

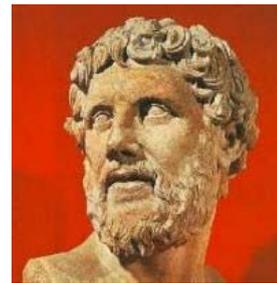
---

UD. 3 ÁTOMOS Y MOLÉCULAS. EL  
ENLACE QUÍMICO. LA TABLA  
PERIÓDICA

---

## TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

La idea de que la materia está formada por partículas discretas se remonta a los tiempos de la Antigua Grecia. En los escritos de Demócrito, un filósofo que vivió 400 años antes de nuestra era, se encuentra expuesta por primera vez de que la materia está constituida por pequeñas partículas indivisibles que él llamó átomos (átomo significa en griego, indivisible). Las ideas de Demócrito tuvieron sus detractores entre los que se encontraban Platón y Aristóteles. Debido a la influencia que estos dos filósofos ejercieron sobre el pensamiento humano, el concepto erróneo de que la materia se podía dividir sin límites prevaleció hasta comienzo del Siglo XIX.



**DEMÓCRITO DE ABDERA**

Entre 1803 y 1808, un modesto maestro de escuela de Manchester, John Dalton, publicó los resultados de sus investigaciones, recogidas en cuatro puntos que se conoce como teoría atómica de Dalton.

1. Toda la materia está compuesta de partículas indestructibles e indivisibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento son idénticos y tienen las mismas propiedades. La masa es una de sus propiedades y, por tanto, los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. Las masas de átomos de diferentes elementos son distintas.
3. Los átomos de dos o más elementos se combinan químicamente entre sí en proporciones fijas para dar compuestos, y lo hacen siempre en una relación de números enteros sencillos.
4. Cuando se produce una reacción química entre elementos, los átomos no se crean ni se destruyen, sino que se produce un reordenamiento de ellos.

La teoría atómica de Dalton constituyó una hipótesis de trabajo que ayudó al desarrollo posterior de la Química, aunque hoy sabemos que presenta fallos, ya que los átomos están formados por partículas subatómicas y que los átomos de un mismo elemento en muchos casos presentan masas distintas. Sin embargo, los postulados de Dalton pueden considerarse esencialmente correctos y son vitales para establecer la diferencia entre átomos y compuestos.



**JOHN DALTON**

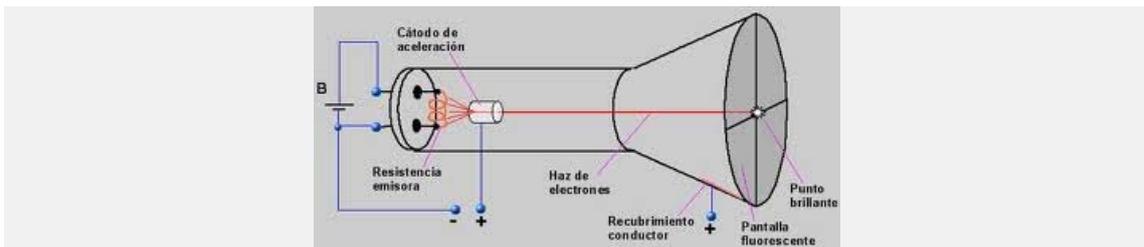
## NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA

Cuando se frota una varilla de plástico con un trozo de lana y se acerca a unos trocitos de papel, la varilla atrae a los trozos de papel. Actualmente sabemos que este comportamiento se debe a la presencia en la materia de dos tipos de cargas, positiva y negativa. Los cuerpos, normalmente son neutros, ya que tienen igual cantidad de carga de cada tipo. Lo que ocurre en estos fenómenos es que al frotar los cuerpos pueden adquirir carga positiva o negativa.

En la segunda mitad del Siglo XIX se llevaron a cabo una serie de experiencias que pusieron de manifiesto que dentro de la materia, y por lo tanto dentro del átomo hay cargas eléctricas.

#### a) Descubrimiento del electrón.

Los tubos de vacío son tubos de vidrio que contienen un gas a muy baja presión, en los que se introducen dos electrodos entre los que se aplica una diferencia de potencia (ddp) elevada. Al aplicar esta ddp, aparece un flujo de corriente del electrodo negativo, o cátodo, hasta el electrodo positivo o ánodo, donde choca con el vidrio que está junto a él, que tiene una capa de sulfuro de cinc, produciendo una luminiscencia. El alemán Goldstein llamó a estos rayos, rayos catódicos.



Diversos experimentos demostraron que:

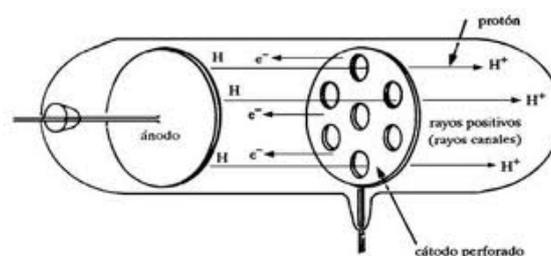
- Los rayos catódicos viajan siempre en línea recta, ya que un objeto colocado en su trayectoria, proyecta una sombra.
- Tienen masa, ya que pueden hacer girar una rueda de paletas colocada en su trayectoria.
- Tienen carga negativa, ya que se desvían en presencia de campos eléctricos y magnéticos.

Thomson determinó su relación carga/masa y era la misma independientemente del gas que estuviera encerrado en el tubo.

En 1909, Millikan determina la carga del electrón ( $1,602 \cdot 10^{-19}$  C) y su masa ( $9,1 \cdot 10^{-31}$  kg).

#### b) Descubrimiento del protón.

En 1886, Goldstein observa en un tubo de rayos catódicos con cátodo perforado, unos nuevos rayos que atravesaban los orificios del cátodo, y que viajaban hacia el electrodo negativo, es decir, en sentido opuesto a los rayos catódicos. Les llamó rayos canales.



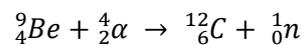
Los rayos canales se caracterizaban por:

- Se propagan en línea recta y son desviados por la acción de campos eléctricos y magnéticos, lo que demuestra que poseen carga, aunque de signo opuesto a la de los rayos catódicos.
- La relación carga/masa depende del gas encerrado en el tubo.
- Si el tubo contiene hidrógeno, la relación carga/masa es la más alta obtenida.

Thomson llamó a estas partículas protones. Su carga es igual a la del electrón, pero de signo positivo y su masa  $1,6 \cdot 10^{-27}$  kg, unas 1836 veces mayor que la del electrón.

### c) Descubrimiento del neutrón.

Posteriormente, en 1932, Chadwick, descubrió una tercera partícula, bombardeando berilio con partículas  $\alpha$  (núcleos de helio):



Su masa era aproximadamente igual a la del protón y no tenía carga.

Partícula	Masa (kg)	Carga (C)
<b>Electrón (e<sup>-</sup>)</b>	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$-1,6022 \cdot 10^{-19}$
<b>Protón (p<sup>+</sup>)</b>	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$+1.6022 \cdot 10^{-19}$
<b>Neutrón (n)</b>	$1,67 \cdot 10^{-27}$	0

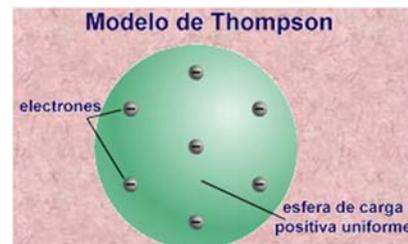
## MODELOS ATÓMICOS

Para interpretar la Naturaleza, hacemos uso de modelos. Un modelo es una construcción lógica que sirve para explicar las características o los hechos que se presentan. Así, para explicar la construcción de los átomos se propusieron diferentes modelos a lo largo de la Historia: desde el modelo de Dalton, el de Thomson, el de Rutherford o el de Bohr, hasta los actuales modelos cada vez más claros y completos. No se puede garantizar que ninguno de ellos sea correcto, lo más que se puede afirmar es que es el más adecuado en ese momento para la explicación de un fenómeno.

### a) Modelo de Thomson.

En 1904, Thomson sugirió un modelo que permitía encajar los recién descubiertos electrones dentro de un átomo eléctricamente neutro. Imaginó a los átomos como esferas macizas y uniformes de carga positiva neutralizada por los electrones, que estarían incrustados en ella (modelo del pudding de pasas).

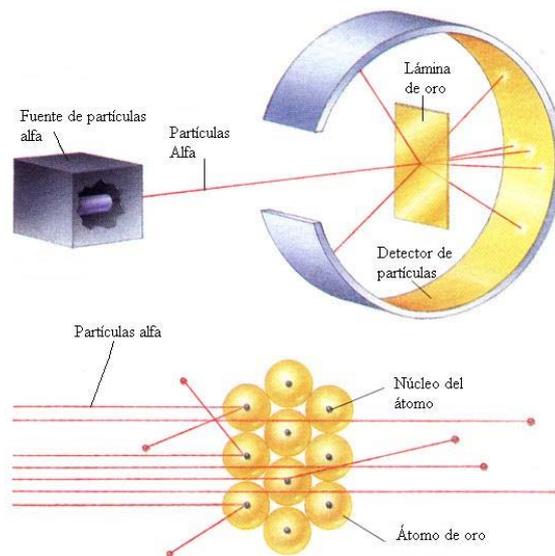
La adición de nuevos electrones dotaría al átomo de carga negativa mientras que la pérdida de ellos le proporcionaría carga positiva.



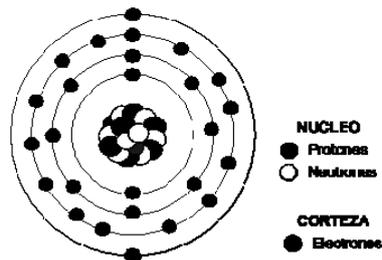
## b) Modelo de Rutherford.

En 1911, Rutherford realizó un experimento crucial para comprender la estructura interna del átomo. Bombardeó una delgadísima lámina de oro con partículas  $\alpha$ , producidas al desintegrarse algunos elementos radiactivos.

Observó que la mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina sin desviarse, mientras que unas pocas eran dispersadas, e incluso rebotadas. Dedujo de este experimento que los átomos están prácticamente vacíos y que la carga positiva se concentra en una zona reducida, mientras que los electrones se sitúan en la periferia.



Según Rutherford, el átomo tiene una parte central muy pequeña, positiva, llamada núcleo, en la que se concentra prácticamente toda su masa, alrededor del cual giran a gran velocidad los electrones con carga negativa, constituyendo la corteza del átomo. Como la corteza y el núcleo compensan sus cargas, positiva y negativa, el conjunto es neutro.



El modelo de Rutherford no era válido según las leyes de la Física, los electrones al girar, debían perder energía y caer finalmente sobre el núcleo, por lo que no sería estable.

## c) Modelo de Bohr.

En 1913, el físico danés Niels Bohr, colaborador de Rutherford propuso un nuevo modelo para solucionar el problema planteado. Para ello estableció los siguientes postulados:

1. El átomo está formado por un núcleo donde se encuentran los protones y los neutrones y una corteza donde se encuentran girando los electrones, tal como estableció el modelo de Rutherford.
2. El electrón sólo puede moverse en unas órbitas circulares determinadas, y mientras gira ni absorbe ni emite energía. La energía del electrón es mayor cuanto más alejada está la órbita.
3. Los electrones puede saltar de una órbita externa a otra interna emitiendo energía; o de una interna a otra externa cuando absorbe energía.

El modelo de Bohr permitió explicar los espectros de absorción y emisión de los elementos. Según este modelo los electrones de un átomo se distribuyen en capas o niveles de energía. Las capas o niveles de energía se representan mediante las letras K, L, M, N, O, P, etc. En la primera capa caben dos electrones; en la segunda capa, 8 electrones, y en general, para la capa  $n$ , la capacidad en cuanto a electrones es  $2n^2$ . Al número  $n$  se le denomina número cuántico principal.

CAPA	K	L	M	N	O
Nº electrones	2	8	18	32	50

En 1915, Sommerfeld, amplió el modelo de Bohr, introduciendo órbitas elípticas, de forma que cada capa se dividía a su vez en varias subcapas o subniveles.

d) Modelo atómico actual.

El modelo atómico actual se denomina mecano-cuántico y fue establecido por Edwin Schrödinger.

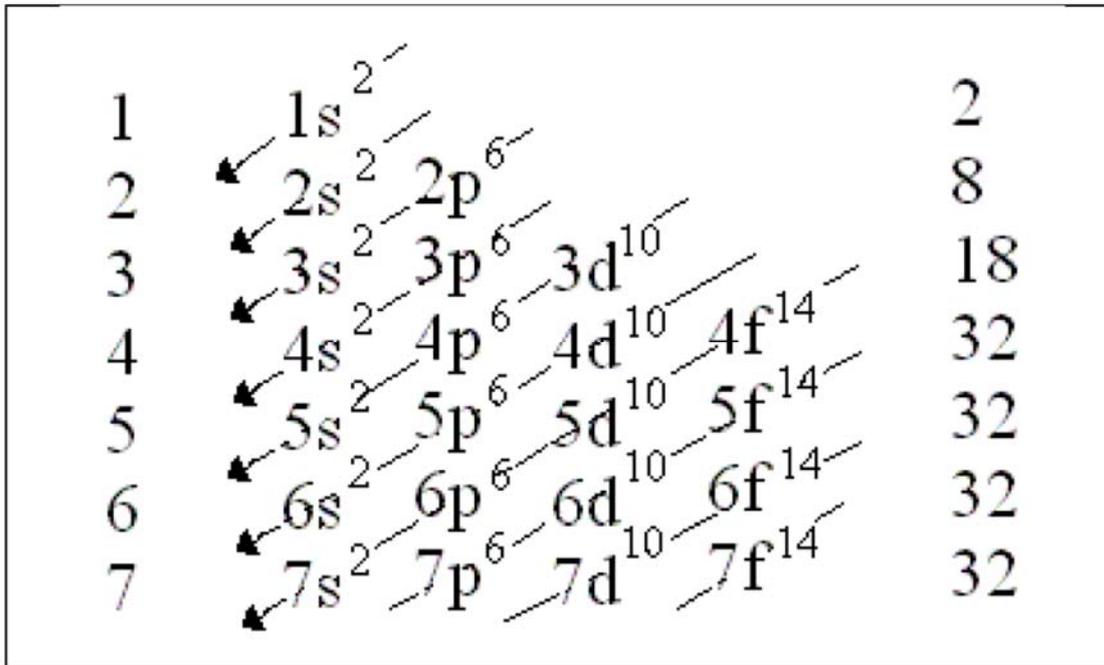
La diferencia más importante del modelo actual con el del átomo de Bohr es que sustituye la idea de que el electrón se sitúa en determinadas capas o niveles de energía por la probabilidad de encontrar al electrón en una cierta región del espacio, lo que se denomina orbital.

Un orbital es una región del espacio en la que existe una probabilidad máxima de encontrar al electrón.

Los orbitales se designan mediante las letras s, p, d, f, g.... En cada orbital caben como máximo dos electrones. Existe un orbital s por capa, tres orbitales p por capa, 5 orbitales d por capa y 7 orbitales f por capa. Por tanto;

- Los orbitales s podrán tener como máximo 2 electrones,  $s^2$ .
- Los orbitales p tendrán como máximo 6 electrones,  $p^6$ .
- Los orbitales d tendrán como máximo 10 electrones,  $d^{10}$ .
- Los orbitales f tendrán como máximo 14 electrones,  $f^{14}$ .

Se llama configuración electrónica a la distribución de los electrones en los diferentes orbitales. Para el llenado de orbitales se sigue la regla de ir llenando los orbitales de menor a mayor energía de los orbitales. Para ello se utiliza el diagrama de Moeller:



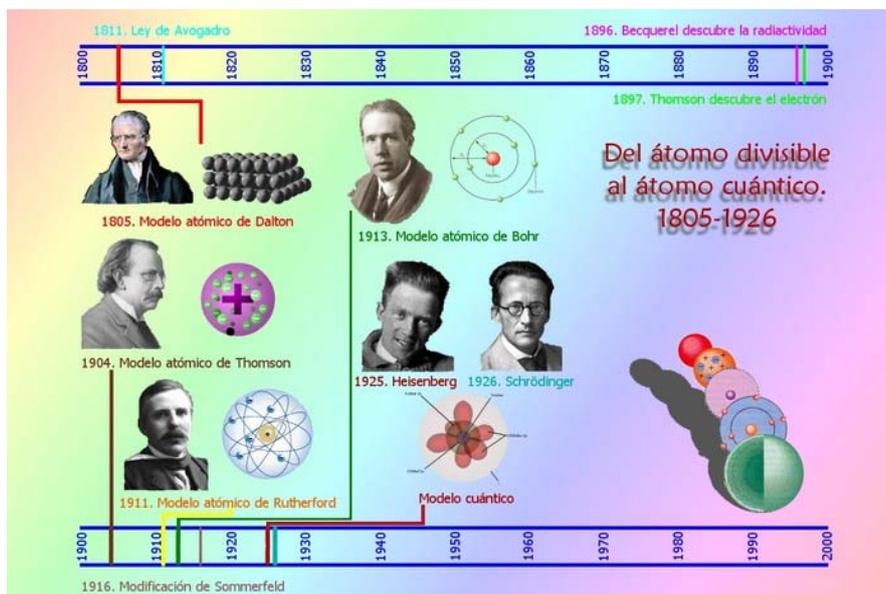
Por ejemplo, veamos la configuración electrónica de algunos elementos:

Ca (20 electrones):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

F (9 electrones):  $1s^2 2s^2 2p^5$

Mo (42 electrones):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

En la siguiente figura se resumen los diferentes modelos atómicos:



## NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATÓMICA

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene y no por su masa, aunque existe una relación directa entre ellas. Lo que distingue unos átomos de otros es el número de protones de su núcleo, que se denomina número atómico.

El número atómico ( $Z$ ) es el número de protones que tiene un átomo en su núcleo. Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número de protones y, por tanto, el mismo número atómico.

Como el átomo es neutro, el número de protones del núcleo y el de electrones de la corteza es el mismo. Por tanto, si conocemos el número atómico de un átomo, sabemos cuántos protones y electrones tiene, y de qué átomo se trata. Por ejemplo, si  $Z = 15$ , posee 15 protones y 15 electrones y se trata de un átomo de fósforo.

Además del número atómico, para cada átomo se define otro número, directamente relacionado con el número atómico.

El número másico ( $A$ ) es el número total de partículas que hay en el núcleo atómico, es decir, la suma de protones y neutrones.

$$A = Z + N$$

Así, por ejemplo, si un átomo tiene un número atómico de 18 y un número másico de 40, se deduce, que el número de protones es 18, el número de electrones, 18 y el número de neutrones ( $40 - 18$ ) = 22.

Forma de representar un átomo de un elemento



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ( $A = p + n$ )
- Z Número atómico ( $Z = p$ )

La masa atómica se mide en unidades de masa atómica ( $u$ ) que equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono que tiene 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones.

$$1 u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Uno de los postulados de la teoría atómica de Dalton afirma que todos los átomos de un mismo elemento son iguales en masa, pero se sabe que existen átomos del mismo elemento con diferente masa, lo que se conoce como isótopos.

Los isótopos son átomos de un mismo que tienen distinta masa atómica. Por tanto, se trata de elementos que tienen el mismo número atómico y diferente masa atómica, es decir, se diferencian en el número de neutrones.

Como cada elemento posee varios isótopos, se suele utilizar como valor de la masa de ese elemento la media ponderada de las masas de sus isótopos. Este valor de masa atómica promedio es el resultado de un cálculo y no se corresponde con la masa de ningún átomo individual. Se denomina también masa atómica relativa y se representa por  $A_r$ .

*Ejemplo.*

*El  ${}^6_3\text{Li}$  y  ${}^7_3\text{Li}$  son los dos isótopos naturales del litio con abundancia del 7.42% y 92.58%, respectivamente. ¿Cuál es la masa atómica del litio?*

$$A_r(\text{Li}) = \frac{6 \cdot 7.42 + 7 \cdot 92.58}{100} = 6.93 \text{ u}$$

## IONES

Es bastante frecuente que cuando los átomos de los distintos elementos químicos se combinan para formar un compuesto, lo hagan ganando o perdiendo electrones. Cuando esto sucede, los átomos dejan de ser neutros y pasan a tener carga: decimos que se convierten en iones.

- Cuando un átomo pierde electrones, adquiere carga positiva y se convierte en un ion positivo o catión.
- Cuando un átomo gana electrones, adquiere carga negativa y se convierte en un ion negativo o anión.

Por ejemplo, cuando el átomo de calcio forma compuestos, suele perder 2 electrones, y se convierte en un catión de carga +2.

	${}^{40}_{20}\text{Ca}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$
<b>Nombre</b>	Átomo de calcio	Catión calcio
<b>Z</b>	20	20
<b>A</b>	40	40
<b>Protones</b>	20	20
<b>Electrones</b>	20	18
<b>Neutrones</b>	20	20

Para representar los iones se indica la carga en un superíndice a la derecha de su símbolo. Primero se indica el signo y después el número de la carga. Cuando la carga es +1 o -1 se puede indicar sólo con el signo.

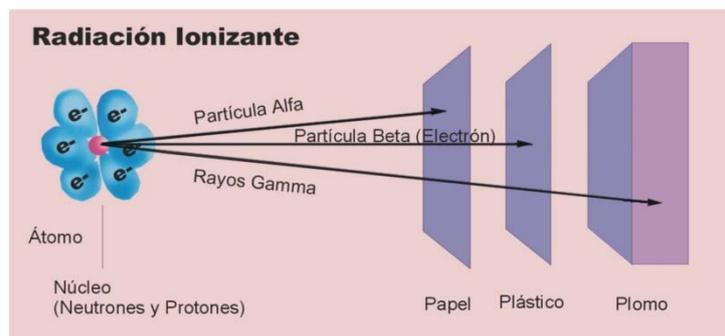
## RADIATIVIDAD

Los núcleos de los átomos de algunos elementos no son estables porque tienen un número de neutrones muy superior al de protones. Esto ocurre, sobre todo, a partir del elemento de número atómico 83 (el bismuto).

Los núcleos de estos elementos emiten partículas y radiaciones de forma espontánea hasta que consiguen estabilizarse. De esta forma los núcleos de los átomos de algunos elementos son capaces de transformarse en núcleos de átomos de otros elementos. Este fenómeno que tiene lugar en el núcleo de los átomos recibe el nombre de radiactividad.

Las partículas y las radiaciones que pueden ser emitidas como consecuencia de estas transformaciones son:

- Partículas alfa ( ${}^4_2\alpha$ ). Constan de dos protones y dos neutrones, con lo que su número másico es 4 y tienen carga positiva. Las partículas alfa son emitidas a gran velocidad, pero se frenan rápidamente en el aire y tienen escaso poder de penetración: unas cuantas hojas de papel son capaces de detenerlas.
- Partículas beta ( ${}^0_{-1}\beta$ ). Son electrones que se desplazan a gran velocidad. Tienen gran poder de penetración: son capaces de atravesar láminas de aluminio de hasta 5 mm de espesor. Las partículas beta son el resultado de la desintegración de un neutrón en un protón y un electrón.
- Partículas gamma ( $\gamma$ ). Son radiaciones de alta energía y no tienen carga. Se propagan a la velocidad de la luz. Son capaces de atravesar finas capas de metal y penetrar en el cuerpo de los animales, incluido el ser humano; sin embargo, son detenidos por láminas de plomo u hormigón de más de 25 mm de espesor.



Las principales aplicaciones de los isótopos radiactivos son:

- Fuente de energía. En las centrales nucleares se obtienen grandes cantidades de energía aprovechando la fisión de isótopos radiactivos de uranio y plutonio.
- Determinación de la antigüedad de hallazgos arqueológicos o históricos utilizando el carbono-14.
- Utilización como rastreadores en reacciones bioquímicas, para conocer cómo transcurren los mecanismos de dichas reacciones.
- En investigaciones forenses.
- En diagnósticos y tratamiento de algunas enfermedades de tipo cancerígeno.

El principal problema de los isótopos radiactivos es la generación de residuos. Los residuos que se generan son muy peligrosos. Pequeñas cantidades de residuo pueden emitir radiación peligrosa para la salud humana y son muy duraderos. Algunos siguen emitiendo radiación durante miles de años.

Los residuos radiactivos se clasifican en tres tipos:

- Los residuos de baja y media actividad, que son aquellos que dejan de ser peligrosos para la salud pasados unos 300 años.
- Los residuos de alta actividad proceden de restos de combustible de las centrales nucleares o del armamento nuclear. Tardan miles de años en dejar de ser nocivos para la salud.

### CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Los átomos dan lugar a dos tipos de sustancias:

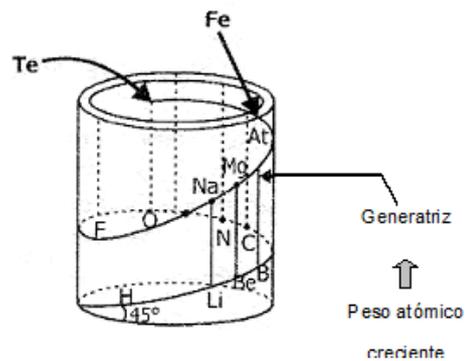
- Sustancias simples, que están formadas por un solo tipo de elementos.
- Compuestos, sustancias que resultan de la agrupación de átomos de distintos elementos.

Los elementos químicos que conocemos hoy se han ido descubriendo poco a poco a lo largo de la Historia. Hasta el año 1700, sólo se conocían 12 elementos, en 1830 se habían identificado 55. La mayoría se descubren durante el Siglo XIX; la lista se completa a lo largo del Siglo XX, y en 2009 están identificados 117 elementos, si bien los últimos son muy inestables.

Cuando empezó a aumentar el número de elementos conocidos, uno de los retos de los químicos fue clasificarlos agrupando aquellos que tienen propiedades comunes. El criterio de clasificación también ha ido cambiando a medida que se iban conociendo nuevas propiedades de los elementos.

- Hasta finales del Siglo XIX sólo se distinguía entre metales y no metales.
- En 1817, Döbereiner, observa que existen algunos grupos de tres elementos con propiedades parecidas (Ca, Sr, Ba), (Cl, Br, I). Además la masa atómica del elemento intermedio era aproximadamente igual a la media aritmética de las masas de los elementos de los extremos. Llamó a esta clasificación de las tríadas.

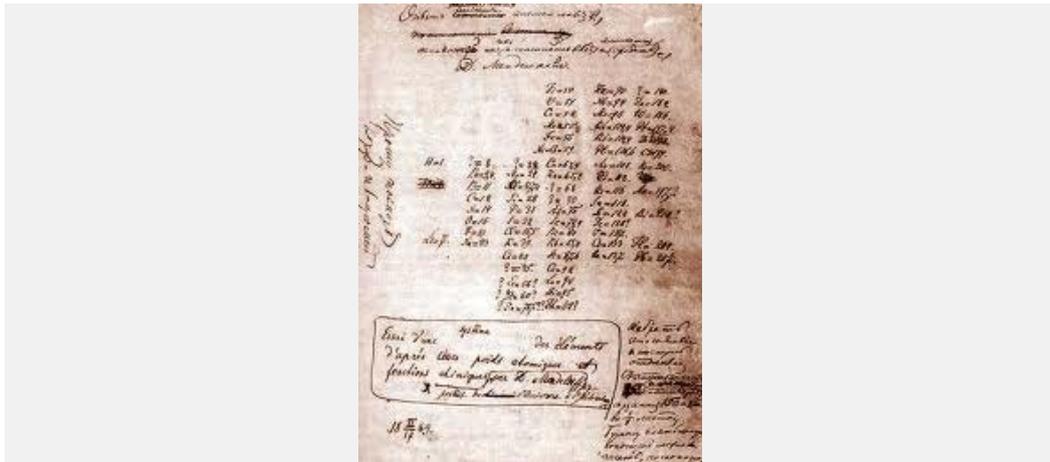
- En 1862, J. Chancourtois descubre que al colocar los elementos por orden de masas atómicas alrededor de un cilindro, formando una espiral (espiral telúrica), los elementos que estaban en la misma vertical tenían propiedades parecidas.



- En 1864, Newlands continúa el ordenamiento por orden de masa atómica y observa que las propiedades se repiten periódicamente cada 8 elementos. A estos grupos de 8 elementos les llamó octavas, por su parecido con la clasificación de las notas musicales.

${}^1_1\text{H}$	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$
${}^{19}_9\text{F}$	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$	${}^{52}_{24}\text{Cr}$	${}^{48}_{22}\text{Ti}$	${}^{55}_{25}\text{Mn}$	${}^{56}_{26}\text{Fe}$

- Entre 1869 y 1870, el ruso Dimitri Mendeleiev y el alemán Lothar Meyer llegan por separado a una clasificación parecida. A partir del orden en las masas atómicas colocan en una misma columna los elementos con propiedades parecidas estableciendo una tabla. La tabla actual que utilizamos se basa en la de Mendeleiev.



Mendeleiev introdujo unas mejoras importantes en su clasificación, dando prioridad a las propiedades:

- Cambió el orden de algunos elementos para que se situasen en la columna que les correspondía, según sus propiedades.
- Dejó huecos en la tabla y predijo que esos huecos correspondían a elementos aún no descubiertos y predijo las propiedades que debían tener. Cuando aún vivía, en 1875 se descubrió el Galio, en 1879, el escandio y en 1886 el Germanio y sus propiedades coincidían con las que él había predicho.

Con el descubrimiento de nuevos elementos se agregan nuevas columnas a la tabla de Mendeleiev (gases nobles y tierras raras).

### SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL

La clasificación periódica de los elementos actual se basa en la de Mendeleiev, estando los elementos ordenados según el número atómico creciente, lo que se debe a Moseley.

- En una misma columna están situados los elementos con propiedades físicas y químicas parecidas.
- En general, la masa atómica crece al ir avanzando en la tabla, salvo algunas excepciones (Ar-K, Co-Ni, Te-I).
- Las filas horizontales se denominan periodos y están numeradas del 1 al 7.
- Las columnas que contienen los elementos con propiedades parecidas se denominan grupos o familias y están numeradas del 1 al 18. Algunas de ellas tienen nombre propio.

Alcalinos	Alcalinotérreos	Metalos de transición	Metalos de transición internos
1	2	3	4
5	6	7	8
9	10	11	12
13	14	15	16
17	18	19	20
21	22	23	24
25	26	27	28
29	30	31	32
33	34	35	36
37	38	39	40
41	42	43	44
45	46	47	48
49	50	51	52
53	54	55	56
57	58	59	60
61	62	63	64
65	66	67	68
69	70	71	72
73	74	75	76
77	78	79	80
81	82	83	84
85	86	87	88
89	90	91	92
93	94	95	96
97	98	99	100

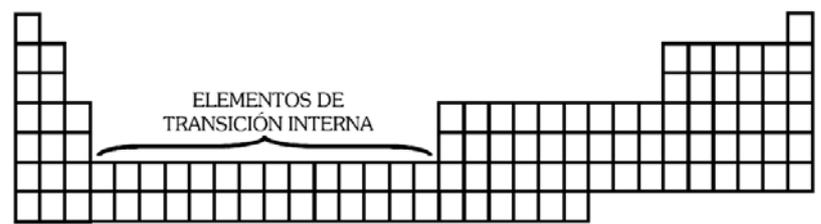
  

13	14	15	16	17	18
B	C	N	O	F	He

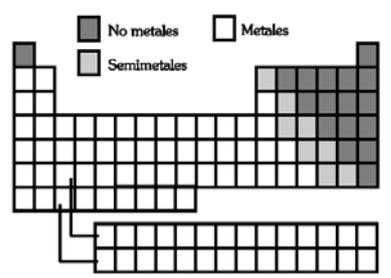
13: Térreos  
14: Carbonoideos  
15: Nitrogenoideos  
16: Anfígenos  
17: Halógenos  
18: Gases nobles

- Las dos filas de elementos que aparecen aisladas del resto de la tabla, están así por hacer la tabla más compacta. Si nos fijamos en el orden de número atómico, vemos que la primera de las filas (lantánidos) corresponde al periodo 6 a continuación del Lantano. La

fila de los actínidos corresponde al periodo 7 a continuación del Actinio. Los 28 elementos que componen las tierras raras o elementos de transición interna se consideran todos del Grupo 3.



- Cuanto más a la izquierda y debajo de la tabla, más acentuado es el carácter metálico de los elementos, mientras que cuanto más a la derecha y arriba de la tabla, mayor es el carácter no metálico. Existen elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales que se denominan semimetales.



- El hidrógeno no ocupa un lugar adecuado en la Tabla, pues sus propiedades no se parecen a la de ninguna de los elementos de los distintos grupos. Está situado en el Grupo 1 por tener solo un electrón.

### ENLACE QUÍMICO

En la Naturaleza son muy pocos los átomos que se encuentran libres o aislados, únicamente los átomos de los gases nobles como He, Ne, Ar, etc. se encuentran así. Los átomos suelen presentarse formando combinaciones o agrupaciones, para dar lugar a los millones de sustancias puras que conocemos. De esta manera consiguen una mayor estabilidad.

Los átomos se van a agrupar formando combinaciones más estables que los átomos individuales. Las uniones entre los átomos se denominan enlaces.

Los enlaces determinan las propiedades de las sustancias que forman y pueden ser de tres tipos: iónico, covalente y metálico.

Los átomos adquieren una estabilidad especial cuando tienen su última capa completa o con 8 electrones, es decir tienen el mismo número de electrones que el gas noble más cercano. Por tanto, cuando se unen entre sí tienden a adquirir esa configuración. Este hecho se denomina Regla del octeto.

Al tener su última capa completa, los gases nobles no se van a enlazar con otros átomos para formar compuestos químicos.

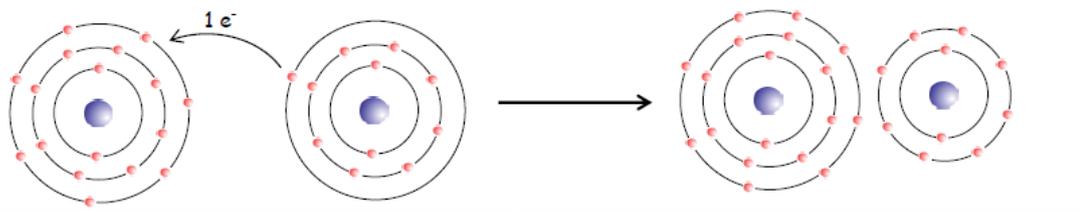
## a) Enlace iónico.

Los átomos pueden ganar o perder electrones para adquirir la configuración de gas noble. Cuando esto sucede los átomos se transforman en iones.

Para comprender en qué consiste el enlace iónico vamos a considerar como ejemplo la formación del cloruro de sodio o sal común.

El sodio ( $Z = 11$ ) tiene la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Cuando pierde un electrón, la nueva configuración corresponde al ion sodio,  $\text{Na}^+$ , que es la misma que la del gas noble Ar.

El cloro ( $Z = 17$ ) tiene la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Si gana un electrón, el cloro adquiere la configuración electrónica del Ne y se convierte en ion cloruro,  $\text{Cl}^-$ .

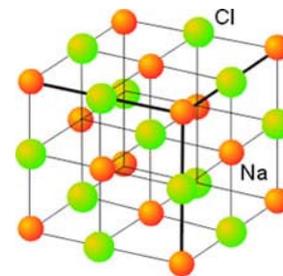


Es decir, el electrón que pierde el sodio puede captarlo el cloro, y una vez formados los iones, al ser de signos opuestos se van a atraer por fuerzas electrostáticas.

El enlace iónico se va a producir entre átomos que cedan fácilmente electrones, metales, y átomos que capten fácilmente dichos electrones, no metales.

Como las fuerzas electrostáticas se ejercen en todas las direcciones, los iones se unen y forman extensas redes en las que se alternan los iones de un signo con los de signo contrario, de manera que compensan sus cargas y dan lugar a una sustancia neutra.

Las sustancias iónicas tienen unas propiedades características, que son consecuencia de la estructura de la red iónica:

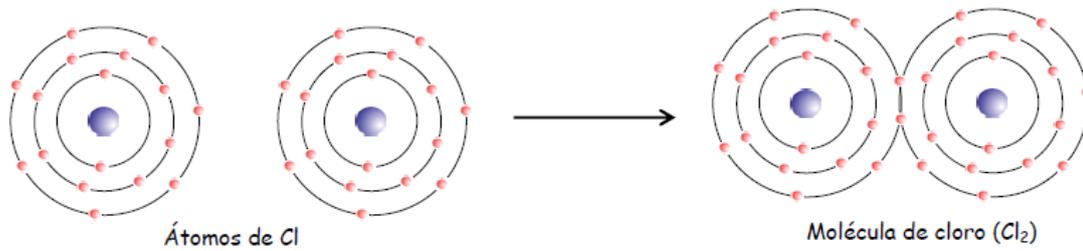


- Son sólidos cristalinos, es decir presentan una forma geométrica definida.
- Son frágiles. Se rompen con facilidad, pues cualquier deformación de la red de iones hacen que se descompensen las fuerzas eléctricas que la mantienen unida.
- Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- No conducen la electricidad en estado sólido, pero sí lo hacen cuando se encuentran fundidos o en disolución, ya que los iones se encuentran libres en este caso.

## b) Enlace covalente.

Además de formar iones, los átomos pueden adquirir estabilidad compartiendo electrones. Los enlaces que se forman de esta manera se denominan enlaces covalentes.

Por ejemplo, cuando dos átomos de cloro se acercan tienden a captar electrones para completar el octeto electrónico; como ninguno cede electrones fácilmente, los comparten.

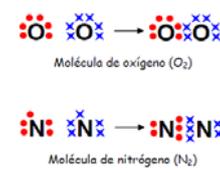


El enlace covalente se establece cuando los átomos que se unen comparten electrones. Se da entre átomos de no metales.

El enlace covalente se representa mediante diagramas de Lewis. Se representa el símbolo de cada elemento rodeado de puntos o cruces que representan los electrones de la última capa. Si los átomos comparten un par de electrones se denomina enlace covalente simple.



En algunos casos es necesario compartir dos pares de electrones o tres pares, lo que se denomina enlace covalente doble o triple, respectivamente.



Cuando los átomos se unen mediante enlaces covalentes, forman agrupaciones neutras que constituyen partículas independientes y reciben el nombre de moléculas.

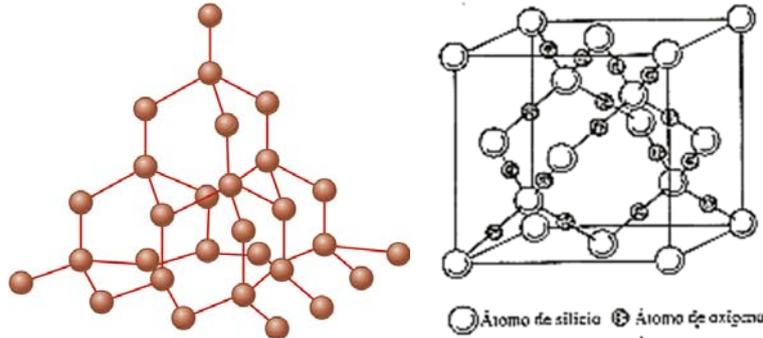
Una molécula es una agrupación neutra de átomos con entidad propia.

El tamaño de las moléculas es muy variable. Las hay de sólo dos átomos o diatómicas, como el oxígeno,  $O_2$ , nitrógeno,  $N_2$ , ácido clorhídrico,  $HCl$ , pero también existen moléculas gigantes, formadas por miles de átomos y que se denominan macromoléculas, y pueden ser naturales como el ADN o las proteínas, o artificiales, como los plásticos.

Las sustancias covalentes moleculares tienen las siguientes propiedades:

- Se presentan en los tres estados de agregación a temperatura ambiente.
- Si son sólidas suelen ser blandos y con bajos puntos de fusión.
- Su solubilidad en agua es variable, si bien en la mayoría de los casos es baja, siendo mayor en otro tipo de disolventes como acetona o tetracloruro de carbono.
- No conducen la electricidad.

En algunos casos se forman cristales covalentes, formados por átomos que se extienden en todas las direcciones, como es el caso del diamante o la sílice.

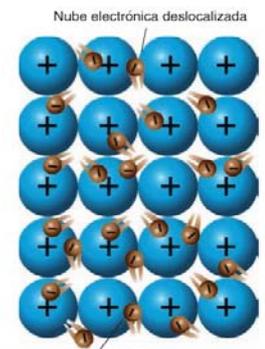


En estos casos:

- Son sólidos muy duros a temperatura ambiente.
- Los puntos de fusión son muy elevados.
- No conducen la electricidad.
- Son insolubles en agua.

c) Enlace metálico.

Es propio de los metales. Sus características son intermedias entre las del enlace iónico y las del covalente. Se forma una red tridimensional de iones, aunque en este caso se trata de cationes y los electrones procedentes de la formación de esos cationes son compartidos por todos los átomos que constituyen la red, evitándose de este modo la repulsión entre los iones del mismo signo.



Las principales propiedades del enlace metálico son:

- En su mayoría son sólidos cristalinos con altos puntos de fusión, como consecuencia de la gran estabilidad de la red. Sin embargo, existen metales líquidos como el mercurio o el francio.
- Se deforman sin romperse y forman hilos (ductilidad) o láminas (maleabilidad).
- Son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor, debido a la movilidad de los electrones en la red.
- Son insolubles en los disolventes habituales, si bien se oxidan por acción del oxígeno atmosférico.
- Pueden formar disoluciones entre ellos, lo que se denomina aleaciones.
- Presentan un brillo característico.

### TIPOS DE SUSTANCIAS SEGÚN SU ENLACE

	SUSTANCIAS IÓNICAS	SUSTANCIAS COVALENTES		METALES
Estructura	Red cristalina iónica formada por aniones y cationes.	Moléculas	Red cristalina atómica formada por átomos	Red cristalina formada por iones positivos.
Estado de agregación	Sólidos	Líquidos o gases	Sólidos	Sólidos, excepto Hg y Fr.
Punto de fusión	Elevado	Bajo	Muy elevado	Elevado, aunque puede variar de unos metales a otros.

Solubilidad	Soluble en agua	Insoluble en agua y solubles en otros disolventes como $Cl_4C$	Insoluble	Solubles entre sí en estado fundido formando aleaciones.
Conductividad eléctrica	En disolución o fundidos.	No	No	Sí
Ejemplos	Cloruro de sodio Bromuro de potasio	Agua, amoníaco, cloro, oxígeno.	Sílice, diamante.	Cobre, hierro, níquel

1. Señala a qué modelo atómico corresponde cada una de las siguientes frases:
  - a) Los electrones giran en órbitas circulares bien definidas.
  - b) Los electrones se encuentran en orbitales.
  - c) Los electrones giran en órbitas circulares.
  - d) Los átomos son indivisibles.
  - e) Los electrones emiten energía cuando pasan de una órbita externa a otra más interna.
  - f) Los electrones con más energía se encuentran en las órbitas más externas.
2. Un átomo de hierro contiene 26 protones, 26 electrones y 30 neutrones. Determina su número másico, su número atómico y su símbolo.
3. Calcula la masa en gramos de un átomo de calcio. ( $A = 40 \text{ u}$ )
4. Calcula la masa, expresada en el SI, de 200 átomos de oro, sabiendo que la masa atómica de un átomo es de 197 u.
5. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos: Ne, Si, Ti, Br y Kr.
6. Completa las siguientes frases:
  - a) Si un átomo tiene carga +3 y tiene 25 electrones su número atómico es\_\_\_\_\_.
  - b) Si un átomo tiene de carga -2 y tiene 15 electrones, su número atómico es\_\_\_\_\_.
  - c) Si un átomo es neutro y contiene 35 electrones, su número atómico es\_\_\_\_\_.
7. El cobre existe en la Naturaleza en dos isótopos de masas 63 u y 65 u. La abundancia relativa de cada uno es 69.09% y 30.91%, respectivamente. Calcula la masa atómica del cobre.
8. Sabiendo que la masa de la plata es de 107.87 u y que en la Naturaleza existe como mezcla de dos isótopos de masas 109 u y 107 u, calcula la abundancia relativa de cada uno de los isótopos.
9. La masa atómica del boro es 10.81 u. Si sabemos que tiene dos isótopos, uno de ellos de masa 10 u, con una abundancia del 19%. Calcula la masa atómica del segundo isótopo.
10. El litio tiene dos isótopos en la Tierra de masas 6 u y 7 u. Calcula la masa atómica relativa del litio.

11. El magnesio tiene tres isótopos estables en la Naturaleza. Se trata de  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  y  $^{26}\text{Mg}$ . Si sus abundancias relativas son respectivamente 78.7%, 10.1% y 11.2%, calcula su masa atómica relativa.
12. El neón tiene dos isótopos de masas 20 u y 22 u, siendo su masa atómica relativa de 20.02 u. Calcula la abundancia relativa de cada uno de los isótopos.
13. Contesta las siguientes cuestiones:  
 a) ¿Qué diferencia existe entre el modelo de Rutherford y el de Bohr?  
 b) ¿Qué es un orbital atómico?
14. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Símbolo
Bromo	35	80				
			4		5	Be
Hierro		56	26	23		
			16		16	S <sup>=</sup>
		27		10		Al <sup>3+</sup>
Iodo		127		54	74	
Cloro	17	35				

15. Dados los siguientes números atómicos, escribe la configuración electrónica, indica el grupo y el periodo al que pertenece el elemento. Escribe el grupo completo, señalando el elemento cuya configuración hemos realizado:
- Z= 37
  - Z= 29
  - Z= 14
  - Z= 2
  - Z= 16
16. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:
- Li (Z = 3)
  - Be (Z= 4)
  - B (Z = 5)
  - C (Z = 6)
  - N (Z = 7)
  - O (Z = 8)
  - F (Z = 9)
  - Ne (Z = 10)
  - P (Z = 15)
  - As (z = 33)
  - Al (Z = 13)
  - Ga (Z = 31)
17. Dados los átomos de número atómico Z = 17 y Z = 19, explica el tipo de enlace que presentarán y las propiedades del compuesto.

18. Explicar el tipo de enlace que mantienen estos elementos en las siguientes sustancias:

1. Oxígeno ( $O_2$ )
2. Diamante formado exclusivamente por carbono.
3. Cloruro de potasio (K Cl)
4. Lámina de estaño.

19. De entre las siguientes sustancias, NaCl, Al, diamante,  $H_2$  y hierro, indica:

- a) Cuáles se disuelven en agua.
- b) Cuál tendrá mayor punto de fusión.
- c) Cuál está formada por moléculas.
- d) Cuál conducirá la corriente eléctrica.

20. Completa la siguiente tabla:

Átomo	Número de $p^+$	Número de $n^e$	Z	A
C	6	8		
O			8	16
F		10	9	
Na	11			23
Cl		18		35
	4	5		
			2	4
		0	1	
	3			7
		6		11
N				15
Ne		10		
$Mg^{25}$				

21. Completa la siguiente tabla:

Ion	Número de $p^+$	Número de $e^-$	Carga eléctrica
$Mg^{+2}$	12		
$F^-$		10	

	19	18	
	16		- 2
		10	+ 3
Br <sup>-</sup>			
Na <sup>+</sup>			

22. Para un elemento cuyo símbolo nuclear el representado abajo, indica cual/es de las siguientes afirmaciones son correctas, indica por qué sabes que son correctas y corrige las erróneas:



1. Su número másico es 88.
2. Posee 226 protones.
3. Posee 138 electrones.
4. La suma del número de protones y electrones es 226.
5. La suma del número de protones y neutrones es 226.
6. Posee 88 electrones.
7. El número de protones es igual al número de neutrones.
8. El número de electrones es igual al número de neutrones.
9. El número de electrones es igual al número de protones.
10. El número de neutrones es igual a la mitad del número másico.
11. El número atómico se obtiene de restarle al número másico el número de neutrones.