

**TP N°11 - LA TEORÍA ATÓMICA - fecha de entrega 05/10/20**

1. Diferencie los siguientes términos :
  - Molécula y Átomo.
  - Cation y Anión.
2. ¿Qué plantea la teoría atómica? ¿Por qué tardó tantos años en ser aceptada?
3. ¿A que se llama elemento químico?
4. ¿En qué consiste la ley de proporciones definidas de Proust y la ley de proporciones múltiples de Dalton?
5. ¿Cómo surgió el concepto de peso atómico?
6. ¿Qué datos de los elementos químicos poseía la primera tabla de los elementos?  
¿Qué científico planteó esta idea y en qué se basó?
7. ¿Qué partículas subatómicas componen a los átomos?
8. Explique brevemente el modelo atómico actual.
9. ¿Por qué se dice que los átomos son eléctricamente neutros? ¿En qué condiciones dejan de serlo?
10. Defina el concepto de número Atómico (Z) y Número másico o Masa atómica (A).

# La teoría atómica

A esta altura del libro, y después de leer los capítulos anteriores, sabés que la composición de las sustancias puede expresarse a través de su fórmula química, y que dicha fórmula indica la proporción de cada uno de los **elementos** que las componen. Pero, ¿qué son los "elementos químicos"?

Cuando vimos la teoría cinético-molecular de la materia aprendimos que toda ella estaba formada por **partículas** o **corpúsculos** extremadamente pequeños, de allí que hablamos de su **naturaleza corpuscular**. Ahora bien, ¿qué son esos corpúsculos? Por el momento, diremos que son **moléculas**. Una molécula es la menor porción de una sustancia que puede encontrarse de manera libre y estable. (Más adelante veremos que los corpúsculos pueden ser también iones o partículas metálicas). Pero hay más: una molécula puede estar formada por uno o varios **átomos**. ¿Y por qué se llaman así? Hagamos un poco de historia...

Hace miles de años, los científicos todavía no existían y los hombres que se dedicaban a la ciencia eran los filósofos. Es más, la palabra *filosofía* significa "gusto por el conocimiento". Estos hombres se cuestionaban la realidad que los rodeaba, y se sentían profundamente intrigados por los materiales y las cosas de su entorno. Por esa razón, comenzaron a hacerse el siguiente planteo: cuando se parte una piedra, los fragmentos generados también son "piedras". Pero, ¿pueden seguir partiéndose infinitas veces, obteniendo pedazos de "piedra" cada vez más pequeños?

En una región que ahora es parte de Turquía, un filósofo llamado Leucipo y su discípulo Demócrito sostuvieron que, llegado un punto, los fragmentos de piedra ya no podían partirse más. Demócrito propuso llamar **átomo** a la porción de materia más pequeña que podía existir, porque esa palabra quiere decir "indivisible" en griego. Esa porción era tan, pero tan pequeña que resultaba imposible verla a simple vista (hoy sabemos que con un microscopio común tampoco se la podría ver). La teoría de Leucipo y Demócrito se conoció como **teoría atómica**.

Aunque esta teoría tan inteligente se formuló unos cuatrocientos años antes de Cristo, tardó casi dos mil años en

ser aceptada. La dificultad para aprobar la existencia de estos átomos surgía del hecho de que para sustentar las ideas que proponían, ¡los filósofos no hacían ninguna clase de experimentos!

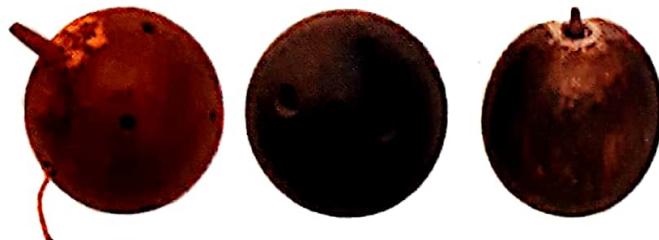
## Proporciones definidas

Hacia 1800, ya habían pasado unos trescientos años desde que la idea de "átomo" comenzara a ser aceptada. Para ese entonces, se habían descubierto unos 25 elementos químicos. ¿Qué eran? Sustancias que no podían descomponerse en otras: hierro, carbono, cobre, cinc, etcétera.

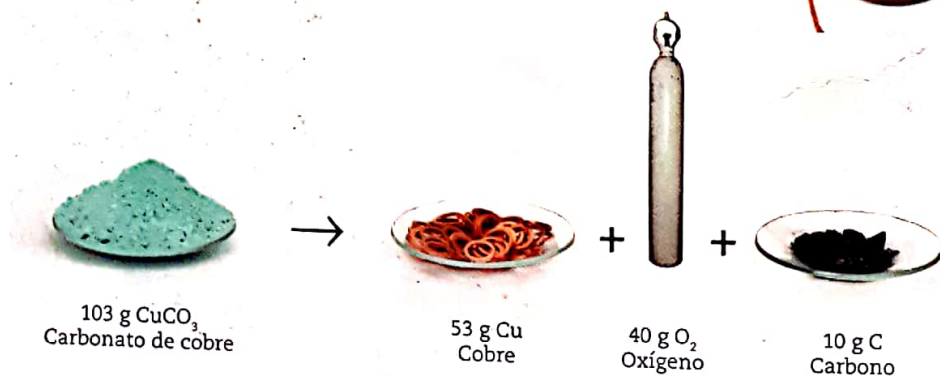
Fue entonces cuando un científico llamado Joseph L. Proust demostró, por ejemplo, que el carbonato de cobre ( $\text{CuCO}_3$ ) tiene siempre la misma proporción de los elementos que lo forman, cualquiera que sea la cantidad de sustancia que se analice. Así, cuando los elementos que constituyen el carbonato de cobre se separan, el cobre siempre representa el 51% de la masa total, el carbono, el 10% y el oxígeno, el 39%.

Con cada sustancia analizada pasaba lo mismo: las proporciones de los elementos que la formaban eran siempre las mismas, independientemente de dónde se había sacado la sustancia. Proust llamó a esto la **ley de las proporciones definidas**, que algunas veces se conoce como **ley de Proust**.

Unos pocos años después, un químico inglés llamado John Dalton reflató las ideas de Demócrito e interpretó esta ley: si la materia no estuviera formada por átomos, nada se opondría a que las sustancias se combinaran en cualquier cantidad. El hecho de que esto no suceda se debe a que cada átomo solo puede unirse a otro u otros en una cantidad fija en un compuesto determinado, ¡nunca con medio! ¿Por qué? Porque los átomos, según Dalton, eran indivisibles.



Modelos atómicos usados por Dalton para explicar la ley de Proust.



Según la ley de Proust, 103 g de carbonato de cobre se descomponen para dar 53 g de cobre, 40 g de oxígeno y 10 g de carbono.  
 $2 \text{CuCO}_3 \rightarrow 2 \text{Cu} + 3 \text{O}_2 + 2 \text{C}$



## Proporciones múltiples

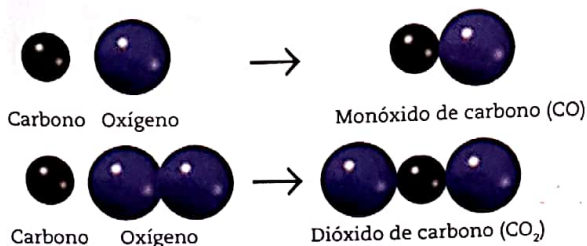
Las investigaciones del químico inglés no terminaron allí: Dalton también formuló la **ley de proporciones múltiples**, conocida también como **ley de Dalton**. Para ello experimentó con combinaciones de carbono y oxígeno y obtuvo dos gases. Al analizarlos, comprobó que tenían diferentes proporciones de masa de cada elemento: en la primera había siempre 27% de carbono y 73% de oxígeno; en la segunda, 43% de carbono y 57% de oxígeno. Había obtenido dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ). Así pudo demostrar que, en algunos casos, al combinar los mismos elementos se pueden obtener sustancias distintas.

Para interpretar lo ocurrido, aplicó la misma explicación que para la ley de Proust: el carbono podía combinarse con uno o dos átomos (pero nunca con medio). Entonces, las ideas de Dalton se adecuaban perfectamente a las de la teoría atómica.

**A** Hacé el intento de recalcular los porcentajes mencionados para las combinaciones de carbono y oxígeno. Para ello, utilizá las fórmulas químicas del monóxido y del dióxido de carbono. ¿Se puede? ¿Qué dato pensás que te hace falta?

## La composición del agua

Otro de los grandes descubrimientos de esa época fue el de la composición del agua. Cerca del año 1800, dos químicos ingleses llamados William Nicholson y Anthony Carlisle observaron que, al aplicar una corriente eléctrica al agua, aparecían gases distintos. Los "capturaron" y descubrieron que uno de ellos era hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y el otro era oxígeno ( $\text{O}_2$ ). Al medir sus volúmenes, encontraron que el del primero era el doble que el del segundo. Este procedimiento, que implicaba una corriente eléctrica para separar los componentes del agua, se denominó **electrólisis del agua** y sirvió para demostrar que la cantidad de moléculas de hidrógeno formado era el doble que las de oxígeno, lo que indicaba que la molécula de agua tiene dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno



El carbono y el oxígeno pueden formar monóxido de carbono o dióxido de carbono.

( $\text{H}_2\text{O}$ ). (En el capítulo 6 hablaremos de la corriente eléctrica).

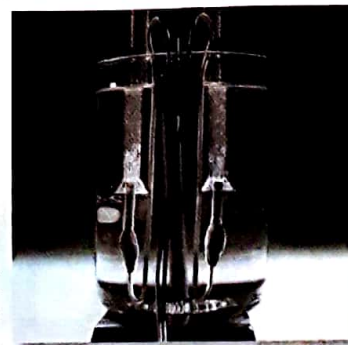
¿Y cuál fue la importancia de este experimento? Descubrir que los átomos de diferentes elementos tienen distinto peso. La deducción que hicieron fue la siguiente (recordá que nadie puede en forma práctica tomar un átomo y pesarlo porque es muy, pero muy pequeño):

- Por un lado, la proporción de elementos en el agua era de un 11,1% de masa para el hidrógeno y un 88,9% de masa para el oxígeno.
- Por el otro, había dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno, entonces cada átomo de hidrógeno contribuía en un 5,55% a esa proporción.

Para explicar esta diferencia de porcentajes solo había una posibilidad: que el átomo de oxígeno "pesara" aproximadamente 16 veces más en relación con el de hidrógeno, valor que resulta de dividir 88,9% por 5,55%. Así surgió el concepto de **peso atómico**.

**A** Si en una molécula de monóxido de carbono hay 43% de carbono y 57% de oxígeno y sabemos que este último pesa 16 veces más que el hidrógeno, ¿cuál es el peso atómico del carbono respecto del peso atómico del hidrógeno? ¿Cuál es el resultado si usás los porcentajes correspondientes al dióxido de carbono? ¡Hacé la prueba!

Muchos científicos trataron de emplear este procedimiento para aislar e identificar los componentes de otras sustancias. Para eso disolvían la sustancia en agua y aplicaban una corriente. ¿Te imaginás qué pasaba? ¡Aparecían hidrógeno y oxígeno! Por esa razón, en 1807 un químico inglés llamado Humphry Davy se propuso llevar a cabo la electrólisis sin agua: fundió las sustancias que estaba analizando y, cuando estuvieron en estado líquido, les aplicó la corriente. Con esa idea genial, consiguió identificar el elemento potasio (K), y tan solo unos días más tarde, el sodio (Na). ¿Te parece poco? Apenas un año después, consiguió aislar el magnesio (Mg), el estroncio (Sr) y el calcio (Ca)!



La electrólisis del agua permitió deducir cómo estaban compuestas las moléculas de este líquido.



# La primera tabla de elementos

Con todas estas ideas en la cabeza, los químicos de principios del siglo XIX se dedicaron a investigar las proporciones de los distintos elementos en muchas sustancias diferentes. El mismísimo John Dalton decidió buscar una manera de ordenar toda la información disponible y estableció una unidad arbitraria: el **peso atómico del hidrógeno** tendría valor 1 (uno); luego, el peso atómico de cada uno de los otros elementos conocidos se expresaría en función del peso del hidrógeno. Así, el peso atómico del oxígeno fue de aproximadamente 16, el del carbono, 12 y el del nitrógeno, 14. Asignándole un símbolo a cada elemento, confeccionó la primera **tabla de elementos**, en la que se resumían el nombre, el símbolo y el peso atómico de cada elemento conocido hasta el momento. ¡Cada elemento químico se diferenciaba, ahora, por su símbolo y su peso atómico!

Además, Dalton se propuso clasificar los tipos de moléculas posibles de acuerdo con el número de átomos que las formaban. Con esta idea, las clasificó en moléculas **binarias** (formadas por dos átomos), **ternarias** (por tres átomos), **cuaternarias** (por cuatro), **quinquenarias** (por cinco), **sextenarias** (por seis) y **septenarias** (por siete).

**A** Releé la clasificación de las moléculas que propuso Dalton y busca un ejemplo de moléculas de 2, 3, 4 y 5 átomos. Una ayudita: ¡vale mirar el capítulo anterior!

Symbol	Name	Atomic Weight
○	Hydrogen	1
◐	Azote	5
●	Carbon	5
○	Oxygen	7
◕	Phosphorus	9
⊕	Sulphur	13
⊖	Magnesia	20
⊗	Lime	24
⊘	Soda	28
⊙	Potash	42
⊕	Strontian	46
⊖	Barytes	68
⊗	Iron	56
⊘	Zinc	56
⊙	Copper	56
⊕	Lead	90
⊖	Silver	190
⊗	Gold	190
⊘	Platina	190
⊙	Mercury	167

## Partículas subatómicas

Después de aparecida esa primera tabla de elementos, se hizo evidente que hacía falta empezar a preguntarse por qué los átomos tenían distinto "peso" y propiedades físico-químicas. Por eso, fue necesario estudiar cómo estaban compuestos los átomos "por dentro". El problema era que suponer que los átomos podían partirse en fragmentos más pequeños iba en contra de la teoría atómica de Dalton, que los consideraba indivisibles!

Además, había un problema "extra": a los científicos les había costado muchísimo demostrar la existencia de los átomos, y no podían de ninguna manera aislarlos e identificarlos. Entonces, ¿cómo podían investigar el "interior" de los átomos? ¡Parecía imposible!

Sin embargo, luego de muchos años de experimentos y discusiones, se descubrió que efectivamente los átomos no eran las partículas más pequeñas que existían. Fueron necesarios muchísimos experimentos y miles de horas de estudiar los resultados para llegar a la conclusión de que todos los átomos están formados por **tres clases** de partículas diminutas, en diferentes proporciones según el elemento. Esas partículas se denominaron **partículas subatómicas** y son el **protón**, el **electrón** y el **neutrón**.

Algunos científicos trataron de convencer a otros de que estas partículas tan chicas eran en realidad los "átomos" indivisibles. Pero el término ya se usaba hacía muchos años, ¡y fue imposible cambiarlo! Por esa razón, aunque sabemos que los átomos se pueden dividir en fragmentos más pequeños, seguimos llamándolos así.

Nombre en inglés antiguo	Nombre en español
Hydrogen	Hidrógeno
Azote	Cloro
Carbon	Carbono
Oxygen	Oxígeno
Phosphorus	Fósforo
Sulphur	Azufre
Magnesia	Magnesio
Lime	Calcio
Soda	Sodio
Potash	Potasio
Strontian	Estroncio
Barytes	Bario
Iron	Hierro
Zinc	Cinc
Copper	Cobre
Lead	Plomo
Silver	Plata
Gold	Oro
Platina	Platino
Mercury	Mercurio

Tabla de los elementos de Dalton y nombres traducidos.



# Un modelo para el átomo

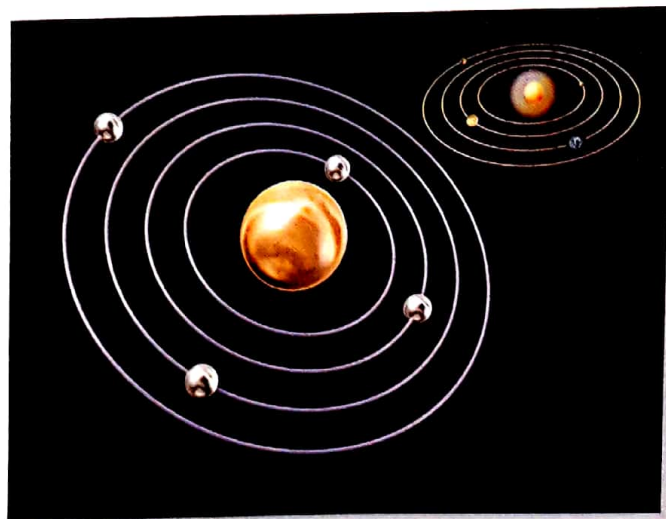
Durante muchos años, todos los científicos colaboraron para generar un **modelo** que representara la forma de un átomo. Pero, ¿para qué sirve un modelo? ¡Buena pregunta! Ese modelo tenía que ser una representación de los átomos que permitiera explicar varias cosas, entre ellas, los diferentes pesos moleculares y, como veremos enseguida, la existencia de iones cargados positiva y negativamente.

La primera representación de los átomos era muy sencilla, y con los años se fue perfeccionando a medida que progresaban la ciencia y la tecnología; en la actualidad, se trata de una representación muy completa y compleja, que no es tan fácil entender. Sin embargo, para estudiar química podemos emplear un modelo sencillo, que es el que vamos a describir a continuación. Este modelo se basa en los tres tipos de partículas subatómicas ya mencionadas, los protones, los neutrones y los electrones.

Los átomos de todos los elementos están formados por diferentes cantidades de protones, electrones y neutrones. Estas partículas subatómicas se combinan en distintas cantidades y, según esas cantidades, difieren las propiedades de los elementos resultantes.

## El núcleo: protones y neutrones

A partir de algunos experimentos muy interesantes que vamos a ver más adelante en este capítulo, se descubrió que los átomos tienen un centro llamado **núcleo**, alrededor del cual giran los electrones. Pero, ¿cómo está formado ese núcleo? Salvo en el caso de los átomos de hidrógeno, cuyo núcleo está constituido solo por un protón, el resto de los núcleos atómicos están compuestos por protones y neutrones, que forman una especie de "bola compacta". En algunos casos la cantidad de protones y neutrones es la misma y en otros es diferente.

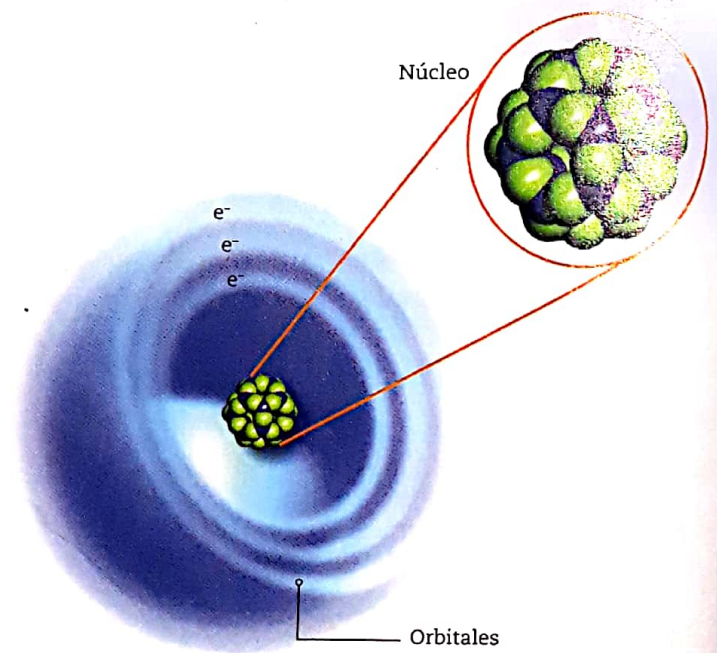


El modelo planetario del átomo se llama así por su similitud con el Sistema Solar.

## Los electrones

¿Y los electrones? Los electrones giran alrededor de ese núcleo a toda velocidad. Sin embargo, a pesar de que se mueven tan rápido, ¡nunca chocan entre sí! ¿Cómo puede ser? Cuando se estudió este movimiento se vio que era parecido al que realizan los planetas alrededor del Sol; por esa razón se dijo que los electrones se mueven en una "órbita" en torno al núcleo (**modelo planetario del átomo**). Hoy en día sabemos que esas órbitas son en realidad regiones u **orbitales** en las cuales es posible encontrar electrones.

¿Y qué ocurre cuando un átomo tiene muchos electrones? En nuestro **modelo atómico actual**, podemos imaginarnos (de manera muy simplificada) que los orbitales son como capas de una cebolla. Cuantos más electrones tiene, ¡más capas hay! Además, no todas tienen la misma cantidad de electrones. Sin embargo, la realidad parece ser mucho más complicada: a pesar de que nuestro modelo nos permite comprender muy bien los procesos químicos, se sabe que los orbitales tienen formas muy variadas: es como si los electrones, en lugar de dar vueltas en círculos, hicieran "ochos", espirales y formas mucho más raras. ¡Bastante difícil de imaginar!



Modelo atómico actual, muy simplificado. Los orbitales son regiones en el espacio en las que está "permitida" la circulación de electrones.



# Las propiedades de los átomos

Ahora que aprendiste una manera de representar la estructura de los átomos y cuáles son las partículas subatómicas que los componen, podemos revisar con una nueva perspectiva algunas ideas que aprendiste antes, entre ellas la definición de elemento químico.

## Átomos neutros y cargados

Los átomos son eléctricamente neutros. Sin embargo, en ciertas condiciones pueden adquirir carga positiva o carga negativa. ¿Qué significa esto?

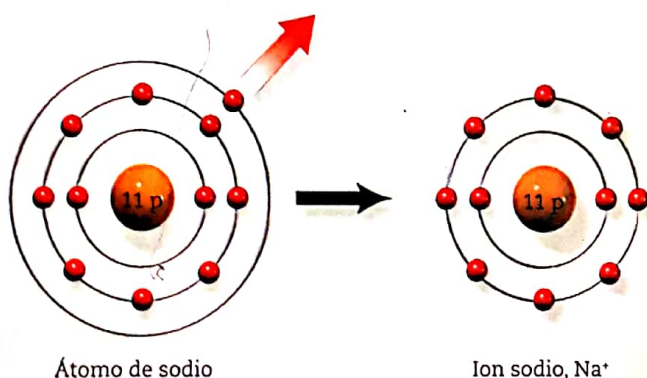
Hace ya bastante tiempo se descubrió que los electrones poseen carga negativa, mientras que los protones tienen carga positiva. Los neutrones, en cambio, se llaman así porque no poseen ninguna carga eléctrica, son neutros.

La carga eléctrica de un átomo, entonces, depende de la cantidad de electrones y protones que posea. Cuando dichas cantidades son iguales, el átomo no posee carga neta y es **neutro**. Cuando hay más electrones que protones, el átomo está **cargado negativamente**, y cuando el número de electrones es inferior al de protones, el átomo posee **carga positiva**.

Cuando un átomo o un grupo de átomos posee carga eléctrica, lo llamamos **ion**. De acuerdo con cuál sea la carga, podemos clasificar los iones en **aniones** (si poseen carga negativa) o **cationes** (si poseen carga positiva). Para indicar la carga empleamos el signo + o el signo - junto al nombre del o los átomos. Por ejemplo:

- Ion cloruro o anión cloruro:  $\text{Cl}^-$
- Ion sodio o catión sodio:  $\text{Na}^+$

¿Y cómo se forman los iones? Podemos simplificar el tema diciendo que los átomos "pierden" o "ganan" electrones: cuando un átomo pierde electrones, se **oxida**, mientras que si los gana, se **reduce**. Así, un átomo de hidrógeno neutro puede oxidarse (perder un electrón) y convertirse en un átomo de hidrógeno ionizado, es decir, un catión con una sola carga positiva ( $\text{H}^+$ ).



## El número atómico y el número másico

Aunque todas son partículas extremadamente pequeñas, una diferencia fundamental entre neutrones, protones y electrones es que los dos primeros son mucho más grandes que los electrones. Estos últimos son partículas tan, pero tan chiquitas que su masa es despreciable frente a la de los neutrones y protones. Por esa razón, la masa total de los átomos se debe fundamentalmente a la masa de los protones y los neutrones, es decir, a la masa del núcleo atómico.

Ahora estamos en condiciones de definir dos conceptos clave:

- **Número atómico:** es el número de protones presente en el núcleo de un átomo. Ese número es diferente según el elemento que se estudie (carbono, oxígeno, etc.). En la actualidad, este criterio se utiliza para definir **elemento químico**: todos los átomos que tienen el mismo número de protones (igual número atómico) corresponden al mismo elemento.
- **Número másico:** es la masa total que posee un átomo o **masa atómica**. Puede calcularse como la masa de los protones, sumada a la masa de los neutrones. Los electrones, por ser tan pequeños, casi no "aportan" masa al átomo. Este número es lo que al principio los químicos llamaban "peso atómico".

Entonces, ¿por qué Dalton había encontrado que el oxígeno "pesaba" 16 veces más que el hidrógeno? Lo que ocurre es que el núcleo de los átomos de hidrógeno está formado solo por 1 protón, mientras que los átomos de oxígeno poseen un núcleo con 8 protones y 8 neutrones.

- ▶ **A** Sabiendo que el número másico del carbono es 12 y el número atómico es 6, calcula cuántos protones y cuántos neutrones tiene el núcleo. Además, ¿cuántos electrones te parece que tendrá un átomo de carbono neutro?

