

TEMA 8: EL ÁTOMO Y EL SISTEMA PERIÓDICO


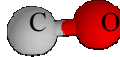
El concepto de átomo fue propuesto por Demócrito en el siglo IV a.C., pero cayó en el olvido hasta principios del siglo XIX, en el que Dalton lo retomó para poder explicar las leyes ponderales, que explicaban el comportamiento de la materia en las reacciones químicas.

I) TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Dalton propuso que la materia está formada por unos fragmentos esféricos muy pequeños indivisibles llamados *átomos* (del griego, *indivisible*), de manera que si dividiáramos la materia en fragmentos cada vez más pequeños, llegaría un momento en el que no la podríamos dividir más. Los fragmentos más pequeños que se podrían obtener serían los átomos. Para explicar esto propuso siete *postulados*:

- 1.- La materia está formada por átomos indivisibles.
- 2.- Los átomos son invariables.
- 3.- Los elementos son sustancias puras que están formadas por átomos que son todos iguales entre sí. [Todos los átomos de un elemento son iguales entre sí].
- 4.- Los átomos de diferentes elementos son diferentes entre sí.
- 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 entre sí para formar un mismo compuesto, lo hacen en una relación de números enteros y sencillos.
- 7.- En las reacciones químicas, los átomos se redistribuyen, pero no se crean ni se destruyen.

POR LO TANTO:

Un **elemento** es una sustancia formada por **átomos** _____.
Un _____ es una sustancia formada por **átomos distintos** combinados en **proporciones fijas**. Por ejemplo: agua (H₂O) tiene { 2 átomos de H
1 átomo de O 
Monóxido de carbono (CO) tiene { 1 átomo de C 
1 átomo de O

II) OTROS MODELOS ATÓMICOS

Años después de que saliese a la luz la teoría atómica de Dalton, se hizo un nuevo descubrimiento: la existencia de las partículas responsables de la carga eléctrica: los **electrones** (carga negativa) y los **protones** (carga positiva). También se descubrió que existía una partícula igual al protón pero sin carga: el **neutrón**. Para explicar la existencia de estas partículas surgieron los nuevos modelos atómicos, que tenían que explicar los siguientes fenómenos:

- 1.- El átomo no es indivisible. Existen unas partículas más pequeñas que los átomos. Se llaman **partículas subatómicas**.

RESUMEN DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

<i>Nome da partícula</i>	<i>Masa</i>	<i>Carga</i>
Electrón		
Protón		
Neutrón		

2.- El átomo es eléctricamente neutro (no tiene, en total, ni carga positiva ni carga negativa), por lo que el número de partículas negativas (electrones) y el número de partículas positivas (protones) que hay en el átomo tienen que ser iguales.

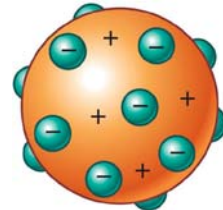
MODELOS ATÓMICOS

1.- Modelo atómico de Thomson

Cuando Thomson creó su modelo atómico sólo se conocían los electrones, pero no los protones.

El modelo:

- El átomo era una esfera con carga positiva.
- Los electrones estaban incrustados en la esfera positiva.
- La suma de las cargas de los electrones era igual a la carga completa de la esfera positiva.



Hecho que explicó:

- Este modelo podía explicar por qué la materia adquiría carga: por la formación de **iones**.

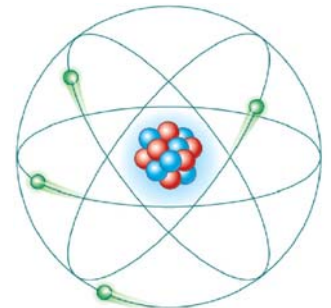
- Los átomos pueden ganar o perder electrones: En ese caso dejan de ser neutros y pasan a llamarse _____. Hai dos tipos de iones:
 - o _____: Si el átomo gana _____ y adquiere carga neta negativa (la suma de las cargas negativas de los electrones es mayor que la de la esfera positiva).
 - o _____: Si el átomo pierde _____ y adquiere carga neta positiva (la suma de las cargas negativas de los electrones es menor que la de la esfera positiva).

2.- Modelo atómico de Rutherford

Cuando Rutherford presentó su modelo, ya se conocían los electrones, los protones y los neutrones, con lo que los tuvo que incluir en su modelo.

El modelo:

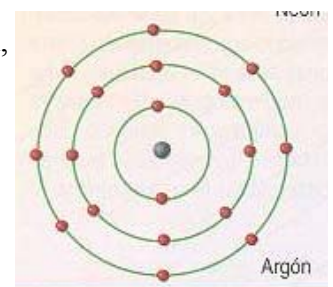
- El átomo tiene una zona central que se llama **núcleo**.
- En el núcleo se encuentran los _____ y los _____.
- En el núcleo se concentra, por lo tanto, toda la carga _____ del átomo.
- La masa de los electrones es despreciable, por lo que toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo y es aportada por los protones y los neutrones.
- Los electrones _____ y están separados de este por una gran distancia. A la zona donde giran los electrones se le llama _____.
- Como el átomo es eléctricamente neutro, el número de electrones y de protones tiene que ser igual.



3.- Modelo atómico de Bohr

Mediante una serie de experimentos, Bohr dedujo que los electrones estaban, efectivamente, distribuidos en órbitas, pero no podía tratarse de unas órbitas cualesquiera, sino que debían cumplir los siguientes requisitos:

- Los electrones sólo se mueven en unas órbitas circulares permitidas.
- Estas órbitas están a una distancia determinada del núcleo.
- Hay un número de electrones máximo en cada capa y es igual a $2 \cdot n^2$, sendo n el número de la capa.:
- Para pasar de una capa energética a otra de mayor energía, absorbe energía. Si, en cambio, desciende a una de menor energía, desprenderá energía (ver pág. 183).



Nº de capa	Nº máximo de electrones
1	
2	
3	
4	
Última capa	

- Cuando se trata de la **última capa**, el máximo número de electrones es **ocho**. Esta última capa se llama **capa de valencia** y del número de electrones que posea dependen las propiedades químicas del elemento.

III) MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO

A principios del siglo XX aparece un nuevo tipo de Mecánica: la Mecánica Cuántica. Esto es debido a que se descubren ciertos aspectos de la materia que hasta entonces eran desconocidos, como:

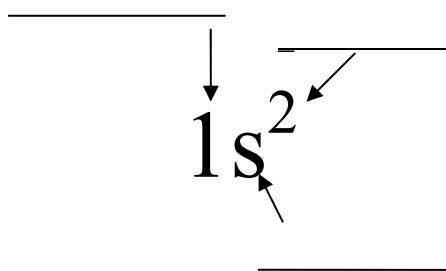
- El electrón, que antes se pensaba que era una partícula, también puede comportarse como una onda (tipo de energía) – *dualidad onda-partícula*.
-
- No se puede saber con exactitud dónde se encuentra el electrón, pero sí dónde es más probable encontrarlo – *principio de incertidumbre de Heisenberg*.

Antes hablábamos de órbitas, pero ahora vamos a hablar de _____. Va a haber varios niveles energéticos y dentro de cada nivel energético, varios orbitales. Dependiendo del nivel energético habrá un tipo u otro de orbitales. En cada tipo de orbital se pueden colocar un número máximo de electrones (ver tabla).

Definición de orbital: zona de máxima probabilidad donde se puede encontrar un electrón dentro de un nivel energético.

Tipo de orbital	Nº máximo de electrones

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA: indica dónde están colocados los electrones dentro del átomo. Los electrones se van colocando en el átomo por orden creciente de energía. El orden de energía de los orbitales se conoce gracias a una regla nemotécnica (*diagrama de Moeller*):



Ejemplo: el calcio tiene 20 e⁻. Su configuración electrónica será:

IV) NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO: Son los dos números que definen a cada átomo.

- **Número atómico:** se representa por ____: número de _____ que tiene el átomo. Como el átomo es neutro, el número de protones y de _____ serán iguales.
- **Número másico:** se representa por ____: es la suma de _____ y _____ que tiene el átomo. Se llama *número másico* porque, como la masa del electrón es tan pequeña, se considera que la masa del átomo es igual a la suma de la masa de los de _____ y los _____.
- El **número de neutrones**, N, se calcula restándole Z a A:
$$N = A - Z$$

Los átomos se representan como ${}^A_Z X$

Ejemplo: El átomo de carbono ${}^{13}_6 C$ tiene ____ protones y, polo tanto, ____ electrones y tiene ____ neutrones.

V) ISÓTOPOS: Un elemento está formado por átomos que tienen todos el mismo número de protones y de electrones entre sí, pero pueden tener distinto número de neutrones.

Se llaman **isótopos** de un elemento a los átomos que _____

_____.

VI) MASA ATÓMICA RELATIVA

Como las masas de los átomos son muy pequeñas, no se pueden medir en las unidades del Sistema Internacional (kg), por lo que se creó una nueva manera de medir las masas de los átomos:

- Se toma como referencia a un isótopo de carbono-12 (${}^{12}C$).
- Se establece que su masa era 12 unidades de masa atómica (u).
- La **unidad de masa atómica (u)** es, por lo tanto, la doceava parte del átomo de carbono-12.

Todas las **masas atómicas** son *masas relativas* y representan cuántas veces la masa del átomo es mayor que la doceava parte de un átomo de carbono-12. Se representa por A_r .

MASAS ATÓMICAS PONDERADAS RECOGIDAS EN LA TÁBLA PERIÓDICA

En la **tábla periódica de los elementos** vienen recogidas las masas de todos los elementos que se conocen. Estas masas no son números enteros. Esto es debido a que, en la naturaleza, los elementos son una mezcla de muchos isótopos. La masa atómica que se recoge en la tabla periódica es una media ponderada de todas las masas atómicas de los distintos isótopos, calculada teniendo en cuenta la abundancia de cada isótopo en la naturaleza.

Ejemplo: El cloro tiene dos isótopos: ${}^{35}_{17} Cl$ y ${}^{37}_{17} Cl$, que se presentan en la naturaleza en una abundancia del 75,5 % y 24,5 %, respectivamente. Calcula la A_r del cloro.

VII) LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

En la actualidad, los elementos están colocados por orden creciente de su _____
 _____. Están ordenados en _____ y _____.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,00794																	2 He 4,002602
2	3 Li 6,941	4 Be 9,01218											5 B 10,811	6 C 12,0107	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,998403	10 Ne 20,1797
3	11 Na 22,98977	12 Mg 24,305											13 Al 26,98154	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,066	17 Cl 35,4527	18 Ar 39,948
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,9559	22 Ti 47,867	23 V 50,9415	24 Cr 51,996	25 Mn 54,93805	26 Fe 55,845	27 Co 58,9332	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,8
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,9059	40 Zr 91,224	41 Nb 92,9064	42 Mo 95,94	43 Tc [98,9063]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,9055	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,6	53 I 126,90447	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,9054	56 Ba 137,327	*71 Lu 174,967	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,217	78 Pt 195,078	79 Au 196,96655	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,9804	84 Po [208,982]	85 At [209,987]	86 Rn [222,018]
7	87 Fr [223,020]	88 Ra 226,0254	**103 Lr [262,110]	104 Rf [261,109]	105 Db [262,114]	106 Sg [263,119]	107 Bh [264,12]	108 Hs [265,131]	109 Mt [268]	110 Ds [269]	111 Rg [272]	112 Uub [277]	113 Uut [284]	114 Uuq [288]	115 Uup [288]	116 Uuh [292]		

	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
*	La 138,9055	Ce 140,116	Pr 140,9077	Nd 144,24	Pm [144,913]	Sm 150,36	Eu 151,964	Gd 157,25	Tb 158,925	Dy 162,5	Ho 164,9303	Er 167,26	Tm 168,9342	Yb 173,04
**	89 Ac [227,028]	90 Th 232,0381	91 Pa 231,0359	92 U 238,0289	93 Np [237,048]	94 Pu [244,064]	95 Am [243,061]	96 Cm [247,070]	97 Bk [247,070]	98 Cf [251,080]	99 Es [252,083]	100 Fm [257,095]	101 Md [258,098]	102 No [259,101]

Señala en la tabla periódica: un **grupo**, un **período**, **metales**, **no metales** y **semimetales**, **número atómico**, **masa atómica**.

Tabla de los grupos de la tabla periódica:

Grupo	Nombre	Configuración electrónica de la última capa
1		
2		
13		
14		
15		
16		
17		
18		
3 a 12		---
Lantánidos e actínidos		---

REGULARIDADES EN LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DEL SISTEMA PERIÓDICO:

Regularidades en los periodos:

1.

2.

3.

4.

Regularidades en los grupos:

1.

2.

3.

4.

5.