

FISICA Y QUIMICA

2ª EVALUACIÓN

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Ficha: 1 de 7

Alumno/a:

Prof. Guardia:

Apoyo Libro de Texto (sí): tema 3.



Fichas de trabajo-Aula de Convivencia by Patricia Pajares del Valle is licensed under a [Creative Commons Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional License](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/)

TEORÍA

Estructura de la materia.

Historia:

Demócrito, s. V a. C. : la naturaleza está formada por partículas muy pequeñas e indivisibles = ATOMOS

Dalton, 1808, formuló la TEORÍA ATÓMICA = principio de la era moderna en química, que dice:

1. La materia está formada por partículas indivisibles que no pueden crearse ni destruirse, a las que llamó átomos.
2. Los átomos de un elemento son idénticos entre sí con el mismo peso y propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos pueden combinarse entre sí formando compuestos o moléculas. Los átomos pueden combinarse en distintas proporciones formando compuestos distintos.
4. Una reacción química constituye solo un reordenamiento de átomos, nunca la creación o destrucción de los mismos.

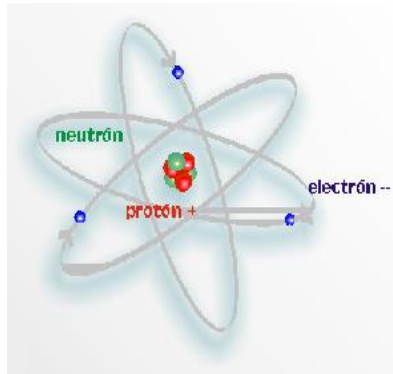
Modelo atómico de Thomson o budín de pasas: Supone la existencia de una esfera de electricidad positiva, ya que todavía no se habían descubierto los protones como partículas individuales, que incluye tantos electrones encajados como fueran necesarios para neutralizarla.

Modelo atómico de Rutherford: Los electrones, como los planetas, giran en órbitas alrededor de protones y neutrones que forman un bloque inmutable, similar al sol.

Modelo atómico de Bohr: Los electrones no se mueven desordenadamente, sino que giran alrededor del núcleo en órbitas estables. En cada órbita cabe una cantidad distinta de electrones, en mayor número cuanto más grandes sean las órbitas, lo que ocurre a medida que nos alejamos del núcleo.

Estructura atómica

Átomos



- **Electrón.** Descubierto en 1897 fue la prueba de que los átomos eran divisibles. Su masa es muy pequeña y también su carga eléctrica que se toma como referencia a nivel atómico.
- **Protón.** Identificado en 1919 por Rutherford. Su masa en unidades del S. I. es $1,672 \cdot 10^{-27}$ kg. Su carga eléctrica es igual a la del electrón, pero positiva: $+1,6 \cdot 10^{-19}$ C. Por ello, también se dice que el protón tiene carga +1.
- **Neutrón.** Descubierto en 1932. Su masa ($1,674 \cdot 10^{-27}$ kg) es casi igual a la del protón. No tiene carga eléctrica, lo cual justifica su nombre.

Podemos definir los átomos como la partícula más pequeña en que una sustancia simple puede ser dividida sin perder sus propiedades químicas.

Por tanto podemos definir sustancia pura simple como elemento químico, es decir un tipo de materia formada por un mismo tipo de átomos.

¿Cómo podemos diferenciar los distintos tipos de átomos?

Los átomos los podemos diferenciar a través de su "huella dactilar", que es el número atómico (Z) que es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo y que es característico para cada uno de ellos.

Cuando trabajemos con los átomos debemos tener en cuenta que el núcleo, donde se encuentran los protones y los neutrones, no va a reaccionar, va a permanecer constante, es decir, lo que va a aumentar o disminuir es el número de electrones que tiene el átomo en la corteza.

Por tanto definiremos a la suma de protones y neutrones del núcleo como número Másico (A).

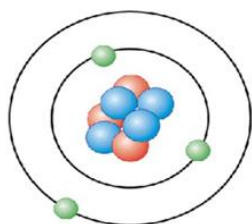


De forma que cuando un átomo es neutro el número de protones coincide con el número de electrones.
Se dice que tenemos átomos cargados (**iones**) cuando:

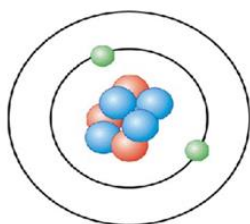
Iones positivos: cuando el número de electrones es menor que el número de protones. Es decir, que el átomo pierda electrones de la corteza.

La carga del ion se indica como superíndice a la derecha del símbolo del elemento en forma de signo positivo, acompañada de un número natural (si es 1 no se indica). Los metales tienden a formar iones positivos. Por ejemplo: Na^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} y Al^{3+} .

Formación de un catión

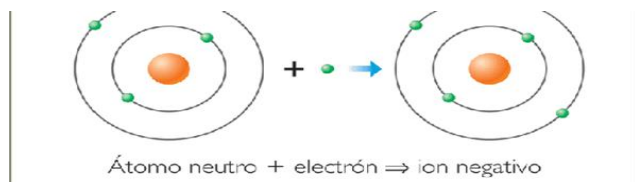


Protones = 3
Neutrones = 4
Electrones = 3



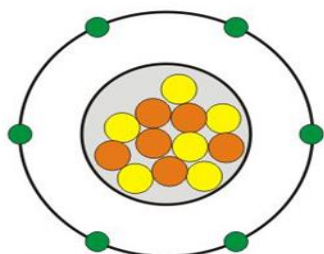
Protones = 3
Neutrones = 4
Electrones = 2

Iones negativos: cuando el número de electrones es mayor que el número de protones. Es decir, que el átomo gane electrones en su corteza. La carga eléctrica se expresa como superíndice, pero con signo negativo. El número indica el número de electrones que han ganado y su carga es ese número de veces la del electrón. Los átomos de los no metales tienden a formar iones negativos. Por ejemplo: Cl^- , F^- , S^{2-} , O^{2-} y N^{3-} .



Isótopos

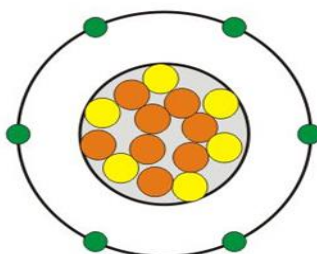
Son variedades de átomos que tienen el mismo número atómico, es decir la misma cantidad de protones en el núcleo, pero diferente número másico, es decir que tienen diferentes números de neutrones en el núcleo.



6 PROTONES
6 NEUTRONES

$^{12}_6\text{C}$

CARBONO 12



6 PROTONES
8 NEUTRONES

$^{14}_6\text{C}$

CARBONO 14

FISICA Y QUIMICA

2ª EVALUACIÓN

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Ficha: 1 de 7

Alumno/a:

Prof. Guardia:

Apoyo Libro de Texto (sí): tema 3.



Fichas de trabajo-Aula de Convivencia by Patricia Pajares del Valle is licensed under a [Creative Commons Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional License](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/)

EJERCICIOS FICHA 1

1. Responder de forma razonada las siguientes preguntas:

- a) Si la materia está formada por átomos, y los átomos contienen partículas con carga eléctrica, ¿por qué al tocar cualquier sustancia no nos electrizamos?

- b) Si todos los átomos tienen un núcleo y una corteza, y están formados por las mismas partículas, ¿qué es lo que realmente diferencia a unos átomos de otros?

- c) ¿Puede un átomo tener el número másico menor que el número atómico?

- d) ¿Qué le ocurre a un átomo para el cual el número másico coincide con su número atómico?

2. Indicar el número de partículas subatómicas fundamentales que tienen los siguientes átomos, indicando de forma abreviada el símbolo del elemento correspondiente y sus números atómico y másico:

- a) Sodio ($Z = 11$, $A = 23$)

- b) Silicio ($Z = 14$, $A = 29$)

- c) Potasio ($Z = 19$, $A = 39$)

- d) Calcio ($Z = 20$, $A = 40$)

3. Completa la siguiente tabla con los datos que faltan:

ATOMO O ION	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
		200			78
	36	84			
		19		10	
				12	10
	26	56			
	3	7			
		28			18
				39	31
Boro	5	11			
Aluminio			13	14	
Argón	18			22	
Berilio		9			4
Cobre			29	34	

4. Contesta estas cuestiones:

- ¿Qué químico introdujo el criterio moderno que sirve para diferenciar los elementos de los compuestos químicos?
- ¿Se pueden encontrar elementos químicos como tales en la naturaleza o todas las sustancias naturales son compuestos? Indica algunos ejemplos.

5. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando tu respuesta:

- La teoría atómica fue elaborada por el químico inglés John Dalton.
- Según la teoría atómica, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa, aunque pueden presentar las mismas propiedades.
- Los átomos de los elementos pueden combinarse en cualquier proporción.

6. Según la teoría atómica, se consideraba que los átomos eran indivisibles e indestructibles.

- ¿Qué quiere decir que un átomo es indivisible?
- Con lo que sabemos hoy día, ¿podemos considerar correcta esta teoría? Explica por qué.

VALORACIÓN DEL PROFESOR DE GUARDIA

¿Trabaja?

SI

NO

OBSERVACIONES