

Unidad Didáctica III

EL ÁTOMO

2º ESO



FÍSICA Y QUÍMICA

En esta unidad vas a:

- 1. Conocer el concepto de átomo**
- 2. Conocer la evolución de los modelos atómicos**
- 3. Identificar la estructura del átomo**
- 4. Reconocer las partículas subatómicas**
- 5. Comprender el concepto de número atómico Z**
- 6. Comprender el concepto de número másico A**
- 7. Conocer el concepto de Isótopos**
- 8. Comprender el concepto carga eléctrica**
- 9. Conocer los procesos de formación de iones**
- 10. Relacionar la estructura atómica y la tabla periódica**
- 11. Conocer aparatos para ver los átomos**

SUMARIO

- 3.00.- Lectura Comprensiva
- 3.01.- Introducción
- 3.02.- Evolución Histórica del átomo
 - 3.2.1.- Modelo atómico de Dalton
 - 3.2.2.- Modelo atómico de Thomson
 - 3.2.3.- Modelo atómico de Rutherford
 - 3.2.4.- Modelo atómico de Bohr
- 3.03.- Características de los átomos
- 3.04.- Número atómico y número másico
 - 3.4.1.- Número atómico Z
 - 3.4.2.- Número másico A
 - 3.4.3.- Isótopos
- 3.05.- Iones
 - 3.5.1.- Cargas eléctricas en la materia
 - 3.5.2.- Iones
 - 3.5.3.- Procesos de formación de Iones
- 3.06.- ¿Podemos ver los átomos?
- 3.07.- Ejercicios resueltos
- 3.08.- Autoevaluación

3.00.- Lectura Comprensiva

La luz de las estrellas y la posibilidad del H de un vaso de agua

¿Alguna vez te has preguntado de dónde procede toda la luz y la energía que emiten las estrellas como, por ejemplo, nuestro propio Sol? ¿Y por qué existe tanta variedad de elementos en nuestro universo?

La respuesta a la primera pregunta nos la ofrecieron, en 1929, los físicos Fritz Houtermans y Robert Atkinson al afirmar que la enorme cantidad de energía liberada en las estrellas es el resultado de un proceso denominado fusión nuclear, en el que núcleos de átomos de hidrógeno se unen para formar núcleos de átomos de helio y otros elementos mayores.

Desde ese momento, muchos físicos empezaron a soñar con la posibilidad de que la humanidad pudiese imitar en los laboratorios los procesos de fusión que tienen lugar en el interior de las estrellas para poder generar grandes cantidades de energía que pudieran cubrir todas nuestras necesidades.

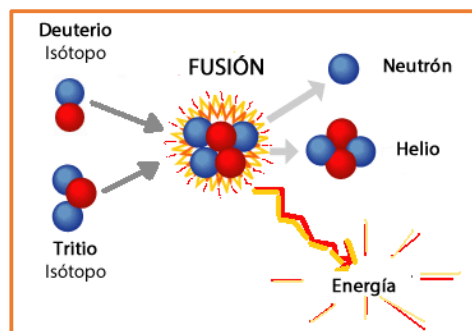
De lograrse, la energía procedente de la fusión sería inagotable y con la gran ventaja de no generar residuos radiactivos, como sí lo hace la actual energía nuclear basada en la fisión o ruptura de átomos mayores en otros menores.

Sin embargo, la enorme dificultad científica y tecnológica que supone alcanzar en los laboratorios las temperaturas que existen en los núcleos de las estrellas (del orden de 16 millones de grados) ha hecho que, hasta ahora, el balance entre la energía que se necesita suministrar para lograrlo y la energía liberada en la fusión haya resultado negativo. Para lograr unas temperaturas tan extremas se deben emplear potentísimos láseres e imanes, lo que supone un gasto energético bastante superior a lo que finalmente se obtiene.

El 13 de diciembre de 2022, científicos estadounidenses anunciaron que habían logrado que la energía liberada en sus experimentos resultara superior a la aportada por los láseres. Inmediatamente, la noticia dio lugar a numerosos titulares de prensa muy exagerados; se afirmaba que, con la energía del hidrógeno de un vaso de agua, una familia tendría recursos energéticos suficientes durante décadas.

Sin embargo, pronto los científicos pusieron las cosas en su sitio; el vaso de agua no sería de agua del grifo, sino de «agua pesada», formada por un isótopo del hidrógeno, el deuterio. Además, en el cómputo entre la energía aportada a los átomos por los láseres y la energía liberada por la fusión, no se tenía en cuenta la enorme cantidad de energía consumida para poner en funcionamiento los propios láseres. Así que, como poco, habrá que esperar más de medio siglo para que podamos disponer de prototipos de centrales nucleares de fusión.

Pero sin duda, el hallazgo ha supuesto un peldaño más en la escalera para materializar el Objetivo de Desarrollo Sostenible 7, de lograr una energía limpia y sostenible.



Lee nuevamente el texto anterior y responde a las cuestiones

- 1.- ¿Cuál es el origen de la ingente cantidad de energía que emiten las estrellas?
- 2.- ¿Por qué es necesario de disponer de fuentes de energía "limpias"?
- 3.- ¿Cuál es el principal problema que tiene la energía nuclear de fusión?
- 4.- ¿Por qué no ha resultado rentable hasta ahora?
- 5.- ¿Qué hay de cierto en la afirmación de que, con el hidrógeno de un vaso de agua, una familia podría tener recursos energéticos suficientes durante décadas?

3.01.- Introducción

El concepto del átomo tiene sus raíces en la antigua Grecia, hace más de 2.000 años. Fue el filósofo griego Demócrito quien propuso por primera vez la idea de que toda la materia estaba formada por partículas diminutas e indivisibles, a las que llamó "átomos", que significa "indivisible" en griego. Aunque esta idea era revolucionaria, no se basaba en experimentos, sino en pura especulación filosófica. Durante muchos siglos, la teoría atómica de Demócrito quedó relegada a un segundo plano, ya que filósofos como Aristóteles defendían que la materia estaba formada por cuatro elementos fundamentales: tierra, agua, aire y fuego.

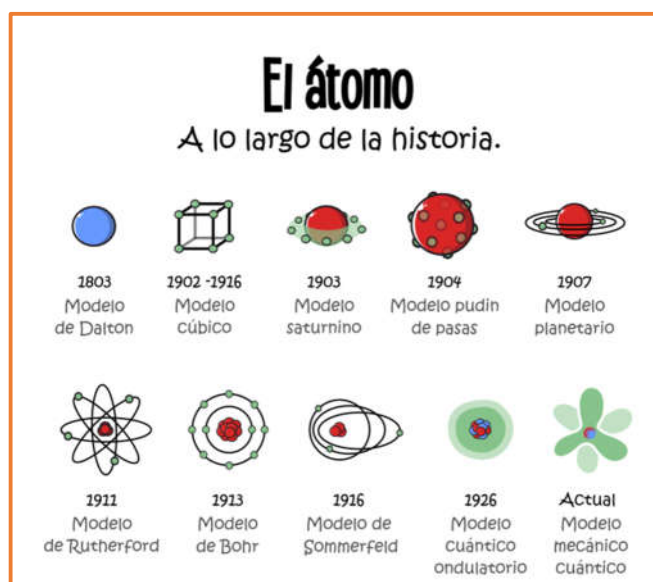
No fue hasta el siglo XIX cuando la idea del átomo resurgió con fuerza, esta vez respaldada por la ciencia experimental. En 1803, el químico británico John Dalton desarrolló la primera teoría atómica basada en evidencias científicas. Dalton afirmó que los átomos eran partículas diminutas e indivisibles que formaban la materia, y que cada elemento químico estaba compuesto por un único tipo de átomos. También explicó cómo los átomos se combinaban en proporciones definidas para formar compuestos químicos, sentando las bases de la química moderna.

A finales del siglo XIX, el modelo de Dalton empezó a ser cuestionado. En 1897, el físico británico J.J. Thomson descubrió el electrón, una partícula cargada negativamente que formaba parte del átomo. Esto significaba que el átomo no era indivisible, como Dalton había pensado. Thomson propuso un modelo conocido como el "modelo del pudín de pasas", en el que los electrones estaban incrustados en una masa de carga positiva, como si fueran pasas en un pudín.

Sin embargo, este modelo no duró mucho. En 1911, Ernest Rutherford llevó a cabo su famoso experimento de la lámina de oro, donde descubrió que los átomos tienen un núcleo pequeño, denso y cargado positivamente en su centro, y que los electrones giran alrededor de este núcleo. Este descubrimiento cambió nuestra visión del átomo y dio lugar al "modelo nuclear".

Más adelante, en 1913, el físico danés Niels Bohr perfeccionó el modelo de Rutherford al proponer que los electrones orbitaban el núcleo en niveles de energía específicos, como si fueran planetas alrededor del sol. Este modelo explicaba por qué los átomos emiten luz de ciertos colores cuando se calientan, y marcó un gran avance en nuestra comprensión del comportamiento de los átomos.

Con el tiempo, los científicos descubrieron que el núcleo del átomo no era solo una masa de carga positiva, sino que estaba formado por protones (partículas con carga positiva) y neutrones (partículas sin carga), descubiertos por James Chadwick en 1932. Además, se desarrolló el modelo cuántico del átomo, que reemplazó las órbitas definidas de Bohr por "nubes de probabilidad", donde es más probable encontrar a los electrones. Este modelo cuántico, desarrollado por científicos como Erwin Schrödinger y Werner Heisenberg, es el que utilizamos hoy en día para describir el comportamiento de los átomos.



En resumen, nuestra visión del átomo ha evolucionado desde las simples ideas filosóficas de los antiguos griegos hasta los complejos modelos cuánticos de hoy en día. Cada descubrimiento ha sido un paso crucial para entender mejor el mundo que nos rodea y el funcionamiento de la materia a nivel fundamental.

3.02.- Evolución histórica del concepto de átomo

Según la teoría atomista, la materia está formada por corpúsculos invisibles llamados **átomos**.

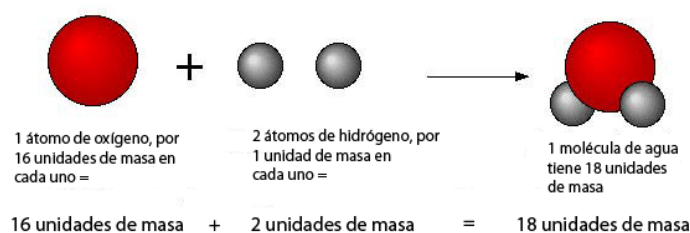
El nombre *átomo* proviene del latín *atomum*, y este del griego ἄτομον 'no cortado, sin porciones, indivisible; también, se deriva de *a-* ('no') y *tómo-* 'trozo cortado, porción, parte'.

Como hemos podido ver en la introducción, el concepto de átomo ha ido cambiando a lo largo de la historia, así que este curso estudiaremos los modelos atómicos más importantes, empezando por el modelo atómico más sencillo que fue el de Dalton.

3.2.1.- Teoría atómica de Dalton

Como hemos visto en la línea de tiempo de la introducción, en **1808**, **John Dalton**, químico inglés, publicó su libro "Un nuevo sistema de Filosofía Química". En el que exponía su teoría sobre la constitución de la materia y que se basaba en cuatro postulados:

1. Cada elemento químico está formado por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Dichos átomos permanecen inalterados en un proceso químico, es decir, son inmutables: no se pueden transformar unos en otros.
2. Existen distintos tipos de átomos, que se corresponden a los diferentes elementos químicos (C, Fe, Al, O, H,...). Los átomos de un mismo elemento tienen todos igual masa y las mismas propiedades; sin embargo, son distintos de los átomos de cualquier otro elemento. (Los átomos se diferencian por su masa).
3. Los compuestos químicos están formados por uniones de átomos de "distintos" elementos que se llaman moléculas. La proporción numérica entre ellos es simple y constante. (Los elementos también pueden formar moléculas de dos o más átomos "iguales").
4. Cuando ocurre una reacción química, los átomos que forma las sustancias se reordenan dando lugar a sustancias diferentes; por eso la masa no cambia, pues se trata de los mismos átomos en un orden diferente.



Este es el **primer modelo** atómico que se propuso, el átomo es esférico, macizo e indivisible.

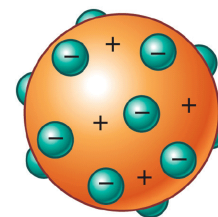


3.2.2.- Modelo atómico de Thomson

En **1897**, **Joseph John Thomson**, haciendo experimentos en su laboratorio, descubrió que existía una partícula subatómica con carga eléctrica negativa que podía ser intercambiada entre distintos átomos. A esa nueva partícula resultante de la fragmentación del átomo, fue a la que llamó electrón (e^-).

A partir de este importantísimo descubrimiento, en 1904 propone su modelo atómico, en el que Thomson incluye al electrón. Según éste, el átomo estaría formado por una esfera de carga positiva, en cuyo interior estarían incrustados los electrones, de forma que la carga total del átomo fuera neutra.

Después del descubrimiento del electrón se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía del inglés plum-pudding model) o uvas en gelatina.



Los postulados del modelo atómico de Thomson son:

- 🍏 El átomo es una esfera de carga positiva en la que están incrustados los electrones (de carga negativa), similar a las pasas en un pudín.
- 🍏 Los electrones están distribuidos uniformemente dentro de la carga positiva, lo que mantiene la estabilidad del átomo.

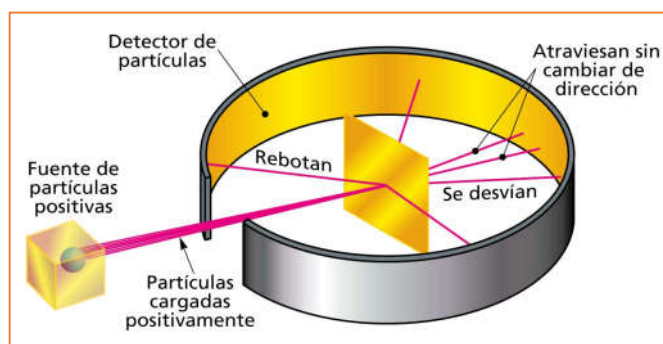
3.2.3.- Modelo atómico de Rutherford

En 1911, el neozelandés **Ernest Rutherford**, gracias al descubrimiento de la radiactividad por Becquerel y a los estudios posteriores de Marie Curie y otros, disponía de partículas, conocidas como partículas α , soltadas por las sustancias radiactivas, y que viajaban a gran velocidad y podían lanzarse como proyectiles para investigar la estructura interna de los átomos.

El experimento que usó Rutherford consistía en "bombardear" una delgada lámina de Au con estas partículas α . Alrededor de la lámina, pantallas de ZnS, una sustancia que emite destellos de luz cuando chocan con ella las partículas α .

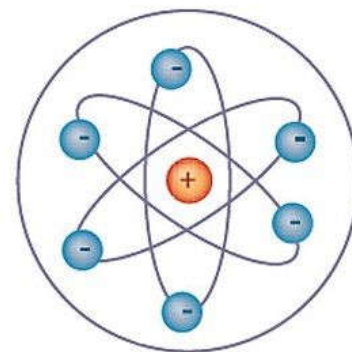
En este experimento, observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse, pero que algunas de ellas se desviaban con diferentes direcciones y unas pocas incluso rebotaban.

Estudiando estos datos, Rutherford llega a las siguientes conclusiones:



- 🍏 El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas α lo atravesen sin desviarse.
- 🍏 Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo a la que llamó núcleo.

Así, Rutherford propone su modelo atómico que consta de un núcleo central muy pequeño ($R=10^{-14}m$) cargado positivamente que concentra casi toda la masa del átomo, y una corteza exterior, que ocupa casi todo el volumen, formada por electrones que orbitan con trayectoria circular alrededor del núcleo, atraídos por la carga positiva de éste. (Conocido como **modelo planetario**, por su semejanza con el sistema solar).



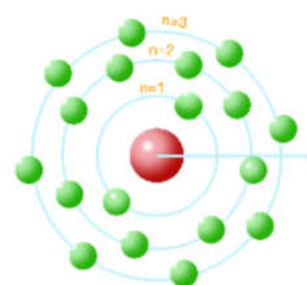
En 1914, descubre el **protón** (p^+), con lo que el núcleo, en lugar de ser una esfera maciza, pasa a estar formado por un n° de protones igual al de electrones de la corteza.

3.2.3.- Modelo atómico de Bohr

En **1913**, el físico danés **Niels Bohr** propone su modelo atómico para explicar la estructura del átomo y el comportamiento de los electrones.

Principales características del modelo atómico de Bohr:

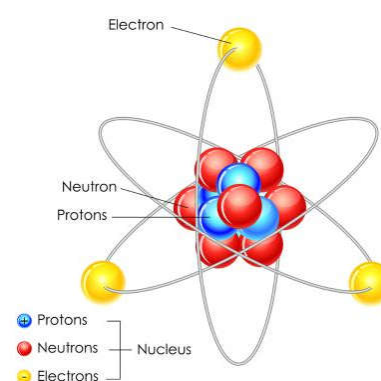
- Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares fijas sin perder energía.
- Los electrones solo pueden ocupar ciertos niveles de energía definidos. Si un electrón cambia de nivel, absorbe o emite energía en forma de luz.



3.2.4.- Modelo atómico de Chadwick

En **1932**, **J. Chadwick**, descubrió una tercera partícula subatómica sin carga, cuya masa era parecida a la del protón. Esta partícula, que se encuentra en el núcleo junto con los protones, y se denominó **neutrón** por eso de no tener carga. Su masa es similar a la del protón. Demostró también que la masa del átomo se concentra en el núcleo.

Por tanto, el átomo está formado por el núcleo, donde se encuentran los protones (de carga positiva) y los neutrones (sin carga) y por la corteza donde los electrones (carga negativa) giran en órbitas circulares. Los átomos son neutros, por lo que el número de protones y de electrones es el mismo.



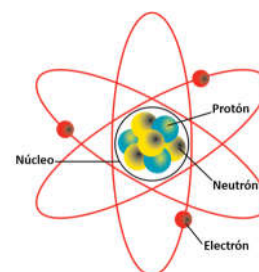
3.03.- Características de los átomos

Como hemos visto, el modelo atómico de Rutherford, ampliado con el descubrimiento de las partículas que componen el núcleo, propone básicamente que el átomo consta de dos zonas de características muy diferentes y está formado por tres partículas fundamentales:

🍏 **Núcleo:** Formado por:

- protones** $\left({}_1^1p^+ \right) \begin{cases} m_{p^+} = 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ uma} \\ q_{p^+} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\ R = 8,42 \times 10^{-16} \text{ m} \end{cases}$
- neutrones** $\left({}_0^1n \right) \begin{cases} m_n = 1,6748 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0086 \text{ uma} \\ q_n = 0 \text{ C} \end{cases}$

🍏 **Corteza atómica:** Formada por **electrones** $\left({}_{-1}^0e^- \right) \begin{cases} m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \\ q_{e^-} = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\ R = 2,82 \times 10^{-15} \text{ m} \end{cases}$.



El **tamaño de los átomos** varía dependiendo del elemento, pero generalmente está en el rango de 0,1 a 0,5 nanómetros, para ponerlo en perspectiva, si un átomo tuviera el tamaño de una canica, un cabello humano tendría el ancho de un rascacielos de varios pisos.

3.04.- Número atómico y número másico

Un núcleo suele representarse como ${}^A_Z X^{\pm q}$, donde X es el símbolo del elemento, A el número másico, Z el número atómico y q la carga (en caso de iones).

3.4.1.- Número atómico, Z

Llamamos **número atómico** de un átomo y lo representaremos por **Z** al número de protones que tiene dicho átomo en su núcleo.

$$\text{Número atómico (Z)} = \text{Número de protones}$$

Cada elemento está caracterizado por un número atómico distinto y todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número atómico.

En general, el **número de electrones** de un átomo coincide con el número de protones.

Ejemplo

1.- Expresa el número atómico y el número de protones y electrones de los átomos de H, O y Cl

- 🍏 El número atómico del Hidrógeno es 1, (${}_1H$) por tanto, un átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón.
- 🍏 El número atómico del Oxígeno es 8, (${}_8O$) por tanto tiene 8 protones y 8 electrones.
- 🍏 El número atómico del Cloro es 17, (${}_{17}Cl$) por tanto tiene 17 protones y 17 electrones.

3.4.2.- Número másico, A

Llamamos **número másico** de un átomo y lo representaremos por **A**, al número de partículas que hay en el núcleo de dicho átomo, es decir, al número de protones (p) y neutrones (n) de un átomo.

$$\text{Número Másico (A)} = \text{Número de protones (p)} + \text{Número de neutrones (n)}$$

$$A = Z + n$$

Para conocer uno de ellos, necesitamos de los otros dos.

Ejemplo

2.- Indica el número atómico, másico, el nº de protones, neutrones y electrones de los átomos ${}^{35}_{17}Cl$; ${}^{40}_{20}Ca$; ${}^{23}_{11}Na$

- 🍏 El Cloro ${}^{35}_{17}Cl$ con $\begin{cases} Z=17 \\ A=35 \end{cases}$ tiene 17 protones, 17 electrones, y $n=A-Z=35-17=18$ neutrones.
- 🍏 El Calcio ${}^{40}_{20}Ca$ con $\begin{cases} Z=20 \\ A=40 \end{cases}$ tiene 20 protones, 20 electrones y $n=A-Z=40-20=20$ neutrones
- 🍏 El Sodio ${}^{23}_{11}Na$ con $\begin{cases} Z=11 \\ A=23 \end{cases}$ tiene 11 protones, 11 electrones y $n=A-Z=23-11=12$ neutrones

Piensa y practica

1.- Indica de los siguientes átomos A, Z, n, p, y e⁻.



Piensa y practica

2.- Completa la tabla como el ejemplo dado:

Átomo	Z	A	n	Protones	Neutrones	Electrones
${}_{29}^{63}\text{Cu}$	29	63	$63-29=34$	29	34	29
${}_{19}^{40}\text{K}$						
${}_{79}^{197}\text{Au}$						
${}_{15}^{31}\text{P}$						
${}_{20}^{40}\text{Ca}$						
${}_{11}^{23}\text{Na}$		23				
${}_{13}^{27}\text{Al}$					14	

3.4.3.- Isótopos, Z

No todos los átomos de un mismo elemento químico tienen la misma masa atómica, es decir, existen átomos que tienen el mismo número de protones (mismo número atómico) pero distinto número de neutrones.

Se denominan **isótopos** a los átomos que tienen igual número atómico, pero distinto número másico, es decir, tienen el **mismo número de protones**, pero **distinto número de neutrones**.

Ejemplo

Existen tres átomos distintos del carbono, el carbono 12, ${}^{12}\text{C}$, el carbono 13, ${}^{13}\text{C}$ y el carbono 14, ${}^{14}\text{C}$, ambos son carbono, pero uno tiene 6 neutrones, el otro 7 y el otro tiene 8.

El isótopo del carbono 14, se utiliza para averiguar la antigüedad de una muestra.

ISÓTOPOS DEL CARBONO

ESTABLES		INESTABLE (radiactivo)
 Carbono-12 6 protones 6 neutrones 6 electrones	 Carbono-13 6 protones 7 neutrones 6 electrones	 Carbono-14 6 protones 8 neutrones 6 electrones

● Protón (+)
● Neutrón
● Electrón (-)

ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO

 PROTIO 0 neutrones 1 masa atómica	 DEUTERIO 1 neutrón 2 masa atómica	 TRITIO 2 neutrones 3 masa atómica
--	--	--

El hidrógeno tiene 3 isótopos.

El Protio: Un protón y ningún neutrón. ${}^1\text{H}$

El Deuterio: Un protón y un neutrón. ${}^2\text{H}$

El Tritio: Un protón y dos neutrones. ${}^3\text{H}$

Piensa y practica

3.- Dibuja un átomo de carbono con 6 neutrones. ¿cuánto vale su número másico?

4.- El número atómico de un átomo de uranio neutro es $Z=92$, y su número másico, $a=238$. Indica cuántas partículas subatómicas tiene de cada tipo. El isótopo ${}^{235}_{92}\text{U}$, ¿tendrá igual número de protones y neutrones? ¿y de electrones?

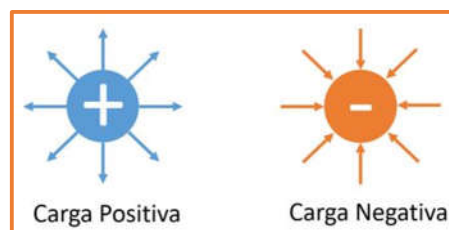
5.- Indica que valor tienen los números atómico y másico en un átomo de 8 protones y 9 neutrones. ¿Cuál será su masa expresada en unas?

3.05.- Iones

3.5.1.- Cargas eléctricas en la materia

Desde el siglo XIX en adelante, los científicos han considerado como responsable de los fenómenos eléctricos a una propiedad de la materia denominada **carga eléctrica**.

En la naturaleza, los cuerpos suelen ser eléctricamente neutros; por este motivo, cuando manifiestan uno u otro tipo de carga se dice que se encuentran cargados. Existen dos tipos de carga eléctrica, denominados por convención como **positiva** y **negativa**.



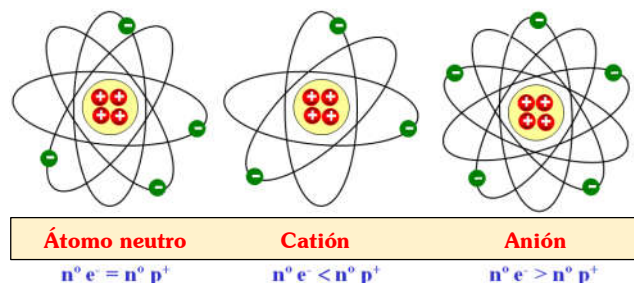
Los materiales cargados positivamente se repelen, y lo mismo ocurre con los materiales cargados negativamente, mientras que los materiales de cargas opuestas se atraen.



3.5.2.- Iones

Cuando un átomo gana o pierde electrones se convierte en un ion.

Por tanto, los iones tienen carga eléctrica neta distinta de cero, que puede ser positiva, en cuyo caso el ion se denomina catión o negativa, anión.



➤ Si se trata de un **anión** (ión negativo) tendrá más electrones que protones. ${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$ $\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ protones} \\ 18 \text{ electrones} \end{array} \right.$

➤ Si se trata de un **catión** (ión positivo) tendrá menos electrones que protones. ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$ $\left\{ \begin{array}{l} 20 \text{ protones} \\ 18 \text{ electrones} \end{array} \right.$

3.5.3.- Procesos de formación de iones

Los procesos de formación de iones ocurren cuando un átomo o molécula gana o pierde electrones, lo que da lugar a la creación de iones con carga positiva o negativa. Existen dos procesos principales:

1) Ionización por pérdida de electrones (Cationes)

Cuando un átomo pierde uno o más electrones, se convierte en un ion positivo (catión). Esto ocurre porque los protones en el núcleo siguen siendo los mismos, pero hay menos electrones para equilibrar la carga positiva.

Ejemplo: El sodio (Na) pierde un electrón y se convierte en un catión: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$

2) Ionización por ganancia de electrones (Aniones)

Cuando un átomo gana uno o más electrones, se convierte en un ion negativo (anión). Esto sucede porque el número de electrones supera al de protones, generando una carga neta negativa.

Ejemplo: El cloro (Cl) gana un electrón y se convierte en un anión: $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Piensa y practica						
6.- Completa la tabla como el ejemplo dado:						
Átomo	Z	A	n	Protones	Neutrones	Electrones
${}^{26}_{12}\text{Mg}^{+2}$	12	26	$26-12=14$	12	14	$12-2=10$
S^{-2}					16	18
Fe^{+3}					30	23
Br^-		80				36
O^{-2}		16			8	
Li^+			4			2
As^{-3}		75		33		
${}^{128}_{52}\text{Te}^{-2}$						
${}_{53}\text{I}^{+5}$					74	
Cl^{+7}			18			10
${}^{207}_{82}\text{Pb}^{+2}$						
Na^{+1}		23	12			
${}^{14}_6\text{C}$						
Sr^{+2}			50	38		
P^{-3}		31		15		
	9		10			-1
			31	28	26	

3.06.- ¿Podemos ver los átomos?

No podemos ver los átomos directamente con el ojo humano ni con microscopios ópticos tradicionales, porque son muchísimo más pequeños que la longitud de onda de la luz visible. Sin embargo, hay técnicas avanzadas que nos permiten obtener imágenes de átomos de manera indirecta.

Algunas de las tecnologías que nos permiten "ver" átomos incluyen:

Microscopio de efecto túnel (STM)


Usa una punta extremadamente afilada para detectar electrones y generar imágenes de la superficie atómica de un material.



Microscopio de fuerza atómica (AFM)

Mide las fuerzas entre la punta de una sonda y los átomos de la superficie, permitiendo visualizar estructuras atómicas.



 **Microscopios electrónicos (TEM y SEM):** Usan haces de electrones en lugar de luz para obtener imágenes con resolución suficiente para distinguir átomos en algunos casos.



Gracias a estas técnicas, hoy podemos ver imágenes de átomos individuales, como las famosas imágenes de átomos de silicio o xenón dispuestos en patrones sobre una superficie.

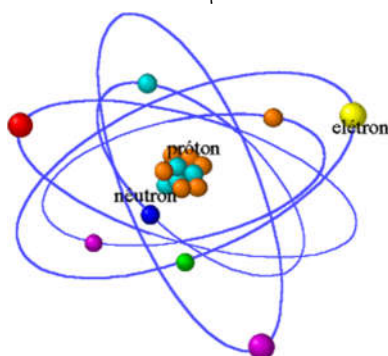
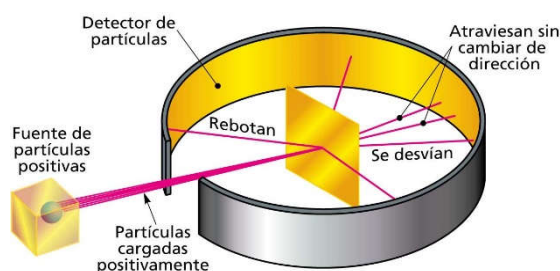
La nanotecnología ha hecho posible algo que antes parecía ciencia ficción

3.07.- Ejercicios resueltos

1.- Enuncia el modelo atómico de Rutherford

Después de realizar un experimento en el que bombardeaba una lámina de oro con partículas radioactivas, Rutherford constató que:

- 🍏 El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas α lo atravesen sin desviarse.
- 🍏 Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo a la que llamó núcleo.



Así que postuló que el átomo constaba de un núcleo central muy pequeño compuesto por protones, partículas de carga positiva y neutrones, que concentraba casi toda la masa del átomo, y una corteza exterior, que ocupa casi todo el volumen, formada por electrones, partículas de carga negativa, que orbitan con trayectoria circular alrededor del núcleo (de forma similar a un sistema planetario) atraídos por la carga positiva de éste.

2.- Completa la siguiente tabla:

Especie Química	Z	A	N	Protones	Electrones	Neutrones
${}^{197}_{79}\text{Au}$	79	197	118	79	79	118
${}^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$	11	23	12	11	10	12
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{+3}$	17	35	18	17	14	18
${}^{88}_{38}\text{Sr}^{+2}$	38	88	50	38	36	50
${}^{31}_{15}\text{P}^{-3}$	15	31	16	15	18	16
${}^{80}_{34}\text{Se}$	34	80	46	34	34	46

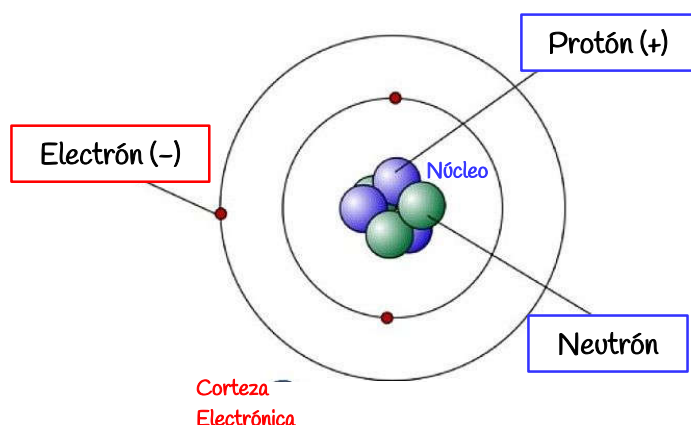
3.- Escribe el nombre o en su caso el símbolo de los siguientes elementos:

(1 punto)

Fósforo	Mn	Hierro	Cu	Potasio
P	Manganeso	Fe	Cobre	K
Na	Bromo	Al	Plomo	Silicio
Sodio	Br	Aluminio	Pb	Si

4.- Dibuja un átomo indicando todo lo que sepas de él.

(1,5 puntos)



El átomo está compuesto por dos zonas principales:

🍏 El **Núcleo**, que contiene los protones (de carga positiva) y los neutrones (sin carga). Es la parte más densa y central del átomo donde se concentra toda la masa del átomo.

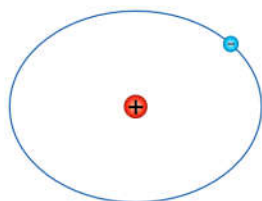
Las masas del protón y del neutrón son prácticamente iguales y su valor es aproximado es de 1 u.m.a.

🍏 La **Corteza electrónica**, que contiene los electrones (de carga negativa) que se mueven alrededor del núcleo en diferentes orbitas. La masa del electrón es despreciable si la comparamos con la del protón. (1.800 veces menor)

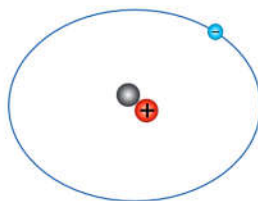
Las cargas del protón y del electrón son iguales, pero de signo opuesto y de carga = $1,602 \cdot 10^{-19}$ Culombios

5.- Identifica los siguientes isótopos, escribe sus nombres y sus números másico y atómico:

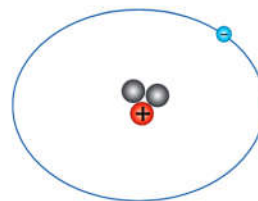
A



B



C



Como podemos observar los tres son átomos de una especie porque tienen un solo protón, así que se trata de los isótopos del **hidrógeno**.

El hidrógeno tiene 3 isótopos.

- 🍏 A: Se trata del **Protio** que tiene un protón, ningún neutrón y 1 electrón: ^1H
- 🍏 B: Se trata del **Deuterio** que tiene un protón, un neutrón y un electrón: ^2H
- 🍏 C: Se trata del **Tritio** que tiene un protón, un electrón y dos neutrones. ^3H

6.- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F) y justifica tu respuesta.

- a) El número atómico es siempre mayor que el másico.
Falso, es menor porque el número másico contiene al número atómico.
- b) El número de protones de dos átomos cualquiera del mismo elemento químico es igual.
Verdadero, gracias al número de protones podemos identificar una sustancia química.
- c) El número de neutrones de dos átomos cualquiera del mismo elemento químico es igual.
Falso, los isótopos tienen distinto número de neutrones.
- d) Para conseguir cargar de forma positiva a un átomo y así convertirlo en un catión, este tiene que adquirir protones.
Falso, no se ganan o pierden protones, si no electrones, así que deberá perder electrones.

3.08.- Autoevaluación

1.- Haz un resumen rápido de los distintos modelos atómicos estudiados en este capítulo.

2.- El agua, el oxígeno y el dióxido de carbono, son sustancias imprescindibles para la vida en la tierra. ¿Son sustancias simples o compuestas?

3.- ¿Cuáles son las partículas que forman un átomo? ¿qué diferencias y semejanzas hay entre ellas?

4.- Describe el núcleo de un átomo y el resto de él. ¿Qué hay entre estas dos partes del átomo?

5.- ¿Por qué decimos que la materia es discontinua, y sin embargo, la percibimos como algo continuo?

6.- Si dibujaras el núcleo de un átomo del tamaño de una moneda de 5 céntimos, ¿podrías representar los electrones de ese átomo? Razona tu respuesta.

7.- Calcula la masa de un átomo formado por cuatro protones, cinco neutrones y cuatro electrones y exprésalo en unidades de masa atómica.

8.- Dibuja un átomo indicando todo lo que sepas de él.

9.- Completa la siguiente tabla:

Especie Química	Z	A	N	Protones	Electrones	Neutrones
^{197}Au			118			
$^{40}_{19}\text{K}$						
^{11}Na		23				
Sr^{+2}			50	38		
Sb^{-3}		122		51		
Te^{-2}			76		50	
	9		10		10	
				28	26	31

10.- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifica la respuesta:

- Todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de neutrones; por tanto, el mismo número másico.
- El número de neutrones de un átomo es la diferencia que hay entre el número másico y el número atómico.
- Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número atómico; por tanto, el mismo número de protones.

11.- Señala qué ideas del modelo atómico de Rutherford se mantienen en los modelos atómicos actuales.

12.- Completa el texto utilizando los siguientes términos:

átomo, Dalton, electrón, modelo, núcleo, Rutherford

El descubrimiento del _____ por Thomson demostró que el _____ no era indivisible como sostenía la teoría atómica de _____. El _____ atómico de Thomson permitía explicar la naturaleza eléctrica de la materia, pero no podía ser aceptado tras los experimentos de _____. La mayor parte de la masa del átomo está concentrada en el _____, en torno al que giran los electrones.

13.- El boro (B) se utiliza en pirotecnia para obtener el color verde en los fuegos artificiales. En la naturaleza hay dos isótopos del boro ($Z = 5$): el B-10 y el B-11. Indica los protones y los neutrones que hay en el núcleo de cada uno de estos isótopos.

14.- El tritio es un isótopo del hidrógeno ($Z = 1$) de número másico 3. Indica:

- El número atómico del tritio.
- El número de neutrones que tiene el tritio en su núcleo.
- La configuración electrónica.
- La masa atómica expresada en gramos.
- Dibuja el esquema de un átomo de tritio.

