

¿Qué ocurriría si dividiésemos un trozo de hierro muchas veces? ¿Se podría dividir indefinidamente? Si pudiéramos ponernos unas gafas con muchísimos aumentos ¿Qué observaríamos?

Desde el siglo IV a.C., primero los filósofos y luego los científicos han intentado resolver estas preguntas y explicar porque cada materia tiene unas propiedades determinadas.

A lo largo de esta unidad haremos un estudio de las distintas teorías atómicas desde los griegos hasta nuestros días.

Módulo IV

Bloque VIII
Unidad 9

Índice

| | | |
|-----------|---|-----------|
| 1 | El átomo a través de la historia | 3 |
| 1.1 | Las primeras teorías atomistas | 3 |
| 2 | Teoría atómica de Dalton..... | 4 |
| 3 | Naturaleza eléctrica de la materia..... | 5 |
| 4 | Partículas que constituyen el átomo..... | 7 |
| 4.1 | Electrones..... | 7 |
| 4.2 | Protones | 7 |
| 4.3 | Neutrones | 8 |
| 5 | Modelo atómico de Thomson..... | 8 |
| 5.1 | Formación de iones | 9 |
| 6 | Modelo atómico de Rutherford | 9 |
| 7 | Número atómico y número másico | 10 |
| 8 | Masa atómica | 11 |
| 9 | Isótopos..... | 11 |
| 10 | Radiactividad | 12 |
| 11 | Radioisótopos..... | 13 |
| 11.1 | Aplicaciones de los isótopos radiactivos | 13 |
| 11.2 | Los residuos radiactivos | 14 |
| 12 | Modificaciones al modelo atómico de Rutherford..... | 15 |
| 13 | Configuración electrónica de los elementos..... | 15 |
| 14 | ¿Cómo se dibuja un átomo? | 16 |
| 15 | Concepto de elemento químico | 17 |
| 16 | El sistema periódico | 17 |
| 16.1 | Relación entre la configuración electrónica y su colocación en la tabla periódica | 19 |
| 17 | Elementos metálicos, no metálicos y gases nobles..... | 20 |
| | Actividades | 20 |
| | Soluciones a las actividades..... | 24 |
| | Bibliografía | 28 |

1 El átomo a través de la historia

¿Cómo es la materia?

1.1 Las primeras teorías atomistas

¿Qué ocurriría si dividiéramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar?

Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

De esta forma, se establecieron **dos teorías**:

1.-Teoría atomista. En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de **materia**. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de **átomos**, término que en griego significa “**que no se puede dividir**”. Las propiedades de la materia varían según como se agrupen los átomos.



La materia está formada por átomos.

<http://www.cidead.es/>

¿Qué significa que la materia es indivisible? Si tomas un trozo de hierro y lo divides sucesivamente en pedazos cada vez más diminutos, llegará un momento en el que obtendrás las partículas más pequeñas posibles con las propiedades del hierro, y, si sigues dividiendo dichas partículas, dejarán de ser hierro ya que se pierden las propiedades del mismo.

2.-Teoría continuista: Aristóteles rechazó la teoría atomista y estableció que la **materia** estaba formada por cuatro elementos: **tierra, agua, aire y fuego**. Gracias al prestigio que tenía, se mantuvo vigente en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años. Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia. Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.



La materia según la teoría continuista.

<http://www.cidead.es/>

2 Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

La teoría atómica de Dalton se basa en los siguientes enunciados:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas átomos.

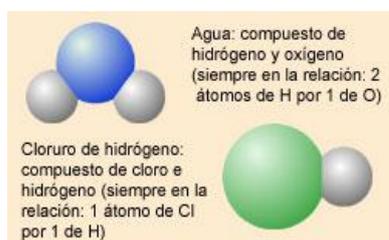


<http://www.cidead.es/>

2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.

Todos los átomos del elemento cobre son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos. Todos los átomos del elemento azufre son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos. Mira la imagen anterior

3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.

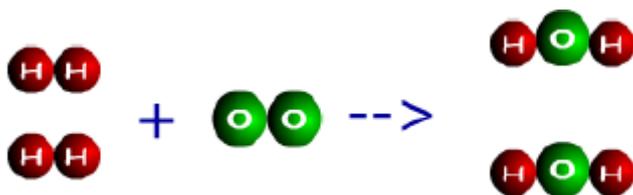


Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de 2 átomos del elemento Hidrógeno y 1 átomo del elemento Oxígeno.

Todas las moléculas del compuesto Cloruro de hidrógeno son iguales entre sí y están formadas por la unión de 1 átomo del elemento Hidrógeno y 1 átomo del elemento Cloro.

<http://www.gobiernodecanarias.org>

4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian, pero ninguno de ellos desaparece ni se transforma. En la reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene

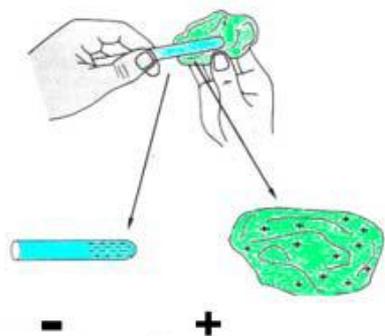


Reacción de formación del agua. <http://www.cidead.es/>

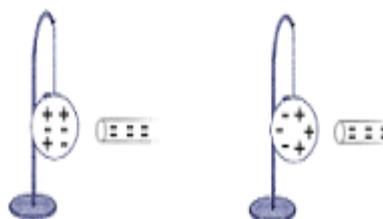
El modelo de Dalton coincide con las ideas de Demócrito al considerar ambos a los átomos como partículas indivisibles, sin embargo el modelo de Demócrito no se basa en hechos experimentales y el de Dalton sí.

3 Naturaleza eléctrica de la materia

En el siglo VII a.C. Tales de Mileto ya sabía que si se frotaban un trozo de ámbar y un paño, ambos eran capaces de atraer hacia la zona frotada pequeñas partículas o materiales muy ligeros (trocitos de papel). Los griegos llamaron a este fenómeno electricidad (de élekrón “ámbar”). Estos fenómenos pusieron de manifiesto la relación que existe entre materia y electricidad.



Electrización por frotamiento



Electrización por contacto

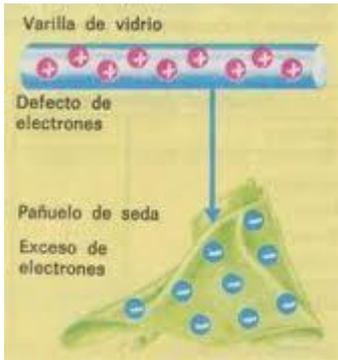
<http://contenidos.educarex.es>

Además de por frotamiento, la electrización de la materia puede producirse por otros métodos como el **contacto o la inducción**.

➤ **Electrización por contacto:**

Vamos a comprobarlo empleando un “péndulo eléctrico”, que consiste en una pequeña bola de corcho colgada de un hilo de seda muy fino. Observa las experiencias que se muestra a continuación:

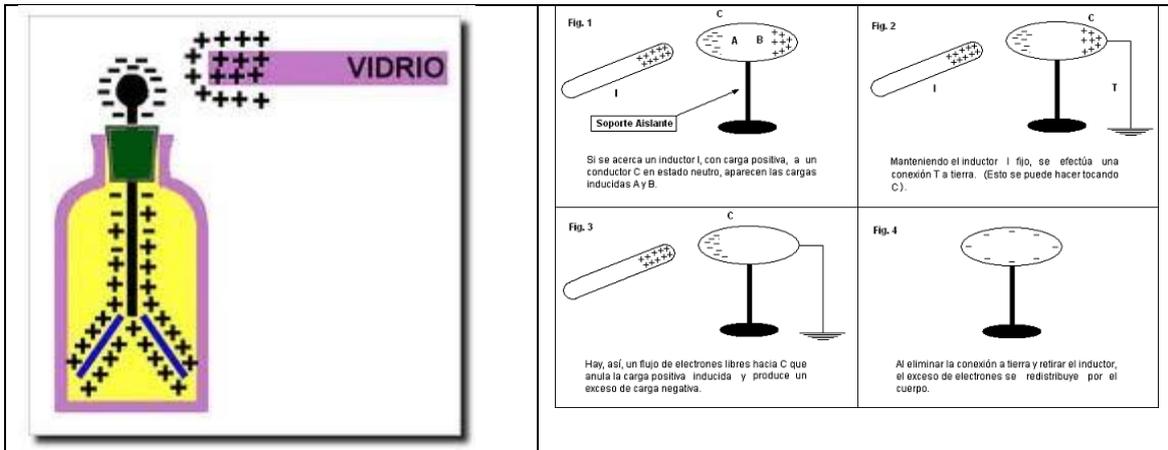
Al frotar una varilla de vidrio con un pañuelo de seda, la varilla atrae a la bola del péndulo, como se indica en la figura.



¿Cómo se justifica este fenómeno? La varilla cede cargas negativas a la seda, por lo que adquiere carga positiva e induce una carga negativa en la zona de la bola de corcho más próxima, que por ello es atraída.

Fuente: <http://id12a.wikispaces.com>

➤ **Electrización por inducción**



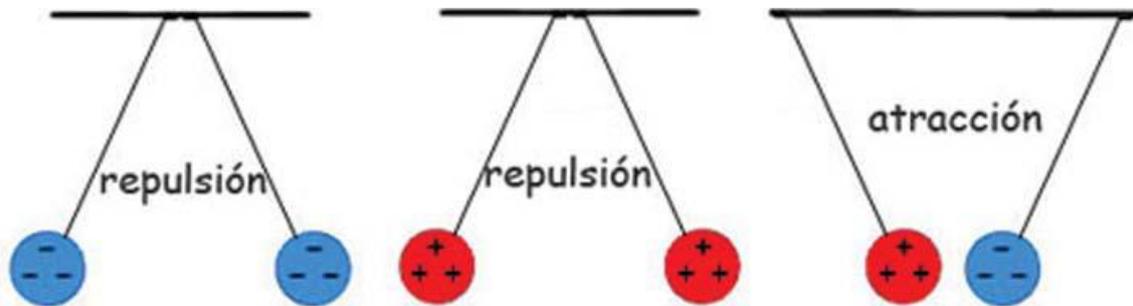
Fuente: <http://fisicadequintonaturales.blogspot.com.es>

Fuente: <http://e-ducativa.catedu.es>

Estos fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia que recibe el nombre de **carga eléctrica**.

Para justificarlos fenómenos eléctricos de atracción y de repulsión, se admite la existencia de dos tipos de cargas eléctricas, denominadas de manera arbitraria positiva la que adquiere la varilla de vidrio al frotarla con la seda, y **carga negativa**, como la adquirida por una varilla de plástico al frotarla con lana.

Las cargas de un mismo signo se repelen y las de signo contrario se atraen.



Repulsión de cuerpos con distinta carga.

Atracción de cuerpos con distinta carga.

<http://e-ducativa.catedu.es>

Estos fenómenos eléctricos son una manifestación de la presencia de cargas eléctricas, que provienen de las partículas que constituyen el átomo. La unidad de carga eléctrica en el Sistema Internacional de Unidades es el **culombio** (C).

Los fenómenos de **electrización** y el proceso de **electrólisis** pusieron de manifiesto que el átomo está formado por otras partículas elementales. Por tanto el **Modelo de átomo indivisible de Dalton dejó de ser válido para explicar estos fenómenos**.

4 Partículas que constituyen el átomo

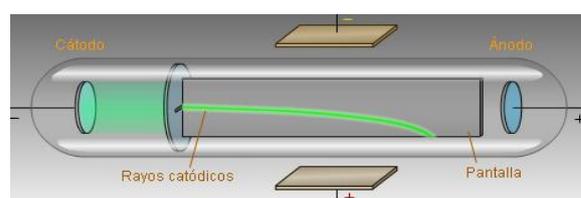
La teoría de Dalton fue útil para explicar el comportamiento de las sustancias en las transformaciones químicas, pero entre 1897 y 1932 tuvieron lugar descubrimientos que llevaron a pensar que el átomo no era indivisible, y estaba formado por una serie de **partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones**.

4.1 Electrones

En 1897, el físico británico **J.J. Thomson** investigaba la conducción de electricidad en tubos de descarga. Observó que al aplicar elevados voltajes, se producía una débil fluorescencia en la pared del tubo opuesta al electrodo negativo o cátodo. Esta fluorescencia se identificó como una radiación, los **rayos catódicos**, que se emitía desde el cátodo negativo, hasta el ánodo positivo. Observó que estos rayos catódicos eran desviados, al añadir otros dos electrodos, hacia el de carga positiva, lo cual demostró que estaban constituidos por partículas de carga negativa, a la que denominó **electrón**.

Posteriormente en el 1909 y 1912 el científico **Robert Millikan** averiguó que la carga del electrón es $-1,602 \cdot 10^{-19}$ Culombios (C) y su masa es $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg.

Como la materia es neutra, si los átomos tienen partículas con carga negativa, también deben poseer partículas con carga positiva.



Conducción de electricidad en tubo de descarga: <http://www.gobiernodecanarias.org>

4.2 Protones

Hacia 1909, el físico **Ernest Rutherford**, identifica una nueva partícula en el átomo, el **protón**. Esta partícula tiene carga eléctrica igual que el electrón pero positiva y una masa 1840 veces mayor que la del electrón.

Esto lleva a pensar que si en un átomo contiene un número determinado de cargas negativas o electrones, debe contener el mismo número de partículas con carga positiva o protones para resultar eléctricamente neutro.

4.3 Neutrones

Finalmente, en el 1931, científico **James Chadwick** descubrió que en los átomos había una tercera partícula que no tenía carga eléctrica, pero con una masa similar al protón. La llamó **neutrón**.

Actualmente sabemos que en el átomo hay otras partículas más pequeñas, llamadas **quarks**, que se unen formando los protones y los neutrones.

Resumen de las características de las partículas del átomo:

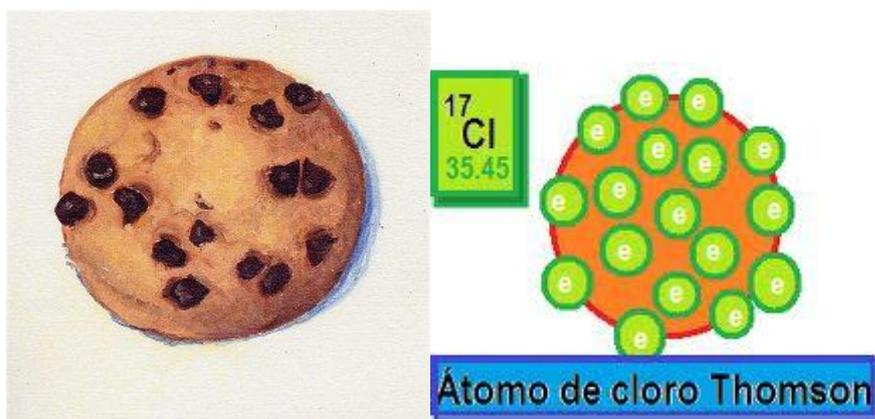
| Carga | Protón | Electrón | Neutrón |
|-------|-----------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|
| Masa | $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ | $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ | $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ |
| Carga | $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | 0 |

5 Modelo atómico de Thomson

El descubrimiento del electrón llevó a los científicos a la conclusión de que la teoría atómica de Dalton que aseguraba que el átomo era indivisible no era cierta y les creó la necesidad de situarle dentro del átomo.

Thomson imaginó que el átomo era una esfera maciza, de carga positiva, en la cual se encuentran incrustados los electrones, de carga negativa. La carga negativa de los electrones compensa la carga positiva de los protones para que el átomo fuera neutro.

Podemos asemejar este modelo a una galleta (carga positiva) que lleva incrustados trocitos de chocolate (carga negativa). Ver el parecido de las imágenes:



Autor: <http://www.educaplus.org>

Este modelo atómico fue aceptado durante años, ya que explicaba la formación de iones y los fenómenos de electrización de la materia.

5.1 Formación de iones

Los electrones se arrancan con facilidad (podemos quitar trocitos de chocolate, o poner más) mientras que el número de protones se mantiene siempre fijo (romperíamos la galleta) para cada átomo.

Un ion es un átomo que ha ganado o perdido electrones

- ❖ Cuando un átomo **pierde electrones**, adquiere carga neta positiva y se convierte en un **cation**.
- ❖ Cuando un átomo **gana electrones**, adquiere carga neta negativa y se convierte en un **anión**.



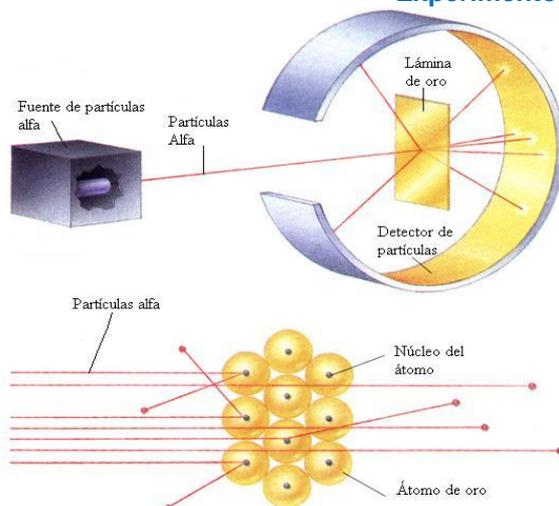
Fuente: <http://blog.educastur.es>

6 Modelo atómico de Rutherford

A finales del siglo XIX, el científico **Henri Becquerel**, descubrió que un mineral de uranio emitía radiación de forma espontánea. Al analizarla, se comprobó que había en realidad tres radiaciones distintas, una de las cuales, **los rayos α** , estaba formada por partículas cargadas positivamente. A este fenómeno se le denominó **radiactividad**.

Apoyándose en este descubrimiento, Rutherford y sus colaboradores, para comprobar que el modelo de Thomson era cierto, diseñó el siguiente experimento:

Experimento de Rutherford



Autor: <http://www.gobiernodecanarias.org>

Bombardeó una lámina de oro muy fina (de grosor de unos pocos átomos) con partículas alfa (núcleos de helio), que poseen carga positiva. El resultado fue inesperado, resultando incompatible con el modelo de Thomson.

Rutherford observó que:

1. La mayor parte de las partículas alfa atravesaban la lámina sin desviarse.
2. Un pequeño porcentaje atravesaba la lámina pero desviándose ligeramente.
3. Una cantidad minúscula de las partículas alfa (del orden de 1 cada 10000) rebotaba, volviendo en dirección contraria.

➤ **Interpretación del experimento:**

- El átomo está hueco en su mayor parte. Toda la carga positiva está reunida en una zona central muy pequeña que la llamó núcleo.
- La mayoría de las partículas α no se desvían porque su trayectoria está alejada de cualquier núcleo.
- Algunas se desvían al pasar cerca de cualquier núcleo.
- Unas pocas se desvían por choque directo con el núcleo.

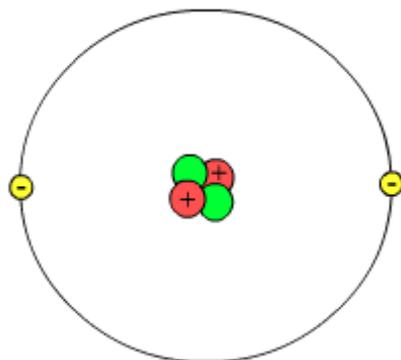
A partir de estos hechos, Rutherford propuso un modelo atómico:

“modelo planetario”.

- ✓ La mayor parte de la **masa del átomo (protones y neutrones) y toda su carga positiva** se encuentran en una zona central muy pequeña llamada **núcleo**.
- ✓ Fuera del núcleo, **los electrones**, en igual número que los protones, giran en órbitas circulares alrededor de este. Esta zona la llamó **corteza**.

Curiosidad

Si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol el núcleo lo podríamos comparar con el tamaño de un garbanzo y los electrones como cabezas de alfiler que girarían alrededor del campo.



Fuente:

<http://www.newworldencyclopedia.org>

7 Número atómico y número másico

Número atómico, Z, de un átomo es **el número de protones que tiene el átomo en el núcleo**. Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico.

Es un número que sirve para identificar a un elemento (es el DNI de ese elemento).

Si el átomo es neutro tiene el mismo número de electrones que de protones.

Número másico, A, es un número que indica la **suma de protones y neutrones** que tiene el átomo en su núcleo.

Relación entre A (número másico), Z (número atómico) y N (número de neutrones):

$$A=Z+N$$

Un elemento X se representa siempre con su símbolo y un subíndice que indica el número atómico y un superíndice que representa el número másico:



Ejemplo: Si un elemento X tiene 9 protones y 10 neutrones escribiremos: ${}^{19}_9 X$

8 Masa atómica

La masa de un átomo es una magnitud que vamos a utilizar en muchos cálculos químicos.

¿Cómo la calculamos?

Anteriormente hemos dicho que la mayor parte de la masa se encuentra en el núcleo, ya que la masa de los electrones es muy pequeña comparada con la de los protones y neutrones. Si un átomo tiene 9 protones y 10 neutrones sumaremos toda su masa:

$$\text{Masa atómica} = 9 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27} + 10 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27} = 3,18 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Cómo es una masa muy pequeña tenemos que buscar una unidad adecuada para su medida. Esta nueva unidad para medir la masa de los átomos se la denomina uma (u).

La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del átomo de carbono ${}^{12}_6 C$

$$U_{ma} = \frac{6 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27} + 6 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Por lo tanto para convertir la masa de un átomo en umas dividiremos la masa en kg entre el valor de la uma.

Ejemplo: en el átomo que tiene 9 protones y 10 neutrones su masa es $3,18 \cdot 10^{-26}$ en kg. Para convertirlo en umas:

$$U_{mas} = 3,18 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot \frac{1 \text{ uma}}{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 19 \text{ u}$$

9 Isótopos

No todos los átomos del mismo elemento tienen la misma masa.

Llamamos **isótopos** a los átomos del mismo elemento que se **diferencian en el número de neutrones**.

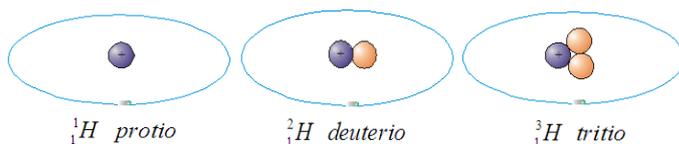
Ejemplo: ${}^{12}_6 C$ y ${}^{14}_6 C$ son dos isótopos del carbono C, tienen igual número de protones, Z, y uno tiene 6 neutrones y otro 8 neutrones. Para saber el número de neutrones hemos desajado de la fórmula $A=Z+N$ el número de neutrones $N=A-Z$.

Como cada elemento posee varios isótopos se suele utilizar como valor de la masa de ese elemento la media aritmética de la masa de sus isótopos.

Ejemplo: El ${}^6_3\text{Li}$ y ${}^7_3\text{Li}$ son dos isótopos del litio con abundancia del 7,42% y 92,58%, respectivamente ¿Cuál es la Masa atómica del litio?

$$\text{Masa atómica} = \frac{6\text{u} \cdot 7,42 + 7 \cdot 92,58}{100} = 6,93 \text{ u}$$

Todos los isótopos de un elemento reciben el mismo nombre, con excepción del hidrógeno que recibe nombre propios



Autor: <http://www.gobiernodecanarias.org>

Los tres tienen 1 protón (Z) y distinto número de neutrones (N) 0, 1 y 2 respectivamente

10 Radiactividad

A finales del siglo XIX un científico francés, H. Becquerel, descubrió que un compuesto de uranio emitía una radiación desconocida que era capaz de velar papel fotográfico en sus cercanías. Denominó a este fenómeno **radiactividad**.

El estudio sobre la radiactividad le valió a M. Curie el premio Nobel de física en 1903.

Símbolos empleados para indicar radiactividad (imagen obtenida de materiales propiedad del Gobierno de Aragón):



Símbolos de radiactividad: <http://www.catedu.es>

Para medir la radiactividad se utilizan dispositivos detectores, siendo el de uso más común el **contador Geiger-Muller**, del cual puedes ver un ejemplo en la imagen:



Autor: <http://www.catedu.es>

Posteriormente se descubrió que este fenómeno estaba asociado a la **desintegración de núcleos atómicos** y que no era un tipo único de radiación, sino que se trataba de tres tipos diferentes:

- **Radiación Alfa α** : emisión de núcleos de helio (carga +), muy energética y poco poder penetrante.
- **Radiación Beta β** : emisión de electrones (carga -), bastante energética y penetrante.
- **Radiación Gamma γ** : emisión de ondas electromagnéticas (neutra), de largo alcance y muy penetrante.

Todas ellas son resultado de un proceso de **fisión**, es decir, de **ruptura de un núcleo atómico**. Este es el mismo proceso que se produce en el interior de un reactor nuclear. También existe el proceso nuclear inverso, en el cual **dos núcleos se unen para formar uno mayor**, que se denomina **fusión**.

11 Radioisótopos

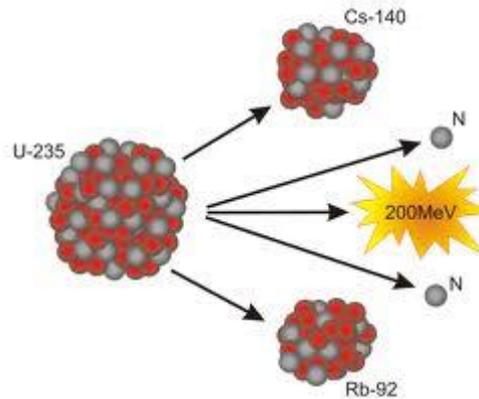
La actividad radiactiva depende críticamente de la cantidad relativa de protones y neutrones en el núcleo, por lo que no todos los isótopos de un elemento se desintegran espontáneamente. Aquellos que lo hacen se conocen como **isótopos radiactivos**.

En la ruptura pueden emitir determinadas partículas α , β o γ y se obtiene otro elemento diferente pues cambia el número de protones del núcleo. El proceso se detiene cuando se obtiene un isótopo estable.

11.1 Aplicaciones de los isótopos radiactivos

1.- Como fuente de energía.

En las centrales nucleares se aprovecha la energía que se obtiene de la fisión de isótopos radiactivos de uranio y plutonio.



Fuente: <http://recursostic.educacion.es>

2.- Determinación de la antigüedad de un hallazgo.

Se utilizan isótopos de carbono C-14 que es un radioisótopo del C-12. El C-14 genera en la atmósfera y la materia viva absorbe CO_2 y por lo tanto C-14. Cuando el ser vivo muere la concentración de C-14 comienza a disminuir, ya que se desintegra. Por la cantidad de C-14 en la muestra podemos saber su antigüedad.

3.- Aplicaciones médicas: diagnóstico y terapia.

- ✓ El yodo-131, emite partículas β y γ , es eficaz para tratar el cáncer de tiroides.
- ✓ El yodo-132, se utiliza en el diagnóstico del cáncer de tiroides. Se introduce en los pacientes una sustancia que contiene un isótopo que emita radiación de baja energía. Esta sustancia se fija en el órgano que se quiera analizar y observa registrando dicha radiación.
- ✓ El cobalto-60 se utiliza para en la terapia del cáncer. El cáncer hace que algunas células se reproduzcan rápidamente y originen un tumor. Los radioisótopos emiten radiación de alta energía que afecta al proceso de reproducción celular.
- ✓ El rubidio-82 se utiliza en el diagnóstico de lesiones coronarias.

11.2 Los residuos radiactivos

Todas las actividades relacionadas con los isótopos radiactivos generan residuos radiactivos. Así como todos los objetos, que han estado en contacto con material radiactivo y que se han podido contaminar.

Estos son muy peligrosos, pueden emitir radiación durante miles de años lo que indica que es necesario controlarlos.

En España, los residuos de baja y media actividad, procedentes de centrales nucleares, empresas y hospitales se almacenan en Cabril (Córdoba) en las estribaciones de Sierra Morena. Se escogió esta ubicación por las características geomorfológicas del terreno y su estabilidad sísmica.

El combustible nuclear ya agotado y los residuos radiactivos de alta actividad se almacenan en instalaciones acondicionadas dentro de las propias centrales nucleares.

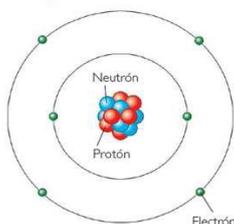
12 Modificaciones al modelo atómico de Rutherford

Según el modelo atómico de Rutherford los electrones giran alrededor del núcleo.

Esto supondría que el electrón iría perdiendo energía y se acercaría cada vez más al núcleo hasta caer sobre él. Pero esto no es lo que ocurre.

El científico **Niels Bord** en el 1913 realizó una serie de estudios de los que dedujo:

- ✓ Los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas situadas en diferentes niveles de distinta energía cada uno, comenzando por los menos energéticos, que son los que están más cerca del núcleo. Hay 7 niveles de energía, que se nombran con las letras L,M,N etc.
- ✓ En cada nivel se pueden colocar un número máximo de electrones $2 \cdot n^2$ (n representa el número de nivel 1,2,3 etc).



Modelo atómico de Bord

<http://www.gobiernodecanarias.org>

Posteriormente, los científicos **Schrodinger y Heisenberg** (1925) desarrollaron el modelo atómico de orbitales:(modelo actual).

El electrón se comporta como una onda en su movimiento alrededor del núcleo.

- ✓ Los electrones en su movimiento alrededor del núcleo se mueven en **orbitales**.

Un orbital atómico es una zona del átomo en que es muy probable encontrar el electrón.

En cada orbital no puede haber más de 2 electrones.

- ✓ Hay varias clases de orbitales que se diferencian por su forma y orientación en el espacio: s, p, d y f.
- ✓ En cada nivel electrónico hay un número determinado de cada clase.

Distribución de orbitales y electrones para los 4 primeros niveles.

| Nivel de energía | 1 | 2 | 3 | 4 |
|--|--------|--------|----------|-------------|
| Tipo de orbital | s | s p | s p d | s p d f |
| Nombre de los orbitales | 1s | 2s 2p | 3s 3p 3d | 4s 4p 4d 4f |
| Número máximo de electrones en los orbitales | 2 | 2 6 | 2 6 10 | 2 6 10 14 |
| Nº máximo de electrones por nivel $2n^2$ | n=1 ;2 | n=2; 8 | n=3; 18 | n=4;32 |

13 Configuración electrónica de los elementos

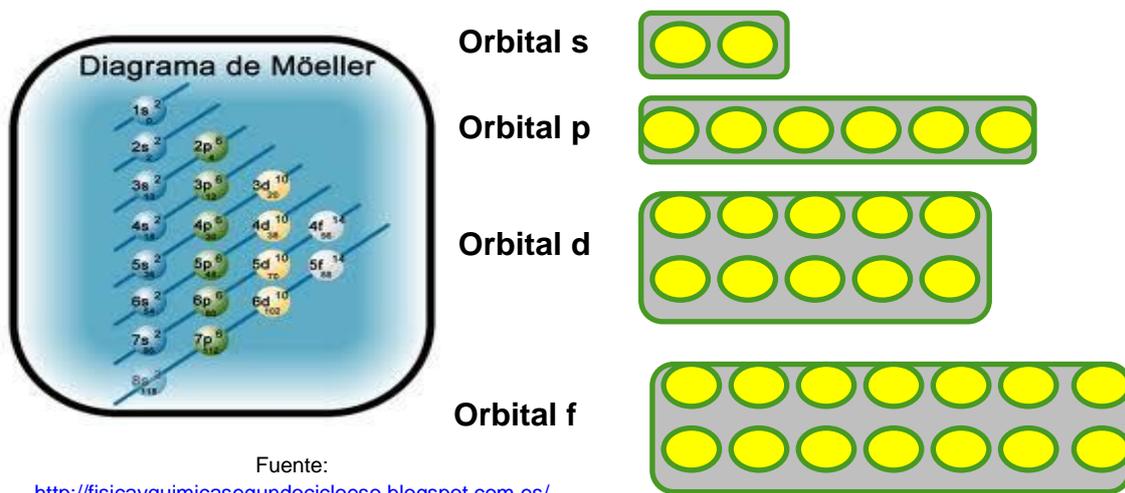
Teniendo en cuenta todo lo que hasta ahora sabemos sobre el átomo podemos resumirlo así:

El átomo tiene dos partes:

- **Núcleo** donde están situados protones y neutrones.
- **Corteza** donde se colocan los electrones, en igual número que protones si el átomo es neutro. Es decir número atómico Z.

Llamamos configuración electrónica de un elemento distribución de los electrones en los distintos niveles y orbitales.

Los electrones se colocan siguiendo el orden de energía ascendente, como se recoge en el diagrama de Moeller.



Ejemplo:

Escribe la configuración electrónica del Magnesio (Mg Z=12).

Para ello seguimos las flechas del diagrama de Moeller.

Mg Z=12 tenemos que colocar 12 e⁻: 1s² 2s²2p⁶3s²

El átomo de magnesio tiene 3 niveles, 4 orbitales. El número de electrones es la suma de los subíndices. Comprueba 2+2+6+2 =12

Muchas de las propiedades de los elementos dependen de su configuración electrónica.

Tenemos que fijarnos en **los electrones de la última capa llamada capa de valencia y los electrones de esa capa se llaman electrones valencia.**

En el ejemplo anterior diremos que el magnesio tiene 2e⁻ de valencia en la capa 3.

14 ¿Cómo se dibuja un átomo?

Vamos a dibujar el átomo de oxígeno ¹⁶₈O. Sabemos que tiene 8 protones=8 y 8 neutrones porque N=A-Z, N=16-8=8. Como el átomo es neutro tiene 8 electrones (=protones).

Dibujamos un círculo interior (núcleo) donde colocamos 8 cargas + y 8 neutrones.

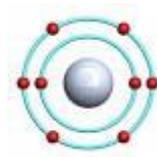
Hacemos la configuración electrónica siguiendo el diagrama de Moeller: 1s² 2s²2p⁴, tiene 2 capas ó niveles.

Alrededor dibujamos 2 capas una con 2 electrones y otra con 6:

Átomo de oxígeno

En el núcleo tenemos $8+$ y $8n$.

En la corteza 2 capas una con $2e^-$ y otra con $6e^-$



15 Concepto de elemento químico

Desde el punto de vista atómico **un elemento** químico es una sustancia que está formada por **átomos de igual número atómico Z**. Hay elementos monoatómicos (Fe) diatómicos (O_2) tetraatómicos (P_4) etc.

| Nombre del elemento | Fórmula |
|---------------------|---------|
| Hierro | Fe |
| Oxígeno | O_2 |
| Fosforo | P_4 |

16 El sistema periódico

Los elementos químicos que hoy conocemos se fueron descubriendo poco a poco a lo largo de la historia. Hasta el año 1700 sólo se conocían 12 elementos. La mayoría fueron descubiertos en el siglo XIX.

A lo largo de la historia los químicos han intentado clasificarlos agrupando aquellos que tienen propiedades comunes.

En 1817, Johan W. Dobereiner los clasificó atendiendo a sus masas atómicas. Consiguió tres grupos de tres elementos (Ley de las Triadas).

En 1863, Johan Newlans los ordenó según la masa y los clasificó por sus propiedades semejantes, ya que comprobó que estas se repetían cada 8 elementos (Ley de las Octavas).

En 1870 Dimitri Mendeleiev los ordenó por su masa atómica y los agrupó por sus propiedades. La llamó **tabla periódica de los elementos**, porque sus propiedades se repetían cada cierto número de ellos, pero no siempre se podía cumplir el orden creciente de las masas atómicas.

Cuando se descubrió el protón **Henry Moseley** propuso disponer los elementos en **orden creciente de sus números atómicos**. En la mayoría de los casos coincidía el orden con el de las masas atómicas y conseguía explicar los cambios que Mendeleiev tuvo que realizar con algunos elementos.

Esta nueva ordenación permitió enunciar **La ley periódica: las propiedades de los elementos químicos se repitan periódicamente al ordenarlos por orden creciente del número atómico**.

Los elementos siguiendo el orden del número atómico creciente distribuyen en filas ó periodos y en columnas, llamadas grupos o familias.

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|---------|---|------|-------|------|-----|------|-------|--------|---|----|----|------|-------|------|-----|------|-------|--------|
| | I A | II A | III B | IV B | V B | VI B | VII B | VIII B | | | IB | II B | III B | IV A | V A | VI A | VII A | VIII A |
| Periodo | <div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: flex-start;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> Número atómico—0 Masa atómica—00,00 Nombre—Nombre </div> <div style="display: flex; flex-direction: column; gap: 5px;"> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: black; margin-right: 5px;"></div> Sólido </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: blue; margin-right: 5px;"></div> Líquido </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: red; margin-right: 5px;"></div> Gas </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: purple; margin-right: 5px;"></div> Artificial </div> </div> <div style="display: flex; flex-direction: column; gap: 5px;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: orange; margin-right: 5px;"></div> Metales </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: yellow; margin-right: 5px;"></div> Semimetales </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: green; margin-right: 5px;"></div> No metales </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="width: 10px; height: 10px; background-color: pink; margin-right: 5px;"></div> Inertes </div> </div> | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Fuente: <http://espacientifico.weebly.com>

En cada recuadro de la tabla, aparece el símbolo del elemento químico, el nombre del elemento, el número atómico y la masa atómica en uma (u); $1 u = 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg).

La tabla periódica oficial es publicada por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

En cada recuadro aparece el símbolo del elemento indicando arriba a la izquierda el número atómico Z y el otro número es su masa expresada en umas; el nombre se escribe debajo de cada símbolo.

En la tabla vemos:

- 18 grupos o columnas en cada una de ellas están colocados los elementos que tienen la misma configuración electrónica en el último nivel (nivel de valencia), los mismos electrones de valencia y por lo tanto las mismas propiedades físicas y químicas.
- 7 filas o periodos que coincide con el número de niveles electrónicos cuando se hace la configuración electrónica de sus elementos.

16.1 Relación entre la configuración electrónica y su colocación en la tabla periódica

Veamos algunos ejemplos:

El Flúor ($Z=9$), $\mathbf{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$

Su capa de valencia tiene la configuración: F: ... $2s^2 2p^5$, está en el segundo periodo en el grupo 7A. Todos los elementos de este grupo acabaran con 7 electrones de valencia, se diferencian en el nivel de llenado; así el cloro estará en el tercer nivel y su configuración es $3s^2 3p^5$

$$7A: 2s^2 2p^5 \begin{cases} n = 2 (\text{periodo}) \\ s^2 p^5 = \text{grupo } 7A \end{cases}$$

El fósforo ($Z = 15$), $\mathbf{P} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Su capa de valencia tiene la configuración: P: ... $3s^2 3p^3$, está en el tercer periodo en el grupo 5A.

$$5A: 3s^2 3p^3 \begin{cases} n = 3 (\text{periodo}) \\ s^2 p^3 = \text{grupo } 5A \end{cases}$$

Todos los elementos de este grupo acabaran con 5 electrones de valencia, se diferencian en el nivel de llenado; así el nitrógeno estará en el segundo nivel y su configuración es $2s^2 2p^3$.

El sodio ($Z=11$) $\mathbf{Na} = 1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$.

Su capa de valencia tiene la configuración:..... $4s^1$, está en el cuarto periodo en el grupo 1A y todos los elementos de este grupo acaban en $4s^1$.

Algunos de los grupos del sistema periódico tienen especial interés para la química, ya que los elementos que los forman intervienen en un gran número de procesos. Estos grupos reciben nombres especiales:

- ❖ El grupo 1 (excepto el hidrógeno): son los elementos alcalinos. Acaban en ns^1 (IA).
- ❖ El grupo 2: son los alcalinotérreos. Acaban en ns^2 (IIA).
- ❖ Del grupo 3 hasta el 12: son los metales de transición. Acaban en: $n-1d^{1-10} ns^2$
- ❖ El grupo 13 alcalino-terreos. Acaban en $ns^2 np^1$ (IIIA).
- ❖ El grupo 14 carbonoides. Acaban en $ns^2 np^2$ (IVA).
- ❖ El grupo 15 nitrogenoides. Acaban en $ns^2 np^3$ (VA).
- ❖ El grupo 16: son los anfígenos. Acaban en $ns^2 np^4$ (VIA).
- ❖ El grupo 17: son los halógenos. Acaban en $ns^2 np^5$ (VIIA).
- ❖ El grupo 18: son los gases nobles. Acaban en $ns^2 np^6$ (VIIIA). Los dos períodos que figuran abajo de todo en la tabla periódica son los lantánidos y los actínidos, en conjunto llamados tierras raras. Acaban en $n-2f^{1-14} n-1d^{10} ns^2$.
- ❖ n indica el nivel y la suma de los subíndices el grupo.

17 Elementos metálicos, no metálicos y gases nobles

Si observamos la tabla periódica podemos clasificar todos los elementos del sistema periódico como metales, no metales, semimetales y gases nobles.

Según sea su aspecto y sus propiedades físicas los **elementos metálicos** se caracterizan por:

- Punto de fusión y de ebullición elevado.
- En general a temperatura ambiente son sólidos.
- Son dúctiles y maleables.
- Conducen la electricidad.
- Tienen pocos electrones de valencia y forman iones positivos.

Los no metales se caracterizan por:

- Punto de fusión y ebullición bajo.
- A temperatura ambiente son gases.
- No son dúctiles ni maleables.
- No conducen la electricidad.
- Tienen muchos electrones de valencia y forman iones negativos.

Los semimetales presentan propiedades intermedias entre metales y no metales.

Los gases nobles es un grupo muy específico.

Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable. La configuración estable es aquella en la que el elemento tiene en su última capa, **la capa de valencia, 8 electrones**, 2 en el orbital s y seis en los orbitales p, de forma que los orbitales s y p están completos ($ns^2 np^6$), excepto el He que tiene dos ($1s^2$). A esta propiedad de los gases nobles se le conoce como **regla del octeto**.

Actividades

Actividad 1:

Indica un hecho que llevó a pensar que el átomo no era indivisible.

Actividad 2:

Define, según la teoría atómica de Dalton, lo que es un elemento.

Actividad 3:

Indica en la anterior definición lo que no está de acuerdo con las investigaciones posteriores, señalando el concepto en el que te apoyas para ello.

Actividad 4:

Relaciona cada átomo con el modelo correspondiente.



Fuente: <http://www.fotosimagenes.org>

Actividad 5:

Completa:

El modelo atómico de Thomson explica la formación de Estos tienen signo si ganan y se llaman O signo si electrones y se denominan

Actividad 6:

Un átomo de carbono tiene 6 protones y 6 neutrones. Indica el número atómico y el número másico.

Actividad 7:

Un átomo de cloro tiene 35 partículas en el núcleo, 18 son neutrones ¿Cuántos electrones tiene en la corteza?

Actividad 8:

El átomo de sodio $^{23}_{11}\text{Na}$ tiene protones, neutrones y electrones. Si pierde 1 electrón adquiere carga

Actividad 9:

Completa la siguiente tabla:

| Átomo | Protones | A | Electrones | Neutrones | Z |
|-----------------------|----------|---|------------|-----------|---|
| $^{27}_{13}\text{Al}$ | | | | | |
| $^{40}_{20}\text{Ca}$ | | | | | |

Actividad 10:

Completa:

Un isótopo es undel mismoelemento.....que se diferencia en el.....de.....Por lo tanto tiene igual..... y distinto

Actividad 11:

Conocemos los siguientes datos de cuatro átomos A,B,C y D.:

- A tiene 13 protones 15 neutrones.
- B tiene 12 protones y 15 neutrones.
- C tiene 13 protones y 14 neutrones.
- D tiene 12 protones y 17 neutrones.

¿Qué átomos son del mismo elemento? ¿A y B son átomos iguales? ¿B y D son átomos iguales? Razona las respuestas.

Actividad 12:

Completa la siguiente tabla:

| Átomo | Z | Protones | Electrones | Ión o átomo neutro | Neutrones | N | A |
|-----------------|----|----------|------------|--------------------|-----------|----|----|
| F | 9 | | 9 | | | 10 | |
| Co | | 27 | 25 | | 28 | | |
| Al | 13 | | 10 | | | 14 | |
| Cl | | 17 | 16 | | 19 | | |
| Na ⁺ | 11 | | | | 12 | | |
| S ⁻ | | 16 | | | | | 32 |
| O | 8 | | 10 | | | 16 | |

Actividad 13:

Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:



Indica para cada uno de ellos el número de niveles, el número de orbitales y los electrones de valencia.

Actividad 14:

Justifica si las afirmaciones siguientes son falsas o verdaderas:

- El modelo atómico de Dalton explica la naturaleza eléctrica de la materia.
- Todas las partículas que forman los átomos tienen cargas eléctricas.
- El núcleo ocupa la mayor parte del átomo.
- El número atómico de un elemento es un número natural que indica el número de neutrones que hay en el núcleo.

Actividad 15:

Indica a qué modelo corresponden las siguientes afirmaciones:

- Los átomos son esferas compactas.
- El núcleo es mucho más pequeño que el átomo.
- Los átomos se mueven en zonas del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es muy elevada.
- Los átomos son neutros.

Actividad 16:

¿Puede ser el número atómico de un átomo mayor que su número másico? Razona la respuesta.

Actividad 17:

Indica si las siguientes frases son verdaderas o falsas, razonando la respuesta:

- Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones.
- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de electrones.
- Los números másico y atómico siempre son números enteros, sin decimales.
- Dos átomos distintos pueden ser los dos de oro.

Actividad 18:

Ciertos elementos tienen la configuración electrónica:

- X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- T: $1s^2 2s^1$
- W: $1s^2 2s^2 2p^6$

- Indica a qué grupo y a qué periodo pertenecen.
- ¿Cuántos electrones tienen en su capa de valencia?
- Determina sus números atómicos.
- Busca el elemento en el sistema periódico y escribe su nombre.

Actividad 20:

El litio, el sodio y el potasio presentan propiedades químicas muy similares porque todos ellos tienen un solo electrón en su capa de valencia. Busca el valor de Z en la tabla periódica.

- Escribe la configuración electrónica de cada elemento.
- Indica el grupo y el periodo al que pertenecen en la tabla periódica.
- ¿Son metales? Razona la respuesta
- Dibújalos.

Actividad 21:

Señala cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es propia de los elementos del grupo 6A. Justifica tu respuesta. a) ns^2 b) $ns^2 np^5$ c) $ns^2 np^4$ d) $ns^2 np^2$

Actividad 22:

¿En qué se transformará un átomo de Calcio cuando pierde dos electrones?

- En el ión Ca^{2+} .
- En el ión Ca^{2-} .
- En el gas noble argón.

Actividad 23:

Un átomo de oxígeno O y el ión óxido O^{2-} tienen:

- El mismo número de protones y electrones.
- Distinto número de protones.
- Distinto número de electrones.
- Distinto número de protones y electrones.

Actividad 24:

¿Por qué forma el oxígeno el ión O^{2-} ? Para averiguarlo haz su configuración electrónica. Indica que regla se cumple y a qué gas noble se parece. Señala el nombre del grupo y el lugar que ocupa el O en el sistema periódico.

Actividad 25:

¿Cuántos protones tenemos en un gramo?

Soluciones a las actividades

Actividad 1

El hecho de que la materia podía adquirir carga eléctrica. Repasa formas de electrizar la materia.

Actividad 2

Un elemento es una sustancia formada por átomos iguales en masa y propiedades.

Actividad 3

El hecho de que haya átomos con distinto número de neutrones hace que algunos átomos del mismo elemento tengan distinta masa.

Actividad 4

Nº 1 Dalton; Nº 2 Rutherford; Nº 3 Bord, Nº 4 Thomson.

Actividad 5

El modelo atómico de Thomson explica la formación de...iones....Estos tienen signo -.....si ganan...electrones..... y se llaman aniones. O signo...+....si pierden....electrones y se denominan...cationes.

Actividad 6

Número atómico $Z=6$; número másico $A=12$.

Actividad 7

$A=Z+N$; $Z=A-N=35-18=17$ es el número de protones y por lo tanto tienen igual número de electrones 17.

Actividad 8

El átomo de sodio ${}_{11}^{23}\text{Na}$ tiene...11.....protones,.....12.....neutrones y.....11....electrones.

Si pierde 1 electrón adquiere carga...positiva +1.

Actividad 9

Completa la siguiente tabla:

| Átomo | Protones | A | Electrones | Neutrones | Z |
|-------------------------|----------|----|------------|-----------|----|
| ${}_{13}^{27}\text{Al}$ | 13 | 27 | 13 | 14 | 13 |
| ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ | 20 | 40 | 20 | 20 | 20 |

Actividad 10

Completa:

Un isótopo es un átomo...del mismo.....elemento que se diferencia en el...número....de.....neutrones...Por lo tanto tiene igual...Z..... y distinto...A.

Actividad 11

A y C son átomos del mismo elemento porque tienen igual número de protones (Z).

A y B son átomos de elementos distintos porque tienen distinto número de protones.

B y D son átomos del mismo elemento, son isótopos porque tienen distinto número de neutrones.

Actividad 12

Completa la siguiente tabla:

| Átomo | Z | Protones | Electrones | Ión | Neutrones | N | A |
|-----------------|----|----------|------------|--------|-----------|----|----|
| F | 9 | 9 | 9 | neutro | 10 | 10 | 19 |
| Co | 27 | 27 | 27 | neutro | 28 | 28 | 56 |
| Al | 13 | 13 | 13 | neutro | 14 | 14 | 27 |
| Cl | 17 | 17 | 17 | neutro | 18 | 18 | 35 |
| Na ⁺ | 11 | 11 | 10 | ión + | 12 | 12 | 23 |
| S ⁻ | 16 | 16 | 18 | ión-2 | 16 | 16 | 32 |
| O ⁻² | 8 | 8 | 10 | ión -2 | 8 | 8 | 16 |

Actividad 13

Tenemos que seguir el diagrama de Möeller para cada átomo:

- ❖ Ar Z=18; tenemos que colocar 18 electrones.
Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, tiene 3 niveles, 5 orbitales y 8 electrones de valencia.
- ❖ Cl⁻ Z=17, el número de electrones es 18 porque tiene una carga negativa que indica que ha ganado un electrón.
Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ tiene 3 niveles, 5 orbitales y 8 electrones de valencia.
- ❖ O⁼ Z=8; el número de electrones es 10 porque tiene dos cargas negativas, esto indica que ha ganado dos electrones.
Su configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6$ tiene dos niveles, tres orbitales y 8 electrones de valencia.
- ❖ Mg⁺² Z=12; tiene 10 electrones igual que el anterior porque ha perdido 2 electrones.
- ❖ K, Z=19 tiene 19 protones y como es un átomo neutro tiene 19 electrones.
Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Tiene 4 capas o niveles, 6 orbitales y 1 electrón de valencia.

Actividad 14

Justifica si las afirmaciones siguientes son falsas o verdaderas:

- El modelo atómico de Dalton explica la naturaleza eléctrica de la materia. F
- Todas las partículas que forman los átomos tienen cargas eléctricas. F
- El núcleo ocupa la mayor parte del átomo. F
- El número atómico de un elemento es un número natural que indica el número de neutrones que hay en el núcleo. F

Actividad 15

Indica a qué modelo corresponden las siguientes afirmaciones:

- Los átomos son esferas compactas: Dalton.
- El núcleo es mucho más pequeño que el átomo. Rutherford.
- Los átomos se mueven en zonas del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es muy elevada: Modelo actual.

- Los átomos son neutros: Thomson.

Actividad 16

Nunca puede ser Z mayor que A , porque $A = Z + N$, y Z siempre es un número natural. Pueden ser iguales si $N = 0$.

Actividad 17

Indica si las siguientes frases son verdaderas o falsas, razonando la respuesta:

- Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones. V, es lo que identifica a un átomo el $n^{\circ} Z$.
- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de electrones. V porque si tienen igual Z tienen igual n° de electrones.
- Los números másico y atómico siempre son números enteros, sin decimales. F son números naturales.
- Dos átomos distintos pueden ser los dos de oro. V si son isótopos.

Actividad 18

Respuesta:

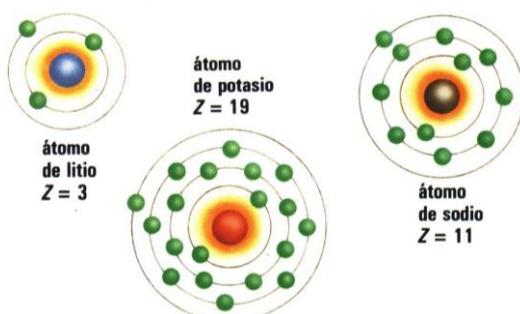
- X está en el nivel 3, grupo VA, tiene 5 electrones de valencia; Es el P fósforo. $Z = 15$
- Y está en el nivel 4, grupo VA, tiene 5 electrones de valencia (ordenamos los niveles después de hacer la configuración electrónica siguiendo el diagrama de Möeller); Es el As Arsenio. $Z = 33$.
- Z está en el nivel 5, grupo IIA, tiene 2 electrones de valencia. Es el Rb Rubidio. $Z = 37$.
- T está en el nivel 2, grupo IA tiene un electrón de valencia. Es el litio Li. $Z = 3$.
- W está en el nivel 2, grupo VIIIA (gases nobles) tiene 8 electrones de valencia. Es el Ne Neón. $Z = 10$.

Actividad 19

Respuesta:

- Li $Z = 3$; $1s^2 2s^1$ Grupo IA nivel 2.
- Na $Z = 11$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Grupo IA nivel 3.
- K $Z = 19$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Fíjate en los electrones de valencia todos tienen 1, por lo tanto están en el mismo grupo y tienen propiedades semejantes:



Actividad 20

La respuesta es la c) porque tiene 6 electrones de valencia.

Actividad 21

Se transformará en el gas noble argón. Para comprobarlo haz la configuración del Ca Z=20.

Tiene 2 e de valencia, si les pierde se queda con 18 igual que el argón Z =18.

Actividad 22

Distinto número de electrones.

Actividad 23

23. O, Z=8; configuración $1s^2 2s^2 2p^4$. Tiene 6 electrones de valencia ganaría 2 y se transforma en un ión -2. Cumple así la regla del octeto con 8e- en la última capa igual que el gas neón. Le situamos en el nivel 2 grupo 6: Anfígenos.

Actividad 24

La masa de un protón es $1,673 \cdot 10^{-24} \text{g}$.

$$\text{N}^\circ \text{ de protones} = 1 \text{g} \frac{1 \text{protón}}{1,673 \cdot 10^{-24} \text{g}} = 5,98 \cdot 10^{23} \text{ protones}$$

Bibliografía

Materiales para la enseñanza de adultos de las comunidades de Galicia, Canarias y Aragón.