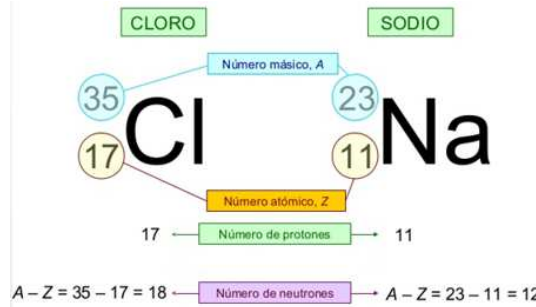
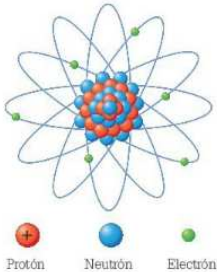


- **ÁTOMO:** mínima parte de una sustancia que conserva sus propiedades químicas y a su vez está formado por partículas más pequeñas (protones, neutrones y electrones) iguales para todos los elementos.

| Partícula | Masa (g) | Carga | |
|-----------------------|---------------------------|---------------------------|-----------------|
| | | Coulomb | Unidad de carga |
| Electrón ^e | 9.10938×10^{-28} | -1.6022×10^{-19} | -1 |
| Protón | 1.67262×10^{-24} | $+1.6022 \times 10^{-19}$ | +1 |
| Neutrón | 1.67493×10^{-24} | 0 | 0 |

IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS:



A = Numero de Protones + Numero de Neutrones

Numero Masico

$$A = Z + n^\circ$$

$$n^\circ = A - Z$$

Numero Atomico

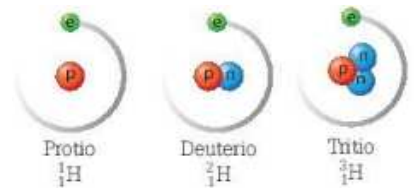
Z = numero de protones = numero de electrones

- **ISÓTOPOS:** átomos de un mismo elemento con igual número atómico y distinto número másico. Átomos de un elemento que solo se diferencian en el nº de neutrones.

Como la unidad de masa atómica es

$$1 \text{ u} = \frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La abundancia relativa de los isótopos obliga a determinar la masa atómica de un elemento teniendo en cuenta su proporción en la naturaleza. Es lo que se llama masa atómica media o masa atómica del elemento. Se calcula mediante la media ponderada de las masas de los isótopos (A_1, A_2, A_3, \dots) teniendo en cuenta su abundancia.



$$\text{Masa atómica (elemento)} = \frac{A_1(\%)_1 + A_2(\%)_2 + A_3(\%)_3 + \dots}{100}$$

- **IONES:** son átomos que han ganado o perdido uno o más electrones, por lo que han adquirido carga eléctrica negativa o positiva. Se representan con el símbolo del elemento y un superíndice a la derecha que indica su carga: catión calcio Ca^{2+} , anión cloruro Cl^- ,...

| Símbolo | Nº atómico (Z) | Nº másico (A) | Nº de protones | Nº de neutrones | Nº de electrones |
|-------------------------|----------------|---------------|----------------|-----------------|------------------|
| $^{16}_8\text{O}^{2-}$ | 8 | 16 | 8 | 8 | 10 |
| $^{23}_{11}\text{Na}^+$ | 11 | 23 | 11 | 12 | 10 |

- **CATIÓN:** ion positivo; se forma cuando un átomo pierde uno o más electrones.
- **ANIÓN:** ion negativo; se forma cuando un átomo gana uno o más electrones.

EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS:

En el modelo de Bohr los electrones en el átomo se encuentran ocupando ciertos **niveles energéticos**. Cuando todos ellos ocupan los niveles de menor energía posible, se dice que se hallan en el estado fundamental.

Si se comunica energía al átomo uno o varios electrones toman la energía necesaria para pasar a otro nivel superior, estado excitado. Al volver a sus estados iniciales bien directamente o pasando por otros niveles intermedios, emiten en forma de fotones, la energía radiante correspondiente al tránsito efectuado.

Los nuevos avances en mecánica cuántica de científicos como L. de Broglie, Heisenberg y Schrödinger obligaron a proponer el modelo atómico actual: el modelo de orbitales.

Se abandonó el concepto de órbita basado en las leyes de la mecánica clásica, debido a que no se puede determinar con precisión la posición exacta de un electrón en cada instante. En el modelo actual, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo sino que están distribuidos ocupando

ORBITALES: regiones del espacio que rodea al núcleo, donde la probabilidad de encontrar un electrón con una determinada energía es muy grande.

DALTON (1808)

- Los elementos están constituidos por átomos, que son partículas materiales inalterables e indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas y propiedades.

Thomson (1904)

Representa al átomo como una masa esférica positiva donde se encuentran encajados los electrones negativos, siendo neutro el conjunto.

Bohr (1913)

Según este modelo, la energía emitida o absorbida por un electrón al cambiar de órbita en un átomo es:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{legada}} - E_{\text{partida}} = h \nu$$

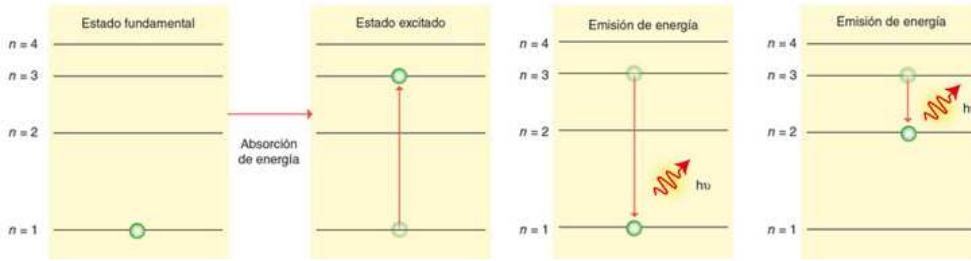
Rutherford (1911)

El átomo está formado por un núcleo donde se concentra la carga positiva y la práctica totalidad de la masa atómica y alrededor del cual los electrones giran en órbitas.

BOHR (1913)

SCRÖDINGER (1926)

Los orbitales están agrupados en niveles energéticos numerados del 1 al 7 por orden creciente de la energía que posee el electrón.

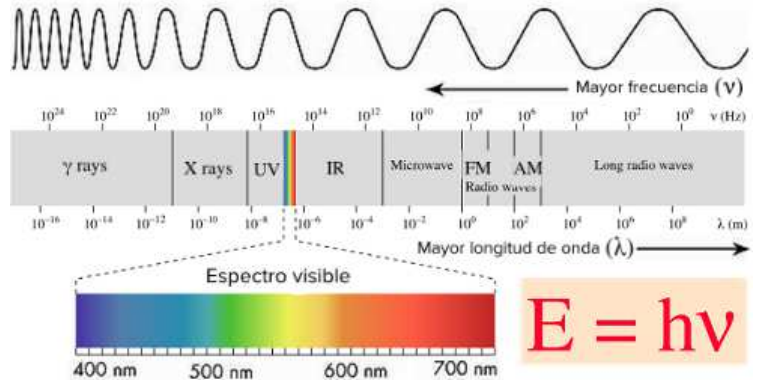


La **radiación electromagnética** está formada por ondas que se mueven a la velocidad de la luz (c). Esta se relaciona con la longitud de su onda (λ) y su frecuencia (ν) con la ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Espectro electromagnético: conjunto de las radiaciones electromagnéticas: las ondas que percibimos sensorialmente (luminosas), y otras como las microondas, ondas de radio, infrarrojas, ultravioletas, rayos X y rayos gamma.

Hipótesis de Planck: la energía de la radiación electromagnética que los átomos absorben o emiten está formada por pequeños paquetes energéticos denominados cuantos o fotones. La energía de cada uno de los cuantos venía dada por la ecuación $E = h \cdot \nu$



$$E = h\nu$$

$$h = \text{constante de Planck} = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:



Es la distribución de los electrones en los niveles de energía del átomo. En ella se escriben los electrones que hay en cada uno de los subniveles energéticos del átomo considerado

- **Estado fundamental:** todos los electrones de un átomo se hallan en los niveles de energía más bajos.
- **Estado excitado:** uno o varios de los electrones de un átomo están en niveles energéticos superiores.

Reglas para escribir configuraciones electrónicas:

- Se llenan los orbitales de menor energía posible. (*Principio de mínima energía*)
- En cada orbital solo caben 2 electrones (*Principio de exclusión de Pauli*)
- Los orbitales de la misma energía (p, d, f) primero se semillenan y después se terminan de llenar.

Los orbitales se agrupan en siete niveles de energía. En cada nivel hay varios subniveles, denominados s, p, d y f y en cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo, dos electrones cada uno.

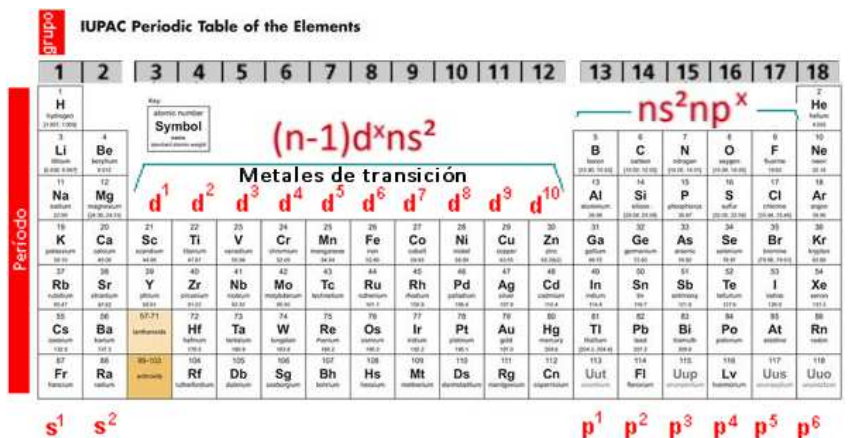
La configuración electrónica de cada elemento determina su comportamiento y sus propiedades químicas.

Configuración del estado fundamental del átomo de calcio (Z=20) **Ca: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²**

| Niveles de energía | 1 | 2 | 3 | 4 |
|--|-----|---------|-------------|-----------------|
| Subniveles | s | s p | s p d | s p d f |
| Número de orbitales | 1 | 1 3 | 1 3 5 | 1 3 5 7 |
| Denominación de orbitales | 1 s | 2 s 2 p | 3 s 3 p 3 d | 4 s 4 p 4 d 4 f |
| Número máximo de electrones por subnivel | 2 | 2 6 | 2 6 10 | 2 6 10 14 |
| Número máximo de electrones por nivel | 2 | 8 | 18 | 32 |

- **TABLA PERIÓDICA:** es una ordenación de los elementos químicos según su número atómico, propiedades o configuración electrónica. Está formada por 18 grupos (columnas) y 7 periodos (filas)

| NOMBRES ESPECIALES DE ALGUNOS GRUPOS | |
|--------------------------------------|------------------------|
| Grupo 1 | Alcalinos |
| Grupo 2 | Alcalinotérreos |
| Grupo 13 | Térreos o boroideos |
| Grupo 14 | Carbonoideos |
| Grupo 15 | Nitrogenoideos |
| Grupo 16 | Calcógenos o anfígenos |
| Grupo 17 | Halógenos |
| Grupo 18 | Gases nobles |



Los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período.

Los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su nivel más externo y por tanto sus propiedades químicas son parecidas.

Regla del octeto o regla de Lewis: la estructura electrónica externa más estable del átomo es de ocho electrones en la última capa.