

Modelos atómicos a lo largo de la historia

por Zulmy de Prera

Índice

El Átomo

8

*Desarrollo de
la teoría atómica*

8

Espectros Atómicos

14

Cuantos de energía

16

Conclusión

26

Evaluación

26

Glosario

28

Respuestas

29

Creo que vas a pensar que vivo de compras, pero no es así, es que cuando intentas poner un negocio y tienes que hacer tantas cosas diferentes.....no te queda más remedio que comprar lo que vaya haciendo falta.

Es como con los hijos, los papás siempre creemos que tienen de todo, que tienen suficiente y ellos siempre dicen que les faltan mil cosas, que diez pares de zapatos no son suficientes, que los 20 video juegos que están junto a la consola, ya no sirven, que ya pasaron de moda, que ya salió la nueva versión.....y que hay que comprar nuevos.

Más o menos así es iniciar una empresa.
Compras y compras y compras y nunca es suficiente.
Siempre falta algo que es imprescindible comprar.

La compra imprescindible de este día fueron unos atomizadores para el desinfectante. ¿Sabías que se llaman atomizadores porque los hoyitos son tan pequeños que a través de ellos pasan partículas tan finas como los átomos? Eso fue lo que me dijo el vendedor. La verdad no sé mucho sobre átomos, pero creo que por cualquier hoyito, por muy fino que fuera, podrían pasar montones de átomos sin ninguna dificultad.
Estoy segura de lo que te digo, porque el otro día estaba aburrida y me puse a leer una serie de "sabías.....qué".
Ahora te la pongo y vas a ver que resulta divertida.



Sabías que?

- *Los átomos son tan increíblemente diminutos que pueden colocarse nada menos que 5 billones de ellos sobre la cabeza de un alfiler.*
- *En un grano de arena encontramos 2,2 trillones de átomos.*
- *En un glóbulo rojo humano, 10 billones de átomos.*
- *Un pelo humano tiene un espesor aproximado de medio millón de átomos.*
- *Si los átomos de nuestro cuerpo fueran del tamaño de una manzana, nosotros seríamos tan grandes que el sistema solar cabría en la palma de nuestra mano.*

Todo esto me parece tan increíble, que decidí a veriguar un poco más sobre los átomos.

La historia nos ayuda a comprender bien las cosas, cómo se llegó al punto en donde estamos, cuántas personas intervinieron y cómo lo hicieron. Por ejemplo, observa tu teléfono celular o el de alguien que tengas cerca, ¿sabes cómo eran los primeros teléfonos? ¿Imaginas cuántos años de investigaciones y experimentos tuvieron que pasar para que tú puedas tener ese celular en la mano?

El primer teléfono se menciona en 1871, luego en los inicios de la Primera Guerra Mundial (1935) se empiezan a usar unos teléfonos móviles que posteriormente se usaron en las batallas. Siguieron muchos años de estudios y pruebas, hasta que en 1980 surgen los primeros teléfonos celulares hasta llegar a nuestros días.

Esta fue una breve historia de los teléfonos, ahora vamos a conocer un poco sobre la historia del átomo. El descubrimiento del átomo llevó siglos, se lanzó teorías, se



argumentó, se rechazó, se mejoró, hasta llegar a la teoría actual. Recuerda que lo único permanente es el cambio, las cosas siempre están cambiando.....

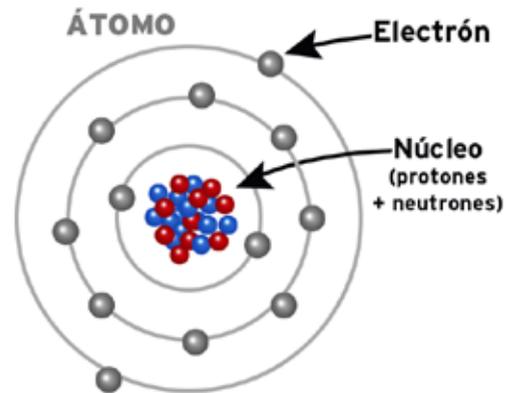
Todas las cosas a tu alrededor son materia.

La materia está compuesta de unidades elementales, muy pequeñas, que no se pueden ver a simple vista, es una mínima expresión.....llamados átomos.

Los átomos a su vez se combinan entre sí para formar moléculas y finalmente, las moléculas forman los seres vivos (plantas, animales, humanos y los minerales).

El Átomo

El átomo es la unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades. No es posible dividir un átomo mediante procesos químicos. Está compuesto por un núcleo atómico, en el que se concentra casi toda su masa, rodeado de una nube de electrones. El núcleo, como puedes ver en la imagen, está formado por protones, con carga positiva, y neutrones, eléctricamente neutros. Los electrones, que tienen carga negativa, permanecen ligados al núcleo mediante la fuerza electromagnética.

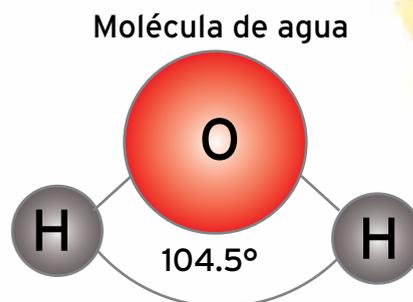


Nombre	Carga	
Protones	Positiva	{ Núcleo
Neutrones	Neutra	
Electrones	Negativa	

Ya tenemos al átomo y sus componentes, ahora veremos qué pasa cuando los átomos se juntan. En química, se llama molécula a un conjunto de al menos dos átomos que deben cumplir ciertas características, que veremos más adelante. Por ahora concentrémonos en comprender este concepto.

Por ejemplo, en una gota de agua habrá 2×10^{21} moléculas de agua y como en una molécula de agua, hay tres átomos (1 de oxígeno y 2 de hidrógeno) el número aproximado de átomos en una gota de agua es de 6×10^{21} , o sea 6 mil trillones de átomos.

En esta parte del curso de química, estamos haciendo consideraciones muy sencillas para que puedas imaginar cómo están compuestas las cosas, cómo intervienen los átomos y las moléculas en esa composición.

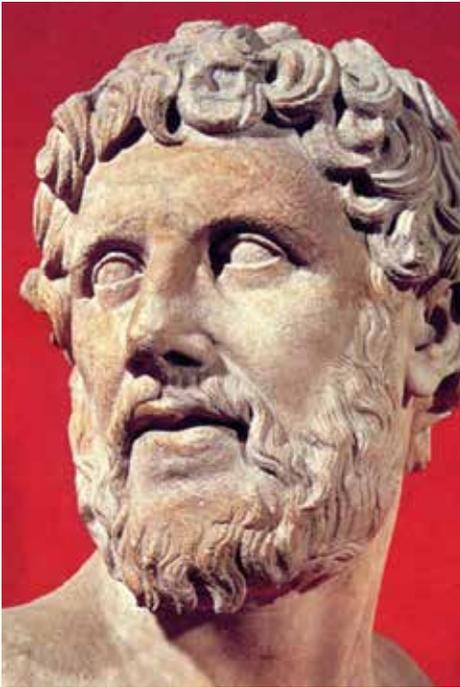


Una gota de agua no es uniforme....depende de dónde caiga, de un chorro o de un gotero, del tamaño del chorro o el gotero. Para este ejemplo asumimos que una gota de agua tiene 60 mg.

Para poder llegar a esta etapa del conocimiento, tuvieron que pasar muchos años y se plantearon muchas teorías. A continuación en el cuadro de abajo, se han resumido las diferentes etapas.

Desarrollo de la teoría atómica

Demócrito (V y IV a.C). Filósofo griego, discípulo de Leucipo.
Teoría del Atomismo



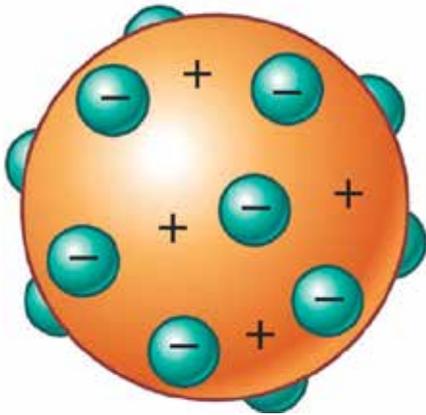
La teoría se basa en lo siguiente:

- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

Esta teoría nos dice que la materia no es más que una mezcla de elementos originarios que poseen las características de inmutabilidad (que no cambian) y eternidad (que nunca terminan). También nos dice que los átomos son tan pequeños que no los podemos ver, Demócrito llamó a las partículas microscópicas átomos, término griego que significa “que no puede cortarse”. Pasarían muchísimos años hasta que científicos más modernos comprobaran esta teoría y la fueran modificando con el paso del tiempo.

Modelo de John Dalton (1808)

Fue el primer modelo atómico con bases científicas. Dalton imaginaba a los átomos como pelotas muy pequeñas.

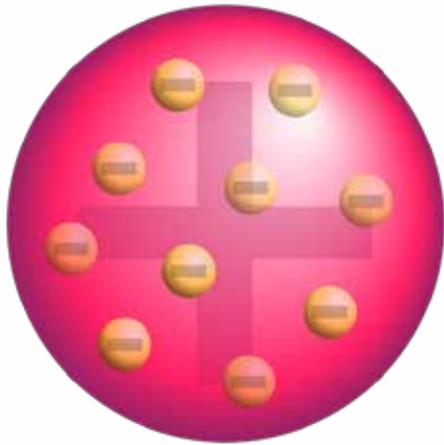


Este modelo nos dice lo siguiente:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Modelo de Thompson (1897)

Después del descubrimiento del electrón, se determinó que el átomo estaba compuesto de partículas negativas y positivas.

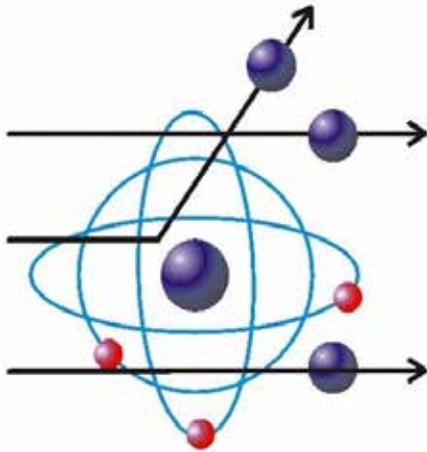


La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel o uvas en gelatina. Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas. Como puedes ver en la imagen, adentro del átomo se ven partículas con cargas negativas.

Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa

Modelo de Rutherford (1911)

Después del descubrimiento del electrón, se determinó que el átomo estaba compuesto de partículas negativas y positivas.



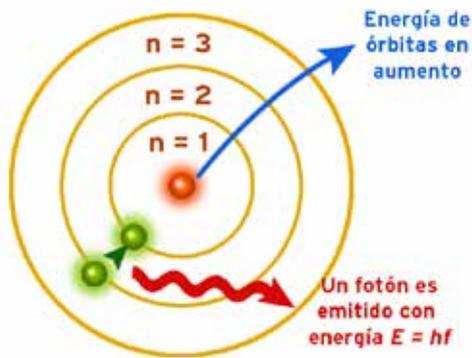
Este modelo tiene mejoras sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa. Sin embargo, a diferencia del modelo de Thomson, el modelo de Rutherford nos dice que la parte positiva se concentra en un núcleo, en donde también está la mayor parte de la masa del átomo.

Por otro lado, los electrones están orbitando el núcleo, al igual que hace nuestro planeta en el sistema solar, en órbitas elípticas y redondas. Como podrás ver, hasta este modelo, aún no se incluían los neutrones en el núcleo.

Curiosamente, Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de este.

Modelo de Niels Bohr (1934)

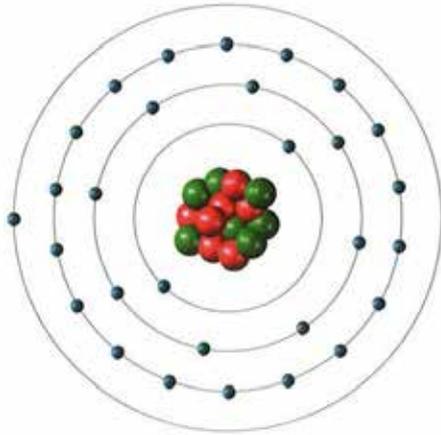
Después del descubrimiento del electrón, se determinó que el átomo estaba compuesto de partículas negativas y positivas.



Bohr nos dice que los electrones, que son las partículas que giran alrededor del núcleo, solo pueden estar en una órbita. Como puedes ver en la imagen, en este ejemplo tenemos 3 orbitas, $n=1$, $n=2$, y $n=3$. Si un electrón está en la órbita $n=3$ y fuera a pasar a la órbita $n=2$, veríamos un fotón, o una breve luz. La teoría se resume en las siguientes afirmaciones:

1. Cada órbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
2. Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables.
3. Los electrones pueden saltar de una a otra órbita. Si lo hacen desde una de menor energía a una de mayor energía absorben un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

**Max Planck, físico alemán
(1990)**

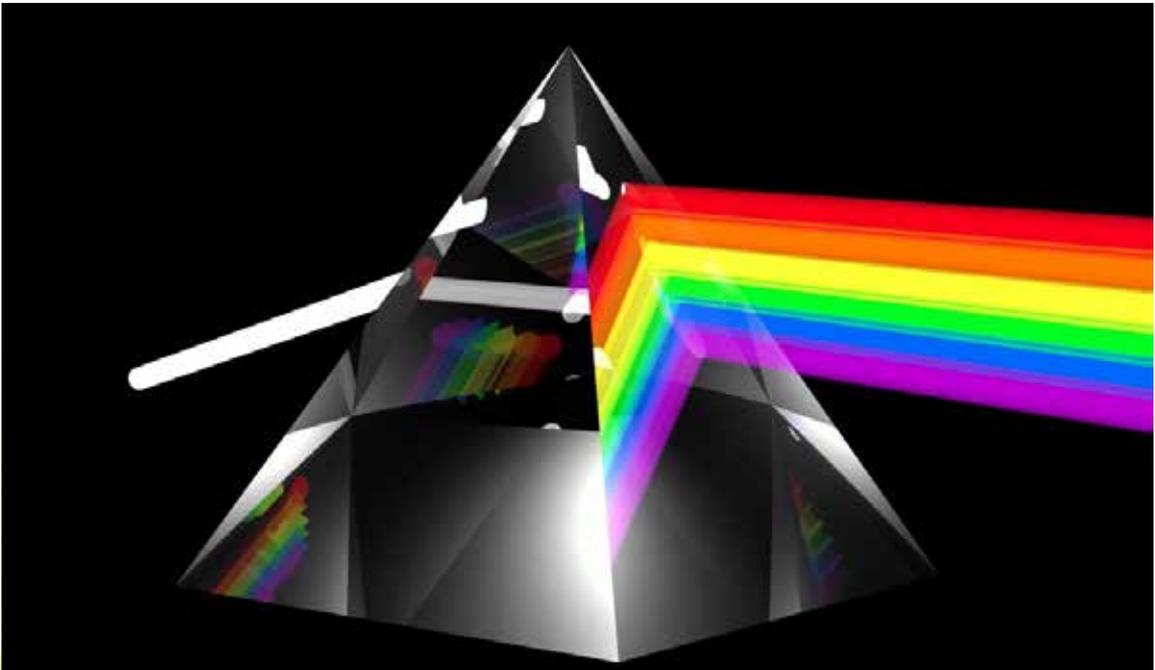


Considerado el creador de la teoría cuántica, el enunció que la radiación electromagnética se emite en unidades discretas de energía denominadas quantum o cuanto.

Espectros Atómicos

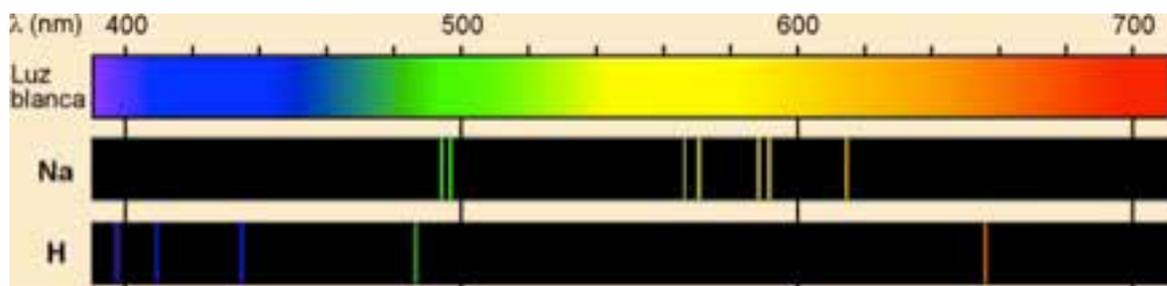
En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol, puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma (el prisma es una figura geométrica). El espectro (imagen o gráfico) que se obtiene es continuo, o sea que no hay espacios sin color. Contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm (1nm, nanómetro es igual a 10^{-9} , 0.000000009).

En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un espectro discontinuo (hay espacios entre un color y otro) que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas.



Cada elemento (es decir cada tipo de átomo) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nanómetros (nm) y 589.6 nm.

Uno de los espectros atómicos más sencillos, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, es el del hidrógeno. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro:

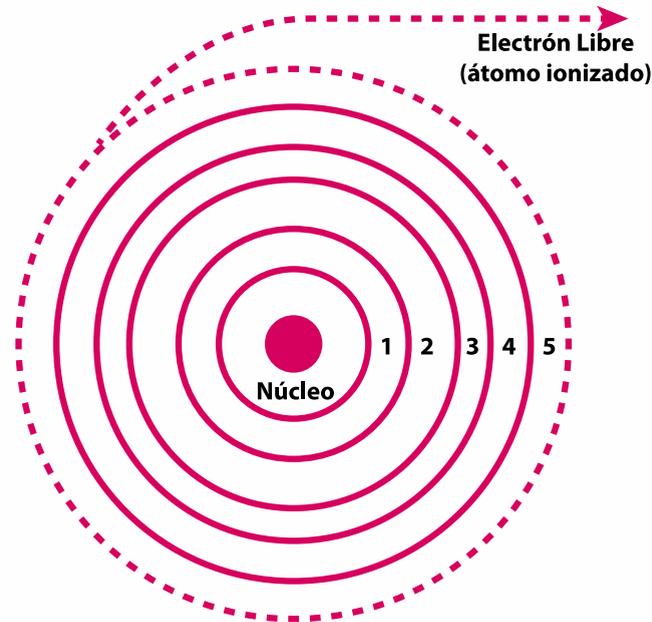


El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite energía todo el tiempo, por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta “caer” en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría.

Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque solamente en algunas frecuencias que son características propias de cada uno de los diferentes elementos químicos. En el laboratorio, se pueden observar los espectros de emisión y absorción de energía de todos los elementos. El modelo de Bohr permite interpretar los espectros atómicos y calcular la longitud de onda de la radiación absorbida o emitida por el electrón al saltar de una órbita a otra.

Cuantos de energía

Para poder medir la energía en las longitudes de onda, se usa el quantum o cuanto. Es la menor cantidad de energía que puede transmitirse en cualquier longitud de onda.



Un fotón o quantum o cuanto de luz ocurre en un átomo cuando un electrón ubicado en un nivel de energía mayor pasa a un nivel de energía menor. Ejemplo: Un electrón que pasa del nivel 7 al nivel 6. Por el contrario, si pasa de un nivel de energía menor a uno mayor, absorbe energía.

Por el momento no te preocupes por los niveles de energía, los veremos detenidamente en otra lección. Lo importante, por ahora, es que recuerdes que a mayor nivel, mayor energía y un electrón que baja de nivel, libera energía, en forma de luz.

$E_7 > E_6 > E_5 > E_4 < E_3 > E_2 > E_1$, lo que quiere decir que la energía en el nivel 7 es mayor que la energía en el nivel 6 y así sucesivamente hasta llegar al nivel 1.

Los electrones en los niveles más externos del átomo requieren más energía para permanecer unidos al núcleo. Mientras más lejos estén del núcleo necesitan más energía para permanecer unidos y no escapar.

Partículas sub-atómicas

Se conoce como partículas sub-atómicas, a las partículas que se encuentran en el interior del átomo de un elemento. Es decir protones y neutrones (en el núcleo) y electrones girando alrededor.

Los átomos se clasifican de acuerdo al número de protones y neutrones que contenga su núcleo. El número de protones, que es llamado peso o número atómico (Z) determina su elemento químico, y el número de neutrones determina su isótopo. El número o peso atómico $Z = \#$ protones o electrones cuando no tiene carga eléctrica. Entonces,

$$Z = \# \text{ protones o electrones;}$$

En otras palabras, un elemento de número atómico = $Z = 11$, tiene 11 protones (+) y 11 electrones (-), por lo tanto su carga neta = 0

¿Qué quiere decir eso de carga eléctrica?,

Los elementos se combinan entre sí de acuerdo al número de electrones que tienen en sus niveles más externos que son los electrones de valencia, son los electrones que reaccionan con otros elementos para formar compuestos o moléculas.

Cuando un elemento gana o pierde electrones, adquiere una carga eléctrica positiva (+) cuando pierde y negativa (-) cuando gana.

Entonces, si el elemento no está combinado con ningún otro elemento, o no se encuentra en solución acuosa, NO TIENE CARGA y por lo tanto, el número de protones y el número de electrones es el mismo.

Observa tu tabla, verás que los elementos tienen un ordenamiento que va del 1 al 118.

13	26,9815
2450	3
660	Al
2,70	
[Ne]3s ² 3p ¹	
Aluminio	

Puedes tener por ejemplo: Al se refiere en tu tabla periódica a Aluminio.

El número 13 indica su número o peso atómico y el 26.9815 indica su masa atómica.

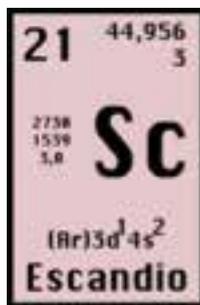
Entonces, una forma de representar esta información es:

$$Z = 13$$

$$A = 26.9815 \text{ aproximado a } 27$$

De manera que, si quieres localizar al elemento de número atómico $Z = 21$, lo único que tienes que hacer es ubicarlo por el número 21, siguiendo el orden en la tabla periódica y corresponde a Sc que es el elemento Escandio.

¿Cuántos protones tiene en su núcleo?, por definición $Z = \text{número de protones}$; entonces, si $Z = 21$, el elemento Escandio tiene 21 protones, y, como no tiene carga eléctrica, además puedes concluir y asegurar que también tiene 21 electrones.



Ahora tú.

Ubica en tu tabla periódica los siguientes elementos en base a Z (número atómico):

- a) 82
- b) 45
- c) 24
- d) 19
- e) 2

Veámoslo de otra forma. Ahora, indica Z para los siguientes elementos identificados por su signo.

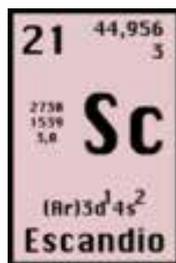
- a) Pb
- b) Zn
- c) Fe
- d) Nb
- e) Y

¿Qué es la masa atómica?,

Se define como $A = \text{protones} + \text{neutrones}$, entonces, masa atómica, es igual a la suma de protones + neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

Masa atómica $A = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones}$. Entonces, $A = p + n$

La masa atómica A , es el número que aparece en el lado derecho superior del signo de cada elemento. Entonces, volviendo al Sc, de $Z = 21$. $A = 44.956$, número que puedes aproximar a 2 cifras, por lo tanto = 45.



Ahora, ¿porqué A es mayor que Z ?.....

Porque $A =$ la suma de protones y neutrones que el elemento tiene en su núcleo, en tanto que $Z =$ número de protones en el núcleo o el número de electrones, cuando el elemento no tiene carga eléctrica.

Ejercitémonos, utilizando tu tabla periódica, ubica los siguientes elementos en base a su masa atómica (A)

- a) 55.847
- b) 10.811
- c) 32.064
- d) 180.948
- e) 79.909

Ahora, te doy el elemento, y me indicas su masa atómica, con tres cifras decimales y el número aproximado.

Recuerda que cuando aproximas, si el número es mayor a 5, y además tiene decimales mayores a 5, se aproxima al número inmediato superior.

Ejemplo: $5.565 = 5.6$ ó 6 .

$7.67 = 7.7$ u 8.0

- a) Zr
- b) Ba
- c) Mg
- d) N
- e) P

2. Identifica en tu tabla periódica, un elemento con número atómico igual a 81



Recuerda, el número atómico ayuda a clasificar el elemento en la tabla, también indica el número de protones y / o electrones cuando el elemento no tiene carga. Entonces, lo que debes hacer es buscar a qué elemento corresponde el 81, y el elemento es Talio.

81	284,37 1,3
1457 303 11,85	Tl
(Re)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	Talio



3. Identifica el elemento cuya masa atómica es 55.847, (aproximado a 56). Encuentra el número de protones.

Sabemos que $A = p + n$; $56 = p + n$. No tenemos más información, por lo tanto nos vamos a la tabla periódica e investigamos qué elemento tiene como masa atómica un número igual o aproximado a 56. Encontramos: 55.847, corresponde a el elemento Fe con $Z = 26$. Sabemos que $Z = \#$ protones y/o electrones cuando no tiene carga. Entonces, el $\#$ de protones = 26



Recuerda

Isótopos son átomos del mismo elemento que se diferencian por su masa. Los átomos de un mismo elemento tienen igual número de protones, por lo tanto la diferencia en masa proviene de un número distinto de neutrones.

Todos los elementos tienen isótopos, y los isótopos tienen muchos usos en la vida actual.

6	12,01115
4830	2, ±4
3727	C
2,26	$1s^2 2s^2 2p^2$
Carbono	

Ejemplo: Carbono y sus isótopos conocidos, C^{12} , C^{13} , C^{14} . El Carbono tiene un peso o número atómico (Z) igual a 6, es decir, tiene 6 protones en su núcleo.

Su masa atómica (A) es igual a 12.

Masa atómica (A) = p + n

Entonces, tomando por ejemplo el C^{12} , Masa atómica (A) = 12 (protones + neutrones);
Peso atómico (Z) es igual al número de protones, = 6;

Si, $A = p + n$; $Z = p$. Entonces, $n = A - p$ Estamos despejando como en una ecuación.

$n = 12 - 6$; $n = 6$.

C^{13} $Z = 6$; $A = 13$. Entonces, $n = 13 - 6 = 7$

C^{14} : $Z = 6$; $A = 14$. Entonces, $n = 14 - 6 = 8$

Los isótopos de un elemento tienen las mismas propiedades químicas, la radiación que emite cada uno de ellos permite su uso en imágenes médicas, medición de medicamentos, funcionamiento de órganos, como el cerebro, anomalías cardíacas, crecimientos anormales de células cancerosas, entre otros.

Uso de isótopos en el mundo actual:

- Radioterapia y radiaciones que permiten la destrucción dirigida de células cancerosas.



- Esterilización por radiación para destruir en frío microorganismos (m.o) como bacterias, hongos, virus.
- Protección de obras de arte, utilizando rayos gama, permite eliminar hongos, larvas, insectos, etc. que se encuentran en el interior de cuadros, por ejemplo.
- Producción de electricidad, a través de las reacciones en cadena de la fisión o rotura del Uranio. Actualmente, en las centrales nucleares de Francia, y que producen por este método el 75% de la electricidad.



Un átomo con el mismo número de protones que de electrones es eléctricamente neutro.

Conclusión

Se define al átomo como la unidad fundamental y estructural de la materia.

Elemento es una sustancia pura formada por un mismo tipo de átomos.

La unión de dos o más elementos forma las moléculas.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento, que coinciden en su número de protones y son diferentes en su número de neutrones.

La masa o el peso promedio de un elemento se basa en el peso promedio de las masas de sus isótopos en unidades de masa (uma). Es decir, se calcula en base al % de la abundancia relativa de los isótopos del elemento multiplicado por las umas de cada isótopo.



Evaluación

Con la información arriba detallada, completa la siguiente tabla, utilizando como ayuda tu tabla periódica.

Elemento	Número Atómico	Masa Atómica	Z	A	P	N	e ⁻
Li							
K ⁺							
Cs							
Be							
Mg ⁺²							
B							
Cu							
As							
Cl ⁻							
Cd							

NOTA: Recuerda las siguientes equivalencias

$Z = p^+ = e^-$ cuando el elemento es neutro

P^+ = Número atómico = Z

e^- = Z - carga iónica

n = $A - Z$

Glosario

Átomo: Unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades.

Electrón: Partícula con carga negativa que orbita el núcleo del átomo.

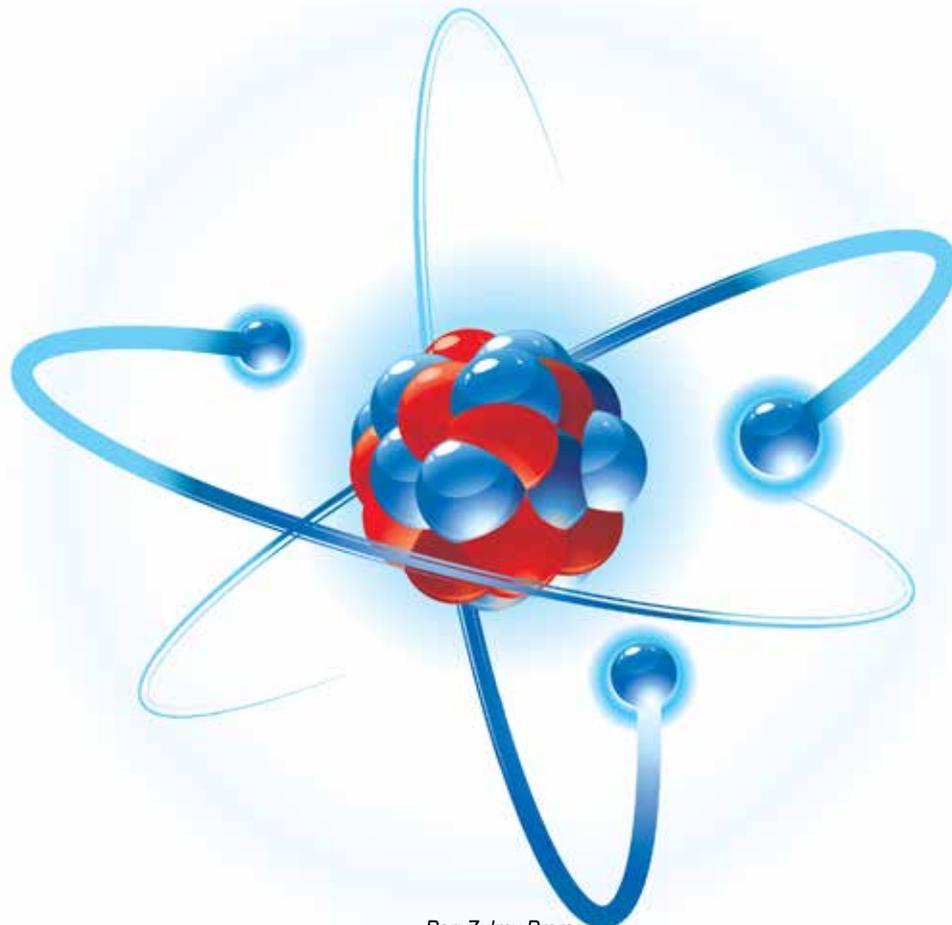
Isótopo: Átomos de un elemento con número de protones igual y número de neutrones diferentes.

Neutrón: Partícula que no tiene carga positiva ni negativa, pero que compone el núcleo del átomo junto a los protones.

Protón: Partícula que tiene carga positiva y que se encuentra en el núcleo del átomo.

Respuestas

Elemento	Número Atómico	Masa Atómica	Z	A	P	N	e ⁻
Li	3	6.941	3	7.0	3	7-3 = 4	3
K ⁺ **(Si el elemento tiene carga, quiere decir que hay presencia de electrones.)	19	39.098	19	39	19	39-19 = 20	P = e + (+/-) 19 = e + 1; e = 19-1 = 18
Cs	55	132.905	55	133	55	133-55 = 78	55
Be	4	9.0122	4	9	4	9-4 = 5	4
Mg ^{+2**}	12	24.305	12	24	12	24-12 = 12	12 = e + 2; e = 12-2 = 10
B	5	10.811	5	11	5	11-5 = 6	
Cu	29	63.54	29	63	29	63-29 = 34	29
As	33	74.922	33	75	33	75-33 = 42	33
Cl ^{-**}	17	35.453	17	35	17	35-17 = 18	17 = e - 1; e = 17+1 = 18
Cd	48	112.82	48	113	48	113-48	48



Por: Zulmy Prera
Palabras: 3,647
Imágenes: Depositphotos
Fuentes:

http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/temas/atomo/atomo_bohr.html

<http://www.slideshare.net/nanotechnology/espectro-atmico>

LA QUÍMICA. Rod O'Connor. Ed. TEC-CIEN, LTDA. 1976

QUÍMICA I. Un enfoque constructivista. Gabriela Pérez Aguirre, et al. Pearson Educación. 1 Ed. 2007