales de la naturaleza y las llamaron **átomos** (de la palabra griega **átomos**, que significa "**indivisible**"). Sin embargo, a finales de aquel siglo, y mediante diversos experimentos con el electromagnetismo y la radiactividad, los físicos descubrieron que el denominado "átomo indivisible" era realmente un conglomerado de diversas partículas subatómicas (principalmente electrones, protones y neutrones), que pueden existir de manera separada. De hecho, en ciertos ambientes, como en las estrellas de neutrones, la temperatura extrema y la elevada presión impide a los átomos existir como tales. El campo de la ciencia que estudia las partículas fundamentales de la materia se denomina física de partículas.

Atomismo filosófico

Hasta comienzos del siglo XIX, la teoría atómica era principalmente filosófica y no estaba fundada en la experimentación científica. Las primeras teorías conocidas se desarrollaron en la Antigua India en el siglo VI a. C. por filósofos hindúes y budistas. El primer filósofo que formuló ideas sobre el átomo de una manera sistemática fue Kanada. Otro filósofo indio, Pakudha Katyayana, que también vivió en el siglo VI a. C.

Demócrito y Leucipo, dos griegos del siglo VI a. C. Los griegos creían que todos los átomos estaban hechos del mismo material pero tenían diferentes formas y tamaños, que eran los factores que determinaban las propiedades físicas del material. Por ejemplo, ellos creían que los átomos de un líquido eran lisos, lo que les permitiría deslizarse uno sobre otro. Según esta línea de pensamiento, el grafito y el diamante estarían compuestos por dos tipos diferentes de átomos, si bien hoy sabemos que son dos isómeros del carbono.

Durante el siglo XII (en plena Edad de Oro Islámica), los atomistas islámicos desarrollaron teorías atómicas que eran una síntesis del atomismo griego y el indio. Desarrollaron y profundizaron en las antiguas ideas griegas e indias y aportaron otras nuevas, como la posibilidad de que existiesen partículas más pequeñas que un átomo. Al mismo tiempo que la influencia islámica empezaba a extenderse por Europa, las ideas atómicas islámicas, junto con las griegas e indias, comenzaron a difundirse por toda Europa a finales de la Edad Media.

Teoría atómica moderna

Nacimiento de la teoría atómica moderna

En los primeros años del siglo XIX, John Dalton desarrolló su teoría atómica, en la que proponía que cada elemento químico estaba compuesto por átomos iguales y exclusivos, y que aunque eran indivisibles e indestructibles, se podían asociar para formar estructuras más complejas (los compuestos químicos). Esta teoría tuvo diversos precedentes.

El primero fue la ley de conservación de la masa, formulada por Antoine Lavoisier en 1789, que afirma que la masa total en una reacción química permanece constante. Esta ley le sugirió a Dalton la idea de que la materia era indestructible.

El segundo fue la ley de las proporciones definidas. Enunciada por el químico francés Joseph Louis Proust en 1799, afirma que, en un compuesto, los elementos que lo conforman se combinan en proporciones de masa definidas y características del compuesto.

Dalton estudió y amplió el trabajo de Proust para desarrollar la ley de las proporciones múltiples: cuando dos elementos se combinan para originar diferentes compuestos, dada

una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos.

En 1803, Dalton publicó su primera lista de pesos atómicos relativos para cierta cantidad de sustancias. Esto, unido a su rudimentario material, hizo que su tabla fuese muy poco precisa. Por ejemplo, creía que los átomos de oxígeno eran 5,5 veces más pesados que los átomos de hidrógeno, porque en el agua midió 5,5 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno y creía que la fórmula del agua era HO (en realidad, un átomo de oxígeno es 16 veces más pesado que un átomo de hidrógeno).

La ley de Avogadro le permitió deducir la naturaleza diatómica de numerosos gases, estudiando los volúmenes en los que reaccionaban. Por ejemplo: el hecho de que dos litros de hidrógeno reaccionasen con un litro de oxígeno para producir dos litros de vapor de agua (a presión y temperatura constantes), significaba que una única molécula de oxígeno se divide en dos para formar dos partículas de agua. De esta forma, Avogadro podía calcular estimaciones más exactas de la masa atómica del oxígeno y de otros elementos, y estableció la distinción entre moléculas y átomos.

En 1784, el botánico británico Robert Brown, observó que las partículas de polvo que flotaban en el agua se movían al azar sin ninguna razón aparente. En 1905, Albert Einstein tenía la teoría de que este movimiento browniano lo causaban las moléculas de agua que "bombardeaban" constantemente las partículas, y desarrolló un modelo matemático hipotético para describirlo. El físico francés Jean Perrin demostró experimentalmente este modelo en 1911, proporcionando además la validación a la teoría de partículas (y por extensión, a la teoría atómica).

El átomo: partículas subatómicas

Perfectamente podrás dividir un pedazo de materia de cualquier tamaño, una, dos, tres, hasta mil veces o más, pero ¿hasta dónde podrás observar el último pedacito o lograrás efectuar tal división? Ese pedacito que casi no puedes ver es una partícula.

La partícula, ya sea orgánica o inorgánica, es la última división de la materia a la que se puede llegar por medios físicos.

La materia está compuesta por átomos, y estos a su vez por partículas subatómicas.

Hasta 1897, se creía que los átomos eran la división más pequeña de la materia, cuando J.J. Thompson descubrió el electrón mediante su experimento con el tubo de rayos catódicos. El tubo de rayos catódicos que usó Thompson era un recipiente cerrado de vidrio, en el cual los dos electrodos estaban separados por un vacío. Cuando se aplica una diferencia de tensión a los electrodos, se generan rayos catódicos, que crean un resplandor fosforescente cuando chocan con el extremo opuesto del tubo de cristal. Mediante la experimentación, Thompson descubrió que los rayos se desviaban al aplicar un campo eléctrico (además de desviarse con los campos magnéticos, cosa que ya se sabía). Afirmó que estos rayos, más que ondas, estaban compuestos por partículas cargadas negativamente a las que llamó "**corpúsculos**" (más tarde, otros científicos las rebautizarían como **electrones**).

Partículas fundamentales del átomo:

El átomo está formado por partículas subatómicas fundamentales como son el protón, el neutrón y el electrón. Sin embargo, la noción de que estas son las partículas elementales ha quedado atrás. Los científicos han encontrado que estas partículas están, a la vez, constituidas por otras subpartículas. Por ello, en la actualidad se habla de solo dos clases de partículas subatómicas fundamentales: Los Fermiones y los Bosones. Los Fermiones se dividen dos categorías: los quarks y los leptones. Los quarks son los constituyentes de los protones y neutrones. Los leptones son una categoría que incluye al electrón. Los Bosones son una familia de partículas subatómicas de espín entero, que al interactuar con los Fermiones producen las interacciones o fuerzas conocidas: interacción fuerte, interacción gravitacional, y la interacción débil. Entre los Bosones se pueden mencionar: el fotón y el gluon.

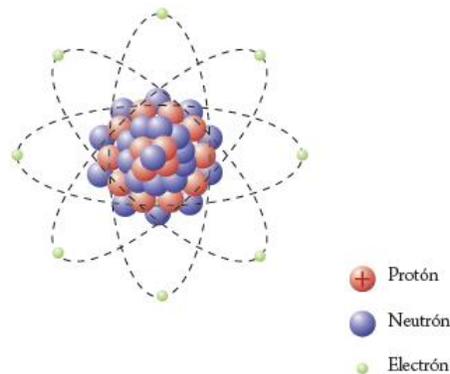
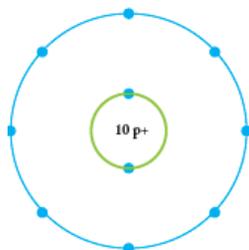
En esta guía, vamos a ocuparnos principalmente de los Fermiones: protones, neutrones y electrones.

El núcleo está constituido por dos partículas llamadas protones y neutrones, los protones tienen carga positiva y se representan por p^+ y los neutrones no tienen carga y se representan por n .

Las partículas que forman la envoltura del núcleo son los electrones. Éstos se disponen en capas u orbitales, tienen carga negativa y se representan por e^- .

Los protones (p^+) y electrones (e^-) generalmente se encuentran en igual número en todos los átomos según sea el elemento, lo que hace que los átomos sean eléctricamente neutros.

Ejemplo: el átomo de Neón tiene 10 protones, por lo tanto tiene 10 electrones.



Los protones, neutrones y electrones se llaman partículas fundamentales o subatómicas. Las propiedades físicas de un átomo dependen de su núcleo, porque allí se encuentra concentrada su masa, ejemplo de propiedades físicas: masa atómica, densidad. Las propiedades químicas de un átomo dependen de su envoltura porque es a través de los electrones que los átomos se combinan entre sí.

Las distintas clases de átomos o elementos químicos pueden combinarse constituyendo moléculas, las cuales, si están formadas por átomos de la misma especie, son moléculas simples, y si están formadas por elementos químicos diversos, son compuestos o moléculas compuestas.

Estructura de los modelos atómicos

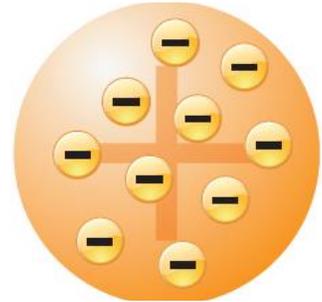
La materia está compuesta por muchos átomos de diferente naturaleza y los científicos durante la historia del desarrollo de la química fueron creando modelos de átomos.

Evolución de los modelos atómicos

Modelo atómico de Thompson (1904)

Thompson propuso su modelo de átomo, formado por una esfera de carga eléctrica positiva y en su exterior se encontraban electrones con carga negativa.

Estos podrían estar en movimiento siguiendo órbitas circulares alrededor del centro de la esfera.



Thompson creía que los corpúsculos o electrones surgían de los átomos del electrodo. De esta forma, estipuló que los átomos eran divisibles, y que los corpúsculos eran sus componentes. Para explicar la carga neutra del átomo, propuso que los corpúsculos se distribuían en estructuras anilladas dentro de una nube positiva uniforme; éste era el modelo atómico de Thompson conocido como "modelo del plum cake" (modelo del Budín de Pasas)

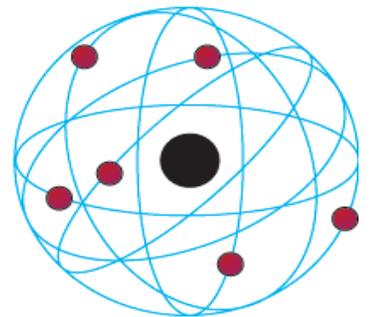
Ya que se vio que los átomos eran realmente divisibles, los físicos inventaron más tarde el término "partículas elementales" para designar a las partículas indivisibles.

El modelo atómico de Thompson fue refutado en 1909 por uno de sus estudiantes, Ernest Rutherford, que descubrió que la mayor parte de la masa y de la carga positiva de un átomo estaba concentrada en una fracción muy pequeña de su volumen, que suponía que estaba en el mismo centro, la cual llamó Núcleo.

Modelo atómico de Rutherford (1911)

En su experimento, Hans Geiger y Ernest Marsden bombardearon partículas alfa a través de una fina lámina de oro (que chocarían con una pantalla fluorescente que habían colocado rodeando la lámina). Dada la mínima masa de los electrones, la elevada masa y momento de las partículas alfa y la distribución uniforme de la carga positiva del modelo de Thompson, estos científicos esperaban que todas las partículas alfa atravesasen la lámina de oro sin desviarse, o por el contrario, que fuesen absorbidas. Para su asombro, una pequeña fracción de las partículas alfa sufrió una fuerte desviación. Esto indujo a Rutherford a proponer el modelo planetario del átomo, en el que los electrones orbitaban en el espacio alrededor de un gran núcleo compacto, a semejanza de los planetas y el Sol.

Rutherford concibió el átomo como el sistema solar planetario, con un núcleo central muy pequeño cargado positivamente donde reside la mayor parte de la masa y los electrones en órbitas cargados negativamente girando en órbitas circulares.



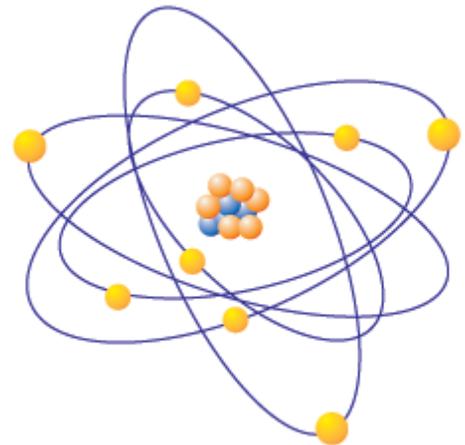
Modelos cuánticos del átomo

El modelo planetario del átomo tenía sus defectos. En primer lugar, según la fórmula de Larmor del electromagnetismo clásico, una carga eléctrica en aceleración emite ondas electromagnéticas, y una carga en órbita iría perdiendo energía y describiría una espiral hasta acabar cayendo en el núcleo. Otro fenómeno que el modelo no explicaba era por qué los átomos excitados sólo emiten luz con ciertos espectros discretos

Modelo atómico de Bohr (1913)

La teoría cuántica revolucionó la física de comienzos del siglo XX, cuando Max Planck y Albert Einstein postularon que se emite o absorbe una leve cantidad de energía en cantidades fijas llamadas cuantos. En 1913, Niels Bohr incorporó esta idea a su modelo atómico, en el que los electrones sólo podrían orbitar alrededor del núcleo en órbitas circulares determinadas, con una energía y un momento angular fijos, y siendo proporcionales las distancias del núcleo a los respectivos niveles de energía.⁸ Según este modelo, los átomos no podrían describir espirales hacia el núcleo porque no podrían perder energía de manera continua; en cambio, sólo podrían realizar "saltos cuánticos" instantáneos entre los niveles fijos de energía. Cuando esto ocurre, el átomo absorbe o emite luz a una frecuencia proporcional a la diferencia de energía (y de ahí la absorción y emisión de luz en los espectros discretos). Arnold Sommerfeld amplió el átomo de Bohr en 1916 para incluir órbitas elípticas, utilizando una cuantificación de momento generalizado.

Bohr retoma los postulados de Rutherford agregando que los electrones de los átomos solo pueden encontrarse en ciertas órbitas permitidas y niveles estacionarios. Los electrones en movimiento en una órbita no absorben ni emiten energía electromagnética; pero cuando un electrón salta de una órbita a otra emite o absorbe un fotón, cuya energía es igual a la diferencia de energías de las órbitas entre las que tiene lugar la transición. Es decir, la frecuencia de radiación emitida es proporcional a la diferencia de energía entre los dos estados.



Modelo mecánico cuántico

Louis de Broglie propuso que todos los objetos particularmente las partículas subatómicas, como los electrones podían tener propiedades de ondas. Erwin Schrödinger, fascinado por esta idea, investigó si el movimiento de un electrón en un átomo se podría explicar mejor como onda que como partícula.

Louis de Broglie propuso la hipótesis que sostiene la teoría atómica moderna.

De Broglie pensó que las partículas podrían tener propiedades de las ondas, así como las ondas tenían propiedades de partículas. Los experimentos demostraron que un haz de electrones se comporta de la misma forma que un rayo de luz. Entonces, surgió la pregunta ¿qué son los electrones, partículas de materia u ondas de luz?

Después de varias investigaciones, descubrió que los electrones tienen una naturaleza doble de onda partícula.

Esto quiere decir que tienen propiedades de onda y propiedades de partículas.

El físico austriaco Erwin Schrödinger desarrolló una ecuación matemática para describir el comportamiento ondulatorio. Su ecuación relaciona la amplitud de la onda del electrón en cualquier punto en el espacio alrededor del núcleo. Estas ondas nos dicen donde es más probable encontrar al electrón.

Pero hay un problema al tratar de localizar al electrón. Según el principio de incertidumbre de Heisenberg, es imposible conocer con precisión la velocidad y la posición de una partícula al mismo tiempo. Se puede calcular la probabilidad de encontrar el electrón en diferentes puntos alrededor del núcleo usando la ecuación de onda descubierta por Schrödinger, con estos descubrimientos, los científicos concluyeron que hay puntos donde existe mayor probabilidad de encontrarlo. Según lo plantea el modelo cuántico, los electrones se localizan en niveles de energía alrededor del núcleo. Cada nivel principal de energía consiste en uno o más subniveles, o subcapas; estos a su vez comprenden uno o más orbitales.

El modelo mecánico cuántico del átomo, establece que la posible ubicación de los electrones en cualquier átomo está determinada por tres números cuánticos que describen la posición de los electrones alrededor del núcleo y un cuarto número cuántico que describe el comportamiento de un electrón. Estos son:

- Primer número cuántico: n , indica nivel de energía.
- Segundo número cuántico: l indica subnivel de energía.
- Tercer número cuántico: indica orbital.
- Cuarto número cuántico: indica spin o rotación. Los electrones se mueven alrededor del núcleo en forma tal que pasan por todos los puntos de alta probabilidad más frecuentemente que por otros puntos. Su velocidad es altísima; si fuera visible al ojo humano se vería como una nube de partículas en movimientos.

Una ventaja que supone este modelo con respecto a los anteriores es que este se aplica para todos los átomos.

Masa atómica

Unidad de masa atómica (uma), átomo gramo, mol

Si los átomos pesan ¿de qué dependerá ese peso? Sabes que los átomos poseen determinada masa, llamada comúnmente peso atómico o masa atómica.

¿Cómo se determinó la masa de los átomos?

La masa de un átomo es relativa o sea, es comparada con la masa del carbono 12.

1 uma = peso del átomo de carbono 12

La doceava parte del átomo de C 12 se toma como referencia para encontrar el peso atómico de un elemento químico cualquiera y es el número que indica cuantas veces es

mayor la masa de un átomo de dicho elemento que la 1/12 parte del átomo de carbono 12.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de un átomo de C}^{12}}{12}$$

La unidad de masa atómica es la suma de la masa del neutrón con la del protón.

Por ejemplo, cuando decimos que el Li tiene una masa de 6,94u queremos decir que un átomo de Li tiene la misma masa que 6,94 veces la masa de 1/12 parte de un átomo de carbono-12.

1 g equivale a la masa 1 mol (N_A) de u. Así pues, un mol de átomos de carbono-12 tendría una masa de 12 g.

Las masas atómicas de los elementos químicos dadas en una son calculadas con la media ponderada de las masas de los distintos isótopos de cada elemento.

Por ejemplo, la masa molecular del NO_2 se calcularía de la siguiente forma:

Masa ponderada del átomo de N $\approx 14,00 \text{ u} \rightarrow 14 \cdot 1 = 14 \text{ u}$

Masa ponderada del átomo de O $\approx 16,00 \text{ u} \rightarrow 16 \cdot 2 = 32 \text{ u}$

Masa de una molécula de $\text{NO}_2 = 14 + 32 = 46 \text{ u}$

Entonces, n_a moléculas

Número atómico

de NO_2 , los cuales componen un mol de moléculas de NO_2 , tendrían una masa de 46 g. Entonces la masa molecular del NO_2 es 46 g/mol.

Erróneamente se tiende a utilizar el término peso atómico o molecular, pero el término correcto es masa.

El valor de 1u en gramos se obtiene dividiendo 12 gramos entre 12 por el número de Avogadro: $12 / (12 \cdot 6,022 141 99 \times 10^{23})$

De ésta forma averiguamos que: $1 \text{ u} = 1,660 737 86 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Todos los átomos de un mismo elemento en particular tienen un mismo número de protones en su núcleo.

Se define como número atómico el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. El número atómico determina la identidad de cada elemento porque ninguno tiene el número atómico de otro. Esta particularidad de los elementos químicos ha servido para ordenarlos en la tabla periódica actual.

Cada elemento de la tabla tiene un protón menos que el que le sigue, así puedes observar en una tabla periódica que el carbono tiene un protón menos que el nitrógeno; pero el oxígeno tiene uno más.

El número de protones es equivalente al número de electrones en el átomo, ya que este debe de ser eléctricamente neutro



Examinemos el siguiente ejemplo:

Cierto átomo tiene 61 neutrones y una masa de 108 uma.

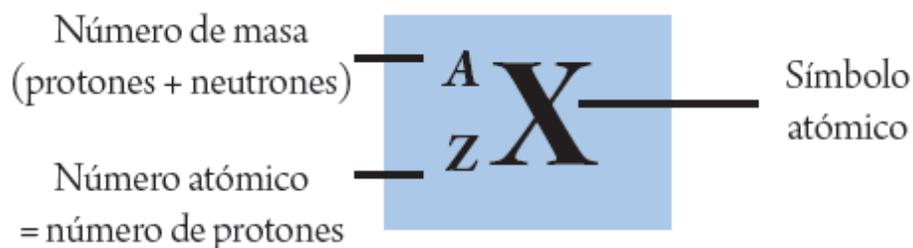
- ¿Cuántos protones tiene ese átomo?
- ¿Cuántos electrones tiene?
- ¿Cuál es su número atómico?
- ¿Cuál es el nombre del elemento?

Solución:

- Como ya se ha dicho, el número de protones es igual al número de electrones, entonces el átomo tiene 47 electrones.
- El número atómico de elemento es 47, ya que el número atómico es igual al número de protones.
- El único elemento con 47 protones es la plata.

Isótopos.

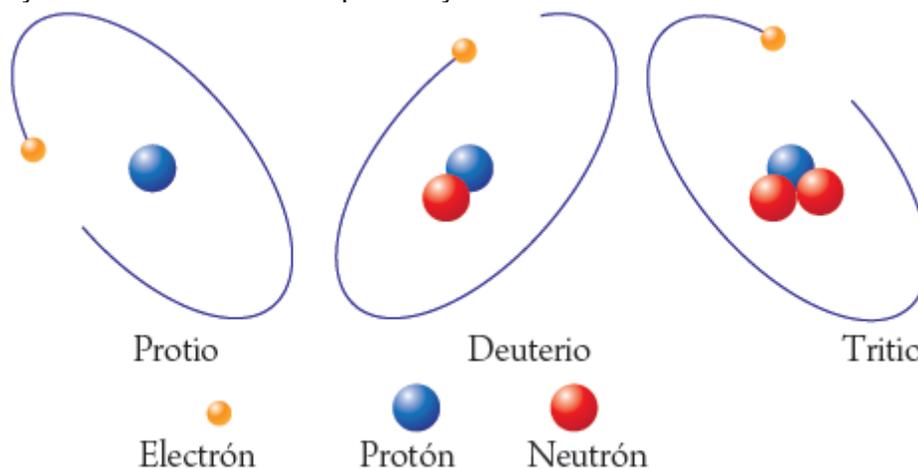
La palabra isótopo significa "en el mismo lugar". Los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen masas diferentes. Esto es por que comparten el mismo número de protones pero difieren el número de neutrones. Su representación es:

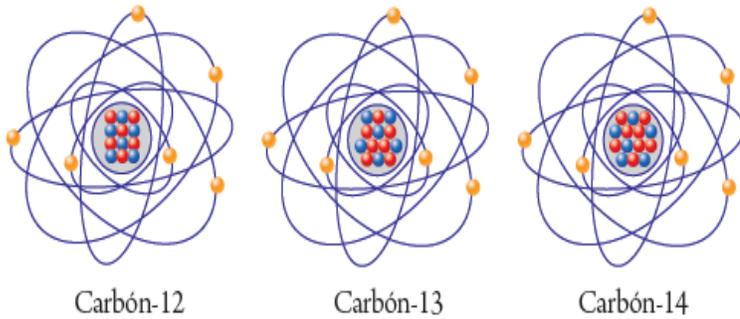


Si sabemos que el número de masa es igual a la suma de protones con neutrones entonces:

$$A = p^+ + n^{\circ} \longrightarrow n^{\circ} = p^+ - A$$

Por ejemplo, Se conocen 3 isótopos del elemento hidrógeno: 1^1H es el Protio o hidrógeno ordinario, este es el más abundante y tiene un protón y cero neutrones. El otro es el 2^1H es el deuterio, cuyo núcleo alberga un protón y un neutrón y finalmente, el 3^1H es el tritio, cuyo núcleo contiene un protón y dos neutrones.





Protón
 Neutrón
 Electrón

Los isótopos del carbono son tres: el primero es el ^{12}C que tiene 6 protones y cinco neutrones, el segundo es el ^{13}C que tiene 6 protones y seis neutrones, el tercero es el ^{14}C , que posee también 6 protones pero siete neutrones, y por último el ^{14}C , que posee 6 protones y ocho neutrones.

Para nombrar los isótopos se indica su nombre seguido de su número másico, por ejemplo: carbono -12, carbono-13 y carbono-14. Si se conoce la masa de un isó-

topo, se pueden conocer su número atómico y su cantidad de neutrones.

Ejemplo:

El yodo radiactivo, yodo-131 se emplea para el tratamiento del cáncer de tiroides y para medir la actividad del hígado y el metabolismo de las grasas.

a) ¿Cuál es el número atómico de este isótopo?

b) ¿Cuántos neutrones tiene?

Solución:

a) Para saber el número atómico se consulta la tabla periódica, allí lo encontramos en el número 53

b) La cantidad de neutrones esta dado por la formula: $n^{\circ} = p^{+} - A$

Número de neutrones = $131 - 53 = 78$.

Número de Avogadro

En la vida diaria estás acostumbrado a manejar varias cosas por número o por la unidad. Por ejemplo:

Una docena de lápices representa 12 lápices (12 unidades)

Un quintal de maíz representa 100 libras de maíz (100 unidades)

¿Cómo es posible trabajar con la masa de un átomo si es tan pequeño?

Para el trabajo químico ordinario y cotidiano es necesaria una unidad más apropiada.

Precisamente porque son tan pequeños, a la vista humana es muy difícil medir y pesar átomos; es necesario manejar una unidad más apropiada de ellos; por eso, la comunidad científica contemporánea definió una unidad fundamental. A esta unidad se le nombró **Mol**.

¿Un Mol a cuántas unidades equivale?

Un mol equivale a 6.023×10^{23} partículas y a este valor también se le conoce como átomo-gramo.

6.023×10^{23} llamado número de Avogadro en honor al científico Amadeo Avogadro.

Ese número tan grande de unidades, de piezas de alguna cosa, si piensas en pelotas de fútbol y quisieras tener el número de Avogadro de ellas, es decir 6.023×10^{23} , te encontrarías con la sorpresa de que no hay espacio para colocar ese número tan grande de pelotas.

Ahora te puedes dar cuenta de lo extraordinariamente grande que es esa cantidad y eso te lleva a reflexionar en lo pequeño que es el átomo y porqué se hace necesario manejar esas cantidades tan grandes de ellos.

Para que comprendas mejor este concepto observa el siguiente ejercicio:

Tienes 1 docena de mangos y 1 docena de cocos. La docena de mangos tiene 12 mangos (12 unidades). La docena de cocos tiene 12 cocos (12 unidades).

¿Pesan lo mismo la docena de mangos que la docena de cocos sabiendo que ambas tienen 12 unidades? No Ese mismo razonamiento utiliza para comprender cuánto pesa un mol de cualquier elemento.

Ejemplos:

1 mol de átomos de cloro ó 1 átomo gramo de cloro tiene 6.023×10^{23} átomos con un peso de 35.5 gr.

1 mol de átomos de calcio ó 1 átomo gramo de calcio tiene 6.023×10^{23} átomos con un peso de 40 gr.

1 mol de nitrógeno equivale a 1 átomo gramo de nitrógeno y tiene 6.023×10^{23} átomos con un peso de 14 gr