

**UNIVERSIDAD NACIONAL
DE LA PAMPA**



**FACULTAD DE CIENCIAS, EXACTAS
Y NATURALES**

Cátedra de Química General

Cursos de Nivelación para estudiantes de
Profesorado y Licenciatura en Química

2017

Mg. Miguel A. Muñoz
Lic. Sandro Gonzalez
Lic. M. Nilda Chasvin Orradre
Dra. M. Florencia Varela

INTRODUCCIÓN

La química estudia la materia, incluyendo su composición, propiedades, estructura, los cambios que experimenta y las leyes que gobiernan estos cambios.

Siempre que se produce un cambio de cualquier tipo participa alguna forma de energía, y cuando cualquier forma de energía se transforma en otra, indica que se ha efectuado o se está efectuando un cambio.

La energía es la capacidad para producir un cambio.

La ley de la conservación de la energía siempre obedece, con excepción de aquellas reacciones en las cuales la cantidad de materia cambia, como son las de tipo nuclear: *La energía no se crea ni se destruye.*

En síntesis, la química estudia los cambios que experimenta la materia, y por lo tanto, también estudia la energía. Esta última se encuentra en muchas formas: calor, luz, sonido, energía química, energía mecánica, energía eléctrica, y energía nuclear. Por lo general, estas formas son convertibles entre sí.

Materia

La palabra materia describe todas las sustancias físicas que nos rodean: nuestra computadora, nuestro cuerpo, un lápiz, el agua, etc. Hace miles de años se creía que la materia estaba formada de cuatro componentes: tierra, fuego, aire y agua. Alrededor del año 400 a. C., el filósofo griego Demócrito sugirió que la materia estaba en realidad compuesta de pequeñas partículas. A estas partículas las llamó **átomos**. Durante la Edad Media la búsqueda del hombre se orientó hacia dos sustancias con propiedades extraordinarias el elixir de la vida y la piedra filosofal, que se creía que al mezclar con sustancias como el hierro o el plomo podían convertirlas en oro. Al estudio de este tipo de transformación se la denominó alquimia.

La materia tiene ciertas propiedades esenciales: tiene masa y tiene volumen, es decir ocupa espacio. La masa es la cantidad de material de que está compuesto algo.

Propiedades de la materia

Nuestros sentidos nos permiten apreciar distintas cualidades de la materia, como ser dilatabilidad, elasticidad, color, brillo, dureza, el volumen, etc. Todas estas propiedades las clasificaremos en dos grupos:

- ✓ **Propiedades Extensivas:** Son aquellas que varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplos: peso, volumen, superficie, longitud, masa.
- ✓ **Propiedades Intensivas** Son aquellas que no varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplos: punto de ebullición, punto de fusión, dureza, forma cristalina, densidad, peso específico.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/propiedades/masa.htm

A los materiales (materia) podemos darles forma y, cuando adquieren una forma característica los denominamos cuerpos. Así, podemos distinguir cuerpos distintos: una silla, una lapicera, un escritorio, etc.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de materias diferentes denominadas **sustancias**. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las moléculas que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los

elementos simples que la forman, llamados **átomos**. La pequeñez de los átomos supera la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos, uno después de otro, en un centímetro lineal.

En el año 1803, el científico Británico John Dalton perfeccionó la idea de Demócrito sobre los átomos y desarrolló la primera teoría atómica. La teoría de Dalton enunciaba que toda la materia estaba compuesta de pequeñas partículas llamadas átomos. Dalton enunció que los diferentes tipos de materia estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Es ésta una simple pero revolucionaria teoría. Dado que Dalton sabía que existía un número limitado de sustancias químicamente puras llamadas elementos, partió de la hipótesis que estos diferentes elementos estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Más adelante veremos en detalle esta Teoría.

Se conocen alrededor de 118 elementos diferentes. Los elementos son sustancias simples puras que no pueden ser descompuestas por medios químicos. Por ejemplo, la plata no puede ser químicamente cambiada en otra sustancia. A cada uno se les ha dado un símbolo de una o dos letras para que sean fáciles de escribir. Por ejemplo, sodio puede ser abreviado usando el símbolo Na.

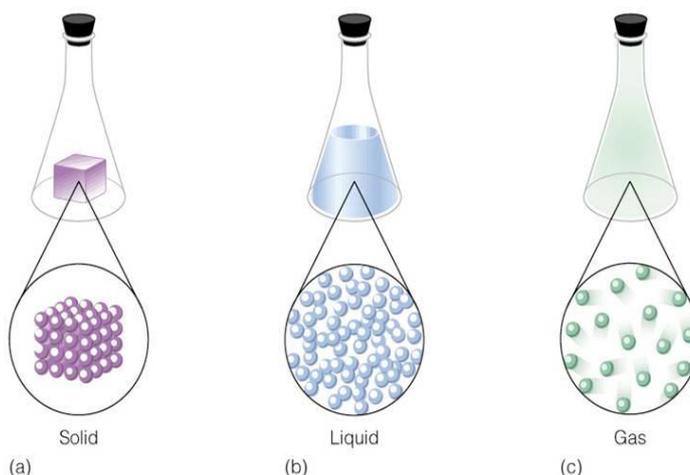
Además de los elementos, también existen muchas sustancias que están formadas por la combinación química de dos o más elementos. Estas sustancias se denominan compuestos o sustancias compuestas, están formadas por pequeñas partículas denominadas moléculas. La mayoría de las sustancias que con las que tenemos contacto en nuestra vida cotidiana son compuestos. El agua es un buen ejemplo; la sustancia compuesta agua está formada por los elementos hidrógeno y oxígeno.

Estados de la materia

En un sólido, los átomos o moléculas se encuentran en contacto entre sí y fuertemente ligados, de manera que su movimiento relativo es mínimo. Por esta razón los sólidos conservan su forma.

En los líquidos, en cambio, aunque los átomos también se hallan en contacto, no están fuertemente ligados entre sí, de modo que fácilmente pueden desplazarse, adoptando el líquido la forma de su recipiente. Los átomos o las moléculas de los gases están alejados unos de otros, chocando frecuentemente entre sí, pero desligados, de manera que pueden ir a cualquier lugar del recipiente que los contiene.

Aunque no es común observar se puede agregar un cuarto estado, el plasma. El plasma es un gas ionizado, es decir, los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones o de todos ellos. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas pero compuesto por electrones y cationes (iones con carga positiva), separados entre sí y libres. El Sol es un ejemplo de la materia en estado de plasma.



<http://www.bioygeo.info/Estados.htm>

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

Los cambios en la materia pueden ser físicos o químicos.

- ✓ Los cambios físicos son los que se producen sin que se modifique la estructura íntima de la materia. Por ejemplo, los cambios de estado
- ✓ Los cambios químicos, conocidos también como reacciones químicas, hacen que una sustancia se convierta en otra. Por ejemplo cuando el hierro reacciona con el aire, produciéndose su oxidación

Cambios de estados: los cambios de estado que sufre la materia se muestran en el esquema siguiente



La **deposición** tiene su sinónimo en las expresiones sublimación inversa o sublimación regresiva. Por otro lado, también se puede encontrar en bibliografía que tanto al pasaje del estado sólido a gas y de gas a sólido se lo denomina sublimación.

Un caso particular de la vaporización es la ebullición, que se produce a una temperatura y presión específica para cada sustancia. Por ejemplo el agua entra en ebullición a la temperatura de 100°C cuando la presión es de 1 atmósfera (760 Torr). La vaporización también se puede dar en forma de evaporación.

Sustancias puras

Las sustancias puras están formadas por partículas (átomos o moléculas) iguales, tienen una composición determinada y no pueden separarse por medios físicos. Tienen propiedades específicas que permiten distinguir una sustancia de otra: densidad, temperatura constante en los cambios de estado (temperatura de ebullición y fusión), solubilidad, y otro número importante de propiedades.

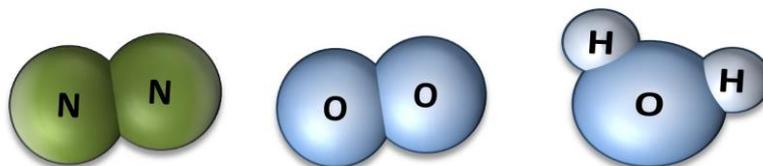
Por ejemplo, algunas de las propiedades específicas del agua son:

- densidad 1 g/ml
- punto de fusión 0 °C
- punto de ebullición 100 °C

Las sustancias puras a su vez se clasifican en sustancias simples y sustancias compuestas.

- ✓ Las **sustancias simples** pueden ser moleculares o atómicas, y no se descomponen en otras sustancias distintas. Ejemplo: mercurio (Hg), Cinc (Zn), oxígeno (O₂), nitrógeno (N₂). Están formadas por un solo elemento

- ✓ Las **sustancias compuestas** están formadas por átomos de distintos elementos. Ejemplo: El agua está formada por dos elementos de Hidrógeno y uno de Oxígeno (H_2O).



http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/indice.htm

Mezclas:

Las mezclas son sistemas que están compuestas de dos o más sustancias. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas:

Mezclas heterogéneas

Una mezcla heterogénea es aquel sistema cuyas propiedades intensivas difieren en alguna parte del sistema, está formada por dos o más fases que se distinguen a simple vista.

Ejemplos de mezclas heterogéneas

El granito
La arena
El suelo
Las rocas
Aceite en agua

Las mezclas heterogéneas son mezclas que presentan interfases que dividen las fases.

Separación de mezclas heterogéneas

Las mezclas heterogéneas se pueden separar por: filtración, extracción, centrifugación, sedimentación, decantación, tamizado, entre otros. A continuación se describen los diferentes métodos y técnicas de separación:

Filtración: es una técnica por la cual se hace pasar una mezcla de sólidos en un fluido (gas o líquido) a través de un medio poroso o medio filtrante, donde se retiene la mayor parte de la fase sólida de la mezcla.

Extracción: es un procedimiento de separación de una sustancia que puede disolverse en dos disolventes no miscibles entre sí, con distinto grado de solubilidad y que están en contacto a través de una interfase.

Centrifugación: es un método por el cual se pueden separar sólidos de líquidos de diferente densidad mediante una centrifugadora que provocan la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.

Sedimentación: es el proceso por el cual el material sólido, suspendido en un líquido se deposita en el fondo del recipiente. Las partículas se mantienen en suspensión debido al movimiento del líquido, el cambio de alguna de estas características puede hacer que el material sedimente.

Decantación: es un método físico de separación de mezclas líquido - líquido ó sólido - líquido. La decantación se basa en la diferencia de densidad entre los dos componentes, que hace que dejados en reposo, ambos se separen hasta situarse el más denso en la parte inferior del envase que los contiene. De esta forma, podemos vaciar el contenido por arriba.

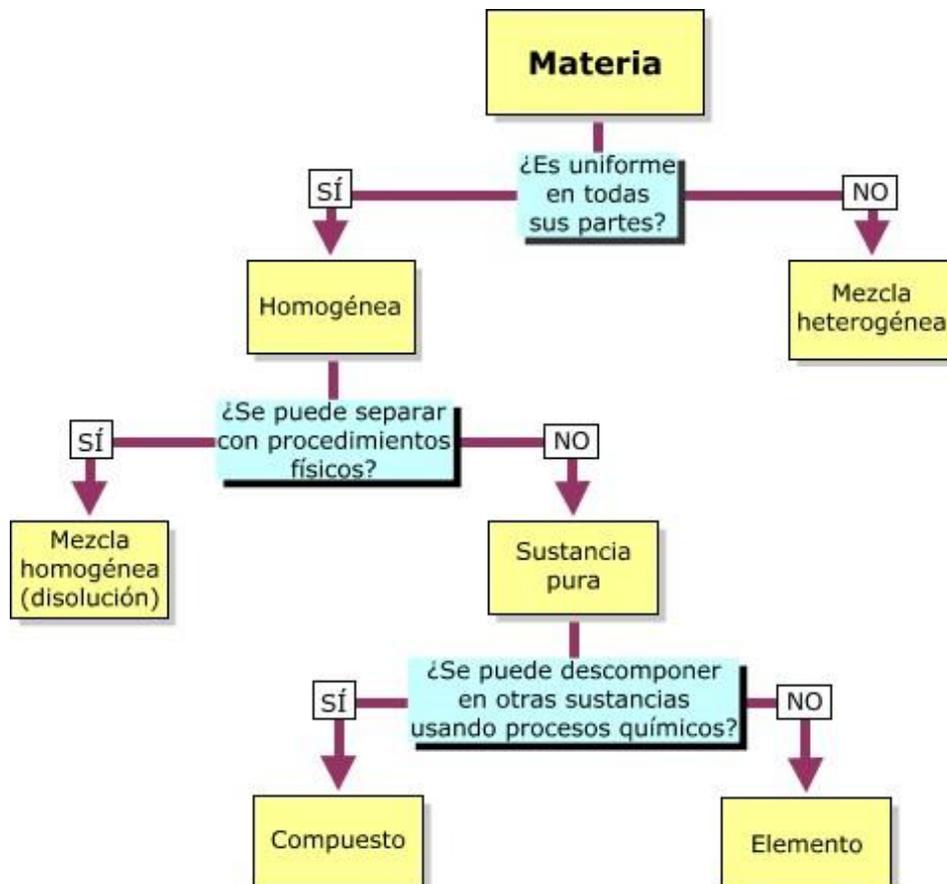
Tamizado: es un método de separación, es uno de los más sencillos y consiste en hacer pasar una mezcla de sólidos, de distinto tamaño, a través de un tamiz. Los granos más pequeños atraviesan el tamiz y los más grandes son retenidos.

Mezclas homogéneas

Las mezclas homogéneas son mezclas que tienen en todos sus puntos iguales propiedades intensivas, tiene una apariencia uniforme y no se diferencian sus componentes o sustancias. Las mezclas homogéneas son comúnmente llamadas disoluciones. Mezcla homogénea presenta una sola fase.

Los componentes de una mezcla homogénea (solución) se pueden separar y recuperar empleando métodos denominados de fraccionamiento, tales como destilación y cromatografía:

- ✓ **Cromatografía:** es una técnica que se utiliza para separar los componentes de una mezcla haciéndola pasar a través de un medio que retiene selectivamente a los componentes.
- ✓ **Destilación:** es una técnica utilizada para purificar un líquido o separar los líquidos de una mezcla líquida. Comprende dos etapas: transformación del líquido en vapor y condensación del vapor. Esta técnica se utiliza para separar también la mezclas heterogéneas



<https://phet.colorado.edu/es/simulation/density>
<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa2/3eso/secuencia2/oa8/pag1/index.html>

EJERCICIO GRUPAL

Utilizando situaciones de la vida cotidiana:

- Indique tres ejemplos de sustancias simples
- Indique tres ejemplos de sustancias compuestas
- Describa un sistema material heterogéneo con el habitualmente tenga contacto
- Describa un sistema material homogéneo con el habitualmente tenga contacto
- Explique en qué situaciones de la vida cotidiana utiliza métodos de separación de sistemas materiales.

EJERCITACION

- Según el siguiente listado determina cuáles consideras cuerpos y cuales materia
 - Agua
 - Cubito de hielo
 - Lápiz
 - Acero
 - Hierro
 - Tenaza
 - Aluminio
 - Clavo
 - Oxígeno
 - Botella
 - Aire
 - Papel
 - Madera
 - Alcohol
- De las siguientes propiedades indica cuales son intensivas y cuales son extensivas
 - Longitud
 - Punto de ebullición
 - Peso
 - Color
 - Dureza
 - Peso específico
 - Calor
 - Masa
 - Punto de solidificación
- Cuáles de las siguientes son heterogéneas, cuales son sustancias puras y cuáles soluciones?
 - Madera
 - Vino filtrado
 - Sal
 - Una barra de oro de un banco suizo
- Determine si los siguientes cambios son físicos o químicos
 - Fusión del hielo
 - Cocción de un huevo para endurecerlo
 - Disolver sal en agua

d) Descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno

5. Identifique cada una de las siguientes sustancias como gases líquidos y sólidos, en condiciones ordinarias

- a) Mercurio
- b) Hierro
- c) Oxígeno
- d) Aluminio
- e) Alcohol
- f) Agua
- g) Cloro
- h) Hielo

6. Una sustancia A, sólida, de color blanco, se calienta intensamente. Se descompone para formar una nueva sustancia B blanca y un gas. El gas tiene las mismas propiedades que el producto obtenido cuando un pedazo de carbón se quema en presencia de oxígeno. Que puede decirse acerca de las sustancias A y B, son elementos o compuestos?

7. Menciona tres ejemplos de fusión y tres de solidificación

8. Para investigar: ¿Cuál es la diferencia entre ebullición y evaporación?.

9. Dados los siguientes sistemas materiales, clasifícalos en **HOMOGÉNEO** o **HETEROGÉNEO** según corresponda e indica cuáles son sus componentes:

- a- 1000 mL de agua dulce con trozos de hielo
- b- agua, aceite y trozos de madera
- c- polvo de carbón en agua
- d- 200 g de hierro
- e- 50 mL agua con 100 g de sal (una parte de la sal se observa en el fondo)
- f- aire filtrado y seco
- g- un trozo de bronce (aleación de cobre y estaño)

10. Indicar para los sistemas mencionados en el ejercicio anterior cuántas fases componen cada uno de esos sistemas materiales.

11. Proponer sistemas materiales que cumplan con las siguientes condiciones:

- a- sistema heterogéneo de dos fases y dos componentes
- b- sistema heterogéneo de dos fases y tres componentes
- c- sistema homogéneo de dos componentes
- d- sistema homogéneo de un solo componente

12. ¿Cómo se podrían separar los componentes de los siguientes sistemas materiales?

- a- agua con nafta (son dos líquidos que no se mezclan es decir inmiscibles)
- b- aserrín y sal gruesa.
- c- agua y canto rodado.
- d- agua y trocitos de corcho.
- e- agua y arena.
- f- arena y canto rodado.
- g- arena con limaduras de hierro.

13. Un sistema material está formado por *un trozo de hielo, agua líquida con muy poca sal,*

aceite y aserrín.

- a- Realizar un dibujo del sistema material.
- b- Indicar qué tipo de sistema material es.
- c- Indicar cuántas y cuáles son sus fases.
- d- Indicar cuántos y cuáles son sus componentes.
- e- En dicho sistema está presente una solución ¿cuál es esa solución?
- f- ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente de tal solución?
- g- ¿Qué procedimientos se podría utilizar para separar cada una de los componentes del sistema dado?

14. Dados los siguientes sistemas materiales:

SISTEMA "I": arena, agua, kerosene (no se mezcla con el agua) y trocitos de corcho

SISTEMA "II": un alambre de cobre

SISTEMA "III": agua con gotas de alcohol y una cucharada de azúcar disuelta

Responder:

- a- ¿Cuál/es son sistemas materiales heterogéneos?
- b- ¿Cuál/es son sistemas materiales homogéneos?
- c- ¿Cuántas y cuáles son las fases de cada ejemplo?
- d- ¿Cuáles son los componentes del sistema "III"?
- e- ¿Cuál de los sistemas es una solución?
- f- ¿Cuál de los sistemas es una sustancia pura?

15. Dos sustancias A y B tienen las siguientes propiedades:

Propiedad	Sustancia A	Sustancia B
Color	Blanco	Incoloro
Punto de ebullición	1310 ° C	120 ° C
Punto de fusión	606 ° C	-5,7 ° C
Solubilidad en agua.	26 g / 100 cm ³	90 g / 100 cm ³

A temperatura ambiente (20°) ¿Cuál es el estado de agregación de dichas sustancias? ¿Qué dato/s tuvo en cuenta? ¿Y a 121°C?

16. Un sistema material está formado por polvo de carbón disperso en agua y acetona.

- a) Clasifique el sistema
- b) Diga cuántas y cuáles son las fases.
- c) Indique cuáles son los componentes.
- d) Clasifique cada una de las sustancias que forman el sistema material.

17. Seleccione de las siguientes afirmaciones, la correcta:

Una mezcla de arena y azúcar en agua constituye un sistema heterogéneo, cuyos componentes pueden separarse y ser recuperados por la siguiente secuencia de métodos.

- Centrifugación – decantación – evaporación.
- Decantación – evaporación
- Filtración – destilación simple
- Centrifugación - filtración

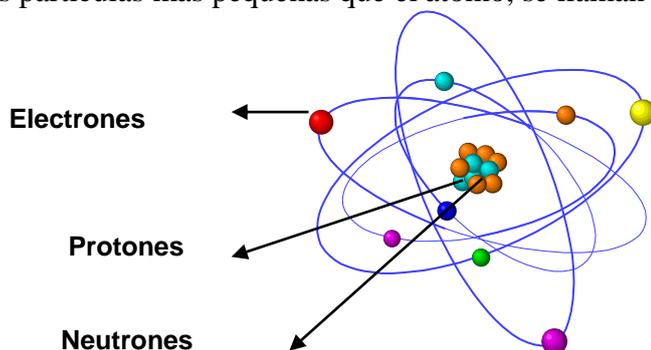
ESTRUCTURA DE LA MATERIA

ATOMO

Todo átomo consta de:

- Un núcleo en el cual se encuentran los neutrones (no poseen carga y su masa es igual a 1 unidad de masa atómica, uma), los protones (poseen masa igual a 1uma y carga positiva igual a 1) y otras subpartículas. No todos los elementos poseen neutrones en su núcleo: por ejemplo el hidrógeno.
- Niveles energéticos donde se ubican los electrones.

Estas partículas más pequeñas que el átomo, se llaman partículas subatómicas:



Protones: partículas con carga positiva, están ubicados en el núcleo del átomo.

Neutrones: partículas sin carga; tienen una masa tamaño similar a los protones, se los ubican en el núcleo del átomo.

Electrones: presentan carga negativa igual a 1 y masa despreciable (dos mil veces menor que los protones y neutrones). Se mueven alrededor del núcleo en distintos **niveles de energía**; estos niveles son designados con letras, **K, L, M, N etc.** Para la 1er, 2do, 3ro, 4to nivel de energía respectivamente.

El número máximo de electrones permitidos por nivel está dado por la fórmula $2n^2$, donde n es el número de nivel energético.

Ej. : para el primer nivel: $2 \cdot 1^2 = 2$ electrones como máximo en el 1° nivel de energía.

para el segundo nivel: $2 \cdot 2^2 = 8$ electrones como máximo en el 2° nivel de energía.

para el segundo nivel: $2 \cdot 3^2 = 18$ electrones como máximo en el 3° nivel de energía.

NUMERO ATOMICO (Z):

Indica la cantidad de protones que posee un átomo y se representa con la letra Z. En el átomo neutro desde el punto de vista eléctrico, Z indica también el número de electrones. Se lo indica como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}_Z\text{X}$

Ej:



NUMERO MASICO (A):

Indica la masa del átomo y resulta de la suma del número de protones y el de neutrones presentes en el núcleo. Se representa con A. Se lo indica como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}^A\text{X}$

Ej:



Resumiendo:

Z = número de protones y por lo tanto número de electrones en el átomo neutro

$$A = Z + n$$

$$n = A - Z$$

Ejemplos:



El átomo de carbono posee 6 protones ($Z = 6$), también 6 electrones y 6 neutrones ($n = 6$), por lo tanto $A = 12$

Isótopos:

Son átomos de un mismo elemento que presentan el mismo número atómico pero distinto número másico, por lo tanto se diferencian en el número de neutrones.

El Cloro, por ejemplo presenta dos isótopos naturales: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ y ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, ambos contienen 17 protones, pero el primero contiene 18 neutrones y el segundo 20.

Como en la naturaleza cada elemento se presenta como una mezcla de diversos isótopos, la masa atómica de un elemento hallada experimentalmente traduce la menor o mayor abundancia natural de cada isótopo. Así resulta la masa atómica promedio relativa:

$$\text{Masa atómica promedio} = \frac{A_{(1)} \times \%_{(1)} + A_{(2)} \times \%_{(2)} + \dots + A_{(n)} \times \%_{(n)}}{100}$$

donde $A_{(1)}$ = Número másico del isótopo 1

$\%_{(1)}$ = Porcentaje de abundancia en la naturaleza del isótopo 1

$A_{(2)}$ = Número másico del isótopo 2

$\%_{(2)}$ = Porcentaje de abundancia en la naturaleza del isótopo 2 y se suman de esta manera los n productos del número másico y el % de abundancia de los n isótopos.

MODELOS ATÓMICOS

Existen distintas teorías o modelos que describen la estructura y propiedades de los átomos. Los mismos fueron postulados por diversos científicos. El primer modelo fue de J. Dalton, y a partir de este, los siguientes fueron evolucionando hasta llegar al actual modelo de Schrödinger.

Un poco de Historia....

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamó átomos. A pesar que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, como Platón y Aristóteles, la idea se mantuvo. Recién en 1808, el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia llamadas átomos. El trabajo de Dalton marcó el inicio de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia en las que se basa la teoría atómica de Dalton pueden resumirse como sigue:

1) Los elementos están formados por partículas discretas, diminutas e indivisibles, llamadas **átomos**, que no se alteran en los cambios químicos.

2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en las demás propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.

3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante. Por ejemplo, el agua está formada por 2 átomos del elemento hidrógeno y 1 átomo del elemento oxígeno.

4) Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en proporciones distintas para formar compuestos diferentes.

5) La proporción de átomos más común es 1:1 y cuando existe más de un compuesto formado por dos o más elementos, el más estable es el que tiene la proporción 1:1.

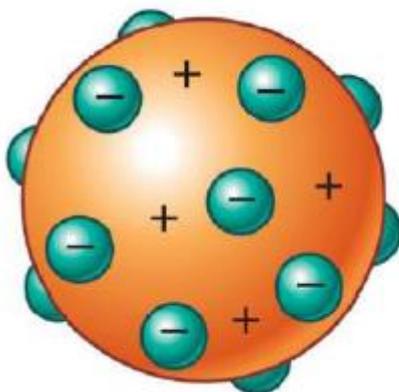
Hoy sabemos que ninguno de estos postulados es completamente cierto; sin embargo, Dalton contribuyó enormemente a entender cómo estaba formada la materia.

Mediante experiencias con magnetismo y electricidad se determinó que el átomo estaba constituido por subpartículas.

Hasta aquí, todo perfecto, pero faltaba determinar algo fundamental: cómo estaban distribuidas estas partículas en el átomo.

Modelo Atómico de Thomson

En 1904, el físico inglés J.J. Thomson sostenía que un átomo estaba formado por partículas de cargas positiva y negativa. Consideraba que las partículas negativas eran mucho más pequeñas que las positivas y por lo tanto, la mayor parte de la masa del átomo presentaba carga positiva, ocupando así, la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó al átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encontraban incrustadas las partículas negativas. Representó al átomo como un budín con pasas de uvas:



Modelo Atómico de Rutherford

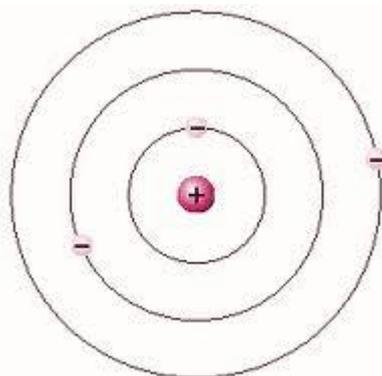
En 1910, un físico neozelandés, Ernest Rutherford, decidió utilizar partículas alfa, α , (partículas con carga positiva) para demostrar la estructura de los átomos. Así Rutherford efectuó

una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva. Observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse o con una ligera desviación. De vez en cuando, algunas partículas α eran desviadas con un gran ángulo de su trayectoria. En algunos casos las partículas regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva; éste fue el descubrimiento más sorprendente ya que según el modelo de Thomson la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima.

Posteriormente Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la desviación de partículas α utilizando un nuevo **modelo atómico**. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica porque la mayoría de las partículas α atravesaron la placa de oro con muy poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un conglomerado central del átomo que denominó **núcleo**. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Más aún, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que se invertía completamente su trayectoria.

Así luego propuso que los electrones giraban alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del sol, razón por la cual algunos rayos se desviaban, y ¿por qué la mayoría no se desviaba? Era porque la distancia entre el núcleo y los electrones es muy grande y entonces las partículas alfa atraviesan la materia sin que algo los atraiga o los rechace.

En resumen, propuso que los protones están ubicados en el centro del átomo, alrededor giran los electrones a gran distancia en órbitas predeterminadas, entonces se puede decir que la mayor parte de la materia está formada por vacío (en cuanto a volumen), y eso explica la discontinuidad de la materia que había sido enunciada ya, por los griegos.



Modelo Atómico de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr, propuso un modelo atómico que pudiera explicar los espectros discontinuos de algunos elementos basándose en la teoría cuántica de Planck, que dice: la Energía se transmite en forma discontinua, en unidades discretas o “paquetes” llamados cuantos de energía, (por eso se la denomina teoría cuántica), o sea que la energía está establecida en niveles determinados, no puede adoptar cualquier valor, sino que va a tomar determinados valores prefijados, sobre la base de estos conocimientos y experimentos realizados sobre espectros de absorción y emisión de radiaciones del átomo de Hidrógeno, propuso su teoría:

- 1) Los electrones giran en órbitas circulares de radios definidos.
- 2) Los electrones están en dichas órbitas en estados estacionarios (no absorben ni emiten energía), es decir poseen una energía fija y definida.

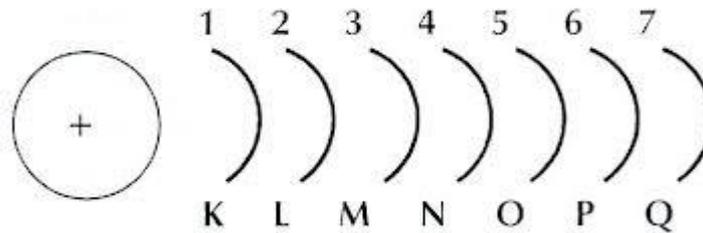
3) Cuando cae a un estado estacionario inferior emite energía en forma de fotón o un cuanto de luz. Cuando un electrón absorbe energía en forma de fotón o cuanto de luz, asciende a un estado estacionario superior, es decir una órbita más alejada del núcleo.

4) La diferencia de energía de un electrón al pasar de un nivel al otro es proporcional a la radiación emitida o absorbida, multiplicada por una constante. (Ecuación de Planck)

$$E_2 - E_1 = h \nu$$

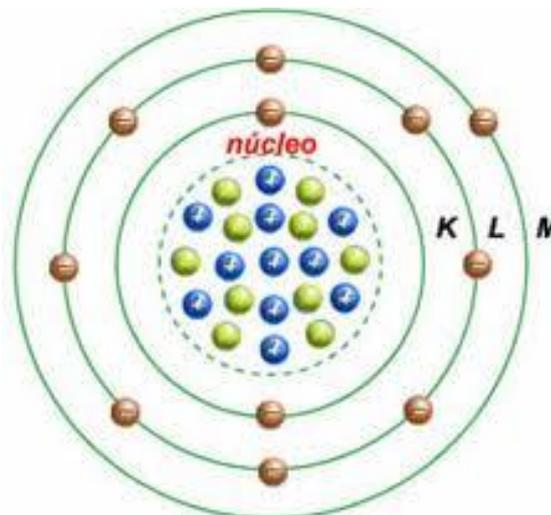
Las órbitas del modelo de Bohr son los **niveles energéticos**. Estos niveles de energía se encuentran definidos por ciertos números naturales denominados números cuánticos principales $n=1, 2, 3, 4, 5, 6$ y 7 .

Es así que le asignó a cada capa una letra: a la primera (de menor energía) capa K, a la segunda L, a la tercera M y así sucesivamente, N, O, P, Q.



Como se mencionó anteriormente, Bohr estableció que el número máximo de electrones permitidos por nivel está dado por la fórmula $2n^2$, donde n es el número de nivel energético, así:

- Ej.: para el primer nivel (K) : $2 \cdot 1^2 = 2$ electrones como máximo en el 1° nivel de energía.
- para el segundo nivel (L): $2 \cdot 2^2 = 8$ electrones como máximo en el 2° nivel de energía.
- para el segundo nivel (M): $2 \cdot 3^2 = 18$ electrones como máximo en el 3° nivel de energía.
- para el tercer nivel (N): $2 \cdot 4^2 = 32$ electrones como máximo en el 4° nivel de energía.

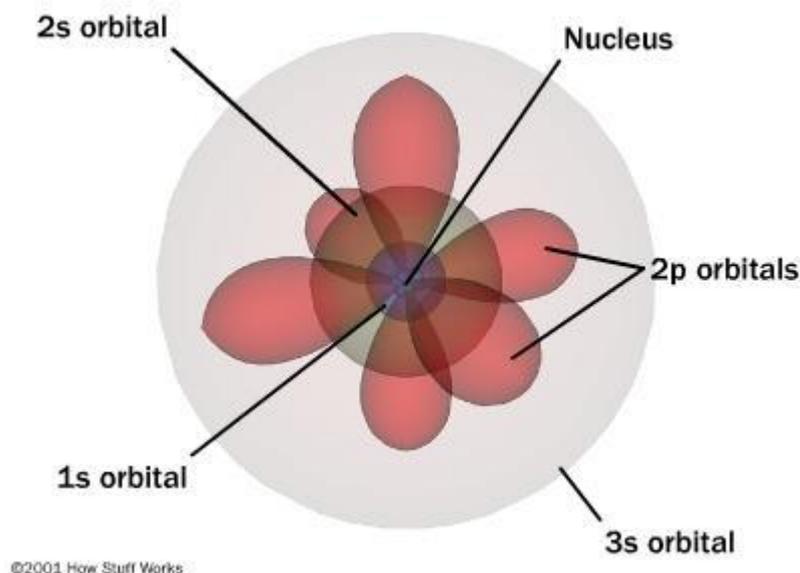


Modelo Atómico de Schrödinger

De Broglie estableció que los electrones, ante determinados experimentos, evidencian un comportamiento como si fueran partículas, y en otros casos se comportan como ondas de radiación electromagnética (naturaleza dual). Pudo calcular la longitud de onda asociada a un electrón utilizando una ecuación derivada de las de Planck y Einstein.

Heisemberg en 1926 enunció el Principio de Incertidumbre según el cual es imposible determinar la posición exacta de una partícula en movimiento tan pequeña y rápida como el electrón.

Sobre la base de estos conocimientos Schrodinger desarrolló una ecuación matemática que describe al electrón como onda. Esta ecuación denominada Ecuación de Onda de Schrodinger es la base de la mecánica ondulatoria. Al resolver dicha ecuación se obtienen una serie de funciones de onda, cada una de las cuales corresponde a un estado de energía (es decir, a una región del espacio) en el cual puede encontrarse el electrón. Este estado energético es lo que se denomina **orbital**. El **Orbital atómico** es la región del espacio alrededor del núcleo donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.



Modelo Moderno de Átomo

Todo átomo posee electrones en su parte extranuclear, que giran en órbitas alrededor del núcleo, según distintos niveles de energía. Cada electrón de un átomo se identifica por una combinación de cuatro números denominados **números cuánticos**.

Los **Números Cuánticos** caracterizan y cuantifican los niveles de energía. Son cuatro y son característicos para cada electrón de un elemento, se podría decir que son las “huellas digitales” del electrón:

Número Cuántico Principal: Indica el nivel de energía en el cuál se encuentra el electrón, y se lo representa por la letra “**n**”. Toma valores enteros distintos de cero: 1 para el primer nivel o capa K, 2 para el segundo o capa L, etc.

Número Cuántico Secundario: Indica la forma del o los orbitales y se representa por la letra “**l**”. Distingue los subniveles de energía dentro de un nivel energético.

Los valores **l** van desde 0 a **n-1**

$l = 0 \rightarrow$ subnivel **s**

$l = 1 \rightarrow$ subnivel **p**

$l = 2 \rightarrow$ subnivel **d**

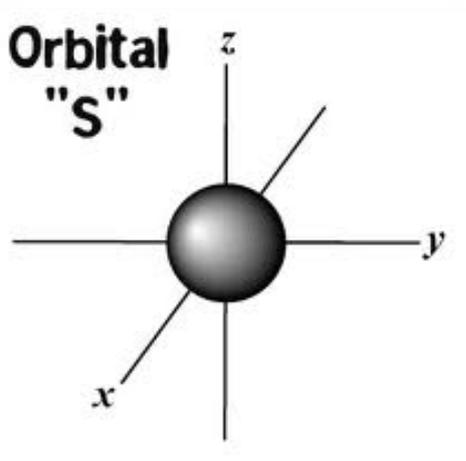
$l = 3 \rightarrow$ subnivel **f**

Número Cuántico Magnético: Indica la orientación en el espacio del orbital, y se lo representa con la letra “m”. Toma valores entre -1 y $+1$ incluyendo el cero. Así por ejemplo si “l” vale 1, “m” tomará los valores $-1, 0, +1$.

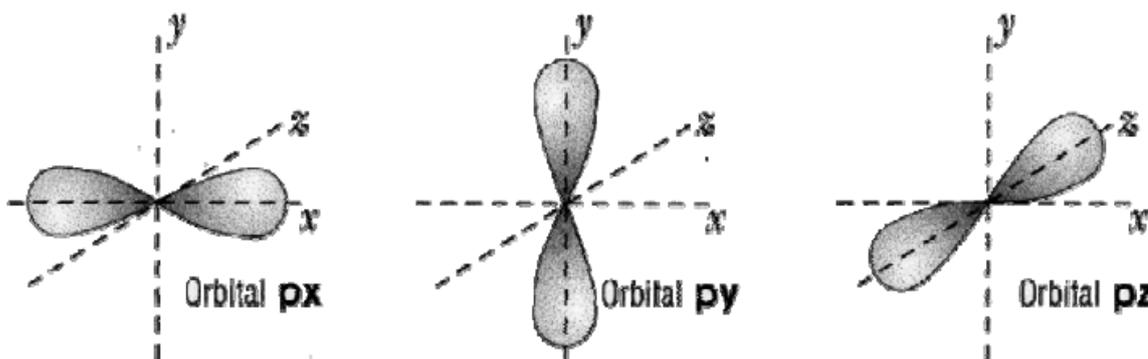
Número Cuántico Spin: Indica el sentido de rotación en el que gira el electrón sobre su propio eje, se representa con la letra “s” y toma valores de $-1/2$ y $+1/2$, considerándose por convención que es positivo cuando lo hace en sentido horario y negativo cuando lo hace en sentido anti horario.

Cada uno de estos subniveles de energía tiene una forma particular:

El orbital o subnivel s: es esférico y acepta como máximo dos electrones.



El orbital o subnivel p: es elipsoidal, se orienta según los tres ejes del espacio (x, y, z: **px**, **py**, **pz**) y acepta 6 electrones como máximo, dos por eje.



El orbital o subnivel d: admite hasta 10 electrones.

El orbital o subnivel f: admite hasta 14 electrones.

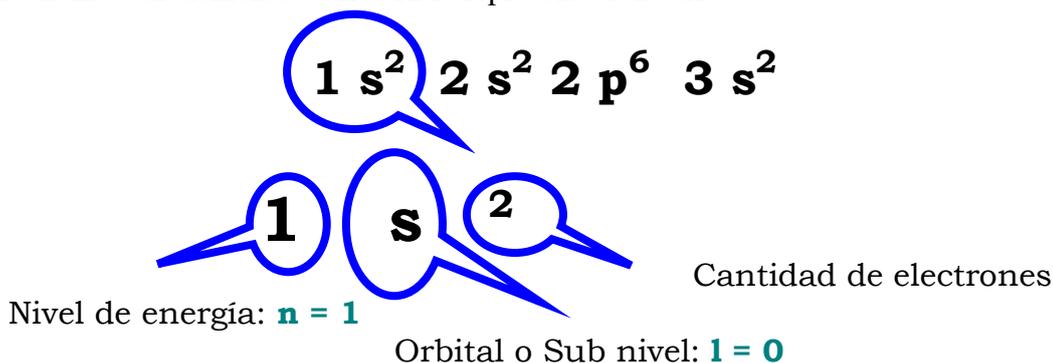
Casillas Cuánticas:

Permiten representar gráficamente la disposición de los electrones de un elemento según el nivel y el subnivel en el que se encuentran, admiten dos electrones cada una, con sentido de rotación opuesto. Es necesario que cada casilla de un mismo orbital tenga un electrón antes de completar el par.

REPRESENTACION O CONFIGURACION ELECTRONICA DE UN ELEMENTO SEGÚN LA TEORIA DE ORBITALES:

Para representar la estructura electrónica de un elemento se debe indicar en primer lugar el número del nivel en que se encuentra el o los electrones, es decir el valor de “n”, en segundo lugar la letra representativa del o de los sub niveles, indicando como exponente la cantidad de electrones presentes en los mismos, a continuación y una vez colocada la cantidad de electrones que ese nivel permite, se coloca, si corresponde, el número del siguiente nivel y se reitera el mecanismo.

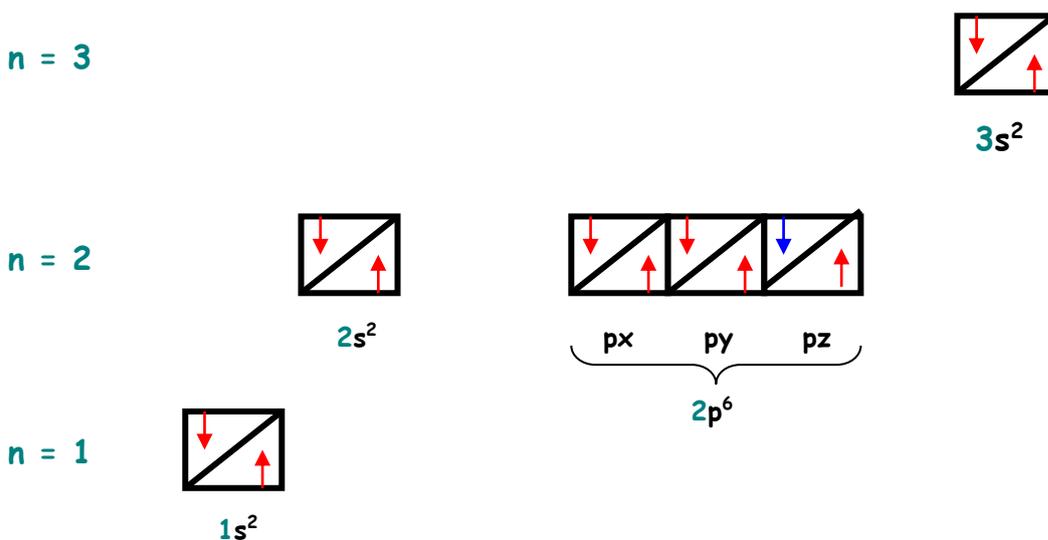
Así si tenemos un elemento de $Z = 12$ la representación sería:



Para el sector remarcado, vemos que “n” = 1, pues estamos en el primer nivel, el orbital es el “s”, ya que “l” = $n - 1 = 0$, y el 2 del exponente indica la cantidad de electrones que existen en el orbital “s”.

Si sumamos los exponentes: $2 + 2 + 6 + 2$, observamos que es igual a 12 que es la cantidad de electrones que posee un elemento de $Z = 12$.

Para el mismo elemento gráficamente usando las casillas cuánticas tendríamos:



Vamos a analizar ahora los números cuánticos (las huellas digitales) de alguno de los electrones del elemento anterior, por ejemplo del electrón número 7 (en azul):

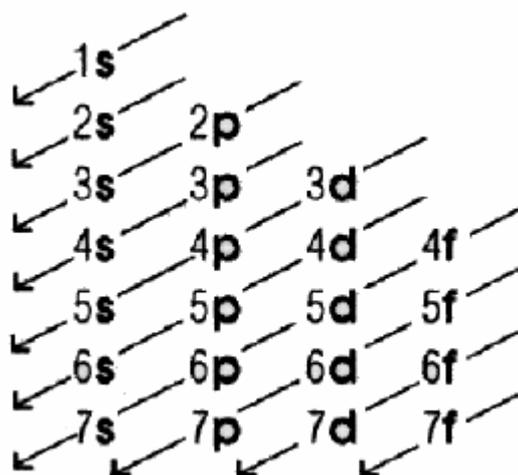
- **Número Cuántico Principal “n”**: el electrón número 7 se encuentra en el segundo nivel de energía, por lo tanto $n = 2$.
- **Número Cuántico Secundario “l”**: tenemos dos maneras de establecer el valor de “l”, a) teniendo en cuenta que el orbital en el que se encuentra el electrón es el “p” y ya sabemos que a ese orbital corresponde $l = 1$ y b) calculándolo en función de “n”, que en este caso vale 2, por lo tanto $l = 0$ y 1 , 0 corresponde al orbital “s” y 1 al orbital “p”.
- **Número Cuántico Magnético “m”**: en este caso es igual a -1 , como sabemos “m” toma valores que van de $-“l”$ a $+“l”$ y ya que $l = 1$, “m” podrá tomar los valores $+1$, 0 y -1 . Si observamos en el esquema vemos que el orbital “p” tiene tres casillas (**px**, **py**, **pz**), la de la izquierda (**px**) corresponde a $m = -1$, la del centro (**py**) a $m = 0$, y la de la derecha (**pz**) a $m = +1$, por lo tanto para el electrón señalado $m = +1$.
- **Número Cuántico Spin “s”**: puede tomar valores de $+1/2$ y $-1/2$ en este caso es $s = +1/2$ ya que gira en sentido horario.

Finalmente los cuatro números cuánticos que identifican el séptimo electrón del elemento de $Z = 12$ son:

$$“n” = 2, “l” = 1, “m” = +1, “s” = +1/2$$

Debemos señalar, sin embargo, que el subnivel 4s corresponde a un estado de energía menor que el 3d, lo mismo sucede con el 5s con respecto al 4d, etc. Como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía creciente, estas alteraciones deben ser tenidas en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los elementos.

Para distribuir los electrones de un átomo, teniendo en cuenta la energía creciente de sus orbitales, es útil emplear el siguiente diagrama:



Configuración Electrónica Externa

Es la configuración electrónica del último nivel de un elemento.

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/isotopes-and-atomic-mass>

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/build-a-molecule>

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/build-an-atom>

EJERCITACION

1. Completar la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	N° electrones	A	N° neutrones	N° protones
Carbono				12		
		11			12	
	Br			81		
			47	108		
					42	33

2. Indicar el número de protones, neutrones y electrones en cada uno de los siguientes casos:
- ^{13}C
 - ^{27}Al
 - ^{19}F
 - ^6Li
 - ^{97}Mo
3. En qué se diferencian los átomos neutros de un mismo elemento:
- En el número de protones.
 - En el número de electrones.
 - En el número de neutrones.
 - En el número másico.
 - En el número atómico.
4. Si un átomo neutro tiene en su núcleo 16 neutrones y 15 protones, indicar:
- Z
 - Cantidad de electrones
 - Número másico
5. El hierro tiene de número atómico 26 y de número másico 55. Calcula las partículas subatómicas del átomo neutro
6. El plomo (Pb) tiene de número atómico (Z) 82 y de número másico (A) 207. Calcula las partículas subatómicas del átomo neutro.
7. Uno de los componentes más dañinos de los residuos nucleares es un isótopo radiactivo del estroncio $^{90}_{38}\text{Sr}$; puede depositarse en los huesos, donde sustituye al calcio. ¿Cuántos protones y neutrones hay en el núcleo del Sr-90?
8. El I-123 es un isótopo radiactivo que se utiliza como herramienta de diagnóstico por imágenes. ¿Cuántos neutrones hay en el I-123?
9. Sabiendo que la abundancia de los isótopos del Carbono es: $^{12}\text{C} = 95,36\%$, $^{13}\text{C} = 1,07\%$ y $^{14}\text{C} = 3,57\%$. Calcule el peso atómico promedio.
10. La masa atómica del Cloro es 35,45. Sabiendo que los isótopos que existen en la naturaleza son $^{35}_{17}\text{Cl}$ y $^{37}_{17}\text{Cl}$, averigüe cuál es la abundancia de cada isótopo.

11. Dada la especie: $^{35}_{17}Z$

Indique:

¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?

Escriba la configuración electrónica correspondiente

12. Escribir la estructura electrónica de los elementos:

a- $Z= 7$

c- $Z= 28$

e- $Z= 90$

b- $Z= 10$

d- $Z= 23$

f- $Z= 56$

13. Indicar de acuerdo al siguiente enunciado, cuál de las afirmaciones es la correcta.

Justifique la respuesta

Según el modelo atómico de Bohr:

- Cuándo el electrón cae a una órbita más cercana al núcleo, absorbe energía.
- Cuándo el electrón gira en las órbitas permitidas, pierde energía.
- Cuándo el electrón pasa a una órbita más lejana al núcleo, pierde energía.
- Ninguna es correcta.

IONES

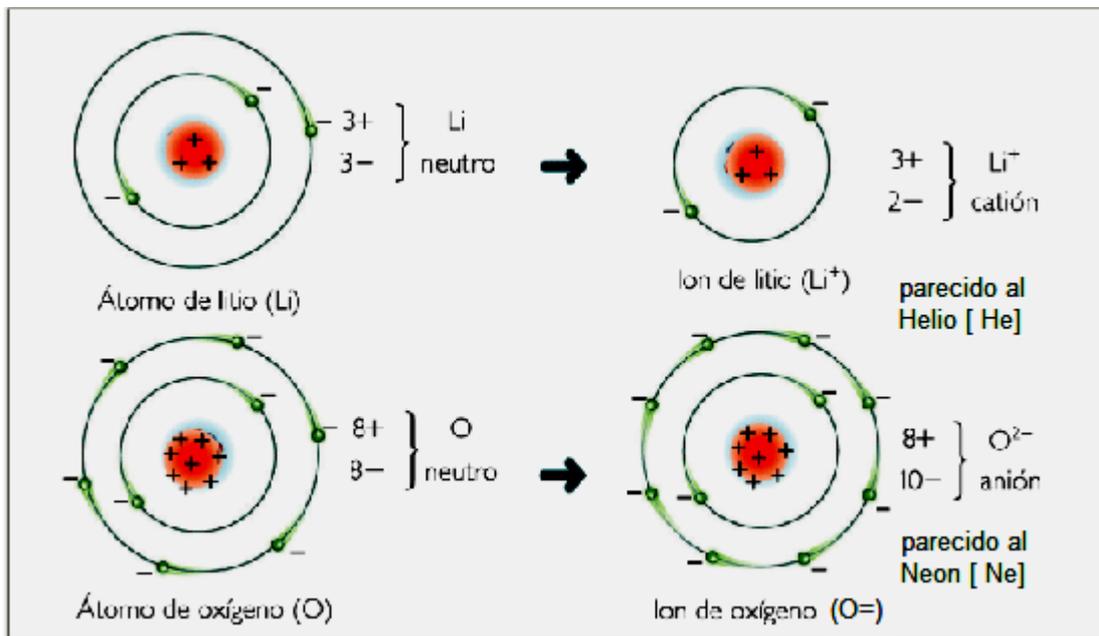
Se sabe que todo átomo, en su estado libre, presenta igual cantidad de protones y electrones, es decir, que la suma de cargas positivas y cargas negativas es igual a cero, por lo tanto es eléctricamente neutro.

Por otro lado, cuando un átomo gana o pierde electrones, se convierte en un átomo cargado denominado ion. Si el átomo gana electrones queda cargado negativamente y dicho ion se denomina anión. Si pierde electrones queda cargado positivamente y se llama catión.

El número de electrones ganados o perdidos se denomina número de oxidación y la cantidad de situaciones diferentes se identifica con los estados de oxidación del elemento.

Los metales se caracterizan por originar cationes y los no metales aniones.

Ejemplo:



1. Calcule las partículas subatómicas de los siguientes átomos e iones:

- | | | | | |
|---------------------|---------------------|-------------------------|--------------------|--------------------|
| a) Na | b) C | c) ¹⁶ O | d) ¹⁷ O | e) ¹⁸ O |
| f) Co ⁺³ | g) Co ⁺² |h) S ⁻² | i) Cl ⁻ | j) P ⁻³ |
| k) O ⁻² | l) Na ⁺¹ | | | |

2. Indica si alguno de los ejemplos expuestos en el punto anterior son isótopos

3. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones:

- | | | |
|-------|-------------------|---------------------|
| a) Ar | b) K ⁺ | c) Ca ²⁺ |
|-------|-------------------|---------------------|

4. Completa la siguiente tabla

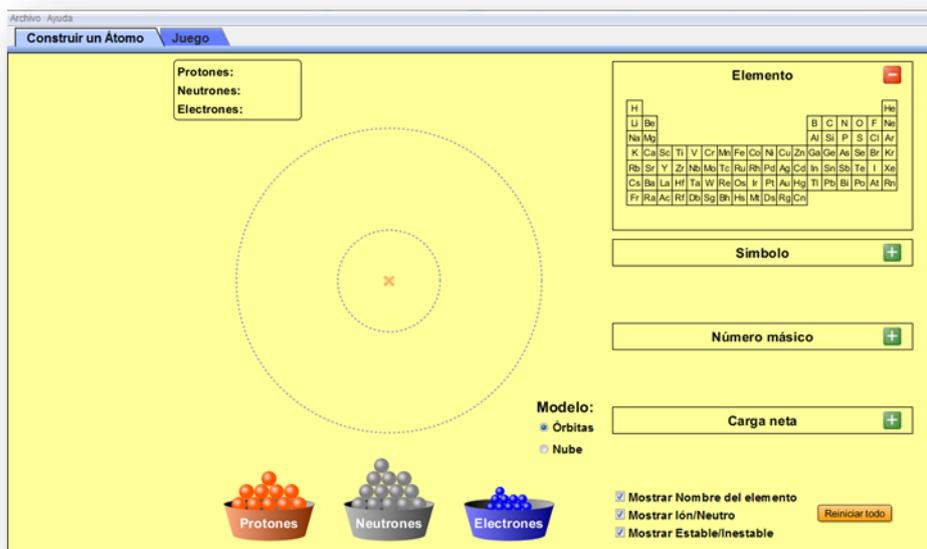
ELEMENTO.	SÍMBOLO	Z (NÚMERO ATÓMICO)	(A) NUMERO MÁSIICO	Nº de pro- tones	Nº de electrones	Nº de neutrones
	Ca			20		
		74	184			
	F ⁻			9		
					15	16
			40	18		
	Al ³⁺					
				10		10

Ejercicios de simulación

Parte 1- Descargar el simulador “Construir un átomo”

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/isotopes-and-atomic-mass>

Al ejecutar el simulador, verán una pantalla como la siguiente:



Las bandejas de la parte inferior contienen las partículas subatómicas que deberán utilizar para construir los átomos e iones. Para colocar las partículas subatómicas en la estructura del átomo deben arrastrar los protones y neutrones hasta el centro de la figura, donde se constituirá en núcleo del átomo, y los electrones hacia las órbitas. Si quieren quitarlos, pueden arrastarlos con el mouse desde el átomo hasta las respectivas bandejas.

A la derecha de la pantalla cuentan con cuatro paneles que muestran la tabla periódica (desplegado), el símbolo del elemento, el número másico y la carga neta del átomo o ión.

El tamaño relativo del núcleo está exagerado en la figura con el fin de facilitar la comprensión de la actividad interactiva.

El objetivo de uso del simulador es que puedan construir los átomos de los elementos de los dos primeros Períodos de la Tabla Periódica.

1. Coloquen un protón, un neutrón y un electrón.

- a. ¿se forma una estructura estable?
- b. ¿a qué elemento pertenece?
- c. ¿Cuál es su número másico?
- d. ¿Cuál es su número atómico?
- e. ¿Cómo debería proceder para formar un ion negativo de ese elemento?
- f. ¿y para formar un ión positivo de ese elemento?

2. Coloquen nuevamente un protón, un neutrón y un electrón. Agregue un protón más.

- a. ¿Se formó un ion?
- b. ¿A qué elemento pertenece?
- c. ¿cómo debería proceder para formar el átomo neutro de ese elemento?

3. Coloquen 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

4. Agreguen un neutrón al átomo anterior (6 protones, 7 neutrones y 6 electrones)

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

5. Agreguen un protón más al átomo anterior (6 protones, 8 neutrones y 6 electrones)

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

6. Los átomos formados en los puntos 3, 4 y 5

- a. ¿Qué tienen en común? ¿qué los diferencia? ¿Cómo se denominan?

7. Formen el átomo neutro del elemento litio (Li)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

8. Formen el átomo neutro del elemento Berilio (Be)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

9. Formen el átomo neutro del elemento Oxígeno (O)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

10. Formen el átomo neutro del elemento Flúor (F)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

11. Considerando los resultados de las simulaciones, escribir un párrafo en el que relacionen los siguientes conceptos:

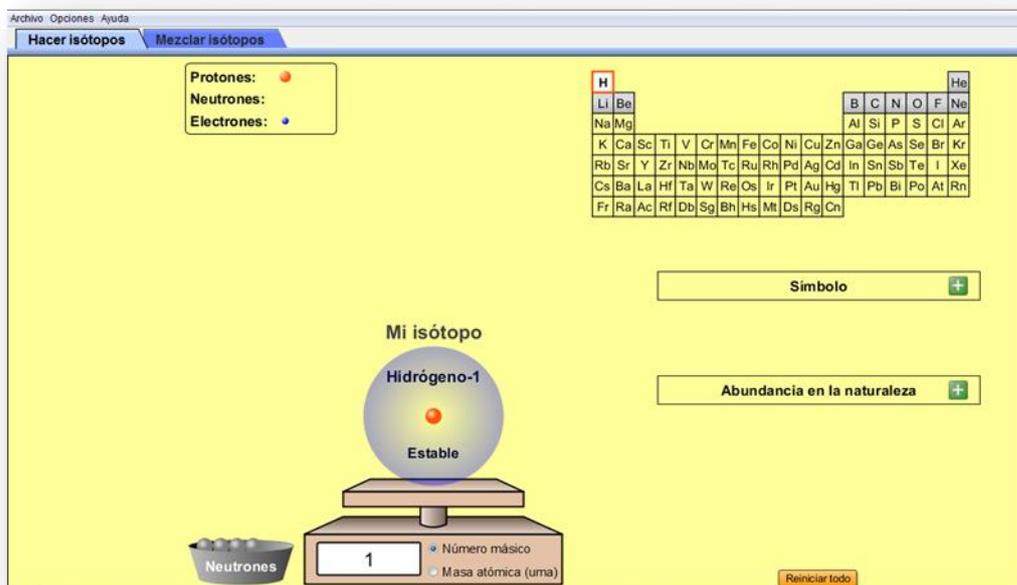
Átomo, Elemento, Isótopo, Abundancia, Protón, Neutrón, Electrón, catión, anión

12. Como ejercitación complementaria pueden ingresar en la pestaña “Juego” (arriba, a la derecha), y probar la velocidad con la que pueden identificar los átomos y sus componentes.

Parte 2- Descargar el simulador “Isótopos y masa atómica”

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/isotopes-and-atomic-mass>

Al ejecutar el simulador, verán una pantalla como la siguiente:



Las bandejas de la parte inferior contienen los neutrones que deberán utilizar para construir los isótopos. Para colocar los neutrones en la estructura del átomo deben arrastrarlos hasta el centro de la figura, donde se constituirá el núcleo del átomo. Si quieren quitarlos, pueden arrastrarlos con el mouse desde el átomo hasta la bandeja.

A la derecha de la pantalla cuentan con tres paneles que muestran la tabla periódica (desplegado), el símbolo del elemento y la abundancia en la naturaleza.

El tamaño relativo del núcleo está exagerado en la figura con el fin de facilitar la comprensión de la actividad interactiva.

El objetivo de uso del simulador es que puedan construir los isótopos de los elementos de los dos primeros Períodos de la Tabla Periódica y que identifiquen cuáles de esos isótopos son estables, y que tan abundantes son en la naturaleza.

- 1. Ingresar en la pestaña “Hacer isótopos”.** Seleccionar alguno de los elementos de la Tabla y practicar cómo construir los distintos isótopos posibles. Elaborar una tabla como la siguiente, en la que muestren los datos correspondientes a los isótopos estables de los elementos Hidrógeno (se muestran en la tabla), Litio, Berilio, Carbono, Nitrógeno, Oxígeno y Flúor.

Elemento	Símbolo del isótopo	Número atómico	Número másico	Abundancia en la naturaleza (%)
Hidrógeno	${}^1_1\text{H}$	1	1	99.9885
Hidrógeno	${}^2_1\text{H}$	1	2	0.0115

- 2. Ingresar a la pestaña “Mezclar isótopos”.** Seleccionar el botón “mezcla de isótopos en la naturaleza” que se encuentra la izquierda, abajo en la pantalla.

- a. Seleccionar el elemento Sodio (Na). Verán que todos los átomos que aparecen en la pantalla son todos del mismo color, ¿qué significa eso?
- b. Seleccionar el elemento Magnesio (Mg). Verán que los átomos que aparecen en la pantalla tienen diferentes colores, ¿qué significa eso?

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es un ordenamiento de los elementos químicos, donde los mismos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, por lo que sus propiedades químicas y físicas son repetitivas, es decir, presentan un patrón periódico. Se construyó de manera que cada columna vertical contenga elementos similares desde el punto de vista químico. Los elementos de las columnas se llaman grupos o familias, mientras que cada fila de la tabla se denomina periodo.

Hay tres zonas diferentes en la tabla periódica: los elementos representativos o principales (que se ubican en los grupos 1A, 2A y así sucesivamente hasta el 8A), los elementos de transición (que ocupan los grupos 1B, 2B y así sucesivamente hasta el 8B) y los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos).

Los elementos metálicos aparecen agrupados a la izquierda de la tabla periódica, tienen algunas propiedades características como brillo y alta conductividad del calor y la electricidad. Los elementos metálicos están separados de los elementos no metálicos por una línea diagonal que va desde el Boro hasta el Astatio y carecen de las características físicas que distinguen a los elementos metálicos. Algunos elementos que se encuentran a lo largo de la línea que separa metales de no metales, tales como Antimonio, poseen propiedades intermedias a estos, por lo que se conocen como metaloides. Finalmente, en el extremo derecho de la tabla (grupo 8A) se encuentran los gases nobles o inertes caracterizados por su estado gaseoso a temperatura ambiente y por no reaccionar químicamente con los otros elementos. En la figura 7 se presenta un modelo de tabla periódica.

TABLA PERIÓDICA

Elementos Representativos										Elementos Representativos											
1A										8A											
1																					2
H																					He
3A		Elementos de transición										3A		4A	5A	6A	7A	8A			
3	4											5	6	7	8	9	10				
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
11	12											13	14	15	16	17	18				
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
87	88	89-103	10	10	10	10	10	10	10	11	11	11									
Li	Ra		4	5	6	7	8	9	0	1	2										

Lantánidos	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Td	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Elementos de Transición Interna

Figura 7. Tabla Periódica

EJERCITACION:

1- Utilizando la tabla periódica escribir los símbolos de cada uno de los elementos, localícelos e indique si es metal, no metal o metaloide.

- a) Manganeseo
- b) Bromo
- c) Cromo
- d) Selenio
- e) Argón

2- Que pareja de cada uno de los siguientes grupos de elementos se espera que tengan las propiedades físicas y químicas parecidas?. Explicar.

- a) Ca, Si, I, P, Sr, Sc
- b) Mg, Al, S, I, Sb, Ga.