

Apunte 1: Estructura atómica y Tabla Periódica

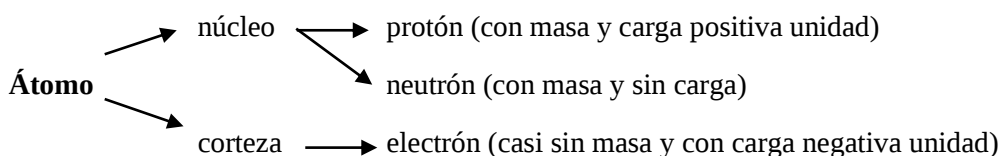
Átomos: Hipótesis atómica de Dalton:

1. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos (mismo tamaño, masa y propiedades químicas).
2. Los átomos un elemento son diferentes a los átomos de los demás elementos.
3. Un compuesto es una combinación específica de átomos de más de un elemento.
4. En una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen, ellos intercambian compañeros para producir nuevas sustancias.

Dalton imaginó los átomos como esferas, como las bolas de billar.

Una serie de investigaciones posteriores demostraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas: **electrones (e)**, **protones (p)** y **neutrones (n)**.

De acuerdo con el **modelo nuclear** actual del átomo, los electrones están distribuidos espaciadamente a lo largo del espacio que rodea al núcleo. En el modelo nuclear del átomo, toda la carga positiva y casi toda la masa se concentran en el pequeño núcleo, y los electrones cargados negativamente rodean al núcleo.

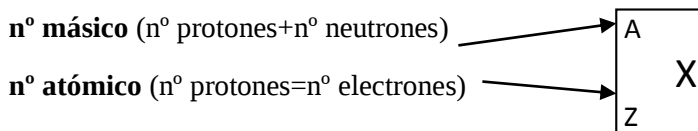


Propiedades de las partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga*	Masa (kg)
electrón	e ⁻	-1	9,109 x 10 ⁻³¹
protón	p	+1	1,673 x 10 ⁻²⁷
neutrón	n	0	1,675 x 10 ⁻²⁷

* Las cargas se expresan como múltiplos de la carga de un protón, la cual es 1,602x10⁻¹⁹ C.

El número de protones en el núcleo atómico se denomina **número atómico, Z**. Por ej., el helio tiene Z=2, y por lo tanto su núcleo contiene dos protones. Existe un número idéntico de electrones por fuera del núcleo. El número total de neutrones y protones en un núcleo se denomina **número másico, A**, del átomo.



(identificar bien en sus Tablas periódicas dónde se encuentra cada uno)

Los átomos con el mismo número atómico (correspondientes al mismo elemento) pero con diferentes números másicos se denominan **isótopos** del elemento. Todos los isótopos de un elemento tienen exactamente el mismo número atómico, por lo tanto tienen el mismo número de protones y de electrones, pero tienen distinto número de neutrones.

Ej: $^{20}_{10}\text{Ne}$, $^{21}_{10}\text{Ne}$, $^{22}_{10}\text{Ne}$

Peso atómico: Media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento. Este es el valor que se obtiene de la Tabla periódica, por eso estos valores generalmente no dan números enteros.

Ejemplo:

El Argón natural consta de tres isótopos, con las siguientes abundancias: 0,34 % de ^{36}Ar , 0,07 % de ^{38}Ar y 99,59 % de ^{40}Ar . Calcular el peso atómico del Ar a partir de estos datos.

Peso atómico Ar = $(0,34 \cdot 36 + 0,07 \cdot 38 + 99,59 \cdot 40) / 100 = 39,985$

Aunque con la mecánica cuántica queda claro que no se puede saber en qué parte del átomo se localiza un electrón, sí define la región en la que puede encontrarse en un momento dado. El orbital atómico se considera como la función de onda del electrón de un átomo.

n = nº cuántico principal (nivel de energía, tamaño del orbital, $n=1, 2, 3, \dots$)
Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo.

$m = n^o$ cuántico magnético (orientación del orbital, $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$)

Principio de exclusión de Pauli: No pueden coexistir en un átomo dos o más electrones con el mismo valor de sus cuatro números cuánticos.

nivel	subnivel
1	1
2	1
3	1
4	1
5	1
6	1
7	1
8	1
9	1
10	1
11	1
12	1
13	1
14	1
15	1
16	1
17	1
18	1
19	1
20	1
21	1
22	1
23	1
24	1
25	1
26	1
27	1
28	1
29	1
30	1
31	1
32	1
33	1
34	1
35	1
36	1
37	1
38	1
39	1
40	1
41	1
42	1
43	1
44	1
45	1
46	1
47	1
48	1
49	1
50	1
51	1
52	1
53	1
54	1
55	1
56	1
57	1
58	1
59	1
60	1
61	1
62	1
63	1
64	1
65	1
66	1
67	1
68	1
69	1
70	1
71	1
72	1
73	1
74	1
75	1
76	1
77	1
78	1
79	1
80	1
81	1
82	1
83	1
84	1
85	1
86	1
87	1
88	1
89	1
90	1
91	1
92	1
93	1
94	1
95	1
96	1
97	1
98	1
99	1
100	1

n=2 (s) (ppp)

n=4 (s) (ppp) (dddd) (ffffff)

Regla de Hund: Los orbitales correspondientes a un mismo subnivel no se aparean hasta que no haya por lo menos un electrón en cada uno de ellos.

Energía relativa: $n+1$. ordena el llenado de orbitales a partir del 3d.

Diagram illustrating the filling order of atomic orbitals (AOs) for the periodic table, showing the sequence of orbitals filled in each period:

- 1s²
- 2s² 2p⁶
- 3s² 3p⁶ 3d¹⁰
- 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 4f¹⁴
- 5s² 5p⁶ 5d¹⁰ 5f¹⁴

Tabla Periódica:

Las columnas verticales de la tabla periódica se denominan **grupos** y están numeradas de 1 a 18, divididos en dos subgrupos (A y B). Para los elementos del grupo A (excepto He), el n° de grupo al que pertenece un elemento coincide con el n° de electrones del último nivel que tienen sus átomos.

Los elementos del Grupo 1 se denominan **metales alcalinos**. Son metales blandos y brillantes que funden a bajas temperaturas.

Los elementos del Grupo 2 se denominan **metales alcalinotérreos**.

En el Grupo 18/VIII están los **gases nobles**. Se denominan así porque se combinan con muy pocos elementos. Son gases incoloros e inodoros (son gases monoatómicos).

En el Grupo 17/VII están los **halógenos**.

Las filas horizontales se denominan **períodos** y están numeradas de arriba hacia abajo de 1 a 7, el primero con sólo 2 elementos. El n° de período coincide con el n° de niveles de energía. Las cuatro regiones rectangulares de la tabla periódica reciben el nombre de **bloques**, y por razones relacionadas con la estructura atómica, están rotuladas como *s*, *p*, *d* y *f*. A los elementos se los puede clasificar según su ubicación en la tabla:

- **Elementos Representativos:** Los identificados como subgrupos A, poseen sólo el último nivel de energía incompleto. Los electrones de valencia están ubicados en el último nivel y lo hacen en orbitales *s* ó *p*.

- **Elementos de Transición:** Los subniveles *d* están parcialmente llenos, o con facilidad forman cationes que tienen este subnivel incompleto. Son los elementos de los subgrupos B. (transición entre los metales fuertemente reactivos del bloque y los metales menos reactivos a la izquierda del bloque *p*).

- **Elementos de Transición Interna:** Están ubicados fuera de la tabla. Los subniveles *f* están parcialmente llenos, o con facilidad forman cationes que tienen este subnivel incompleto. La fila superior de este bloque son los **lantánidos** y la fila inferior está compuesta por los **actínidos**.

Los elementos también se clasifican como metales, no metales y metaloides. Los **metales** conducen la electricidad, el calor, poseen brillo y son maleables y dúctiles. Los no metales no conducen la electricidad ni calor y son no maleables ni dúctiles. Los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) poseen la apariencia y algunas propiedades de un metal pero se comporta químicamente como un no metal. A lo largo de cualquier período, las propiedades físicas y químicas cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas, de izquierda a derecha.

Radio atómico: Distancia desde el centro del núcleo del átomo hasta el último nivel de energía. El radio atómico disminuye a medida que se avanza en el período (para elementos representativos, excepto los gases monoatómicos) por ser mayor la carga nuclear y la carga electrónica. Al avanzar en el período, *Z* aumenta. Cuanto mayor es la *fza.* nuclear se produce una contracción de la nube electrónica (que consta de igual número de niveles de energía). Por eso los no-metales tienen un radio atómico menor que los metales. En los elementos de transición no siempre se da una disminución del radio atómico de izquierda a derecha, por el efecto “pantalla” que ejercen los electrones que se van incorporando a los orbitales del subnivel *d*.

Cuando los átomos de un elemento tienden a perder los electrones del último nivel de energía se los denomina **electropositivos** (carácter metálico, cede electrones quedando un ión positivo o catión). A mayor radio atómico mayor es el **carácter metálico** o la **electropositividad**. Los no-metales tienen un comportamiento contrario, se encuentran a la derecha de un período, los de mayor *Z* del período y menor radio atómico. Los no-metales poseen gran **afinidad electrónica**, o sea tendencia a mantener atraídos sus electrones. A menor radio atómico, mayor la afinidad electrónica, aumenta la tendencia de atraer electrones de otros átomos, electronegativos (incorpora electrones, ión negativo, anión).

Energía de ionización: Energía necesaria para eliminar completamente un electrón de un átomo, generando un ión positivo. La energía de ionización aumenta al recorrer un período, al aumentar la electronegatividad y al subir por un grupo. Los metales tienen energías de ionización bajas.