

The background features a decorative graphic consisting of three blue circles of varying sizes, each with a lighter blue inner ring. These circles are arranged in a vertical line, with the largest at the top, a medium one in the middle, and a large one at the bottom right. Two thin blue lines intersect at the top left, forming a large 'V' shape that frames the circles.

# **ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA**

**FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO**

**IES ESTUARIA (HUELVA)**



## **CONTENIDOS:**

### ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

- Modelo cinético de los gases.
- Teoría cinético-corpúscular de la materia.
- Modelo atómico de Dalton.
- Descubrimiento de las primeras partículas subatómicas.
- Modelo atómico de Thomson.
- Modelo atómico de Rutherford.
- Modelo atómico de Bohr.
- Descubrimiento del neutrón.
- Modelo mecanocuántico.

### CARACTERIZACIÓN DE LOS ÁTOMOS

- Número atómico.
- Número másico.
- Formación de iones.

### ISÓTOPOS RADIATIVOS

- Tipos de emisiones radiactivas.
- Aplicaciones de los isótopos radiactivos.
- Tipos de residuos radiactivos.
- Gestión de los residuos radiactivos.

### REPRESENTACIÓN DE ÁTOMOS E IONES

### ACTIVIDADES

### ACTIVIDADES EVALUABLES



## ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

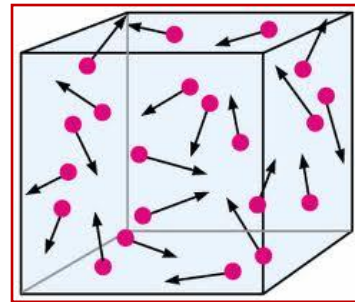
Desde muy antiguo las personas han mostrado interés por saber acerca de la constitución interna de la materia. *¿Qué ocurriría si dividiéramos un material muchas, muchas, muchísimas veces? ¿Llegaríamos a obtener una porción indivisible o podríamos seguir dividiéndolo indefinidamente?*

Ya en el siglo IV a.C., **Leucipo y Demócrito** (filósofos griegos), pensaban que si se dividía la materia en trozos cada vez más pequeños, se llegaría a obtener una porción indivisible. A esta unidad última e indivisible de materia le dieron el nombre de **átomo**, término que en griego significa «que no se puede dividir». Su teoría se conoce como **teoría atomística**.

**Aristóteles** (otro filósofo griego) rechazó la teoría atomística de Leucipo y Demócrito y postuló que la materia estaba formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, y que podría dividirse indefinidamente. Su prestigio como filósofo hizo que su teoría, conocida como **teoría continuista**, prevaleciese en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años, prácticamente hasta principios del siglo XIX.

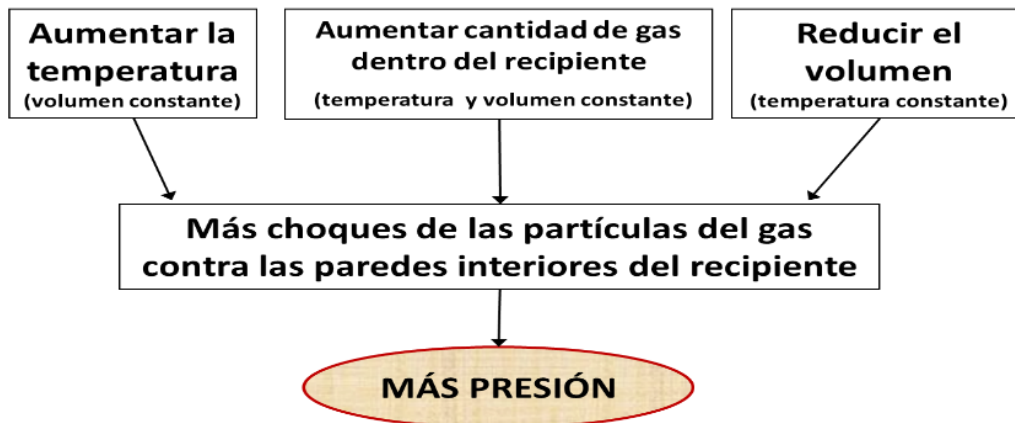
**Modelo cinético de los gases** (D. Bernoulli, 1738). Plantea los siguientes postulados o hipótesis:

1. Los gases están formados por un gran número de partículas muy pequeñas, sobre todo si se las compara con la distancia que las separa.
2. Entre partícula y partícula no hay nada, sólo espacio vacío.
3. Las partículas se mueven de manera continua y de forma desordenada.



4. En su movimiento, las partículas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Los choques contra las paredes interiores del recipiente son los responsables de la presión que ejerce el gas dentro del recipiente.
5. La velocidad de las partículas aumenta al elevarse la temperatura y disminuye al bajar la temperatura. Es decir, la temperatura es sencillamente una medida de la velocidad media (realmente de la energía cinética media) de las partículas del gas.

Este sencillo modelo cinético-corpúscular permitía explicar de una manera muy sencilla el comportamiento macroscópico de los gases que reflejaban las leyes de los gases ideales. Por ejemplo:



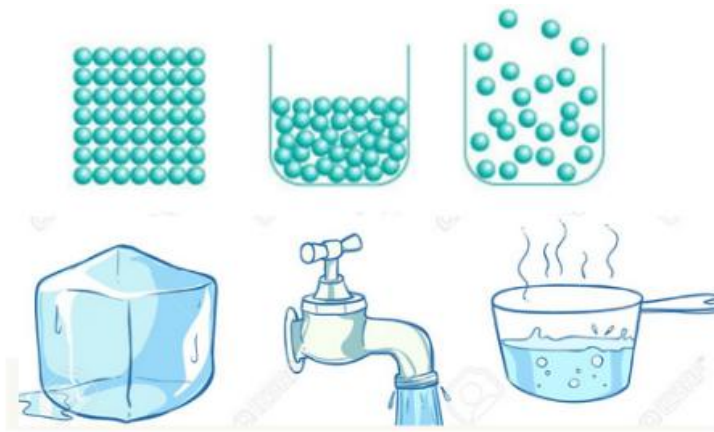
**Teoría cinético-corpúscular de la materia.** El modelo cinético resultó tan eficaz para explicar el comportamiento de los gases que posteriormente, y gracias a los trabajos de los físicos L. E. Boltzmann y J. C. Maxwell, se extendió a los otros dos estados: líquido y sólido. Esta teoría, que engloba al modelo cinético de los gases, se basa en dos postulados básicos:

- 1) **la materia, en cualquier estado, está formada por partículas.**
- 2) **las partículas que constituyen la materia están en continuo movimiento.**

Además, esta teoría plantea que entre las partículas que constituyen la materia existen unas **fuerzas de atracción** que son **tanto más intensas cuanto más cerca se encuentren las partículas entre sí.**

Así, podemos hacernos una idea de cómo sería la materia desde un punto de vista microscópico en cualquiera de los tres estados:

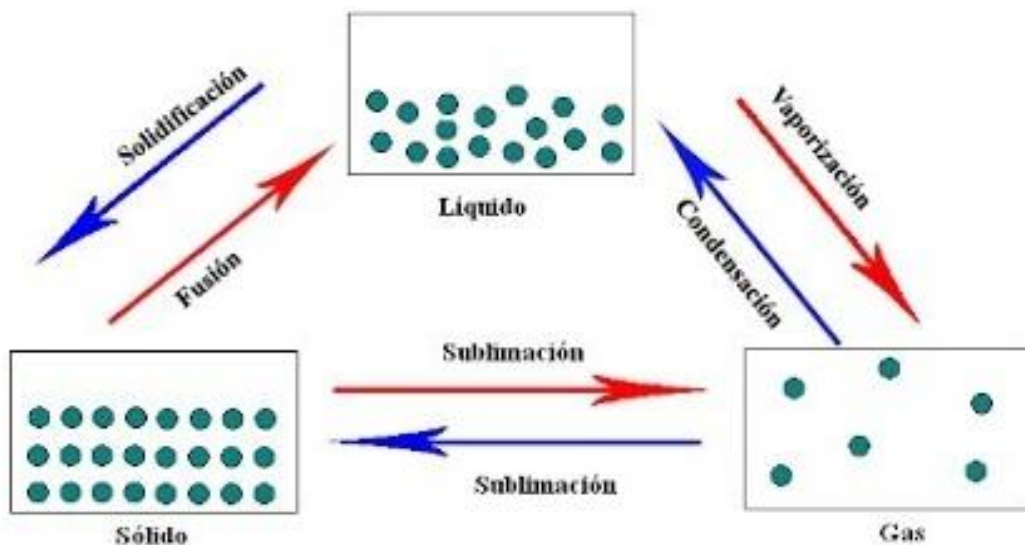
1. En un **sólido**, las partículas estarían ordenadas y muy juntas entre sí, con fuerzas de atracción muy intensas y muy poco espacio entre ellas, lo cual impide prácticamente cualquier posibilidad de desplazamiento de las partículas en el propio material, de modo que solo les es posible vibrar en una posición fija.
2. En un **líquido**, las partículas estarían ya desordenadas y algo más separadas entre sí, con fuerzas de atracción no tan intensas como en el sólido y con algunos espacios vacíos entre ellas, lo cual posibilita que las partículas se desplacen de unas posiciones a otras dentro del propio material.
3. En un **gas**, las partículas estarían totalmente desordenadas y muy separadas entre sí, con fuerzas de atracción inexistentes o muy débiles, con muchísimo espacio vacío entre ellas, lo cual posibilita que todas las partículas puedan moverse libremente por todo el espacio que ocupa el gas chocando entre ellas y con las paredes del recipiente donde esté confinado.



Características de los diferentes estados:

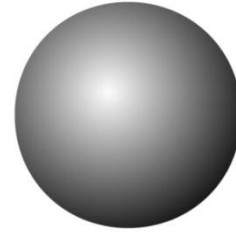
Sólido	Líquido	Gas
-Forma fija y definida -Volumen fijo, no se comprimen -No fluyen ni se difunden	-No tiene forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. -Volumen fijo, no se comprimen -Fluyen y no se difunden	-No tiene forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. - Volumen variable; se comprimen y se expanden - Fluyen y se difunden

Además de explicar el comportamiento de la materia en los tres estados, la teoría cinético-corpúscular permite entender de una forma sencilla cómo se producen los **cambios de estado** al calentar o enfriar. Es importante recordar que, mientras ocurre un cambio de estado, la temperatura se mantiene constante; esto sucede porque el calor que recibe o pierde un cuerpo mientras está cambiando de estado, no se emplea en aumentar o disminuir su temperatura, sino que se emplea en romper o formar las uniones entre las partículas que componen el cuerpo.

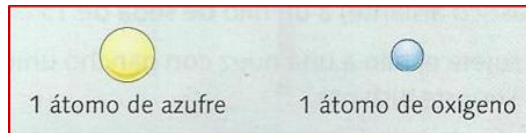




**Modelo atómico de Dalton.** El químico y matemático John Dalton, entre 1803 y 1807, recupera la idea de átomo de los antiguos filósofos griegos y formula una serie de postulados para explicar cómo se imagina él que son los átomos (*modelo del átomo-bola*). Estos postulados son los siguientes:



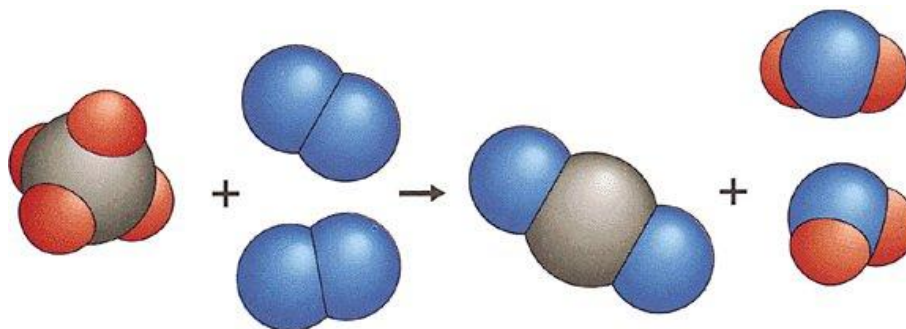
1. La materia está formada por átomos.
2. Los átomos son indivisibles, invariables e indestructibles.
3. Cada elemento químico está formado por átomos exactamente iguales (que tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas).
4. Los átomos de diferentes elementos son diferentes (tienen masas y propiedades químicas distintas).



5. Los compuestos químicos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos diferentes.
6. Cuando dos o más átomos de distintos elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en una relación de números enteros sencillos. Se forman así los “átomos-compuestos” (que actualmente llamamos moléculas).



7. En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, sino que solamente *se reorganizan* formando unas nuevas sustancias.







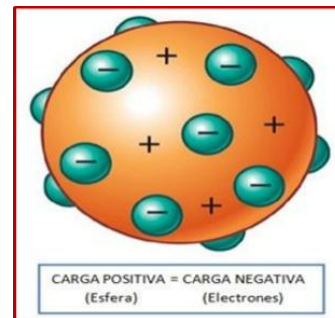
Por lo tanto, para Dalton las partículas de las que habla la teoría cinética de la materia son los átomos (o los agregados de átomos, que él llamaba “átomos-compuestos” y que actualmente llamamos moléculas).

### Descubrimiento de las primeras partículas subatómicas.

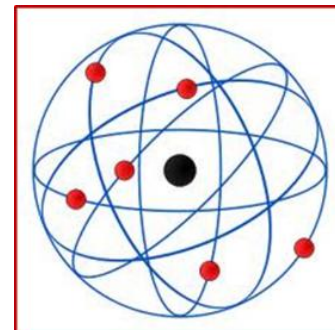
Ya a finales del siglo XIX pudieron identificarse, en una serie de experimentos con tubos de descarga de gases, las partículas subatómicas responsables de los fenómenos eléctricos de la materia: en **1886**, **Goldstein** identificó los **protones**, partículas subatómicas con carga positiva, y en **1897**, **Thomson** identificó los **electrones**, partículas subatómicas con carga negativa. Además, pudieron determinarse el valor de la masa y de la carga eléctrica de estas partículas subatómicas. A la vista de estos datos podemos **destacar dos cosas: 1) la masa de un protón es mucho mayor que la masa de un electrón, casi 2000 veces mayor; y 2) la carga del protón es la misma que la del electrón, pero de signo contrario.**

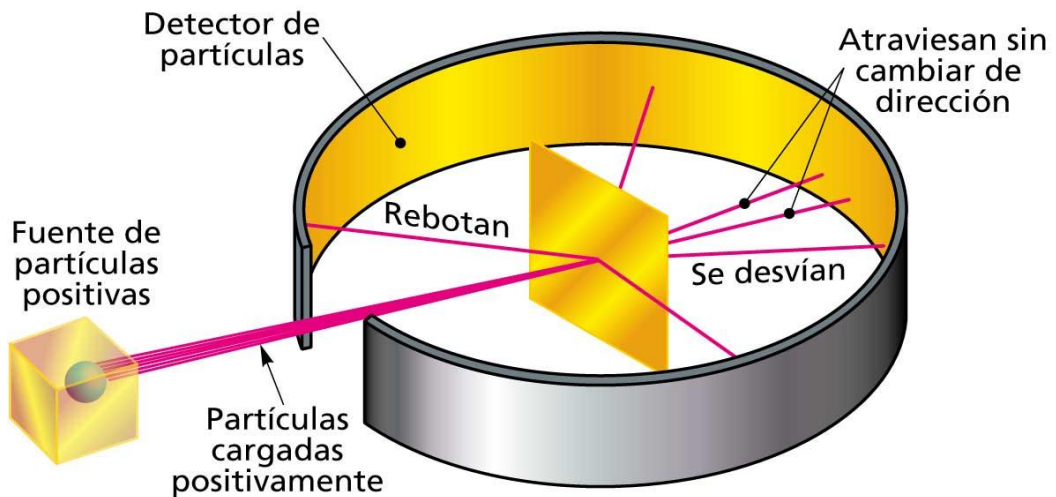
Partícula subatómica	Masa (kg)	Carga eléctrica (C)	Descubridor	Año
Protón	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$+ 1,69 \cdot 10^{-19}$	Goldstein	1886
Electrón	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$- 1,69 \cdot 10^{-19}$	Thomson	1897

**Modelo atómico de Thomson** (1904). El descubrimiento de estas primeras partículas subatómicas llevó a J.J. Thomson, físico inglés, a proponer un nuevo modelo atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran *incrustados* los electrones, más o menos como las uvas pasas en un pastel de pasas o las pepitas en una sandía (*modelo del pudin de pasas*).

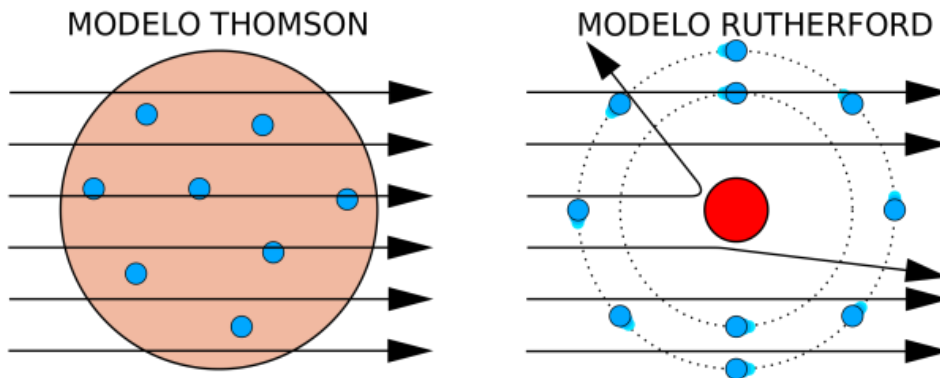


**Modelo atómico de Rutherford** (1911). Tras analizar los datos obtenidos en su conocido experimento consistente en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa, E. Rutherford, físico y químico neozelandés, propone un nuevo modelo atómico: el *modelo planetario del átomo*, según el cual el átomo constituye un espacio fundamentalmente vacío ocupado por electrones (llamado corteza electrónica) que giran alrededor de un núcleo central muy pequeño (como lo hacen los planetas alrededor del Sol), donde se concentra la mayor parte de la masa del átomo y toda la carga positiva (los protones).

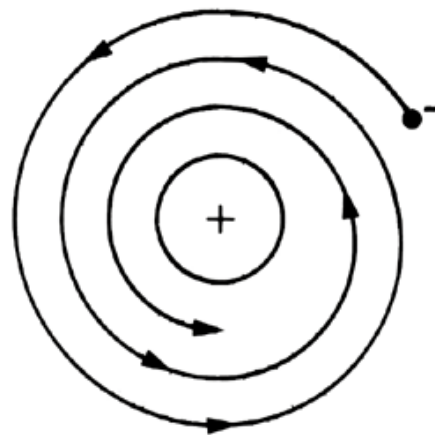




Experimento de Rutherford



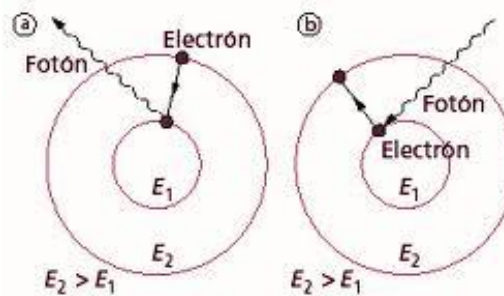
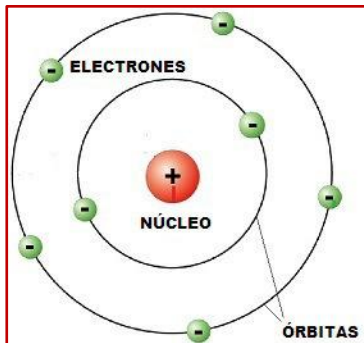
Aunque el modelo de átomo propuesto por Rutherford explica de manera muy convincente los resultados de su famoso experimento, presentaba un gran problema: contradecía la teoría electromagnética de Maxwell. Según esta teoría una carga eléctrica girando emite ondas electromagnéticas; por lo tanto, un electrón al girar en círculos (órbitas) alrededor del núcleo debería emitir ondas electromagnéticas. Dicha emisión provocaría una pérdida de energía que haría que el electrón describiera órbitas de radio decreciente hasta caer sobre el núcleo. El modelo atómico de Rutherford era, por lo tanto, **inviabile desde el punto de vista de la Física clásica**.





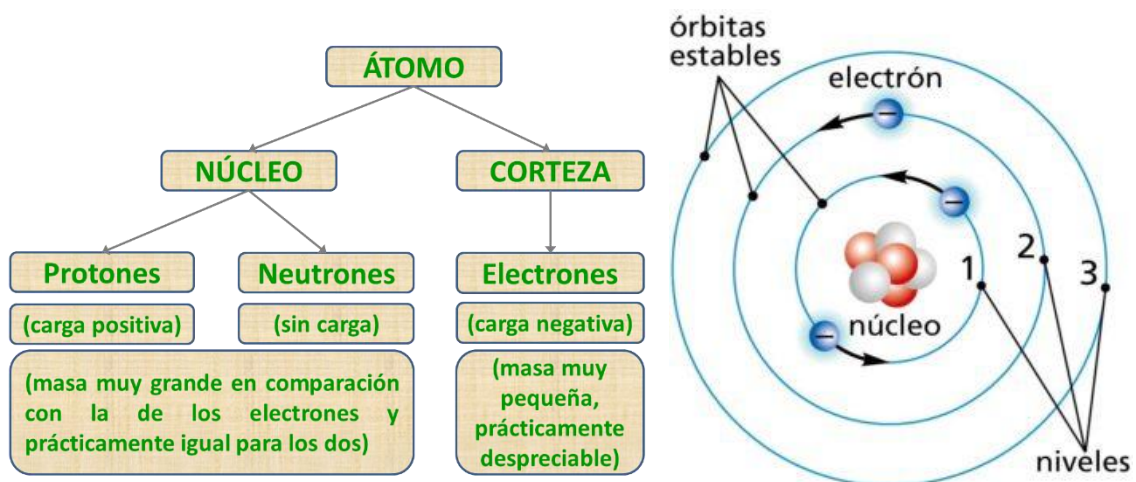


**Modelo atómico de Bohr** (1913). N. Bohr, físico danés, aporta una modificación al modelo de Rutherford y propone un nuevo modelo, aunque muy parecido. La diferencia está en que, según Rutherford los electrones podían girar alrededor del núcleo en cualquier órbita, es decir, a cualquier distancia y, por lo tanto, podrían tener cualquier valor de su energía. Por el contrario, según propone Bohr, los electrones solo se mueven en unas determinadas órbitas circulares que se encuentran a unas determinadas distancias del núcleo (llamadas órbitas estacionarias), en las cuales no emite energía. El electrón, dependiendo de la órbita estacionaria en la que se encuentre, tiene una determinada energía, que es tanto mayor cuanto más alejada esté la órbita del núcleo, de modo que: 1) **los electrones solo emiten energía cuando pasan de una órbita más alejada del núcleo a otra que está más cerca**, y 2) si los electrones absorben energía pueden “saltar” de una órbita más cercana al núcleo a otra que esté más lejos.



**Descubrimiento del neutrón.** La masa de protones y electrones por sí sola no coincidía con la masa total del átomo, y Rutherford supuso que en el núcleo tenía que existir otro tipo de partículas subatómicas a las que llamó **neutrones**, porque creía que no tenían carga eléctrica. En **1932**, **J. Chadwick**, físico inglés, descubrió estas partículas, que efectivamente no tenían carga eléctrica y cuya masa es ligeramente superior a la del protón. Se encuentran, junto con los protones, en el núcleo de los átomos.

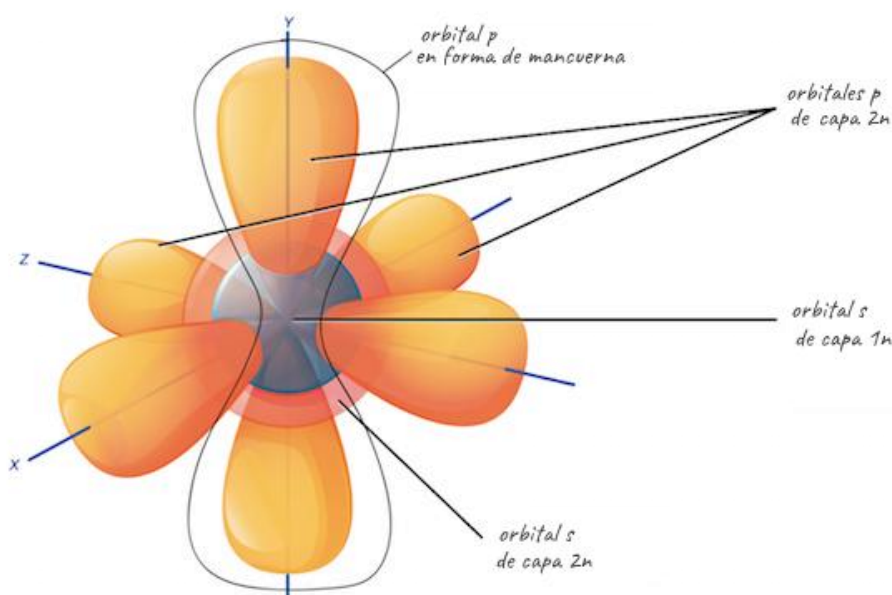
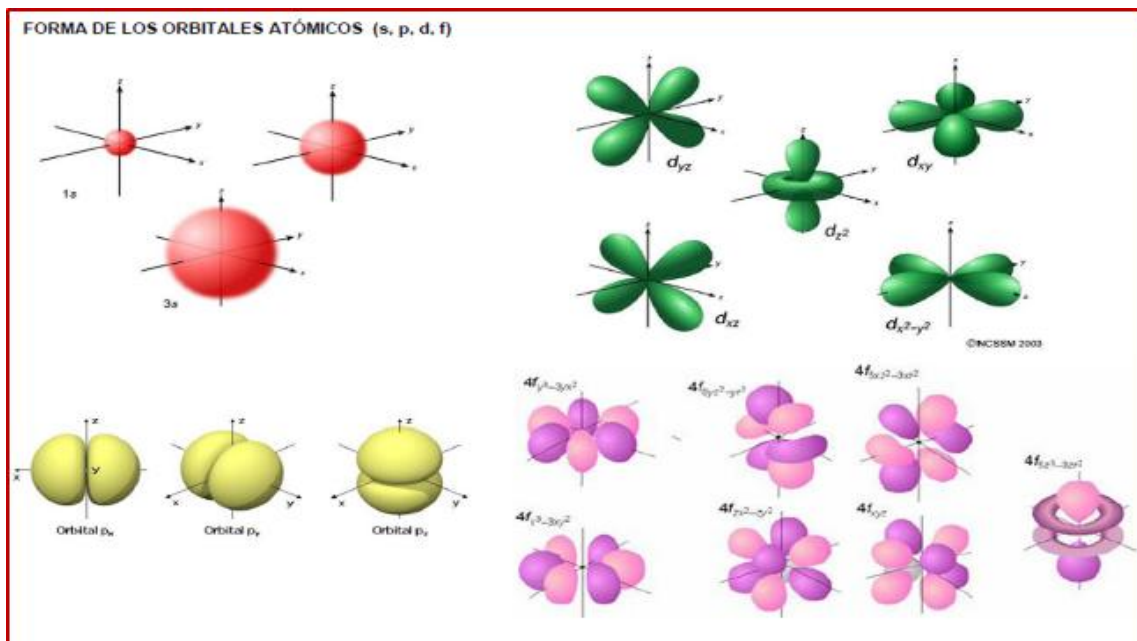
Así, en este nivel, nos quedaremos con el modelo de Bohr incorporando los neutrones en el núcleo. Esto nos permitirá imaginarnos los átomos, representarlos y explicar algunos hechos experimentales y toda una serie de fenómenos que afectan a dichos átomos. En resumen:





**Modelo mecanocuántico** (1925, Schrödinger y Heisenberg). Es el modelo atómico que se maneja en la actualidad. Según este modelo, no es posible hablar de órbitas (camino fijo circular que siguen los electrones en su movimiento alrededor del núcleo) porque realmente no es posible saber con certeza qué posición ocupa el electrón en cada momento. Así que se introduce el concepto de **orbital** (zona alrededor del núcleo donde existe una probabilidad muy alta de encontrar al electrón).

Según este modelo, existen **cuatro tipos de orbitales**, a los que se designan con las letras **s**, **p**, **d** y **f**. Cada uno de estos tipos de orbitales tiene una forma característica y un tamaño determinado, tanto mayor cuanto más lejos se encuentre del núcleo. Además, cuando el electrón se encuentra en estos orbitales, tiene una determinada energía, también mayor cuanto más lejos se encuentre del núcleo. **En cada orbital «cabem», como máximo dos electrones.**





Pero, ¿es este modelo mecanocuántico el modelo definitivo? Por el momento, lo que sabemos es que es un modelo que explica todos los hechos experimentales conocidos en la actualidad. No obstante, si en el futuro se conocen hechos experimentales nuevos, que no puedan ser explicados mediante este modelo, habrá que reformularlo, o buscar un modelo nuevo que los explique. Esto es lo que ha sucedido históricamente, constituyendo un buen ejemplo de aplicación del método científico: modelo – nuevos hechos experimentales no explicables con el modelo – nuevo modelo.

La siguiente tabla recoge algunos de los acontecimientos históricos más relevantes en lo que respecta al conocimiento de la estructura atómica de la materia y es un buen ejemplo de que, para llegar al conocimiento, se requiere de mucho trabajo a lo largo de mucho tiempo y de la intervención de muchos científicos.

FECHA	AUTOR/ES	HECHO RELEVANTE OBSERVACIONES
Siglo IV a.C.	Leucipo y Demócrito	<b>Teoría atomística.</b> La materia está formada por átomos. No tuvo éxito.
	Aristóteles	<b>Teoría continuista.</b> La materia es continua, no existen los átomos. Prevaleció durante siglos.
1738	Bernouilli	<b>Modelo cinético de los gases.</b> Permite explicar de una forma sencilla las propiedades de los gases y las leyes que rigen su comportamiento.
	Boltzmann y Maxwell	<b>Teoría cinético-corpúscular de la materia.</b> Extiende el modelo cinético de los gases a los estados sólido y líquido y permite explicar sus propiedades.
1803- 1807	Dalton	<b>Modelo atómico de Dalton</b> (modelo del átomo-bola). Recupera la idea de átomo de los antiguos filósofos griegos.
1886	Goldstein	<b>Descubrimiento del protón</b>
1897	Thomson	<b>Descubrimiento del electrón</b>
		El descubrimiento de estas partículas subatómicas hace insostenible el modelo atómico de Dalton.
1904	Thomson	<b>Modelo atómico de Thomson</b> (modelo del pudín de pasas). Propone un nuevo modelo de átomo que contiene cargas eléctricas, tras el descubrimiento de protones y electrones.
1911	Rutherford	<b>Modelo atómico de Rutherford</b> (modelo planetario). Introduce los conceptos de núcleo atómico, órbitas y corteza electrónica. Átomo inviable desde el punto de vista de la Física clásica.
1913	Bohr	<b>Modelo atómico de Bohr.</b> Supone una mejora del modelo de Rutherford, introduciendo el concepto de órbitas posibles o estacionarias. Átomo estable.
1925	Schrödinger y Heisenberg	<b>Modelo mecanocuántico.</b> Es el modelo actual de átomo. Introduce el concepto de orbitales atómicos.



## CARACTERIZACIÓN DE LOS ÁTOMOS

Los átomos pueden identificarse gracias al número de protones que contiene su núcleo, ya que este es fijo para los átomos de un mismo elemento. El **número de protones** de un átomo se llama **número atómico** y se representa mediante la letra Z, es decir:

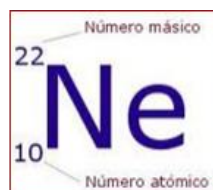
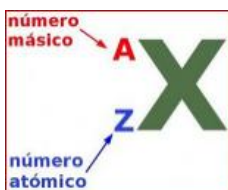
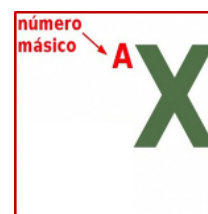
$$\text{NÚMERO ATÓMICO (Z) = NÚMERO DE PROTONES.}$$

Como los electrones apenas tienen masa, la masa de un átomo es prácticamente la suma de las masas de los protones y de los neutrones del núcleo. Por esto, el número de protones y neutrones de un átomo se llama **número másico** y se representa mediante la letra A, es decir:

$$\text{NÚMERO MÁSCICO (A) = NÚMERO DE PROTONES (Z) + NÚMERO DE NEUTRONES (N).}$$



El número atómico se representa mediante un subíndice situado delante del símbolo del elemento correspondiente y el número másico se representa mediante un superíndice situado delante del símbolo del elemento correspondiente.



Para identificar un átomo y poder saber cuántas partículas subatómicas (protones, neutrones y electrones) contiene, suelen representarse al mismo tiempo, junto con su símbolo, el número atómico (Z) y el número másico (A).

Ten en cuenta lo siguiente: si  $A = Z + N \rightarrow N = A - Z$ . Es decir, conocidos el número atómico (Z) y el número másico (A) de un átomo, podemos calcular fácilmente el número de neutrones (N) que tiene en su núcleo. Así, podemos saber que el átomo de neón representado antes tiene 10 protones y  $22 - 10 = 12$  neutrones en su núcleo, y 10 electrones en su corteza, ya que es eléctricamente neutro.

### Formación de iones.

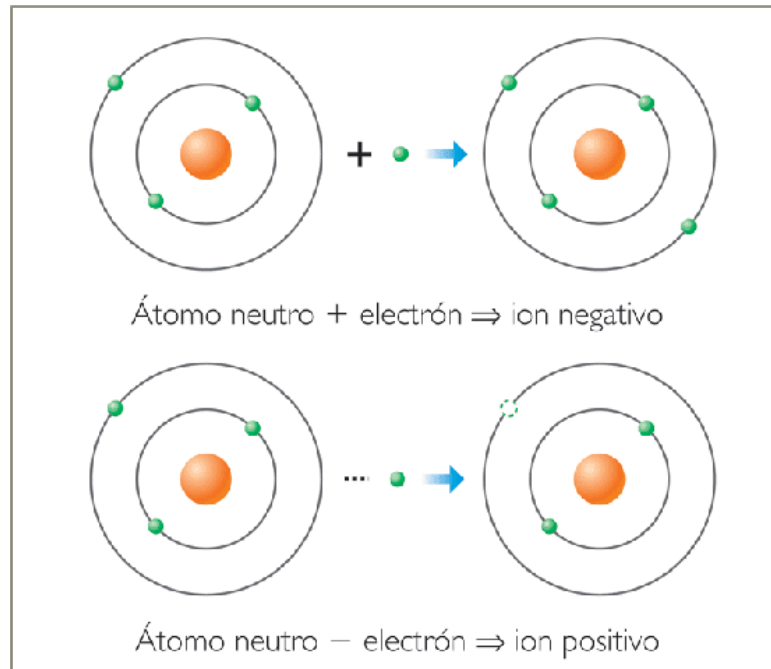
Un **ion** es un átomo que, al haber perdido o ganado uno o más electrones, tiene carga eléctrica positiva o negativa respectivamente. Un ion con carga positiva se llama **catión** y si tiene carga negativa se llama **anión**. Es decir:

- Un átomo neutro (sin carga eléctrica) tiene el mismo número de protones que de electrones. De este modo las cargas positivas de los protones son compensadas por las cargas negativas de los electrones.

- Si un átomo neutro pierde algún electrón se transforma en un **catión** con tantas cargas positivas como electrones haya perdido. Por lo tanto, un catión tiene más protones que electrones.

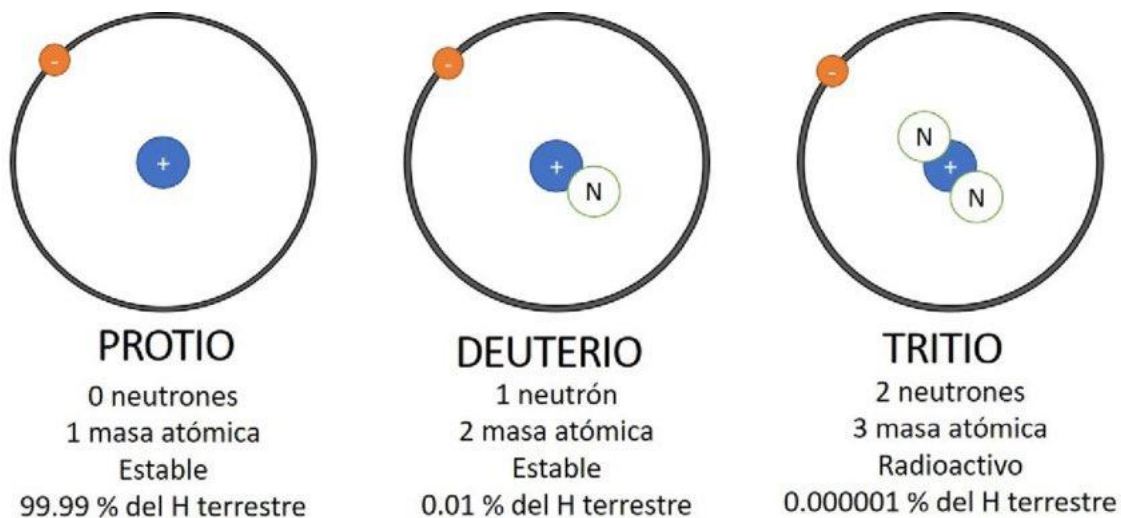


- Si un átomo neutro gana algún electrón se transforma en un anión con tantas cargas negativas como electrones haya ganado. Por lo tanto, un anión tiene más electrones que protones.

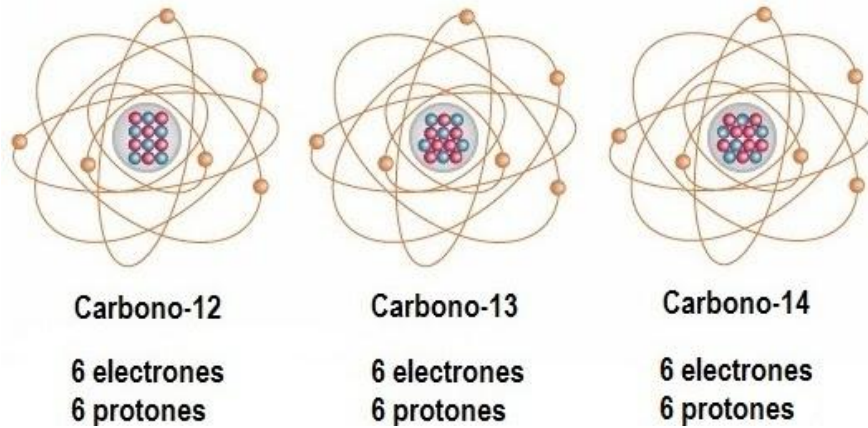


### Isótopos.

Llamamos **isótopos** a varios átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en el número de neutrones que contienen en su núcleo o, lo que es lo mismo, en su masa. O dicho de otro modo, isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico y distinto número másico. La mayoría de los elementos presentan isótopos, es decir, no todos sus átomos son exactamente iguales (esto contradice uno de los postulados de la teoría atómica de Dalton, que indicaba que todos los átomos de un mismo elemento eran exactamente iguales entre sí). Por ejemplo:



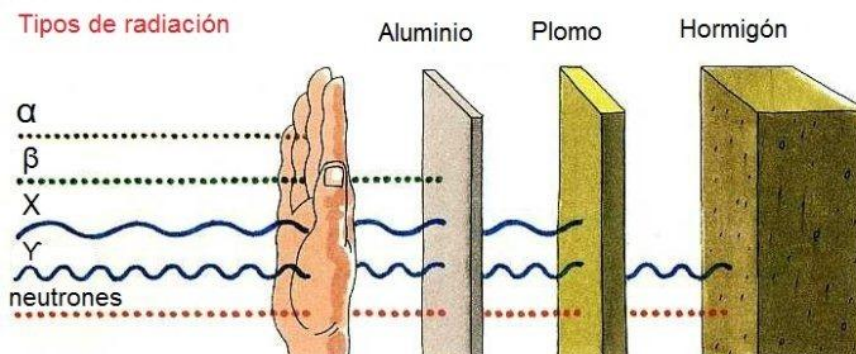




## ISÓTOPOS RADIATIVOS

Numerosos isótopos son **radiactivos**, esto es, son inestables y tienden a estabilizarse emitiendo radiaciones. Las **emisiones radiactivas** que puede emitir un isótopo radiactivo son tres:

- **Emisión de partículas alfa ( $\alpha$ ):** son núcleos de átomos de He-4 que son emitidos por el núcleo inestable a gran velocidad. Estas partículas alfa tienen poco poder de penetración por lo que no dañan la materia viva, siempre y cuando no se ingiera.
- **Emisión de partículas beta ( $\beta$ ):** son electrones emitidos por el núcleo a gran velocidad. Tienen mayor poder de penetración que las partículas alfa por lo que, la exposición prolongada a emisiones de partículas beta puede provocar daños superficiales en la materia viva (quemaduras en la piel o daños en la vista).
- **Emisión de radiación gamma ( $\gamma$ ):** en este caso **no son partículas materiales** sino un tipo de radiación electromagnética mucho más energética que los rayos X y que se emiten simultáneamente con las partículas alfa y con las partículas beta. La exposición a la radiación gamma, que tiene un alto poder de penetración, puede producir modificaciones en las células que pueden llegar a producir daños importantes que pueden generar cáncer, o la muerte, si la exposición es muy prolongada.







Algunas de las **aplicaciones más importantes de los isótopos radiactivos** son las siguientes:

- **Producción de electricidad en centrales nucleares:** el isótopo radiactivo de uranio-235 en forma de metal sólido se usa como combustible nuclear en las centrales nucleares.
- En **Medicina** se utilizan algunos isótopos radiactivos para el diagnóstico de enfermedades (como el oxígeno-18 o el tecnecio-99), en el tratamiento de enfermedades (como el yodo-131 para tratar el hipertiroidismo), y en el tratamiento del cáncer (radioterapia) (como el cobalto-60) por la capacidad que tiene la radiación emitida de destruir las células cancerosas. El grave inconveniente es que también destruye las células sanas.
- En **Arqueología**, para la datación de restos arqueológicos. El método más conocido es el del carbono-14, llamado así porque mide la cantidad de este isótopo presente en la muestra objeto de estudio. El método tiene dos inconvenientes: 1) sólo se puede aplicar a restos arqueológicos que hayan sido tejidos de seres vivos, y 2) no pueden ser más antiguos de 50.000 años.

Estas actividades en las que se utilizan isótopos radiactivos y otras, como la **investigación en Centros de Investigación y en Universidades o incluso en la industria**, generan residuos radiactivos que pueden estar emitiendo radiaciones durante cientos o incluso durante miles de años. Los **residuos radiactivos** suelen clasificarse en dos tipos:

- **Residuos de alta actividad (RAA)**, con una vida media de su desintegración superior a 30 años. Son los más peligrosos. Pertenecen a este tipo los restos del combustible de uranio gastado en las centrales nucleares.
- **Residuos de baja y media actividad (RBMA)**, con una vida media de su desintegración inferior 30 años. Aunque menos, también son peligrosos. Pertenecen a este tipo, en general, los residuos procedentes de las otras actividades citadas anteriormente.

La peligrosidad de estos residuos radiactivos reside en que emiten radiación muy energética, que puede ser letal para la vida, durante muchísimos años. Por lo tanto, han de ser manipulados bajo extremas medidas de seguridad y siempre por personal especializado. En la actualidad:

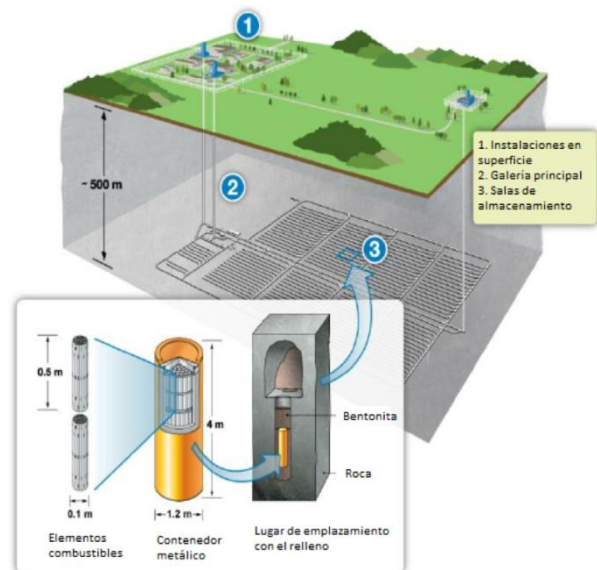
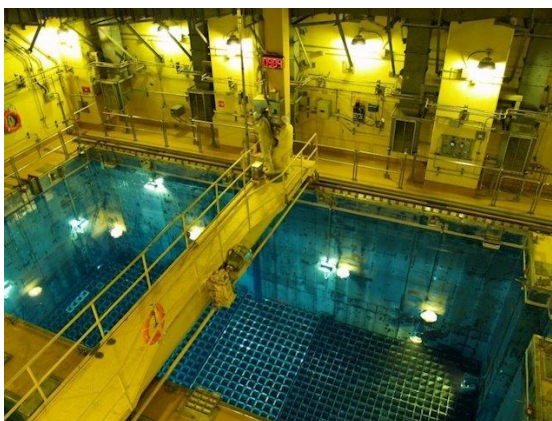
- Los **residuos de baja y media actividad (RBMA)** se introducen en bidones de acero que luego se introducen en contenedores de hormigón, que luego se rellenan con más hormigón; estos contenedores se colocan luego en su ubicación definitiva en unas instalaciones llamadas **cementerios nucleares**. En Andalucía se encuentra el cementerio nuclear de El Cabril, en la sierra de Córdoba.



- Los **residuos procedentes del combustible nuclear (RAA)** se suelen almacenar durante años en piscinas dentro de las propias centrales nucleares; luego se introducen en bidones de acero que se rellenan con hormigón y por último se almacenan en lugares especialmente construidos para ello, normalmente a grandes profundidades (en algunos casos de más de 500 metros), en galerías, en zonas geológicas muy estables. Esto se conoce como **almacenamiento geológico profundo (AGP)**.



Distintas vistas del cementerio nuclear de El Cabril



Almacenamiento temporal en piscinas y almacenamiento geológico profundo (AGP) de residuos radiactivos de alta actividad (RAA)



## REPRESENTACIÓN DE ÁTOMOS E IONES

Representaremos átomos e iones dibujándolos según el modelo planetario de Bohr. Para ello necesitaremos conocer su número atómico y su número másico, lo que nos permitirá saber de qué elemento químico se trata y también calcular la composición de su núcleo. Por otra parte, para calcular el número de electrones que tiene en la corteza hay que tener en cuenta lo siguiente:

1. Si se trata de un átomo neutro (mismo número de electrones que de protones) o de un ion (recuerda, ha ganado electrones si es un anión y los ha perdido si es un catión).
2. Alrededor del núcleo atómico, hay capas o niveles de energía (órbitas) donde se encuentran los electrones. Las primeras cuatro capas o niveles de energía se representan tradicionalmente por las letras **K**, **L**, **M** y **N**. En cada una de estas capas o niveles de energía pueden encontrarse, como máximo, un determinado número de electrones.

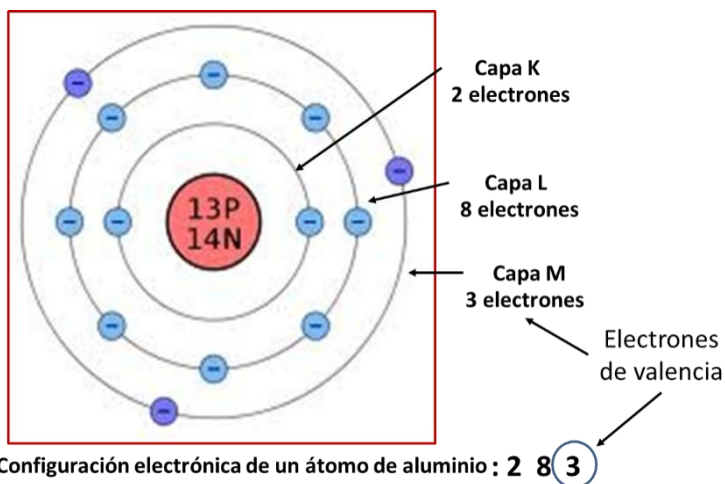
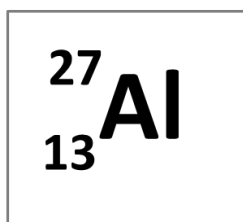
Capa o nivel de energía	K	L	M	N
Número máximo de electrones	2	8	18	32

Así, los electrones de un átomo se van situando en las capas o niveles menos energéticos (más cercanos al núcleo), y cuando se van completando, se empiezan a ocupar las capas o niveles superiores. No obstante, hay ciertas restricciones que afectan al número de electrones que ocupan una determinada capa. Por ejemplo, cuando la tercera capa tiene 8 electrones, empieza a llenarse la cuarta, aunque la tercera admite hasta 18.

La distribución por capas de los electrones de un átomo de un elemento se conoce como **estructura o configuración electrónica**. A los electrones situados en la última capa o nivel de energía se les denomina **electrones de valencia**, y son muy importantes porque son los responsables de las propiedades químicas de los elementos químicos.

Aluminio (Al), 13 electrones = 2 8 **3**  
Cobre (Cu), 29 electrones = 2 8 18 **1**


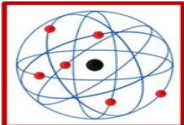
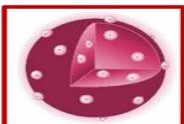

Electrones de valencia





## ACTIVIDADES

- 1.- Indica los postulados básicos de la teoría cinético-corpúscular de la materia.
- 2.- Usando las ideas de la teoría cinético-corpúscular de la materia explica razonadamente:
  - a) Por qué los gases pueden comprimirse y los sólidos no.
  - b) Por qué los líquidos se adaptan a la forma del recipiente donde están contenidos y los sólidos no.
  - c) Por qué los gases ocupan todo el volumen del recipiente donde están contenidos y los líquidos no.
  - d) A qué se debe la presión que ejercen los gases en el interior del recipiente que los contiene y cómo podríamos hacer para aumentar la presión que ejerce un gas contenido en un recipiente cerrado.
- 3.- Relaciona cada modelo con un dibujo y con su descripción:

Autor del modelo	Esquema del átomo	Breve descripción del modelo
Dalton	<b>1.</b> 	<b>A.</b> Esfera maciza indivisible de distintos tamaños y masas. Conocido como "átomo-bola".
Thomson	<b>2.</b> 	<b>B.</b> Núcleo conteniendo toda la carga positiva y toda la masa del átomo y electrones girando en órbitas permitidas en las cuales no emiten energía
Rutherford	<b>3.</b> 	<b>C.</b> Esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las uvas pasas en un pudín.
Bohr	<b>4.</b> 	<b>D.</b> Núcleo conteniendo toda la carga positiva y toda la masa del átomo y electrones girando en cualquier órbita alrededor del núcleo.

- 4.- Completa la siguiente tabla:

Partícula subatómica	Masa (kg)	Carga (C)	En qué parte del átomo se encuentra

- 5.- ¿Cómo se forma un ion potasio ( $K^+$ ) a partir de un átomo neutro de potasio (K)? Indica el número de protones y de electrones del átomo neutro y del catión.





6.- ¿Cómo se forma un ion cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) a partir de un átomo neutro de cloro ( $\text{Cl}$ )? Indica el número de protones y de electrones del átomo neutro y del anión.

7.- a) ¿Cómo se forma un ión sodio ( $^{23}\text{Na}^+$ )? Dibuja el proceso de formación de este catión.

b) ¿Cómo se forma un ión cloruro ( $^{35}\text{Cl}^-$ )? Dibuja el proceso de formación de este anión.

8.- Dibuja, siguiendo el modelo planetario de Bohr, los átomos siguientes:  $^4\text{He}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{N}$  y  $^{17}\text{O}$ .

9.- Un átomo neutro tiene 15 electrones en su corteza y 16 neutrones en el núcleo. Determina el valor de su número atómico y de su número másico. Indica su nombre y su símbolo. Dibújalo.

10.- El oxígeno tiene tres isótopos estables: O-16, O-17 y O-18. Construye una tabla donde pueda verse con claridad el número de electrones, protones y neutrones que tiene cada uno.

11.- ¿Cuántos electrones y protones tiene el ion óxido ( $\text{O}^{2-}$ )? ¿Cómo se habrá formado este anión?

12.- Si el aluminio tiene  $A = 27$ , dibuja el ion  $\text{Al}^{3+}$  indicando el número de protones, neutrones y electrones que lo forman. ¿Cómo se habrá formado este catión?

13.- Un átomo está formado por 17 protones y 18 electrones. ¿Cuál es su número atómico? ¿Se trata de un átomo neutro?

14.- Cuando choca un átomo de flúor con otro de litio, el átomo de flúor se apropia de un electrón del litio. ¿Cómo quedarán después del choque?

15.- Selecciona la opción correcta:

a) La masa de un protón *es mayor/igual/menor* que la de un electrón.

b) La carga del electrón es *mayor/igual/menor* que la del protón.

c) Un anión se forma cuando un átomo neutro *gana/pierde electrones/protones/neutrones*.

d) Los isótopos de un elemento tienen siempre el mismo número de *electrones/protones/neutrones*, pero diferente número de *electrones/protones/neutrones*.

16.- Una de las hipótesis de la teoría atómica de Dalton dice que todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, en masa y en propiedades. ¿Es cierto? ¿Pueden diferenciarse en algo?

17.- Responde brevemente:

a) ¿Todos los isótopos son radiactivos?

b) ¿Existe alguna aplicación más de los isótopos radiactivos diferente de su uso para la producción de electricidad? Cita dos ejemplos.



18.- Completa la siguiente tabla:

ESPECIE QUÍMICA	Z	A	NÚCLEO		CORTEZA	
			P	N	e	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
$B^{3-}$	5	9				
$Ca^{2+}$			20	20		
Br		70	35			
$Fe^{3+}$		53			23	
$Si^{4-}$			14	16		
V	23			24		
		14	7		10	
	8			9		2-8
Ca				20		
	17	35			18	

19.- Conocemos los siguientes datos sobre los átomos A, B, C y D:

A	B	C	D
13 protones	13 protones	14 protones	14 protones
14 neutrones	13 neutrones	15 neutrones	15 neutrones
13 electrones	10 electrones	14 electrones	18 electrones

Responde razonadamente:

- ¿Cuáles pertenecen a isótopos diferentes del mismo elemento?
- ¿Cuáles pertenecen al mismo isótopo del mismo elemento?
- ¿Son B y C átomos del mismo elemento?
- ¿Cuál de ellos es un catión? ¿Y un anión?

20.- Indica a qué se refieren las siguientes definiciones:

- Número de protones y de neutrones que hay en el núcleo de un átomo: \_\_\_\_\_
- Línea imaginaria alrededor del núcleo por donde se mueven los electrones: \_\_\_\_\_
- Parte del átomo donde se encuentran los electrones: \_\_\_\_\_
- Partícula subatómica sin carga eléctrica: \_\_\_\_\_
- Átomo con carga eléctrica positiva: \_\_\_\_\_
- Átomo con carga eléctrica negativa: \_\_\_\_\_
- Partícula subatómica con carga eléctrica positiva: \_\_\_\_\_
- Partícula subatómica con carga eléctrica negativa: \_\_\_\_\_
- Número de protones que un átomo tiene en su núcleo: \_\_\_\_\_
- Átomo con carga eléctrica: \_\_\_\_\_
- Átomos del mismo elemento que se diferencian en su masa: \_\_\_\_\_
- Parte del átomo donde se encuentran los protones y los neutrones: \_\_\_\_\_





Materia	Criterio de evaluación	Instrumento
FyQ3°ESO	B2C6. Reconocer que los modelos atómicos son instrumentos interpretativos de las distintas teorías y la necesidad de su utilización para la interpretación y comprensión de la estructura interna de la materia.	Actividad B2C6

1.- A continuación se da el número atómico y el número másico de una serie de átomos neutros. Para cada uno de ellos:

- Indica **razonadamente** el número de protones y de neutrones que contiene.
- Indica **razonadamente** el número de electrones que contienen y la distribución de esos electrones en las distintas órbitas o capas.
- Indica **razonadamente** a qué elemento químico pertenece y escribe su símbolo.
- Dibuja el átomo utilizando el modelo atómico de Bohr.
- Indica cuántos electrones de valencia posee.

Elemento químico	Z	A
A	20	40
B	11	23
C	15	31
D	18	39

2.- Para las siguientes especies químicas indica cuáles son cationes y cuáles son aniones y escribe la composición de cada una de ellas.



3.- a) Indica el nombre de las tres partículas subatómicas fundamentales y para cada una de ellas: en qué parte del átomo se localizan, el valor de su carga eléctrica y el valor de su masa.

b) Contesta **razonadamente**:

- ¿Cómo es la masa de los electrones en comparación con la de los protones?
- ¿Y la masa de los neutrones en comparación con la de los protones?
- ¿Podemos decir entonces que la masa del átomo es prácticamente igual a la masa de su núcleo?



Materia	Criterio de evaluación	Instrumento
FyQ3°ESO	B2C7. Analizar la utilidad científica y tecnológica de los isótopos radiactivos.	Actividad B2C7

En la siguiente tabla se da la composición de algunas especies químicas:

	A	B	C	D	E	F
Protones	32	17	8	32	4	17
Neutrones	33	18	9	36	5	19
Electrones	30	17	10	32	2	18

**1.- Contesta razonadamente:**

- ¿Hay isótopos en la tabla anterior? En caso afirmativo, indica cuáles.
- En caso afirmativo, ¿todos los isótopos que aparecen son átomos neutros?
- Clasifica las seis especies químicas de la tabla en átomos neutros, cationes y aniones.
- Indica el nombre y el símbolo de las distintas especies químicas que aparecen en la tabla.
- Representa las seis especies químicas que aparecen en la tabla utilizando la notación  ${}^A_ZX$  (si son iones no olvides indicar correctamente su carga eléctrica).

A continuación tienes representados una serie de isótopos radiactivos (radioisótopos):



**2.-** Busca información y explica alguna aplicación real de cada uno de ellos.

**3.-** Busca información y redacta un informe sobre la problemática que generan los residuos radiactivos y sobre las soluciones que se manejan en la actualidad para la gestión de los mismos.