



# EL ÁTOMO

## TERCER CURSO DE ESO

### LOS ATOMISTAS

Un grupo de filósofos griegos, llamados atomistas, fueron los primeros en decir que al cortar la materia se acabaría llegando a unas porciones mínimas, que no se podrían dividir más. Estas pequeñas partículas fueron bautizadas por Demócrito como “átomos”. Literalmente, dicha palabra significa que no se puede cortar.

### TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

A principios del siglo XIX, el británico John Dalton recogió las ideas atomistas para explicar la estructura de la materia y estableció la primera teoría atómica moderna, basada en varios postulados:

- Los elementos están formados por partículas indivisibles, llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí y diferentes a los de otros elementos.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una cantidad fija.
- Las reacciones químicas consisten en una reordenación de los átomos de las sustancias que intervienen.

Responde los ejercicios 1 y 2 de la página 59 sobre la teoría atómica.

### NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA

Al frotar ciertos materiales, se observa que luego pueden dar lugar a fenómenos de atracción o de repulsión. Ello se justifica por medio de la “carga eléctrica”, una propiedad de la materia que puede adoptar dos formas, denominadas positiva y negativa, de modo que objetos cargados con el mismo tipo de carga se repelen y si se cargan con tipos distintos, se atraen.

Amplía tus conocimientos sobre la naturaleza eléctrica de la materia:

<http://www.computerhuesca.es/~fvalles/materia%20y%20carga/cargas.htm>

Resuelve los ejercicios 3 al 5 de la página 60 y el 1 de la página 74 sobre la naturaleza eléctrica de la materia.

## **ELECTRONES Y PROTONES**

Los experimentos de Thomson, a finales del siglo XIX, demostraron que la carga eléctrica reside en el átomo, que realmente no es indivisible y que está formado por dos tipos de partículas: unas son mayores, los protones, y están cargadas positivamente, y otras son mucho más pequeñas y están cargadas negativamente, los electrones.

Es interesante señalar que, a pesar de poseer masas muy diferentes, los protones y los electrones tienen la misma carga, si bien es de signo opuesto.

Realiza las actividades 7 y 8 de la página 61 y los ejercicios 2 y 3 de la página 74 sobre electrones y protones.

LA MATERIA POR DENTRO:

<http://www.librosvivos.net/smtc/homeTC.asp?TemaClave=1070>

## **MODELO ATÓMICO DE THOMSON**

Thomson halló que la parte positiva del átomo contiene una masa mucho mayor que la negativa, a pesar de que sus cargas son iguales y el átomo es eléctricamente neutro.

Para explicarlo, Thomson propuso un modelo donde el átomo era semejante a “un pastel de pasas”, constituido por una parte positiva en la que se hallan incrustados los electrones negativos, neutralizando su carga.

Este modelo explica perfectamente la electrización de un cuerpo, pues al frotarlo con otro, se pueden arrancar sus electrones, dejándolo cargado positivamente, mientras el otro objeto se carga negativamente, por el exceso de electrones.

Cuando un átomo gana un electrón se convierte en un ion negativo (anión) y cuando lo pierde se convierte en un ion positivo (catión).

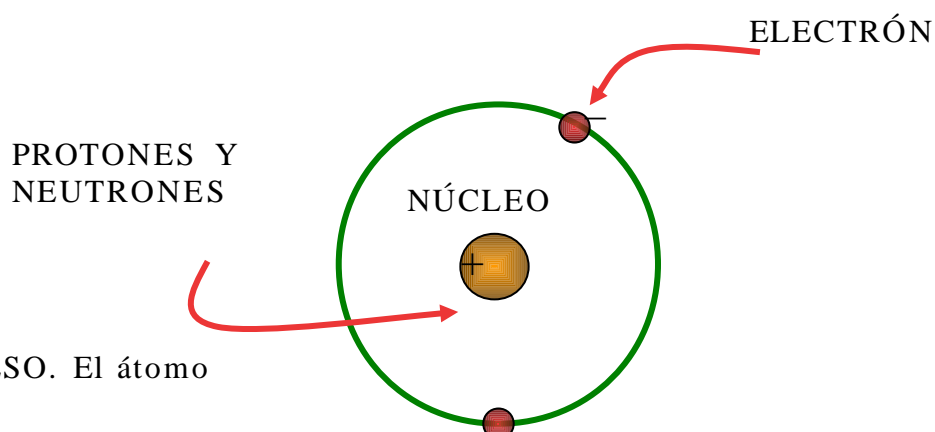
Responde los ejercicios 9 y 10 de la página 62, y el 4 y 5 de la página 74 sobre el modelo de Thomson.

## MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En 1911, el británico Ernest Rutherford realizó un famoso experimento al disparar partículas alfa, muy pequeñas y con carga positiva, sobre láminas metálicas. Encontró que la mayoría de ellas pasaban a través de la lámina, sin desviarse. Algunas se desviaban en determinadas direcciones y unas pocas rebotaban hacia atrás.

Rutherford interpretó estos hechos suponiendo que el átomo “contenía” mucho espacio vacío y afirmando que casi toda su masa se acumula en la zona central o núcleo, que posee carga positiva por hallarse allí los protones, mientras que los electrones negativos se mueven en la corteza, describiendo órbitas circulares alrededor del núcleo. Además, los átomos son neutros porque el número de electrones es igual al de protones.

Posteriormente, James Chadwick, descubrió que en el núcleo también existían unas partículas de tamaño ligeramente superior al protón, aunque sin carga eléctrica. Las denominó neutrones.



Realiza las actividades 11 y 12 de la página 64, y los ejercicios 6 y 7 de la página 74 sobre el modelo de Rutherford.

## IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

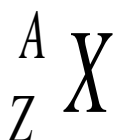
Los átomos se pueden identificar por su número atómico, es decir, el número de protones de su núcleo que coincide con el de electrones de su corteza. Se representa por Z.

Por otro lado, el número másico, designado por A, es la suma del número de protones y del número de neutrones de un átomo. Si llamamos N al número de neutrones, se cumplirá la relación:

$$A = Z + N$$

Sabemos que los átomos de un mismo elemento tienen todos el mismo valor de Z, sin embargo hay casi siempre distintas variedades, pues se diferencian en el número de neutrones. Así, el átomo más abundante de carbono en la naturaleza está formado por 6 protones, 6 electrones y 6 neutrones. No obstante hay otros dos tipos de átomos de carbono, uno tiene 6 protones, 6 electrones y 7 neutrones y el otro posee 6 protones, 6 electrones y 8 neutrones.

Llamamos isótopos a los átomos de un mismo elemento que se diferencian por el número de neutrones. Para representar simbólicamente a un isótopo se utiliza la siguiente notación:



X es el símbolo químico del elemento.

CONSTRUYE ÁTOMOS:

<http://www.pntic.mec.es/eos/MaterialesEducativos/mem2000/materia/web/index.htm>

ISÓTOPOS : <http://www.maloka.org/f2000/isotopes/>

Responde los ejercicios 13 y 14 de la página 65 y del 15 al 18 de la página 66, además del 8 al 13 de la página 74 sobre isótopos.

## **MASA ATÓMICA RELATIVA**

En un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza recibe el nombre de abundancia isotópica natural. La denominada masa atómica de un elemento es una media de las masas de sus isótopos naturales teniendo en cuenta a su abundancia relativa. Este cálculo se realiza de la siguiente forma:

- Se multiplica la abundancia relativa (%) de cada isótopo por su masa atómica.
- Se suman todos los resultados.
- Se divide por cien.

Como unidad de masa atómica se utiliza la doceava parte de la masa del átomo de carbono más abundante en la naturaleza, que equivale aproximadamente a la masa de un protón.

Realiza las actividades 19 y 20 de la página 67, y los ejercicios 14 a 17 de la página 74 sobre masas atómicas.

## **MODELO ATÓMICO DE BOHR**

El átomo de Rutherford es físicamente inestable, porque una carga que gira debe perder energía con el tiempo, de forma que el electrón acabaría cayendo sobre el núcleo, destruyéndose el átomo.

Por eso, surgió en 1913 un nuevo modelo, propuesto por el danés Niels Böhr, que realiza un tratamiento matemático más complejo, basado en la energía del electrón. La principal mejora en el modelo atómico radica en la existencia de capas o niveles de electrones en la corteza. Es decir, distribuye los electrones en unas pocas órbitas, con radios conocidos, de modo que los electrones saltan de unas a otras ganando o perdiendo energía.

### **MODELO DE BÖHR**

<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/bohr.html>

## **RADIATIVIDAD**

Algunos núcleos atómicos pueden sufrir transformaciones emitiendo determinadas radiaciones, llamadas alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) y gamma ( $\gamma$ ). En esto consiste el fenómeno de la radiactividad.

Los rayos  $\alpha$  son partículas formadas por dos protones y dos neutrones.

Los rayos  $\beta$  son electrones a alta velocidad.

Los rayos  $\gamma$  son energía, en forma de ondas electromagnéticas. Estos son los más peligrosos para el ser humano, pues pueden penetrar en el cuerpo y causar graves daños en las células. Sin embargo, son detenidos por el plomo o el hormigón.

La radiactividad tiene numerosas aplicaciones entre las que destaca su empleo como fuente de energía (energía nuclear) y como tratamientos médicos (radioterapia).