

UNIDAD DIDÁCTICA 4. ÁTOMOS Y ELEMENTOS

PROPUESTA DIDÁCTICA. EL ENIGMA DEL ÁTOMO

DOCUMENTO PARA EL ALUMNO

1. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. El filósofo griego **Demócrito** (IV a.C.) consideró que la materia estaba constituida por pequeñas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, llamó a estas partículas **átomos**, que en griego quiere decir "indivisible". Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles. Sin embargo las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y hubieron de transcurrir cerca de 2200 años para que se considerara la idea de los átomos de nuevo.

La química nace como ciencia a finales del siglo XVIII y principios del XIX, con la **teoría atómica** de Dalton establecida para explicar las *leyes ponderales de la química*, formuladas por Lavoisier, Proust y Dalton tras la **experimentación cuantitativa** de numerosos procesos químicos.

Los postulados de la **teoría atómica** de Dalton son:

1. La materia está formada por átomos que son partículas esféricas, muy pequeñas, inalterables e indivisibles.
2. Los elementos están formados por átomos iguales en masa y propiedades químicas. Los elementos diferentes están formados por átomos diferentes en masa y propiedades químicas.
3. Los compuestos químicos están formados por una combinación de dos o más átomos diferentes en una relación de números enteros sencilla.
4. La reacción química es una reordenación de átomos distinta de reactivos a productos.

2. NATURALEZA ELÉCTRICA Y PARTÍCULAS ELEMENTALES DE LA MATERIA

Las experiencias realizadas durante el siglo XIX, en disoluciones de sales (Faraday) y con tubos de vidrio de descarga de gases (Thomson, Goldstein), pusieron de manifiesto que la materia tiene naturaleza eléctrica.

Los fenómenos eléctricos se deben a la propiedad de la materia de la **carga eléctrica**. La cantidad de carga eléctrica (Q) es una magnitud, su unidad en el SI es el Culombio (C). Hay dos tipos de carga: positiva (+) y negativa (-). Se repelen cargas de igual signo y se atraen cargas de distinto signo.

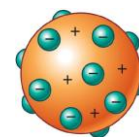
Las **partículas elementales** responsables de la existencia de la carga eléctrica se descubrieron a finales del siglo XIX, hace necesario revisar el modelo de átomo indivisible. La partícula elemental sin carga se descubrió en el siglo XX, a partir de experiencias sobre la radiactividad artificial.

PARTÍCULA	DESCUBRIDOR/FECHA	CARGA Q (C)	MASA M (Kg)
Electrón	Thomson, 1897	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,1 \cdot 10^{-31}$
Protón	Goldstein, 1886	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$
Neutrón	Chadwich, 1932	Sin carga	$1,677 \cdot 10^{-27}$

3. MODELO DE ATÓMICOS Y SU EVOLUCIÓN

A. MODELO DE THOMSON. (Modelo pudin de pasas)

Thomson en 1904, propuso que el átomo era una esfera con carga positiva en el que se incrustaban cargas negativas.



Fuente: <http://redelaciencia.blogspot.com.es/2012/05/modelo-atomico-thomson.html>

B. MODELO DE RUTHERFORD (Modelo planetario o nuclear)

Rutherford y sus colaboradores, en 1911, realizaron la experiencia de la lámina de oro. Bombardearon con partículas alfa finas láminas de oro y observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina, algunas se desviaban y una mínima parte rebotaban. Propuso que el átomo está formado por dos partes, el **núcleo** y la **corteza**.

- El **núcleo** es la parte central del átomo y contiene partículas con carga positiva, los **protones**, y partículas que no poseen carga eléctrica, los **neutrones**. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón.
- La **corteza** es la parte exterior del átomo, es 105 veces mayor que el núcleo, en ella se encuentran los **electrones** que giran alrededor del núcleo con carga negativa. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón. El átomo está casi **vacío**.

Los átomos son eléctricamente neutros, debido a que tienen igual número de protones que de electrones.

C. MODELO DE BOHR (Modelo de niveles de energía)

Bohr, en 1913 propuso que en el átomo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo sin emitir energía, sólo emiten energía en forma de radiación cuando saltan de un nivel exterior a otro nivel interior. Los electrones se sitúan en los diferentes niveles hasta completarlos **por orden creciente de energía**. Cada nivel tiene permitido un número determinado de electrones.

Niveles de energía	K=1	L=2	M=3	N=4
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

4. ESTRUCTURA INTERNA DEL ÁTOMO. IDENTIFICACIÓN DE ÁTOMOS

El **número atómico (Z)** es el **número de protones** que tiene un átomo en el núcleo. Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones.

$$Z = p$$

El **número másico (A)** es la **suma de los protones y los neutrones** de un átomo en el núcleo.

$$A = p+n$$

El **número de neutrones (N)** es la diferencia entre el número de másico y número atómico.

$$N = A - Z$$

Para *representar un átomo* hay que indicar el número másico (A) como superíndice y el número atómico (Z) como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento.

Forma de representar un átomo de un elemento



X Símbolo del elemento

A Número másico ($A = p + n$)

Z Número atómico ($Z = p$)

Ejemplos

	Z	A	P	N
${}^7_3\text{Li}$	3	7	3	4
${}^{12}_6\text{C}$	6	12	6	6
${}^{15}_7\text{N}$	7	14	7	7
${}^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8

Fuente: http://www.iesdmjac.educa.aragon.es/departamentos/fq/asignaturas/fq3eso/materialdeaula/FQ3ESO%20Tema%205%20Estructura%20atomica%20de%20la%20materia/21_construyendo_tomos.html

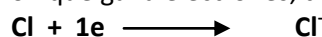
Iones

El **átomo es neutro** por lo que el número de electrones y protones es el mismo, ya que tienen la misma cantidad de carga pero de signo opuesto. **$Z = n^{\circ}$ electrones**

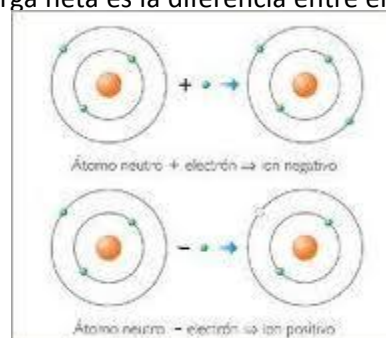
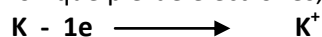
Un **ión** es un átomo que ha ganado o perdido electrones, la carga neta es la diferencia entre el número de protones y el número de electrones del ión:

$$Q = \text{Carga eléctrica} = p - e$$

- **Anión:** Ión que gana electrones, tiene carga negativa.



- **Catión:** Ión que pierde electrones, tiene carga positiva.

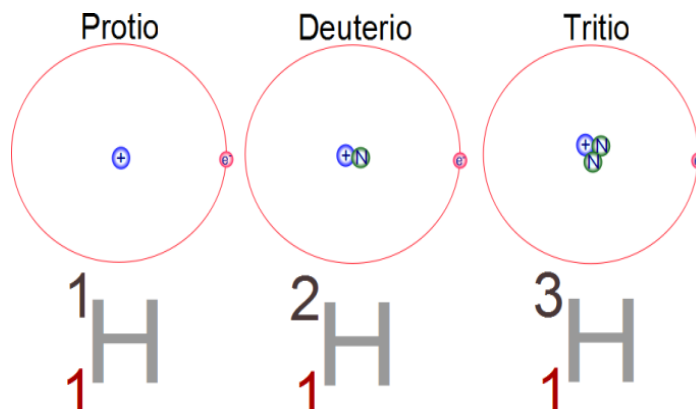


Fuente: http://www.educa2.madrid.org/web/educamadrid/principal/files/edb6467c-dc36-42e4-a245-9409477b5a81/Aplicaciones_Didacticas/El_atomo/iones.html

Isótopos

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico y distinto número másico ($= Z; \neq A$), o con el mismo número de protones y distinto número de neutrones ($= p \neq n$).

Isótopos del hidrógeno	Z	A	Protones	Neutrones
Protio (H)	1	1	1	0
Deuterio (D)	1	2	1	1
Tritio (T)	1	3	1	2



Fuente: <http://cienciasdeJoseleg.blogspot.com.es/2012/01/isotopos.html>

Masa atómica relativa

La *masa atómica relativa de un átomo* es la masa de un átomo comparada con la unidad de masa atómica (u.m.a.) que es la doceava parte de la masa del isótopo carbono-12. **1 uma = $\frac{1}{12}^{12}\text{C}$**

La mayoría de los elementos están formados por varios isótopos. La *masa atómica relativa de un elemento* es la media ponderada de las masas de sus isótopos, suele ser decimal, teniendo en cuenta su abundancia en la naturaleza.

Radiactividad

La **radiactividad** es un fenómeno que consiste en la emisión de partículas y radiaciones de forma espontánea de los núcleos de los átomos pesados ($_{83}\text{Bi}$) para estabilizarse.

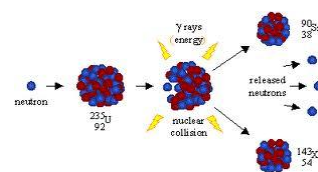
La **radiactividad natural** fue descubierta por Becquerel, está formada por 3 partículas:

- **Partículas alfa (α):** son núcleos de helio, tienen carga positiva y atraviesan el papel.
- **Partículas beta (β):** son electrones a gran velocidad, tienen carga negativa y atraviesan láminas de aluminio de 5 mm.
- **Radiaciones gamma (γ):** son radiaciones de alta energía, sin carga, atraviesan láminas de plomo de 25 mm.

Los **radioisótopos** son isótopos radiactivos de un elemento, son idénticos desde el punto de vista físico y químico respecto a los isótopos inactivos; sin embargo emiten radiaciones.

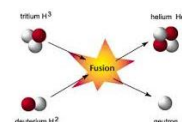
La energía nuclear se origina en los procesos nucleares, se distinguen dos tipos:

- La **fisión nuclear** consiste en la rotura de un núcleo pesado en otros núcleos ligeros, con liberación de neutrones y se desprende gran cantidad de energía. Da lugar a reacciones en cadena. Este proceso sucede en las centrales nucleares, se fisiona el núcleo pesado de ^{235}U .



Fuente: <http://www.visionlearning.com/en/library/Chemistry/1/Nuclear-Chemistry/59>

- La **fusión nuclear** consiste en la unión de dos núcleos ligeros para formar otro núcleo más pesado y estable. Se desprende gran cantidad de energía. Este proceso sucede en las estrellas: $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{He}$



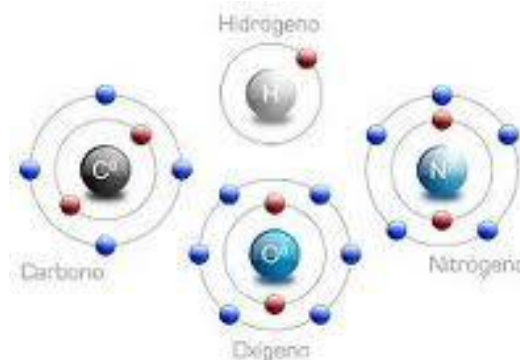
<http://alpajesfq3eso.blogspot.com.es/2011/06/fision-y-fusion-nuclear.html>

Corteza electrónica

Las propiedades químicas de los elementos dependen, sobre todo, de cómo se distribuyen sus electrones en la corteza. La **configuración electrónica en la corteza de un átomo es la distribución de sus electrones en los distintos niveles**.

Es importante saber cuántos electrones existen en el nivel más externo de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces con otros átomos para formar compuestos.

Configuración electrónica		
	Capa K	Capa L
H	1	
C	2	4
N	2	5
O	2	6



Fuente: <http://definicion.de/numero-atmico/>

5. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Boyle en 1661, definió elemento como un cuerpo primitivo y simple que no está formado por otros cuerpos y son los ingredientes de los cuerpos compuestos.

La mayoría de los elementos se descubrieron a lo largo de los siglos XVIII y XIX, son algo más de 100; por eso es necesario clasificarlos y facilitar su estudio y descripción.

Lavoisier, en 1789, estableció la primera clasificación de los elementos según su aspecto y propiedades físicas en dos grupos, metales y no metales:

PROPIEDADES	METALES	NO METALES
Brillo	Sí	No
Conducción electricidad Conducción calor	Sí	No
Puntos de fusión y de ebullición	Altos. Sólidos excepto Hg(l)	Bajos/ Gases, líquidos (Br ₂), sólidos volátiles.
Otras	Maleables (láminas), dúctiles (hilos), opacos.	Frágiles

6. LA TABLA PERIÓDICA

Otras clasificaciones de los elementos fueron las tríadas de Döbereiner en 1829, tornillo telúrico de Chancourtois en 1862, la ley de las octavas de Newlands en 1864, la ley periódica de Meyer y Mendeleiev en 1869 y el criterio actual lo descubrió Moseley en 1913.

La **tabla periódica actual** ordena los elementos por **número atómico creciente Z**, de izquierda a derecha y de arriba abajo. Está formada por:

- 7 periodos o filas: los elementos se sitúan en el periodo que coincide con los niveles electrónicos que posee.
- 18 grupos o columnas: en cada grupo los elementos tienen propiedades químicas similares. Los grupos de los **elementos representativos** tienen nombres especiales:

Grupo I: Alcalinos	Grupo V: Nitrogenoideos
Grupo II: Alcalinotérreos	Grupo VI: Anfígenos o Calcógenos
Grupo III: Térreos o boroideos	Grupo VII: Halógenos
Grupo IV: Carbonoideos	Grupo VIII: Gases nobles (He, Ne, Ar,...)

El grupo de un elemento coincide con el número de electrones su última capa.

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
Fila 1	₁ H 1							₂ He 2
Fila 2	₃ Li 2 1	₄ Be 2 2	₅ B 2 3	₆ C 2 4	₇ N 2 5	₈ O 2 6	₉ F 2 7	₁₀ Ne 2 8
Fila 3	₁₁ Na 2 8 1	₁₂ Mg 2 8 2	₁₃ Al 2 8 3	₁₄ Si 2 8 4	₁₅ P 2 8 5	₁₆ S 2 8 6	₁₇ Cl 2 8 7	₁₈ Ar 2 8 8
Valencias	(+1)	(+2)	(+3)	(+/-4)	(-3)	(-2)	(-1)	(0)

Las valencias iónicas de los elementos se relacionan con el número del grupo donde se sitúan. Los gases nobles no se combinan porque tienen la capa completa, son muy estables. (0)

Los elementos situados entre los alcalinotérreos y térreos son los **metales de transición**, importantes son: Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg.

Las excepciones de la tabla periódica son:

- El hidrógeno H, tiene propiedades de dos grupos (I, VII)
- Tierras raras (58-71, 90-103) no caben en la tabla.

El carácter metálico es una propiedad periódica, aumenta hacia la izquierda y hacia abajo.