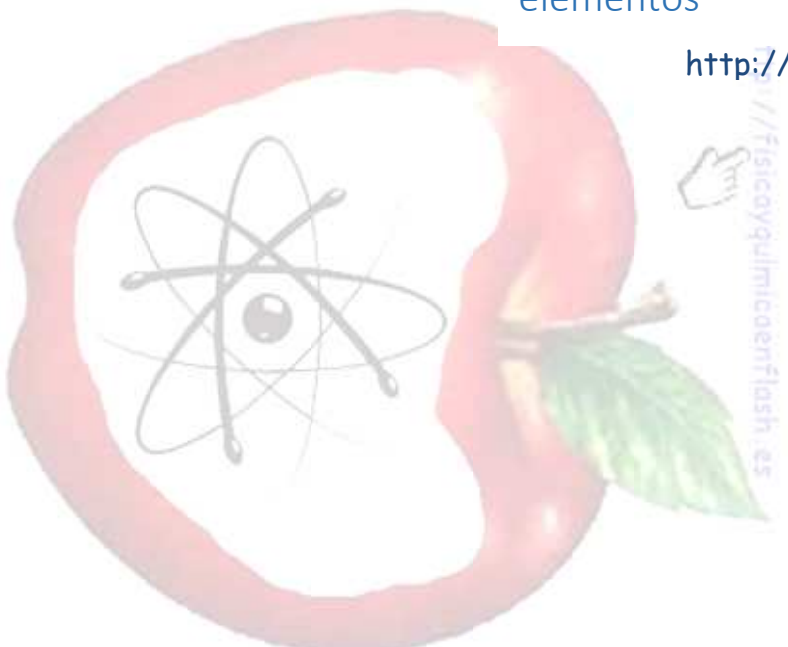


### Tema 3: Leyes ponderales, teorías atómicas, radiactividad y clasificación periódica de los elementos

<http://fisicayquimicaenflash.es>



Para ver el tema con animaciones <http://fisicayquimicaenflash.es>



## Elementos químicos y compuestos químicos

En el tema anterior se había visto que los sistemas podían tener composición constante o variable.

Los sistemas de composición variable se llaman mezclas.

Las mezclas son heterogéneas cuando se distinguen a simple vista sus componentes y homogéneas (disoluciones) cuando no se distinguen éstos.

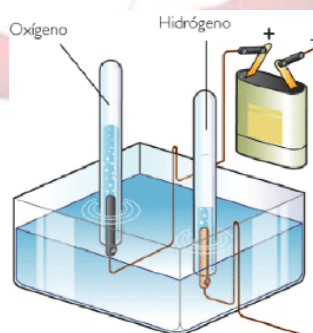
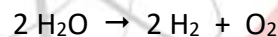
Un sistema homogéneo de composición constante es una sustancia pura. Pueden ser de dos tipos:

- Los elementos químicos que están formados por un solo tipo de átomos. Un elemento químico no puede descomponerse en sustancias más simples.



*Un ejemplo: supongamos que tenemos un trozo de cobre (Cu) o un poco de yodo (I<sub>2</sub>) o una bombona llena de oxígeno (O<sub>2</sub>). Por mucho que lo intente no podré separar del cobre, del yodo o del oxígeno ningún otro elemento. No puedo descomponerlo más.*

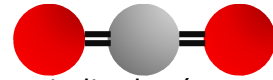
- Los compuestos químicos están formados por más de un tipo de átomos. Pueden separarse solamente utilizando métodos químicos.



*Otro ejemplo, si tengo agua en un recipiente puedo añadirle unas gotas de un ácido o de alguna sal y hacer pasar a través de la disolución una corriente eléctrica. Al cabo de un cierto tiempo habré recogido en un dispositivo como el de la figura una determinada cantidad de hidrógeno y otra (la mitad de volumen) de oxígeno. Es decir, el paso de la corriente eléctrica ha logrado descomponer el agua (H<sub>2</sub>O) en otros componentes más sencillos, oxígeno (O<sub>2</sub>) e hidrógeno (H<sub>2</sub>)*

Los elementos químicos se representan por un símbolo. Una letra mayúscula y en ocasiones una minúscula junto a ella.

*Nitrógeno N, hierro Fe*



Los compuestos químicos se representan por una fórmula que indica los átomos de los elementos que lo forman además de la proporción en que intervienen para formar una molécula. Ej: *Dióxido de carbono* **CO<sub>2</sub>**

La fórmula indica que la proporción de átomos de cada especie es (dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono)

Al final del tema hay un anexo en donde se explica cómo se formulan algunos compuestos químicos.

<http://fisicayquimicaenflash.es>

## Biografía

### Antoine Laurent de Lavoisier

A los 21 años termina los estudios de abogado pero su vocación son las Ciencias. Al año siguiente recibe un premio de la Academia de Ciencias por su estudio sobre la mejor forma de iluminar una ciudad. En 1773 publica su libro *Opuscules physiques et chimiques*. Poco después es capaz de descubrir que solamente una pequeña parte del aire es la que actúa sobre los metales También realiza otros estudios



sobre cuestiones prácticas como por ejemplo la forma de introducir mejoras en la fabricación de la salmuera. Esto le sirvió para ganarse un puesto como empleado en el Arsenal ya que este proceso era muy útil para fabricar pólvora. Con esto pudo empezar a montar su laboratorio pero más tarde y con el fin de aumentar sus ingresos para mejorar las posibles investigaciones y el laboratorio hizo una donación de dinero a la sociedad dedicada a recaudar impuestos (La Ferme) Esto junto con su enfrentamiento con Marat ya que se opuso a su ingreso en la Academia de las Ciencias por motivos estrictamente profesionales, le acabó costando la vida en 1894.

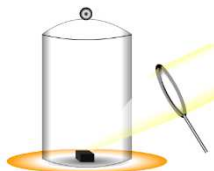
Sin embargo su principal aportación a la Química fue **la ley de conservación de la masa** gracias a la que se cuestiona la teoría del flogisto válida hasta ese momento. Parte de sus experiencias del alumbrado y comienza a calentar distintas sustancias en el aire. Cuando lo hace con metales obtiene unas sustancias que pesan más que lo que pesaba el propio metal. Luego hace lo mismo en una atmósfera estanca y comprueba que aunque el óxido pesa más que

el metal el conjunto sigue pesando lo mismo. Esto es el principio de una gran revolución en la Química pero no acaba ahí. Su interés en normalizar la nomenclatura de los compuestos químicos hace que escriba un libro titulado *Métodos de nomenclatura Química* en donde se exponen nuevos métodos sencillos y lógicos para nombrar los compuestos lo que, afortunadamente, fue asumido de forma casi inmediata por la mayoría de los químicos.

## Leyes ponderales

Las leyes ponderales son aquellas que hacen referencia a medidas de masa. No resulta difícil de entender que son éstas las primeras que surgen en la Química ya que entonces las medidas más fáciles de realizar eran las de masa.

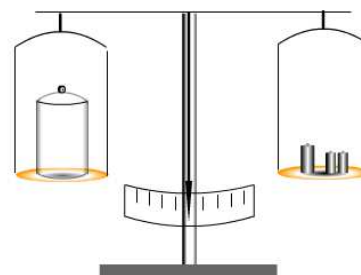
### Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier



Supongamos que en el recipiente de la figura, cerrado herméticamente, tenemos un trozo de carbón. Concentramos sobre él los rayos de Sol con una lupa con lo que logramos que éste comience a arder. De esta forma se combinará con el oxígeno del aire que contiene la campana formando dióxido de carbono. Si previamente hemos pesado la masa de la campana con el carbono en su interior y después de que se produzca el cambio químico volvemos a pesar aunque ya no veamos el carbono sólido, obtendremos el mismo resultado.

Esto se traduce en la ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier:

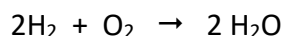
*La masa total de sustancias que se transforman y de las que se obtienen a lo largo de un cambio químico permanece constante.*



### Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

Esta ley establece que, cuando dos elementos químicos se combinan para formar el mismo compuesto sus masas lo hacen en una proporción constante.

Un ejemplo: Supongamos que el oxígeno se combina con el hidrógeno para formar agua.



Si reaccionan 32 gramos de oxígeno, lo harán con 4 gramos de hidrógeno...

Si reaccionan 16 gramos de oxígeno, lo harán con 2 gramos de hidrógeno...

Si reaccionan 8 gramos de oxígeno, lo harán con 1 gramo de hidrógeno...

Es decir la relación entre las masas que reacciona será:

$$\frac{32}{4} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1} = \dots$$

### John Dalton



Nace en 1766. Era hijo de gente muy humilde, un tejedor y una campesina. Cuando queda libre la plaza de maestro de su pueblo ocupa el puesto y, a los doce años, comienza a ejercer la profesión. Se trata de un auténtico autodidacta que hizo estudios sobre diversos temas siempre relacionados con la ciencia. Sus primeros conocimientos de Ciencias Naturales y de Matemáticas le llegaron a través de su maestro y de un adinerado de su pueblo que era aficionado a la meteorología.

Más tarde se trasladó con su hermano a Kendal, donde ejercieron como profesores ayudantes. De su afición a la meteorología derivan importantes aportaciones como el estudio que hizo sobre la formación de la lluvia en el que por primera vez demuestra que ésta se forma por un descenso de la temperatura y no por cambios de presión en la atmósfera. Además de su estudio de la meteorología procede su ley de las presiones parciales de los gases en una mezcla.

Aunque tuvo que trasladarse por la escasez de medios en un par de ocasiones nunca llegó a poder estudiar medicina pero sí hizo alguna aportación como el estudio del daltonismo, enfermedad que padecía el mismo.

### La teoría atómica de Dalton

La aportación más importante de Dalton fue la de establecer desde un punto de vista científico fue su teoría atómica. En ella Dalton presenta cuatro postulados que se justifican precisamente a través de las leyes ponderales que fueron enunciadas justamente antes de que él elaborase su teoría atómica. Se basa esta teoría en cuatro puntos:

1. Los elementos están constituidos por partículas materiales separadas e indestructibles (átomos).
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y todas las demás propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos tienen distinta masa y propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los "átomos" de un determinado compuesto son iguales en masa y en todas las demás propiedades.

La teoría atómica de Dalton puede explicar cada una de las leyes ponderales anteriores de la forma siguiente:

La teoría de Dalton justifica la ley de conservación de la materia. (Lavoisier)

*Supongamos que dos átomos de elementos diferentes se unen para formar otro "átomo" de otro compuesto. Dado que los átomos son indestructibles y su masa constante para un determinado elemento la masa del compuesto que se forma será la suma de las masas de los dos átomos que se combinan.*

La teoría de Dalton justifica la ley de las proporciones definidas. (Proust)

*Si dos átomos diferentes se combinan entre sí para formar un determinado compuesto sus masas están en la misma proporción que si lo hace cualquier número de átomos de las dos especies pues todos ellos tienen la misma masa.*

### Los modelos atómicos se van sucediendo

Los modelos en la Ciencia tratan de explicar una realidad que no se puede alcanzar más que basándose en la experimentación.

Hay un ejemplo muy ilustrativo:

Supongamos que unos marcianos observan desde lejos el reloj de una torre. Con un potente telescopio ven desde su nave que tiene dos flechas (agujas) que las dos giran. Una de ellas da una vuelta completa en una hora mientras que la otra tarda en hacerlo doce horas. Si los marcianos son listos, que lo serán para llegar desde tan lejos, pueden hacer un "modelo" que mediante una serie de engranajes explique cómo funciona el reloj. No es que ese modelo sea la realidad pero sí que podría explicarla.



Ahora se acercan más a Tierra y ven mejor el reloj. Resulta que tiene una aguja más que gira una vez cada minuto. El modelo elaborado antes ya no vale hay que sustituirlo por otro que integre una explicación para esa nueva aguja.

Si se acercan más y ven un número que solo se mueve cada 24 horas (fecha del calendario), una vez más tendrán que rehacer su modelo para intentar explicar el reloj.

¿El modelo es en realidad el reloj? No. Además para saber si es cierto tendrían que posarse en Tierra y verle las tripas, es decir, abrirlo. Pero los marcianos no pueden descender a Tierra porque no tienen bastante amoníaco para respirar en las reservas de sus trajes espaciales. Tienen que contentarse con ver el reloj desde fuera.

Eso mismo nos pasa a nosotros con el átomo. No podemos entrar en él en profundidad, lo más que podemos hacer es ir observando hechos experimentales y tratar de explicar los resultados a base de modelos.

Dalton elabora su modelo atómico basándose en las leyes ponderales de Lavoisier y Proust y en su modelo basta con un átomo indivisible e indestructible de masa igual y con el resto de las propiedades iguales para todos los átomos del mismo elemento.

## Modelo atómico de Thomson

El padre del electrón como se le llama en muchas ocasiones nació en un pequeño pueblo cerca de Manchester donde su padre ejercía como librero. Ya en los estudios de grado medio entró en contacto con la física experimental en el Owens College. Más tarde ingresa en la Universidad de Cambridge. Allí estudió Matemáticas pero pronto se pasó al campo de la Física en el Cavendish Laboratory donde pronto logró una cátedra de Física y poco después entró como miembro en la Royal Society de Londres.

En 1918 fue nombrado Master del Trinity College. En ese cargo, que ocupó hasta su muerte, pudo tratar a muchos jóvenes con intereses no científicos. Thomson demostró interés por muchas más cosas que por la ciencia. Se interesó en la política, las novelas, los dramas, el deporte universitario y en los aspectos no técnicos de la ciencia.

La aportación más importante de Thomson consistió en mejorar progresivamente la técnica de realizar el vacío, con lo que pudo llegar a la conclusión de que los rayos eran independientes de la naturaleza del gas de llenado de la ampolla y de la naturaleza de los electrodos que se colocaran en ella. La conclusión que le pareció evidente y que dio a conocer ahora hace cien años es que se trata de un flujo de corpúsculos que están presentes con su propia carga eléctrica en cualquier tipo de materia.

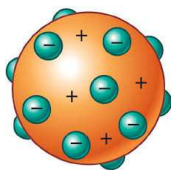
El hecho es que el premio Nobel que recibió en 1906 hace mención de sus méritos en la realización de trabajos decisivos en el estudio de la conductividad de los gases. Esto es absolutamente cierto y todos los que hayan trabajado en la medición de las radiaciones ionizantes mediante detectores llenos de gas son deudores de la obra ingente de Thomson y de sus sucesores.

La prueba más palpable de que J.J. Thomson debió de ser un profesor excelente, es que entre sus alumnos tiene siete premios Nobel.

Sir Joseph John Thomson murió en Cambridge el 30 de agosto de 1940.



Al cabo de un tiempo se descubre la existencia del electrón (J.J.Thomson) partícula que se puede extraer del átomo y que tiene carga negativa. Además su descubridor es capaz de calcular su carga y su masa. Lo mismo que les pasaba a los marcanos, ahora el científico debe sustituir el modelo anterior por otro que explique el fenómeno.



Es el propio **J.J. Thomson quien elabora un nuevo modelo atómico. Considera que el conjunto del átomo tiene carga positiva y en él se insertan los electrones en número suficiente para que el conjunto sea neutro.** Sería un equivalente a la forma en que se insertan las pasas en los bizcochos.



Cuando el átomo pierde algún electrón queda cargado positivamente (ión positivo o catión) y si lo gana adquiere carga negativa (ión negativo o anión)

Para ver el tema con animaciones <http://fisicayquimicaenflash.es>

**Rutherford**

Tras licenciarse, en 1893, en Christchurch (Nueva Zelanda), Ernest Rutherford se trasladó a la Universidad de Cambridge (1895) para trabajar como ayudante de J.J. Thomson. En 1898 fue nombrado catedrático de la Universidad McGill de Montreal, en Canadá. A su regreso al Reino Unido (1907) se incorporó a la docencia en la Universidad de Manchester, y en 1919 sucedió al propio Thomson como director del Cavendish Laboratory de la Universidad de Cambridge.

Por sus trabajos en el campo de la física atómica, Ernest Rutherford está considerado como uno de los padres de esta disciplina. Investigó también sobre la detección de las radiaciones electromagnéticas y sobre la ionización del aire producido por los rayos X. Estudió las emisiones radioactivas descubiertas por H. Becquerel, y logró clasificarlas en rayos

alfa, beta y gamma.

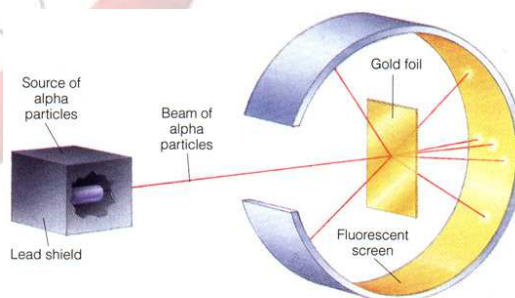
En 1902, en colaboración con F. Soddy, Rutherford formuló la teoría sobre la radioactividad natural asociada a las transformaciones espontáneas de los elementos. Colaboró con H. Geiger en el desarrollo del contador de radiaciones conocido como contador Geiger, y demostró (1908) que las partículas alfa son iones de helio (más exactamente, núcleos del átomo de helio) y, en 1911, describió un nuevo modelo atómico (modelo atómico de Rutherford).

Rutherford recibió el Premio Nobel de Química de 1908 en reconocimiento a sus investigaciones relativas a la desintegración de los elementos. Entre otros honores, fue elegido miembro (1903) y presidente (1925-1930) de la Royal Society de Londres y se le concedieron los títulos de sir (1914) y de barón Rutherford of Nelson (1931). A su muerte, sus restos mortales fueron inhumados en la abadía de Westminster.

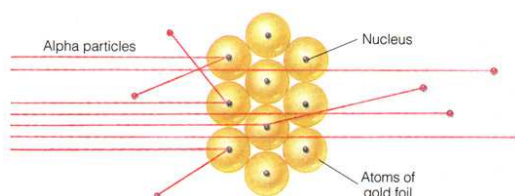
**Modelo atómico de Rutherford**

Un nuevo experimento demuestra que la mayor parte del átomo está vacía. El experimento consistía en bombardear una lámina muy fina de oro con partículas cargadas positivamente (partículas alfa).

La mayor parte de las partículas atravesaban el metal sin sufrir la más mínima desviación, algunas (pocas) se desviaban de su trayectoria y solo una de cada más de 10 000 salía rebotada en sentido contrario al de su movimiento. El dibujo representa el experimento realizado.

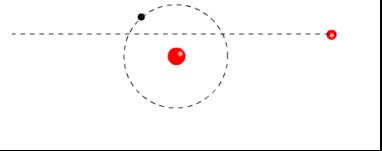
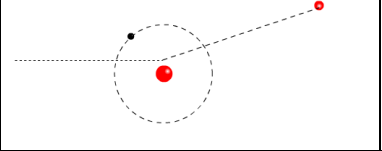
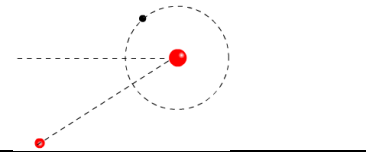


El modelo de Thomson debe ser sustituido por otro. Rutherford un neozelandés profesor en Manchester y aficionado al rugby, lo hace. Considera que el átomo está formado por un núcleo central positivo (razón por la que este es el primer modelo nuclear del átomo) cuyo volumen es muchísimo menor que el volumen del átomo (de 10 000 a 100 000 veces menor) y que contiene la casi totalidad de su masa. Alrededor del





núcleo estarían rotando los electrones (igual que si se tratara de un sistema planetario en miniatura).

		
<i>Alrededor del 90% de las partículas siguen este camino.</i>	<i>Solo un número alrededor del 10% se desvía así.</i>	<i>Es reflejada una de cada 10000 partículas.</i>

Imagina que el núcleo tiene una relación de tamaño con el átomo similar a la que tendría una bola de golf situada en el centro de un campo de fútbol de los grandes. Y que los electrones serían como mosquitos volando en el espacio del campo alrededor del núcleo. Ahora quita el campo y deja en ese volumen la bola de golf y los mosquitos. ¡La materia está casi vacía!

### El modelo nuclear del átomo

El átomo descrito por Rutherford consta de una parte central positiva (de un tamaño muy pequeño comparado con el del átomo completo) y, alrededor de ella, girando como lo hacen los planetas alrededor del Sol estarían los electrones. Éstos estarían en un número tal que el átomo en su conjunto sería neutro.



Pero, ¿qué hay en el núcleo? Aunque Rutherford predijo la existencia de partículas sin carga no se descubrió el neutrón hasta bastantes años más tarde. En resumen, en el núcleo hay dos tipos de partículas: protones (+) y neutrones (sin carga). En la corteza están los electrones.

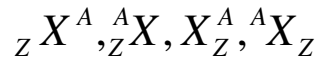
### Conceptos de número atómico, número másico e isótopo

El número de protones de un átomo se llama **número atómico** (se representa por la letra Z) y el número total de protones y neutrones en el núcleo se llama **número másico** (se representa por la letra A).

Cualquier átomo de un elemento determinado tiene el mismo número atómico. Por ejemplo el nitrógeno tiene de número atómico 7 y el oxígeno 8. Ningún átomo que tenga de número atómico 8 puede ser de otra cosa que de oxígeno y ningún átomo de oxígeno puede tener un número atómico diferente de 8.

No obstante puede haber átomos de un mismo elemento que tengan diferente número másico, se dice que son **isótopos** del mismo elemento.

Para representar un isótopo se hace en cualquiera de las siguientes formas:



Donde  $Z$  corresponde al número atómico (protones) y  $A$  al número másico (protones + neutrones).

Ejemplos de isótopos:  ${}_1^1H, {}_1^2H, {}_1^3H$ , son isótopos del hidrógeno se llaman: protio, deuterio y tritio respectivamente. En los tres el número de protones del núcleo es 1 mientras que el número de neutrones es 0, 1 y 2 respectivamente.

Como se ve entonces los isótopos corresponden a átomos del mismo elemento, todos ellos tienen igual número atómico ( $Z$ ) pero con distinto número másico.

De casi todos los elementos tenemos ejemplos, un caso interesante es el carbono (C) que presenta tres isótopos diferentes:  ${}_6^{12}C, {}_6^{13}C, {}_6^{14}C$  precisamente el último es muy útil a la hora de fijar la edad de restos arqueológicos.

### Concepto de masa atómica

La masa atómica es la masa de un átomo. Obviamente, cuando medimos algo, debemos elegir la unidad adecuada, lo decíamos en el primer tema. La unidad adecuada para medir la masa de un átomo no es el kg ni siquiera el gramo, un átomo tiene una masa muchísimo menor que esas unidades ¿entonces? Elegimos la *unidad de masa atómica (u)* que será la doceava parte de la masa del isótopo  ${}^{12}C$ . De esta forma se establecen las masas atómicas de los distintos elementos.

Pero, si es así, cómo podemos explicar que el Cl tenga una masa atómica de 35,45 que no es un número entero ni siquiera se le acerca. Pues la razón es que el cloro se presenta en dos formas isotópicas en la naturaleza  ${}^{35}Cl$  y  ${}^{37}Cl$  en proporciones de 75,77% la primera y 24,23% la segunda. Entonces la masa atómica del cloro será una media ponderada de los dos isótopos:

$$\frac{75,77 \times 35u + 24,23 \times 37u}{100} = 35,5u$$

## Ejercicios

1. Completa las tablas siguiente indicando en cada caso las leyes que aplicas:

Todas las masas están expresadas en gramos		
Nitrógeno (N <sub>2</sub> )	Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	Amoniaco (NH <sub>3</sub> )
14	3	
	6	
7		

Todas las masas están expresadas en gramos		
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	Agua (H <sub>2</sub> O)
16	2	
	6	
3,2		

Todas las masas están expresadas en gramos		
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	Carbono (C)	Dióxido de carbono (CO <sub>2</sub> )
16	6	
	3	
3,2		

Todas las masas están expresadas en gramos		
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	Hierro (Fe)	monóxido de hierro FeO
1,6	5,58	
	2,79	
3,2		

2. Completa la tabla siguiente:

	A	Z	protones	neutrones	electrones
${}^{40}_{20}\text{Ca}$					
${}^{37}_{17}\text{Cl}^{-}$					
${}^9_5\text{Li}^{+}$					
${}^{14}_7\text{N}$					
${}^{12}_6\text{C}$					

3. Calcula la masa atómica del boro (B) teniendo en cuenta que sus isótopos  $^{10}\text{B}$  y  $^{11}\text{B}$  están en una proporción de 19,1% y 80,9% respectivamente.
4. Calcula la masa atómica del carbono (C) teniendo en cuenta que está formado por los isótopos  $^{12}\text{C}$  y  $^{13}\text{C}$  en 98,93% y 1,07% respectivamente.

