



## Auxiliar 1: “Estructura atómica, tabla y propiedades periódicas”

El átomo contiene 3 tipos de partículas: protón ( $p^+$ ), neutrón ( $n^0$ ) y electrón ( $e^-$ ).

### 1. Teoría cuántica, efecto fotoeléctrico y modelo de Bohr

Los átomos se asocian con energía, radiación electromagnética, que solo es emitida/absorbida en pequeñas cantidades (cuantos/fotones). Los electrones son emitidos siempre y cuando la frecuencia de la radiación electromagnética incidente sea mayor a la frecuencia de umbral  $\nu_0$ . Cuando existe una emisión de luz, los electrones se mueven de un nivel de energía mayor a otro menor.

Velocidad de propagación de una onda	$\lambda \cdot \nu = c$
Energía de radiación	$E = h \cdot \nu$
Energía de un fotón	$E_{fotón} = h\nu = \Delta E_{átomo} = KE + W;$ $W = h\nu_0$
Energía del nivel $n$	$E_n = -R_H \cdot \left(\frac{1}{n^2}\right); \Delta E = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$

### 2. Números cuánticos, orbitales atómicos

La solución de la ecuación de Schrödinger da origen a 4 números cuánticos que permiten caracterizar un electrón. **No pueden existir dos electrones en el mismo átomo con los 4 números cuánticos iguales.** En un átomo polielectrónico, la energía depende de los números cuánticos  $n$  y  $l$ .

Principal	$n$	1, 2, 3 ...	Nivel de energía, distancia al núcleo
Del momento angular	$l$	0, 1, 2, ... , $n - 1$	Forma del orbital
Magnético	$m_l$	$-l \dots 0 \dots l$	Orientación del orbital
Del spin	$m_s$	$+1/2 ; -1/2$	Spin del electrón

Los orbitales son regiones donde existe una mayor probabilidad de encontrar un electrón y se encuentran: s (orientaciones: 1, 2  $e^-$ ); p (orientaciones: 3, 6  $e^-$ ); d (orientaciones 5, 10  $e^-$ ) y f (orientaciones 7, 14  $e^-$ ).

### 3. Tabla periódica y configuración electrónica

Número másico **X** Carga  
Número atómico

- Número atómico = número de protones en el núcleo.
- Número másico = número de protones + neutrones
- En un átomo neutro: # protones = # electrones.
- Isótopos: Átomos con el mismo #  $p^+$  y diferente #  $n^0$ .

La configuración electrónica indica la forma en la que los  $e^-$  se organizan en un átomo, que se rige por: **Principio de exclusión de Pauli** (2  $e^-$  por orbital), **Regla de Hund** (inicialmente  $e^-$  desapareados) y **Principio de Aufbau** (primero se llenan los niveles de menor energía). Los electrones que se añaden en la capa de  $n$  más alto son los **electrones de valencia**.

Los elementos buscan ser isoelectrónicos con los gases nobles y tienen a formar iones perdiendo (cationes) o ganando (aniones)  $e^-$ .

#### 4. Propiedades periódicas

Afinidad electrónica	Variación de energía cuando un átomo gaseoso capta un electrón.
Carga efectiva ( $Z_{eff}$ )	Carga real que siente un electrón. Afectada por efecto pantalla y de penetración.
Electronegatividad	Capacidad de un átomo para atraer electrones.
Energía de ionización	Energía mínima necesaria para quitar un electrón de un átomo gaseoso.
Radio atómico	Distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más externo.

