

BLOQUE I-A

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

MODELO DE DEMÓCRITO

Demócrito de Abdera (460–370 a. C.) fue uno de los primeros pensadores en proponer que toda la materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos. Aunque su planteamiento no era científico en sentido moderno, sus ideas constituyen el origen de la teoría atómica.

CONTEXTO HISTÓRICO

- **En la Grecia antigua existían dos visiones:**
- **Continuismo:** la materia es continua (Heráclito, Aristóteles).
- **Atomismo:** la materia está formada por partículas mínimas (Leucipo y Demócrito).

PRINCIPIOS FUNDAMENTALES DEL MODELO DE DEMÓCRITO

- 1) **Todo está formado por átomos y vacío.** Los átomos constituyen toda la materia y el vacío permite su movimiento.
- 2) **Los átomos son eternos, indivisibles e inmutables.** No se pueden dividir ni transformar; solo cambia su orden y posición.
- 3) **Diferencias entre los átomos.** Cada tipo de materia está formado por átomos con distinta forma, tamaño u orden.
- 4) **Los cambios materiales se deben a combinaciones de átomos.** La materia no se crea ni se destruye: solo se reagrupan los átomos.
- 5) **Movimiento constante.** Los átomos se mueven sin cesar en el vacío; sus choques explican los fenómenos.

CARACTERÍSTICAS CLAVE

- **Modelo Mecanicista, Materialista y Determinista**

LIMITACIONES

- **No basado en experimentación.**
- **Sin leyes cuantitativas.**
- **No explica fenómenos modernos.**
- **Átomos concebidos filosóficamente, no científicamente.**

IMPORTANCIA HISTÓRICA

El atomismo de Demócrito inspiró a científicos posteriores y es la base conceptual de la teoría atómica actual.

Modelo Atómico de Dalton

Propuesto por John Dalton en 1803, fue el primer modelo atómico con una base científica que revolucionó la química. Se representa conceptualmente como una esfera sólida, compacta, indivisible e indestructible.

Postulados del Modelo Atómico de Dalton

El modelo se basa en los siguientes puntos clave:

1. **La materia está compuesta por partículas diminutas llamadas átomos:** Estas partículas son la unidad fundamental de la materia.
2. **Los átomos son indivisibles e indestructibles:** Los átomos no pueden crearse, destruirse ni dividirse en partículas más pequeñas (un concepto que luego se refutó con el descubrimiento de partículas subatómicas y la fisión nuclear).
3. **Los átomos de un mismo elemento son idénticos:** Poseen la misma masa y propiedades químicas. (Este postulado se modificó posteriormente con el descubrimiento de los isótopos).
4. **Los átomos de elementos diferentes son distintos:** Tienen diferente masa y propiedades.
5. **Los compuestos químicos se forman por la combinación de átomos de diferentes elementos:** Se unen en una proporción numérica sencilla y constante. Por ejemplo, el agua (H_2O) se forma por la unión de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
6. **Las reacciones químicas son un reordenamiento de átomos:** Durante una reacción, los átomos solo se separan, se combinan o se reorganizan para formar nuevos compuestos, pero no se transforman ni se alteran individualmente.

– Leyes Ponderales

El modelo de Dalton sirvió para explicar y formalizar las leyes ponderales de la química (leyes de la masa), que son la base del razonamiento cuantitativo de su teoría.

1. **Ley de la Conservación de la Masa (Lavoisier)** : La masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Explicación de Dalton: Una reacción química es simplemente un reordenamiento de átomos que son indestructibles (Postulado 2 y 6). Si los átomos no se crean ni se destruyen, la masa total debe conservarse.

Expresión :

$$\sum M_{\text{reactivos}} = \sum M_{\text{productos}} \quad \text{Donde M es la masa.}$$

2. **Ley de las Proporciones Definidas (Proust)**

Un compuesto químico dado siempre contiene los mismos elementos combinados en las mismas proporciones de masa, independientemente de su origen o método de preparación.

Explicación de Dalton: Los átomos de diferentes elementos se combinan en una relación numérica simple y constante para formar un compuesto (Postulado 5). Dado que cada átomo tiene una masa constante (Postulado 3 y 4), la proporción de masa de los elementos en un compuesto es fija.

Expresión :

$$\frac{M_A}{M_B} = \text{CONSTANTE}$$

3. **Ley de las Proporciones Múltiples (Dalton):**

Si dos elementos forman más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro están en una relación de números enteros sencillos.

Explicación de Dalton: Si los átomos se unen en proporciones numéricas sencillas (Postulado 5), es posible que se combinen en diferentes proporciones enteras para formar diferentes compuestos.

Ejemplo: El Carbono (C) y el Oxígeno (O) pueden formar Monóxido de Carbono (CO) y Dióxido de Carbono CO_2

- En el CO_2 hay el doble de átomos de oxígeno combinados con el mismo átomo de carbono que en el CO
- Por lo tanto, la relación de las masas de oxígeno en CO_2 con respecto al CO (cuando se fija la masa de carbono) será 2:1

Este modelo, a pesar de sus limitaciones posteriores, como la indivisibilidad del átomo, fue crucial porque transformó la noción filosófica de átomo en una teoría científica fundamentada en la experimentación y las proporciones cuantitativas.

Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Dalton

<https://www.youtube.com/watch?v=niwTksrlfgk>

Modelo Atómico de Thomson (Modelo del "Pudin de Pasas")

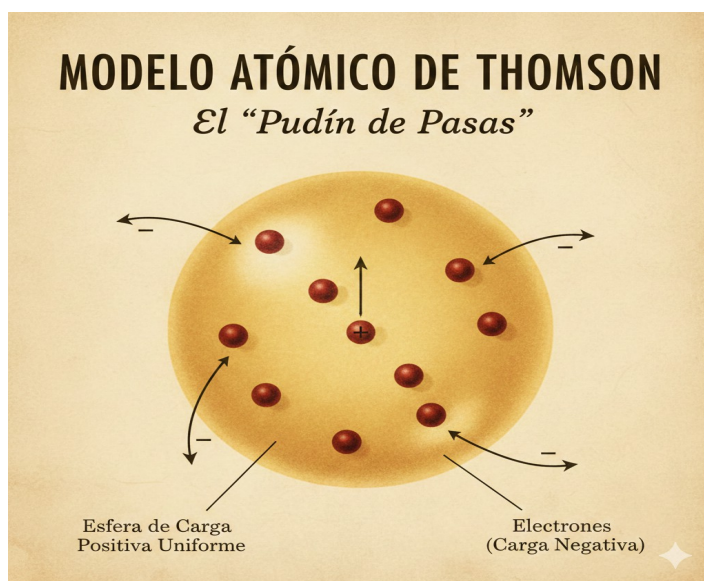
Combina dos propuestas históricas del átomo, el modelo de J.J. Thomson (1904) y la extensión del modelo de Bohr realizada por Arnold Sommerfeld (1916). Ambos modelos son hitos importantes en el desarrollo de la física atómica, aunque representan etapas muy diferentes.

- El modelo de Joseph John Thomson, propuesto en 1904, fue el primero en sugerir que el átomo no era indivisible, tras el descubrimiento del electrón (partícula subatómica de carga negativa).
- **Descripción :**
- El átomo se concibe como una esfera de materia con carga positiva distribuida uniformemente
- Los electrones, partículas de carga negativa, están incrustados dentro de esta esfera positiva, como si fueran pasas en un pudín o semillas en una sandía.

Esta ilustración presenta el modelo del pudín de pasas, una teoría de la estructura atómica de principios del siglo XX. Este modelo proponía que un átomo está compuesto por una nube difusa de carga positiva, con electrones con carga negativa incrustados en ella, de forma similar a las ciruelas en un pudín. Fue un avance significativo en el desarrollo de la teoría atómica, aunque posteriormente fue reemplazado por modelos más precisos.

- **La carga positiva total es igual a la carga negativa total de los electrones, lo que hace que el átomo sea eléctricamente neutro**
- **Razonamiento Matemático**
- El razonamiento principal se basaba en la neutralidad eléctrica del átomo, asumiendo una distribución continua y uniforme de la carga positiva para contrarrestar las cargas discretas de los electrones. Aunque Thomson intentó resolver el "problema de Thomson" (una disposición estable de electrones dentro de la esfera positiva), su modelo carecía de la complejidad matemática necesaria para describir los espectros atómicos o la estabilidad de las órbitas.

Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Thomson <https://www.youtube.com/watch?v=K112eJFT0XY>

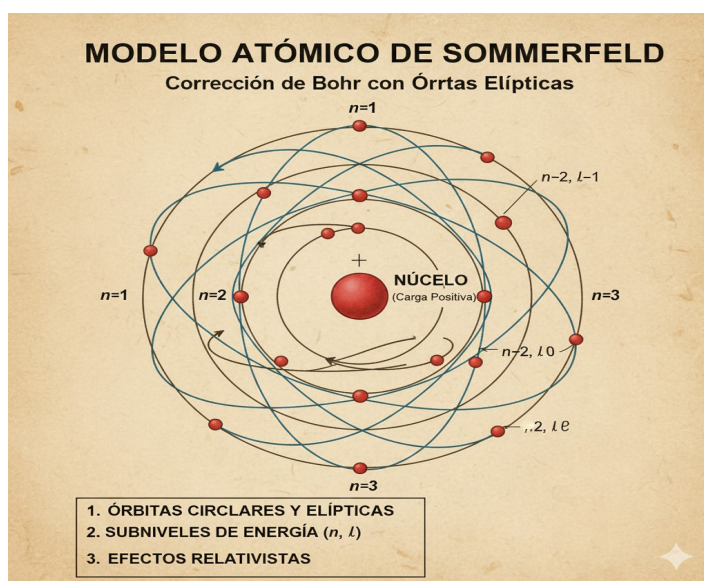


Modelo Atómico de Sommerfeld

El modelo de Sommerfeld de 1916 es una ampliación y corrección del modelo de Niels Bohr, que buscaba explicar las líneas finas observadas en los espectros atómicos (la llamada estructura fina) que el modelo de Bohr no podía predecir.

Sommerfeld se apoyó en la mecánica relativista de Einstein y en la cuantización de las órbitas:

1. **Órbitas Elípticas:** A diferencia de Bohr, quien solo postuló órbitas circulares, Sommerfeld introdujo que los electrones se mueven en órbitas circulares y elípticas alrededor del núcleo.



El modelo atómico de Sommerfeld (Modelo atómico de Bohr-Sommerfeld) puede ser revisado en más detalle con este vídeo https://www.youtube.com/watch?v=eV_eA3opiqE

2. Subniveles de Energía: La existencia de órbitas elípticas con la misma energía pero diferente forma conduce a la aparición de subniveles de energía dentro de cada nivel principal.
3. Cuantización del Momento Angular: Sommerfeld cuantizó dos variables: el momento angular y la energía. El momento angular se relaciona con un nuevo número cuántico, el azimutal o secundario, que determina la forma de la órbita (su excentricidad).
4. Efectos Relativistas: Consideró que la masa del electrón varía con la velocidad, especialmente en las órbitas más cercanas al núcleo, donde la velocidad es una fracción apreciable de la velocidad de la luz. Esta corrección relativista explica la estructura fina de las líneas espectrales.

Modelo Atómico de Rutherford

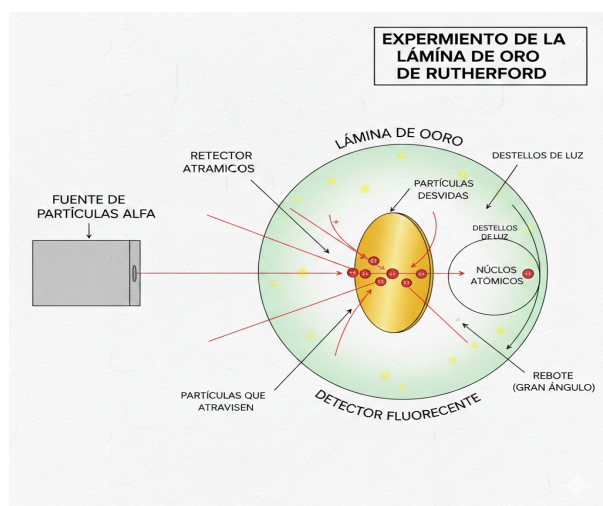
Ernest Rutherford, junto a Hans Geiger y Ernest Marsden, revolucionó la comprensión de la estructura atómica con su experimento en 1911, que desafió el modelo del "pudding de pasas" de J.J. Thomson.

- **Postulados del Modelo**
El Modelo de Rutherford, también conocido como **modelo nuclear del átomo**, establece que:
- **Núcleo Central:** El átomo posee un núcleo central diminuto, extremadamente denso y con carga positiva, donde se concentra prácticamente toda la masa del átomo.
- **Electrones Orbitando:** Los electrones, con carga negativa, giran alrededor del núcleo en órbitas circulares, de manera análoga a un sistema solar. Esta región externa se denomina corteza o nube electrónica.
- **Espacio Vacío:** El átomo es en su inmensa mayoría espacio vacío. El radio del átomo es unas 10.000 veces mayor que el radio del núcleo.
- **Neutralidad Eléctrica:** La carga positiva del núcleo (dada por los protones) es compensada por la carga negativa de los electrones que lo orbitan, haciendo que el átomo sea eléctricamente neutro.

El Experimento de la Lámina de Oro

El modelo se basa en las observaciones del experimento de dispersión de partículas alfa α al bombardear una lámina de oro muy delgada:

- La mayoría de las partículas α (cargadas positivamente y con gran masa) atravesaron la lámina sin apenas desviarse.
- Una pequeña fracción de partículas se desvió significativamente (grandes ángulos).
- Una fracción muy, muy pequeña (aproximadamente 1 de cada 20.000) rebotó, volviendo hacia la fuente.
- La mayor parte del átomo es espacio vacío.
- Existe una concentración de carga positiva que repele a las partículas α .



- La carga positiva está concentrada en un núcleo extremadamente pequeño y denso.

Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Rutherford

<https://www.youtube.com/watch?v=Pc0LWkUWPI8>

Modelo Atómico de Bohr

El modelo de Bohr es una modificación del modelo de Rutherford que introduce conceptos de la teoría cuántica de Planck para resolver el problema de la inestabilidad de la órbita de los electrones según la física clásica.

Antes de Bohr (1913), el átomo era entendido como una esfera con un núcleo positivo y electrones orbitando, pero no se explicaba la estabilidad del átomo ni las líneas espectrales observadas en gases excitados.

- **Bohr combinó:**
La física clásica (electrones orbitando)
La teoría cuántica de Planck (energía cuantizada)
- **La Hipótesis de Planck: La Cuantización**
 Planck introdujo una suposición revolucionaria: la energía no se intercambia de forma continua, sino en paquetes discretos llamados cuantos.
- **La energía E de un oscilador es proporcional a su frecuencia ν :**

$$E = h \cdot \nu \quad \text{donde}$$

h es la constante de Planck, cuyo valor aproximado es $6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

- **Implicaciones Conceptuales:** Este razonamiento cambió la visión del universo de dos maneras fundamentales:
- **Discontinuidad de la Naturaleza:** La realidad a escala atómica es "granulada", no suave.
- **Dualidad Inicial:** Aunque Planck solo pensó que la emisión era cuantizada, preparó el camino para que Einstein propusiera que la propia luz está compuesta de partículas (fotones).

- **Nota:** La constante de Planck h define la escala de lo "cuántico". Si h fuera cero, el mundo se comportaría según la física clásica.

- **Postulados del Modelo de Bohr**

El modelo se basa en tres postulados principales que solo son válidos para el átomo de hidrógeno

1. **Órbitas Estacionarias y Cuantización del Radio:**

El electrón solo puede girar alrededor del núcleo en ciertas órbitas circulares permitidas o estacionarias (niveles de energía), sin emitir ni absorber energía.

La órbita más cercana al núcleo tiene la menor energía, y la energía aumenta a medida que el electrón se aleja del núcleo.

La existencia de estas órbitas se debe a la cuantización del momento angular del electrón, que debe ser un múltiplo entero de la constante de Planck reducida

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} \quad \text{Constante de Planck} \quad h = 6.62607015 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

- Esta constante establece la relación entre la energía de un fotón (E) (o cuanto de radiación electromagnética) y su frecuencia (ν o f).
- La ecuación fundamental que la relaciona es:

$$E = h \cdot \nu$$

- Constante de Planck Reducida ($\hbar$): $\hbar$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

- Su valor es aproximadamente:

$$\hbar \approx 1.054571817 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \quad (\text{Julios} \times \text{segundo})$$

- Esta constante es fundamental en formulaciones cuánticas que utilizan la frecuencia angular (ω), donde la relación energía-frecuencia se escribe como:

$$E = \hbar \omega$$

- **Importancia en la Física**

- El descubrimiento de Max Planck en 1900, al proponer que la energía se emite o absorbe en "paquetes" discretos (cuantos) con una energía proporcional a su frecuencia (dada por h), marcó el nacimiento de la Mecánica Cuántica. Este valor tan pequeño es lo que hace que los efectos cuánticos no sean evidentes en nuestra escala macroscópica cotidiana.
- Para una explicación visual de cómo se calcula esta constante, puedes ver:
- Cálculo del valor de la constante de Planck: Este vídeo muestra un ejemplo práctico de cálculo de la constante de Planck a través de un ejercicio de selectividad.
- <https://www.youtube.com/watch?v=uY3OSS1979g>

2. El Momento angular del electrón está cuantizado:

$$L = m \cdot v \cdot r = n \hbar$$

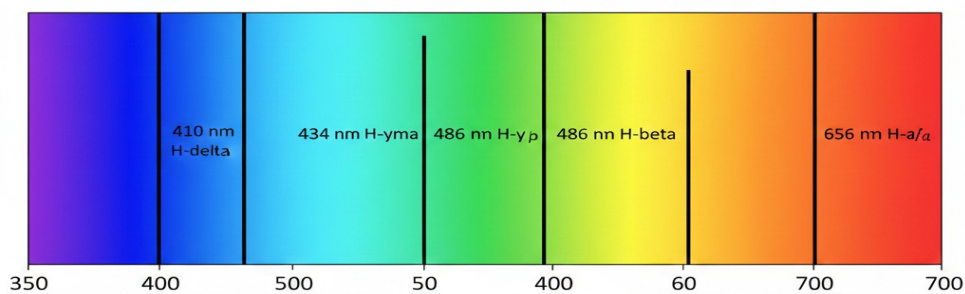
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

Donde $\hbar = \frac{h}{2 \cdot \pi}$ y $n \rightarrow$ número cuántico principal

3. Emisión y absorción de Energía:

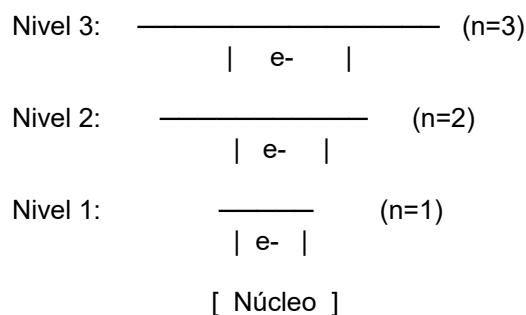
El átomo emite o absorbe energía solo cuando el electrón salta entre niveles:

$$E_{\text{fotón}} = \hbar \cdot \nu = E_i - E_f$$



Esto explica perfectamente las líneas espectrales del hidrógeno.

Estructura del átomo según Bohr



– Radio de la órbita (radio de Bohr) :

Bohr dedujo que el radio de la órbita n es:

$$r_n = a_0 \cdot n^2 \quad \text{donde} \quad r_1 = 5.29 \times 10^{-11} \text{ es el radio de Bohr (para } n=1)$$

- **Velocidad del electrón:**

$$v_n = \frac{e^2}{2 \cdot E_0 \cdot h} \times \frac{1}{n}$$

- **Energía del electrón en la órbita n:**
Bohr demostró que la energía en el nivel n vale:

$$E_n = -13.6 \cdot e \cdot V / n^2$$

- **Para el Hidrógeno:**

- n = 1: $E_1 = -13.6 \cdot e \cdot V$

- n = 2: $E_2 = -3.4 \cdot e \cdot V$

- n = 3: $E_3 = -1.51 \cdot e \cdot V$

- **Transiciones electrónicas y espectros**
Cuando un electrón cae de un nivel alto a uno más bajo:

$$h \cdot \nu = 13.6 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

- Esto genera las líneas espectrales observadas (serie de Balmer, Lyman, Paschen...).

4. **Aciertos y Límites del Modelo**

- Explicó los espectros del hidrógeno.
- Introdujo la cuantización de niveles.
- Sentó bases para la mecánica cuántica.

5. **Limitaciones**

- Solo funciona bien con átomos hidrogenoides (1 electrón).
- No explica efectos relativistas ni el desdoblamiento (efecto Zeeman).
- No es compatible con el principio de incertidumbre de Heisenberg.

Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Bohr

- <https://www.youtube.com/watch?v=hpP2hYMLPzE>

Modelo Atómico Cuántico

El Modelo Atómico Cuántico es el modelo actual y más preciso de la estructura del átomo. No describe los electrones como partículas que orbitan el núcleo en trayectorias definidas (como en el modelo de Bohr), sino como ondas de materia cuya posición solo puede describirse en términos de probabilidad.

1. Conceptos Fundamentales:

Dualidad Onda-Partícula: Propuesta por Louis de Broglie, establece que partículas como el electrón no son solo partículas, sino que también exhiben propiedades ondulatorias. La longitud de onda (λ) asociada a una partícula con momento ($p=mv$) es:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

- donde (h) es la constante de Planck, (m) es la masa, y (v) es la velocidad.
- **Principio de Incertidumbre de Heisenberg:** Establece que es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y el momento lineal (o velocidad) de una partícula, como el electrón. Si la incertidumbre en la posición es Δx y en el momento es Δp , su producto debe ser mayor o igual a una cierta cantidad:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2} \quad \text{donde } \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

- **Orbitales Atómicos:** En lugar de órbitas, el modelo cuántico habla de orbitales. Un orbital es una región del espacio alrededor del núcleo donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima (generalmente el 90% o más).

2. Razonamiento Matemático: La Ecuación de Schrödinger

El corazón matemático del modelo cuántico es la Ecuación de Schrödinger. Esta ecuación, formulada por Erwin Schrödinger en 1926, describe cómo evoluciona en el tiempo la función de onda (Ψ) de una partícula.

A) La Función de Onda (Ψ): La función de onda $\Psi(x,y,z)$ no tiene un significado físico directo, pero su cuadrado, $|\Psi^2|$ sí lo tiene.

Densidad de Probabilidad: El valor de $|\Psi^2|$ en un punto del espacio representa la densidad de probabilidad de encontrar el electrón en ese punto. Las regiones donde $|\Psi^2|$ es grande corresponden a los orbitales.

Ecuación de Schrödinger Independiente del Tiempo: Para describir los estados estacionarios (orbitales) del electrón, se utiliza la forma independiente del tiempo:

$$\hat{H} = E \Psi$$

Donde $\hat{H}$ es el Operador Hamiltoniano, que representa la energía total (cinética + potencial) del sistema:

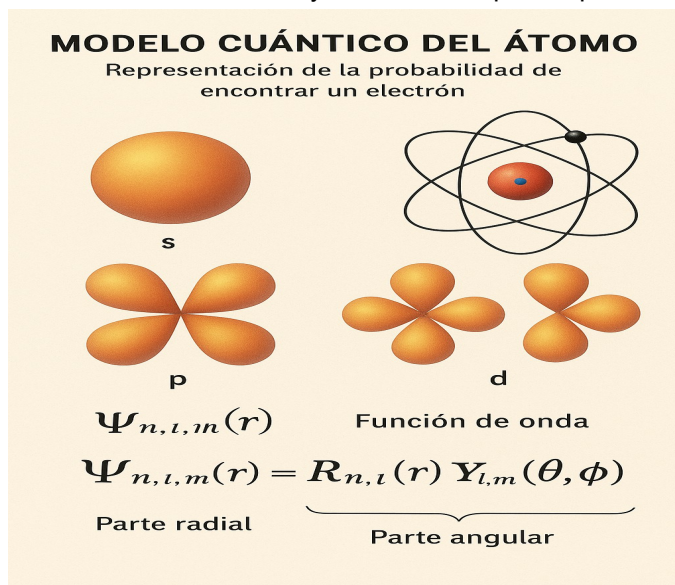
$$\hat{H} = \frac{-\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + V(x, y, z)$$

- El primer término es la energía cinética (operador Laplaciano, ∇^2).

- $V(x, y, z)$ es la energía potencial (para el átomo de hidrógeno, es el potencial de Coulomb,

$$V = -k \frac{e^2}{r}$$

- E es el valor propio de la energía, que corresponde a los niveles de energía permitidos del electrón.
- Ψ es la función de onda (u orbital).
- **Soluciones de la Ecuación** : Cuando se resuelve la Ecuación de Schrödinger para un átomo, solo ciertas funciones de onda Ψ son soluciones físicamente aceptables. Cada solución Ψ (que define un orbital) está asociada a un valor específico de energía E y viene determinada por un conjunto de tres números cuánticos principales.
- Los Números Cuánticos: La solución de la Ecuación de Schrödinger introduce naturalmente cuatro números cuánticos que describen completamente el estado de un electrón en un átomo:
 - n Principal, 1, 2, 3,.....: Define el nivel de energía y el tamaño del orbital.
 - L Azimutal o de momento angular, 0, 1,....., $n-1$: Define la forma del orbital (subniveles $L=0$, es s, $L=1$, es p, $L=2$, es d, $L=3$, es F).
 - m_l Magnético, $-l, \dots, 0, \dots, +1$: Define la orientación del orbital en el espacio.
 - m_s , De Spin, $+1/2$ o $-1/2$: Define el momento angular intrínseco del electrón (spin).
- 3. **Principio de Exclusión de Pauli**: No puede haber dos electrones en un átomo que tengan los mismos cuatro números cuánticos (n, l, m_l, m_s), Esto significa que cada orbital puede albergar un máximo de dos electrones, y deben tener spines opuestos.



Resumen del Modelo Cuántico

El Modelo Atómico Cuántico reemplaza la certeza de las trayectorias con la probabilidad. Los electrones existen en regiones de espacio tridimensional llamadas orbitales, cuyas formas y energías están definidas rigurosamente por las soluciones matemáticas de la Ecuación de Schrödinger y caracterizadas por los números cuánticos.

- Explicación visual Modelo Cuántico actual:
- <https://www.youtube.com/watch?v=fdRJLFPBLOY>

EFEECTO FOTOELÉCTRICO

1. ¿Qué es el efecto fotoeléctrico?

Es el proceso mediante el cual un material (generalmente un metal) emite electrones al ser iluminado con radiación electromagnética (como luz visible o luz ultravioleta).

- A los electrones que son expulsados en este proceso se les denomina fotoelectrones.
- **El descubrimiento de Einstein:**
- Aunque el fenómeno fue observado primero por Heinrich Hertz en 1887, fue Albert Einstein quien lo explicó en 1905. Einstein propuso que la luz está compuesta por "paquetes" discretos de energía llamados fotones. Por este trabajo, y no por la Teoría de la Relatividad, recibió el Premio Nobel de Física en 1921.

2. Conceptos Clave:

Para entender cómo funciona, debemos manejar tres conceptos fundamentales:

- **Fotón:** La partícula mínima de luz. Su energía depende de la frecuencia de la luz.
- **Función de Trabajo (ϕ):** Es la energía mínima que necesita un electrón para "escapar" de la superficie del metal. Cada metal tiene una función de trabajo distinta.
- **Frecuencia Umbral (f_0):** Es la frecuencia mínima que debe tener la luz para que se produzca el efecto. Si la frecuencia es menor a esta, no importa qué tan intensa sea la luz, no se liberarán electrones.
- Donde:
- $E = h \cdot f$ siendo h la constante de Planck y f la frecuencia
- ϕ : es la función de trabajo
- K_{max} es la energía cinética máxima del electrón

3. Leyes del Efecto Fotoeléctrico

3.1. Instantaneidad: Los electrones se emiten casi instantáneamente después de que la luz golpea el metal.

3.2. Dependencia de la Frecuencia: Si la luz tiene una frecuencia menor a la frecuencia umbral, no hay emisión.

3.3. Intensidad vs. Corriente: Al aumentar la intensidad de la luz (más brillo), aumenta el número de electrones expulsados, pero no su velocidad.

3.4. Frecuencia vs. Velocidad: Al aumentar la frecuencia de la luz (por ejemplo, pasar de luz verde a luz violeta), aumenta la energía cinética (velocidad) de los electrones.

Ejemplos de la Vida Real: El efecto fotoeléctrico está presente en muchas tecnologías que usamos a diario:

- **Paneles Solares (Celdas Fotovoltaicas):** Es el ejemplo más claro. Las celdas están hechas de materiales semiconductores que, al recibir la luz del sol, liberan electrones creando una corriente eléctrica que podemos usar en nuestras casas.
- **Sensores de Puertas Automáticas:** En los centros comerciales, hay un haz de luz infrarroja que golpea un sensor (fotocélula). Mientras el haz llega al sensor, hay una corriente eléctrica. Cuando tú pasas y bloqueas la luz, la corriente se detiene, lo que activa el motor para abrir la puerta.

La Energía del Fotón (E): La energía de un fotón es directamente proporcional a su frecuencia. Cuanto más "azul" o "ultravioleta" es la luz, más energía tiene cada fotón.

$$E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- donde:
- **h:** Constante de Plank ($6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)
- **f:** Frecuencia de la luz en Hz
- **c:** Velocidad de la luz ($\approx 3 \times 10^8 \text{ m/s}$)
- **λ :** Longitud de onda en metros

La Ecuación Fundamental de Einstein

Cuando un fotón choca con un electrón, le transfiere toda su energía. Parte de esa energía se gasta en "arrancarlo" del metal (función de trabajo) y el resto se convierte en movimiento (energía cinética).

$$\text{Energía}_{\text{fotón}} = \varphi + k_{\text{max}}$$

$$E = h \cdot f$$

$$h \cdot f = \varphi + k_{\text{max}}$$

- O despejando la energía cinética máxima con la que sale el electrón:

$$k_{\text{max}} = h \cdot f - \varphi$$

- **La Función de Trabajo (φ):**
- Es la energía de enlace del electrón con el metal. Se puede calcular si conocemos la frecuencia umbral (f_0), que es la frecuencia mínima necesaria para que el electrón apenas logre salir sin velocidad:

$$\varphi = h \cdot f_0$$

4. El Potencial de Frenado (V_0)

En un experimento de laboratorio, podemos medir la energía cinética de los electrones aplicando un voltaje inverso que los detenga antes de llegar al ánodo. A este voltaje se le llama potencial de frenado.

- La relación es: $K_{\text{max}} = e \times V_0$
- donde:
- **e:** carga del electrón ($1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$)
- **V_0 :** Potencial de frenado en voltios
- Sustituyendo en la ecuación principal, obtenemos una forma muy útil para experimentos:

$$e \times V_0 = h \times f_0 - \phi$$

5. Unidades Comunes: El Electronvoltio (eV)

En física de partículas, trabajar con Julios (J) da números extremadamente pequeños. Por eso usamos el electronvoltio (eV):

$$1\text{eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- **Tipo práctico:** Para cálculos rápidos con la longitud de onda en nanómetros (nm), se suele usar la aproximación:

$$E \text{ (en eV) } \approx \frac{1240}{\lambda \text{ (en nm)}}$$

CÁLCULO DE ENERGÍA ENTRE DOS NIVELES ENERGÉTICOS (ORBITALES)

El cálculo de la energía entre dos niveles energéticos es fundamental en la mecánica cuántica y la espectroscopia. Se basa en el principio de que los electrones en los átomos no pueden tener cualquier energía, sino que están confinados a estados específicos o niveles cuantizados.

1. Fundamento Teórico y Razonamiento Matemático

Cuando un electrón cambia de un nivel de energía a otro (transición electrónica), debe ganar o perder una cantidad exacta de energía igual a la diferencia entre esos dos niveles.

2. El Fundamento Físico: Cuantización de la Energía

En un átomo, los electrones no pueden estar en cualquier lugar; ocupan niveles de energía específicos llamados orbitales o capas (n).

La energía de un electrón en el nivel n para el átomo de hidrógeno viene dada por:

$$E_n = -\frac{R_h}{n^2}$$

- donde R_h es la constante de Rydberg $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$
- n es el número cuántico principal (1, 2, 3, ...).
- El signo negativo indica que el electrón está "atrapado" por el núcleo; se necesita energía para llevarlo al infinito ($E = 0$).

3. El Salto Cuántico y la Energía del Fotón

Cuando un electrón cambia de un orbital inicial (n_i) a uno final (n_f), la diferencia de energía (ΔE) se conserva mediante la emisión o absorción de un fotón.

- El Razonamiento Matemático

- Cálculo de la Diferencia de Energía (ΔE): La energía del fotón emitido o absorbido es la diferencia entre el nivel final (n_f) y el inicial (n_i):

$$\Delta E = E_f - E_i$$

- **Absorción:** El electrón salta de un nivel inferior a uno superior ganando energía.
- **Emisión:** El electrón cae de un nivel superior a uno inferior liberando energía (generalmente en forma de un fotón).
- La Ecuación de Rydberg: Para el átomo de hidrógeno, la energía de un nivel n está dada por:

$$E_n = -R_h \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad \text{donde}$$

- Donde R_h es la constante de Rydberg ($2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$). El signo negativo indica que el electrón está ligado al núcleo.

$$\Delta E = R_h \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

- $\Delta E < 0 \rightarrow$ emisión de energía
- $\Delta E > 0 \rightarrow$ absorción de energía

- **Relación con la Longitud de Onda (Ecuación de Rydberg)**

- Sabemos por la relación de Planck-Einstein que: $E = h \cdot \nu$ y que $\nu = \frac{c}{\lambda}$ por tanto:

sustituyendo $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ entonces $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ y sustituyendo E en la Ecuación de Rydberg

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = R_h \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

- Si despejamos el inverso de la longitud de onda ($\frac{1}{\lambda}$), obtenemos la famosa Fórmula de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

- Donde R es la constante de Rydberg para la longitud de onda ($R \approx 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$)

4. **Las Series del Espectro del Hidrógeno**

Las series se clasifican según el nivel de llegada (n_f) del electrón. Dependiendo de cuán grande sea el "salto", el fotón tendrá más o menos energía, situándose en diferentes regiones del espectro electromagnético.

SERIE	NIVEL FINAL (n_f)	NIVEL INICIAL (n_i)	REGIÓN DEL ESPECTRO
Lyman	1	2, 3, 4,	Ultravioleta (alta energía)
Balmer	2	3, 4, 5,	Luz Visible y UV cercano
Paschen	3	4, 5, 6,	Infrarrojo Cercano
Brackett	4	5, 6, 7,	Infrarrojo Medio
Pfund	5	6, 7, 8,	Infrarrojo Lejano
Humpreys	6	7, 8, 9,	Infrarrojo Lejano

- Análisis de Energía por Serie

- **Serie de Lyman ($n_f=1$):** Son los saltos más energéticos porque el nivel $n=1$ es el más profundo. La energía liberada es tan grande que los fotones caen en el rango ultravioleta.
- **Serie de Balmer ($n_f=2$):** Es la más famosa porque sus transiciones producen luz que el ojo humano puede ver. Por ejemplo, el salto de $n=3 \rightarrow n=2$ produce la línea roja ($H-\alpha$).
- **Series de Paschen, Brackett y Pfund:** A medida que n_f aumenta, los niveles de energía están más juntos (la diferencia ΔE es menor), por lo que los fotones emitidos tienen longitudes de onda largas y baja energía, situándose en el infrarrojo.
- **Nota Clave:** Si el electrón sube de nivel ($n_f > n_i$), el átomo absorbe un fotón. Si el electrón baja de nivel ($n_f < n_i$), el átomo emite un fotón.

- Relación con la Luz

- Una vez obtenida la ΔE , podemos calcular la frecuencia (ν) o la longitud de onda (λ) del fotón utilizando las constantes de Planck (h) y la velocidad de la luz (c):

- **a) Energía y frecuencia:** $\Delta E = h \cdot \nu$

- **b) Energía y longitud de onda:** $\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

- La Luz como "Mensajera" de Energía

En la física clásica, se pensaba que los electrones podían emitir luz de cualquier color al orbital. Sin embargo, la mecánica cuántica demostró que los electrones solo emiten o absorben luz en paquetes discretos llamados fotones.

- **La Identidad del Fotón:**

Cada color de luz que vemos (y los que no vemos, como el UV o el Infrarrojo) tiene una "huella digital" definida por su energía (E), frecuencia (ν) y longitud de onda (λ). La relación matemática es la Ecuación de Planck-Einstein:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- h (Constante de Planck): $6,626 \times 10^{-34} J \cdot s$ Es el factor que conecta el mundo de las partículas con el de las ondas.
- c (Velocidad de la luz): $\approx 3 \times 10^8 m/s$
- Relación inversa: A mayor energía del salto orbital, menor es la longitud de onda (λ) Por eso los saltos grandes producen luz violeta o UV, y los saltos pequeños producen luz roja o infrarroja.
- El Espectro de Emisión: El "Código de Barras" Atómico
Cuando la luz emitida por los electrones al bajar de nivel pasa a través de un prisma, no vemos un arcoíris continuo, sino líneas aisladas. Esto se llama Espectro de Rayas.

- Cada línea corresponde a un salto específico: Por ejemplo, en el hidrógeno, la famosa línea roja intensa ocurre exactamente cuando un electrón cae del nivel $n=3$ al $n=2$.
 - Diferentes elementos, diferentes luces: Como cada elemento químico tiene niveles de energía únicos (debido a su número de protones), cada uno emite colores distintos. Esto permite a los astrónomos saber de qué están hechas las estrellas analizando la luz que nos llega.
-

ESPECTROS DE ABSORCIÓN Y DE EMISIÓN

1. ¿Qué es un espectro?

Un **espectro** es la distribución de la **radiación electromagnética** (luz) en función de su **longitud de onda (λ)** o **frecuencia (ν)**.

- Se obtiene cuando la luz se **descompone** y se analiza cómo interactúa con la materia.

2. Existen dos tipos fundamentales:

- **Espectro de absorción**
- **Espectro de emisión**

2.1 Espectro de absorción

Un **espectro de absorción** se obtiene cuando una **radiación continua** atraviesa una sustancia (gas, líquido o sólido) y **ciertas longitudes de onda son absorbidas** por los átomos o moléculas.

- El resultado es un espectro **continuo con líneas oscuras** en posiciones concretas.

2.2 Interpretación física

- Los electrones están en **niveles de energía cuantizados**.
- Un fotón es absorbido **solo si su energía coincide exactamente** con la diferencia entre dos niveles:

$$\Delta E = E_f - E_i$$

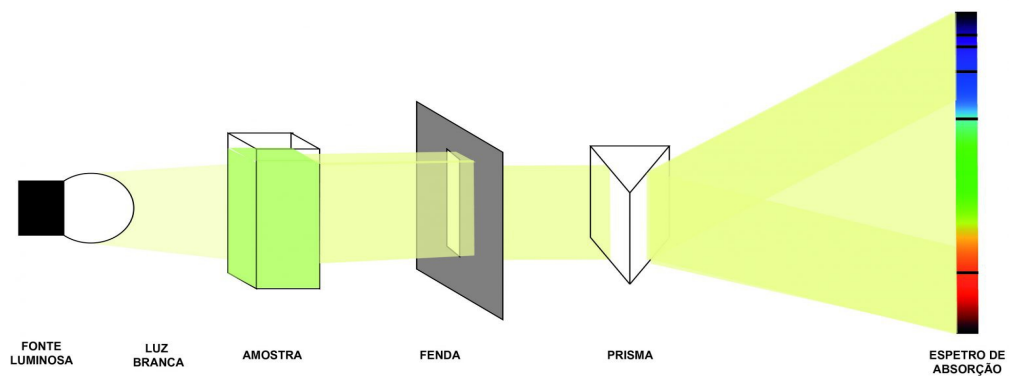
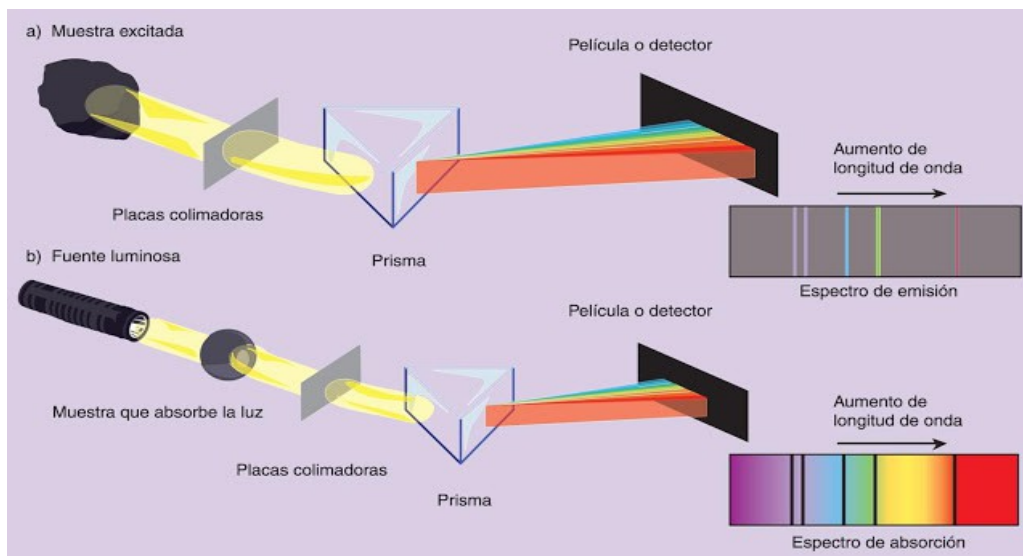
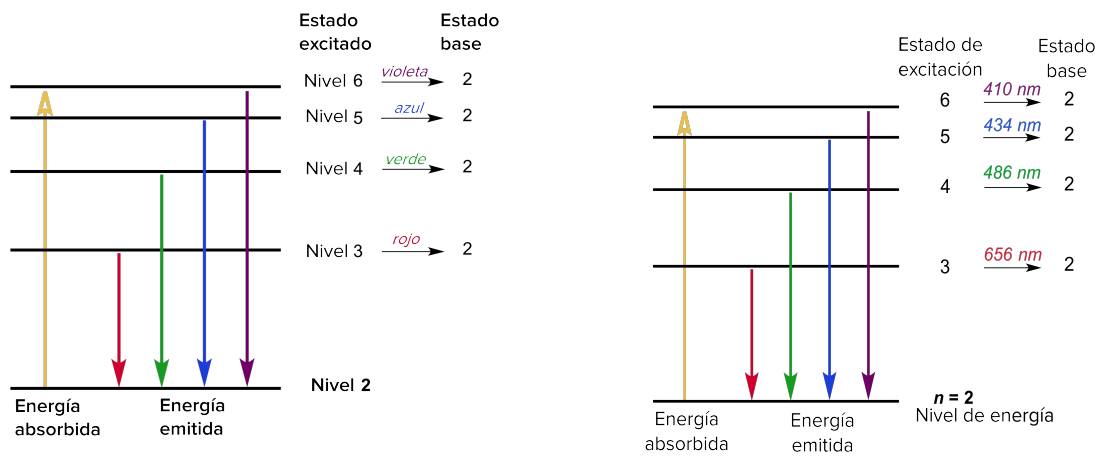
- Esa energía corresponde a una longitud de onda concreta:

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- donde
- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
- $c = 3,10 \times 10^8 \text{ m/s}$

2.3 Características clave

- Líneas oscuras sobre fondo de colores
- Cada sustancia tiene un **espectro único**
- Permite **identificar sustancias químicas**



Fernandes, A., 2016

3. **Espectro de Emisión**

Un **espectro de emisión** se obtiene cuando una sustancia **emite radiación** después de haber sido excitada

- (por calor, electricidad, etc.).
- Aparecen **líneas brillantes sobre fondo oscuro**.

3.1 Interpretación física

- El electrón estaba en un **estado excitado**
- Al regresar a un nivel inferior, **emite un fotón**

- **La energía emitida cumple:**
$$\Delta E = E_i - E_f = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- Cada transición produce **una línea espectral concreta**.

3.1 Características clave

- Fondo negro con líneas de color
- Específico de cada elemento
- Muy usado en **astronomía y análisis químico**

NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos son valores numéricos que describen e identifican de manera única el estado energético y la ubicación probable de un electrón dentro de un átomo.

Desde una perspectiva matemática, no son arbitrarios: surgen naturalmente como constantes de integración al resolver la Ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno.

1. **El Fundamento Matemático:** Para entender de dónde vienen, debemos mirar la ecuación de onda de Schrödinger independiente del tiempo

$$\hat{H} \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

- donde Donde $\hat{H}$ es el operador Hamiltoniano (energía total). Al trabajar con átomos, es más eficiente usar coordenadas esféricas (r, θ, ϕ), en lugar de cartesianas. La función de onda Ψ se puede factorizar en tres funciones independientes:

$$\Psi(r, \theta, \phi) = R_{(r)} \cdot \Theta_{(\theta)} \cdot \Phi_{(\phi)}$$

- Cada una de estas funciones debe cumplir condiciones de contorno (ser finitas y continuas), lo que impone restricciones matemáticas que dan lugar a los tres primeros números cuánticos.

2. **Los Cuatro Números Cuánticos**

- **A) Número Cuántico Principal (n):** Determina el nivel energético y el tamaño del orbital.
- Origen: Proviene de la solución de la parte radial $R(r)$ de la ecuación.
- Valores: Números enteros positivos ($n = 1, 2, 3, \dots$).
- Razonamiento: A medida que n aumenta, el electrón tiene mayor energía potencial y se encuentra, en promedio, más lejos del núcleo.

- **B) Número Cuántico Secundario o Azimutal (l)**
- Define la forma del orbital (subnivel).
- Origen: Proviene de la solución de la parte angular dependiente de θ .
- Valores: Desde 0 hasta $(n - 1)$.
 $l=0 \rightarrow s$ (esférico)

$l=1 \rightarrow p$ (lobular)

$l=2 \rightarrow d$

$l=3 \rightarrow f$

- Razonamiento: Matemáticamente, representa el momento angular orbital del electrón mediante la relación $\sqrt{l(l+1)}\hbar$

- **C) Número Cuántico Magnético (m_l)**: Describe la orientación espacial del orbital frente a un campo magnético externo.
- **Origen**: Proviene de la solución de la función $\phi_{(\phi)}$
- Valores: Desde $-l$ pasando por 0 hasta $+l$.
- Razonamiento: Representa la cuantización de la componente z del momento angular:

$$L_z = m_l \cdot \hbar$$

Esto explica por qué hay, por ejemplo, 3 orbitales tipo p (orientados en los ejes x, y, z).

- **D) Número Cuántico de Espín (m_s)**: Describe el momento angular intrínseco del electrón.
- **Origen**: No surge de la ecuación de Schrödinger original, sino de la Ecuación de Dirac, que incorpora la relatividad especial.
- **Valores**: $+1/2$ o $-1/2$.
- **Razonamiento**: El electrón se comporta como si girara sobre su propio eje. Según el Principio de Exclusión de Pauli, dos electrones en un mismo átomo no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales; por tanto, en un mismo orbital solo caben dos electrones con espines opuestos.

- Resumen de Relaciones Matemáticas

NÚMERO CUÁNTICO	SÍMBOLO	PROPIEDAD FÍSICA	RANGO DE VALORES
Principal	n	Nivel/Energía	1, 2, 3,
Azimutal	l	Forma/Momento Angular	0....(n-1)
Magnético	m_l	Orientación Espacial	- [.....+ l]
Espín	m_s	Sentido de Giro	$+1/2, -1/2$

- Nota: El número total de orbitales en un nivel n es siempre n^2 , y la capacidad máxima de electrones por nivel es $2n^2$.

DIFERENCIA ENTRE ÓRBITA Y ORBITAL

Entender la diferencia entre órbita y orbital es fundamental para comprender cómo ha evolucionado nuestra visión del átomo, pasando de un sistema solar en miniatura a un modelo basado en la probabilidad y la física cuántica.

1. Órbita (Modelo de Bohr)

Una órbita es un concepto de la física clásica y del modelo atómico de Niels Bohr (1913). Se define como una trayectoria circular bien definida que sigue un electrón alrededor del núcleo, similar a cómo los planetas giran alrededor del Sol.

- **Naturaleza:** Es bidimensional (plana).
- **Certeza:** Sugiere que podemos conocer exactamente la posición y la velocidad del electrón en cualquier momento.
- **Capacidad:** Una órbita o nivel de energía n puede contener hasta $2n^2$ electrones.
- **Ejemplo:** En el modelo de Bohr para el Sodio ($Z=11$), los electrones se dibujan en círculos perfectos: 2 en la primera órbita, 8 en la segunda y 1 en la tercera.

2. Orbital (Modelo Mecánico-Cuántico)

Un orbital es un concepto de la mecánica cuántica moderna. Debido al Principio de Incertidumbre de Heisenberg, sabemos que es imposible conocer la trayectoria exacta de un electrón. Por ello, el orbital no es un "camino", sino una región del espacio donde existe una alta probabilidad (generalmente superior al 90%) de encontrar al electrón.

- **Naturaleza:** Es tridimensional (volumen).
 - **Certeza:** Se basa en la probabilidad (descrita por la ecuación de onda de Schrödinger).
 - **Capacidad:** Cada orbital, sin importar su forma, puede albergar un máximo de 2 electrones con espines opuestos.
 - **Ejemplo:** El orbital 1s es una esfera de probabilidad alrededor del núcleo; el orbital 2p tiene forma de pesas o lóbulos.
- **Diferencias Clave: Tabla Comparativa**

CARACTERISTICA	ÓRBITA	ORBITAL
Concepto	Trayectoria física definida (camino)	Región de probabilidad (nube)
Modelo	Modelo de Bohr (Clásico).	Modelo Cuántico (Schrödinger)
Forma	Siempre circular o elíptica.	Diversas formas (esférica, lobular, etc.)
Dimensiones	Bidimensional (2D)	Tridimensional (3D)
Electrones	Puede tener muchos (2, 8, 18...).	Máximo 2 electrones.
Principio de Heisenberg	Lo ignora (asume posición exacta).	Lo respeta (asume incertidumbre)

- Ejemplos para Distinguirlos

- Ejemplo A: El átomo de Hidrógeno :

- **Según la Órbita:** Imaginas al único electrón del hidrógeno como una pequeña canica girando en un círculo perfecto a una distancia fija del núcleo.
- **Según el Orbital (1s):** Imaginas una "nube" esférica. El electrón no está en un solo punto, sino que "está" en algún lugar dentro de esa esfera. A veces más cerca del núcleo, a veces más lejos, pero casi siempre dentro de ese volumen.

- **Ejemplo B: Analogía de la vida real**
- **Órbita:** Es como un tren que solo puede moverse sobre sus vías. Siempre sabes por dónde va a pasar.
- **Orbital:** Es como una mosca encerrada en una habitación de cristal. No sabes exactamente dónde está la mosca en cada segundo, ni qué camino sigue, pero puedes decir con seguridad que está "dentro de la habitación". La habitación es el orbital.

TIPOS DE ORBITALES

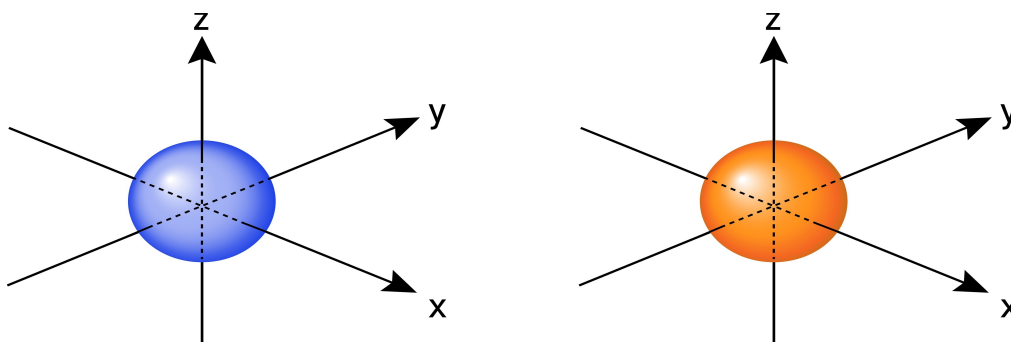
Para entender los orbitales atómicos, primero debemos visualizarlos no como órbitas planetarias (como en el modelo de Bohr), sino como regiones del espacio donde existe una alta probabilidad (superior al 90%) de encontrar un electrón.

- Estos espacios tienen formas y orientaciones específicas determinadas por los números cuánticos. Aquí tienes una descripción detallada de los cuatro tipos principales:

1. Orbitales (s) :

Es el orbital más sencillo y el primero en llenarse en cada nivel de energía.

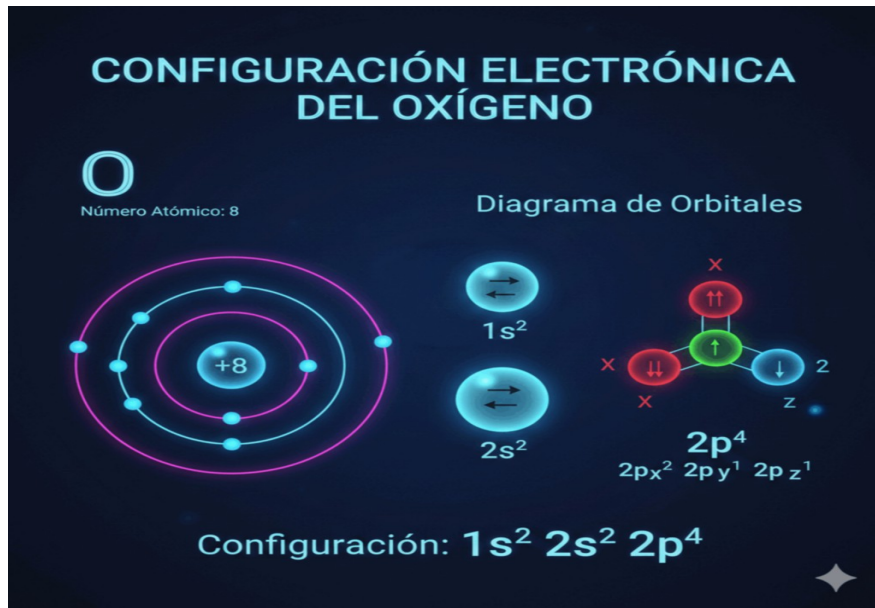
- **Forma:** **Esférica.** El núcleo del átomo se encuentra en el centro.
- **Capacidad:** Máximo 2 electrones.
- **Orientación:** Solo tiene una orientación posible, ya que una esfera se ve igual desde cualquier ángulo ($l = 0$).
- **Ejemplo:** El átomo de Hidrógeno tiene su único electrón en el orbital 1s. El Helio llena este orbital con dos electrones ($1s^2$).



2. Orbitales (p):

Aparecen a partir del segundo nivel de energía ($n=2$).

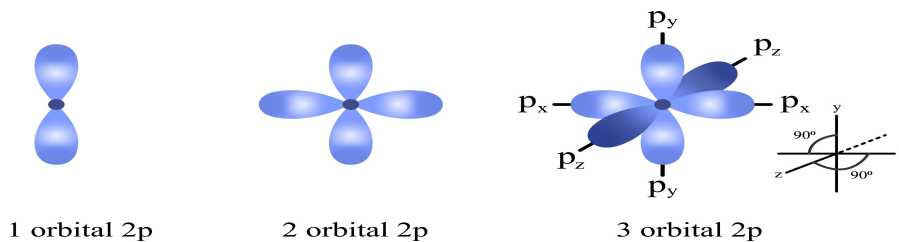
- **Forma:** Dos lóbulos que se unen en el núcleo (forma de mancuerna o pesa).
- **Capacidad:** Un conjunto de orbitales (p) puede albergar hasta 6 electrones en total.
- **Orientación:** Existen tres tipos, orientados según los ejes del plano cartesiano: p_x, p_y, p_z .
- **Ejemplo:** El Oxígeno tiene una configuración que termina en $2p^4$. Esto significa que tiene sus electrones distribuidos en estos tres orbitales en forma de pesa.



3. Orbitales (d) :

Aparecen a partir del tercer nivel de energía ($n=3$), aunque se llenan después del orbital $4s$.

- **Forma:** La mayoría tiene forma de "trébol de cuatro hojas" (cuatro lóbulos), excepto uno (d_{z^2}) que parece una pesa con un anillo central.
- **Capacidad:** El conjunto completo puede albergar hasta 10 electrones.
- **Orientación:** Hay cinco orientaciones posibles ($d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{(x^2-y^2)}, d_{z^2}$).



4. **Orbitales (f):** Son orbitales de gran complejidad energética que aparecen en el cuarto nivel ($n=4$).
- **Forma:** Muy compleja, con múltiples lóbulos (generalmente ocho) o formas lobulares con varios anillos.
 - **Capacidad:** Pueden albergar hasta 14 electrones.
 - **Orientación:** Existen siete orientaciones diferentes.
 - **Ejemplo:** Los elementos de las tierras raras (lantánidos y actínidos), como el Uranio o el Neodimio, tienen electrones en orbitales f, lo que les otorga propiedades ópticas y magnéticas únicas.

– **Resumen Comparativo**

TIPO DE ORBITAL	FORMA	Nº ORIENTACIONES	MAXIMO ELECTRONES
s	Esfera	1	2
p	2 Lóbulos	3	6
d	Trébol (3 lóbulos)	5	10
f	Multilobular	7	14

- **Nota sobre la energía:** A medida que subimos de nivel (de 1s a 2s, 3s, etc.), el orbital mantiene su forma pero se vuelve más grande, lo que significa que el electrón está, en promedio, más lejos del núcleo.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

La configuración electrónica describe cómo se distribuyen los electrones de un átomo en los diferentes orbitales atómicos. Esta distribución está regida por tres principios y una regla fundamentales.

1. Principios Fundamentales de la Configuración Electrónica

1.1. Principio de Construcción (Aufbau): Establece que los electrones ocupan los orbitales de menor energía disponibles antes de ocupar los de mayor energía.

1.2. Razonamiento Matemático/Conceptual: La energía del orbital está determinada principalmente por los números cuánticos principal (n) y azimutal (l). La regla de $n+l$ se usa para predecir el orden de llenado:

Los orbitales se llenan en orden creciente de $n+l$.

Si dos orbitales tienen el mismo valor de $n+l$, se llena primero el que tiene el valor de n más pequeño.

ORBITAL	n	l	$(n+l)$	Orden de Llenado
1s	1	0	1	1º
2s	2	0	2	2º
2p	2	1	3	3º
3s	3	0	3	4º
3p	3	1	4	5º
4s	4	0	4	6º

2. **Principio de Exclusión de Pauli:** No puede haber dos electrones en un átomo que tengan los mismos cuatro números cuánticos (n, l, m_l, m_s). Esto significa que cada orbital puede albergar un máximo de dos electrones, y deben tener spines opuestos.

2.1. Razonamiento Matemático/Conceptual:

Dado que un orbital está definido por los primeros tres números cuánticos (n , l , m_l) para que dos electrones compartan el mismo orbital, deben tener espines opuestos (diferentes valores de $+1/2$ o $-1/2$). Por lo tanto, cada orbital puede contener un máximo de dos electrones.

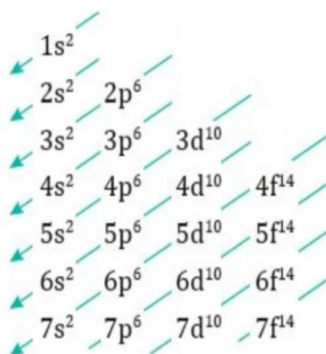
Número máximo de electrones por nivel = $2 \cdot n^2$

3. **Regla de Hund (Máxima Multiplicidad):** Establece que, al llenar orbitales degenerados (orbitales con la misma energía, como los tres orbitales p o los cinco d), los electrones entran primero individualmente con espines paralelos (mismo m_s) antes de que ocurra el apareamiento (un electrón con espín opuesto).

3.1 Razonamiento Matemático/Conceptual:

Esta regla se basa en la estabilidad cuántica. La distribución con el mayor número de electrones desapareados y espines paralelos resulta en la mínima repulsión electrostática, lo que confiere mayor estabilidad al átomo.

- **Diagrama de Moeller**
- Este diagrama ofrece una manera muy sencilla para aprender a rellenar los orbitales y suborbitales con electrones



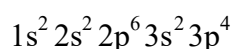
4. Tipos de Configuraciones Electrónicas

4.1. Configuración Electrónica Completa o Desarrollada:

Esta configuración muestra todos los orbitales ocupados, siguiendo el orden dictado por el Principio de Aufbau, y el número de electrones en cada uno.

Formato: nl^x (donde n es el nivel, l es el subnivel, y x es el número de electrones).

Ejemplo: Para el Azufre (S, $Z=16$):



- Suma de exponentes: $2+2+6+2+4 = 16$ electrones.

4.2 Configuración electrónica abreviada (o notación de gas noble)

La **configuración electrónica abreviada** es una forma **simplificada y compacta** de escribir la distribución de los electrones de un átomo en sus orbitales. En lugar de escribir la configuración completa desde el hidrógeno, se utiliza como referencia el **gas noble anterior** en la tabla periódica, ya que estos poseen capas electrónicas completas y estables.

- **Idea fundamental:**

Los **gases nobles** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) tienen configuraciones electrónicas **cerradas**.

- La configuración abreviada se basa en el siguiente principio:

La configuración electrónica de un átomo es igual a la del gas noble anterior + los electrones restantes.

- **Forma general de escritura**

$$\text{Elemento} = [\text{Gas Noble Anterior}] + \text{orbitales externos}$$

- **Ejemplo general:** $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

- **Ejemplo: Cloro (Z = 17)**

- **Configuración completa:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Gas noble anterior: **Neón** $[\text{Ne}] 3s^2 2p^5$

5. Configuraciones Electrónicas para Estados Excitados

Para entender la configuración electrónica de un estado excitado, primero debemos recordar el "estado fundamental": es la disposición de electrones más estable y de menor energía de un átomo, siguiendo el principio de Aufbau, la regla de Hund y el principio de exclusión de Pauli.

- Un estado excitado ocurre cuando un átomo absorbe energía (luz, calor o electricidad), lo que provoca que uno o más electrones "salten" de un orbital de menor energía a uno de mayor energía que normalmente estaría vacío.

5.1. Características Principales

- **Inestabilidad:** Los estados excitados son temporales. El electrón tiende a regresar a su estado fundamental, liberando la energía absorbida en forma de un fotón (luz).
- **Violación aparente de Aufbau:** En la configuración de un estado excitado, verás que los orbitales de menor energía no están llenos antes de que aparezcan electrones en orbitales superiores.
- **Mismo número de electrones:** El número total de electrones no cambia (a diferencia de los iones); solo cambia su distribución.

5.2 Comparativa: Estado Fundamental vs. Estado Excitado

Para identificar un estado excitado, busca "huecos" en los niveles de energía inferiores.

- **A) Ejemplo 1: El Magnesio (Z=12)**

- **Estado Fundamental:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Explicación: Todos los orbitales se llenan en orden de energía ascendente.

- **Estado Excitado (posible):** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ Análisis: Un electrón del orbital 3s ha saltado al 3p. El nivel 3s no está lleno, pero ya hay electrones en el 3p.

- **B) Ejemplo 2: El Carbono (Z=6)**
- **Estado Fundamental:** $1s^2 2s^2 2p^2$
- **Estado Excitado (frecuente en química orgánica):** $1s^2 2s^1 2p^3$ Análisis: Un electrón del 2s se promociona al 2p. Esto es lo que permite al carbono formar cuatro enlaces (hibridación).

5.3. Reglas que se mantienen y reglas que se "rompen"

Al escribir o identificar estas configuraciones, es vital saber qué leyes siguen vigentes:

- **A) Principio de Exclusión de Pauli (SE CUMPLE):** Nunca verás un orbital con 3 electrones (ej. $1s^3$). Eso es físicamente imposible, no un estado excitado.
- **B) Principio de Aufbau (SE "ROMPE"):** Es la señal clave. Los electrones no siguen el orden de mínima energía ($1s < 2s < 2p < 3s \dots$).
- **C) Regla de Hund (PUEDE VARIAR):** En estados excitados, los electrones pueden incluso aparearse en orbitales superiores antes de ocupar todos los orbitales degenerados de forma desapareada, aunque lo más común es la promoción simple de nivel.

5.4. Ejemplos Prácticos de Identificación: ¿Cuál de las siguientes configuraciones representa un estado excitado?

CONFIGURACIÓN	ESTADO	RAZÓN
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Fundamental	Es el Sodio (Z=11) en su estado base
$1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$	Excitado	Es el Neón (Z=10). Un electrón saltó del 2p al 3s
$1s^2 2s^3$	Imposible	Viola Pauli (el orbital s solo aguanta 2 electrones).
$[Ar] 4s^1 3d^5$	Fundamental	Excepción del Cromo (es más estable así que $4s^2 3d^4$).

5.5. Aplicación: Espectros de Emisión:

Cuando el electrón cae del estado excitado al fundamental, la diferencia de energía (ΔE) determina el color de la luz emitida según la ecuación de Planck:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

- Donde h es la constante de Planck y ν es la frecuencia de la luz. Este es el principio detrás de los fuegos artificiales y las lámparas de neón.

VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades periódicas son características de los elementos que varían de manera predecible a través de la tabla periódica. Estas tendencias dependen principalmente de dos factores: la carga nuclear efectiva (Z_{eff}) (la fuerza con la que el núcleo atrae a los electrones) y el efecto pantalla (la repulsión de los electrones internos sobre los externos).

6.1. Radio Atómico: Es la distancia media entre el núcleo y la capa de valencia (el nivel de energía más externo).

- **En un Periodo (de izquierda a derecha):** Disminuye. Al avanzar a la derecha, aumenta el número de protones (carga nuclear), pero los electrones se añaden al mismo nivel de energía. Esto hace que el núcleo atraiga a los electrones con más fuerza, "encogiéndolo" el átomo.
Ejemplo: El Litio (Li) tiene un radio mayor que el Neón (Ne), aunque el Neón tenga más electrones.
- **En un Grupo (de arriba a abajo):** Aumenta. Se añaden nuevos niveles de energía (capas), por lo que los electrones externos están cada vez más lejos del núcleo.
Ejemplo: El Cesio (Cs) es mucho más grande que el Litio (Li).

6.2. Energía de Ionización (E_i): Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental.

- **En un Periodo:** Aumenta. Como el radio disminuye y la carga nuclear aumenta, los electrones están más fuertemente unidos al núcleo y cuesta más quitarlos.
Ejemplo: Es mucho más difícil arrancar un electrón al Flúor (F) que al Litio (Li).
- **En un Grupo:** Disminuye. Los electrones externos están más lejos del núcleo y más "apantallados" por las capas internas, por lo que se sueltan con facilidad.
Ejemplo: El Francio (Fr) tiene una energía de ionización bajísima comparada con el Hidrógeno (H).

6.3. Electronegatividad: Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando forma un enlace químico.

- **En un Periodo:** Aumenta. Los átomos a la derecha (excepto gases nobles) tienen mayor afinidad por completar su octeto y núcleos que atraen fuertemente a los electrones.
- **En un Grupo:** Disminuye. Al aumentar el tamaño del átomo, el núcleo tiene menos "agarre" sobre los electrones que se comparten en un enlace.

Ejemplo: El Flúor (F) es el elemento más electronegativo, mientras que el Francio (Fr) es el menos electronegativo (o más electropositivo).

6.4. Afinidad Electrónica: Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión.

- **En un Periodo:** Aumenta (se hace más negativa). Los átomos se vuelven más estables al ganar un electrón conforme se acercan a la configuración de gas noble.
- **En un Grupo:** Disminuye (generalmente). Un átomo más grande atrae con menos fuerza a un electrón extra que uno pequeño.

6.5. Carácter Metálico: Define qué tan fácilmente un átomo puede perder electrones (formar cationes).

- **En un Periodo:** Disminuye. A la izquierda están los metales (que pierden electrones fácilmente) y a la derecha los no metales.
- **En un Grupo:** Aumenta. Al bajar, es más fácil que un átomo pierda sus electrones debido al gran tamaño atómico.

PROPIEDAD	EN UN PERÍODO ($\rightarrow$)	EN UN GRUPO ($\downarrow$)
Radio Atómico	Disminuye	Aumenta
Energía de ionización	Aumenta	Disminuye
Electronegatividad	Aumenta	Disminuye
Afinidad Electrónica	Aumenta	Disminuye
Carácter Metálico	Disminuye	Aumenta

7. El Radio Iónico

Cuando un átomo gana o pierde electrones para convertirse en un ion, su tamaño cambia drásticamente.

7.1. Cationes (Iones positivos): Un catión se forma cuando un átomo **pierde** uno o más electrones.

- **Variación:** El radio del catión es **siempre menor** que el del átomo neutro original.
- **Razón:** Al perder electrones, hay menos repulsión entre los electrones restantes y, a menudo, se pierde una capa de energía completa. Además, el núcleo ahora tiene más fuerza relativa para atraer a los electrones que quedan.
- **Ejemplo:** El átomo de Sodio (Na) tiene un radio de aprox. 186 pm, mientras que el ion Sodio (Na^+) mide solo 102 pm.

7.2. Aniones (Iones negativos): Un anión se forma cuando un átomo **gana** uno o más electrones.

- **Variación:** El radio del anión es **siempre mayor** que el del átomo neutro original.
- **Razón:** Al añadir electrones a la misma capa, aumenta la repulsión electrostática entre ellos. Esto hace que la nube de electrones se "infle" o se expanda para minimizar esa repulsión.
- **Ejemplo:** El átomo de Cloro (Cl) tiene un radio de aprox. 99 pm, mientras que el ion Cloruro (Cl^-) aumenta hasta los 181 pm.

7.3. Series Isoelectrónicas

Este es un caso especial donde diferentes iones y átomos tienen el **mismo número de electrones**. En estas series, el tamaño depende únicamente de la carga del núcleo.

- **Regla:** A mayor número de protones (mayor número atómico), menor será el radio.
- Ejemplo de serie isoelectrónica (10 electrones cada uno):



- El O^{2-} es el más grande porque solo tiene 8 protones para sujetar 10 electrones.
- El Mg^{2+} es el más pequeño porque tiene 12 protones atrayendo con mucha fuerza a esos mismos 10 electrones.
- **Resumen Comparativo**

TIPO DE PARTÍCULA	CAMBIO DE TAMAÑO	CAUSA PRINCIPAL
Átomo (en grupo)	Aumenta al bajar	Más niveles de energía.
Átomo (en periodo)	Disminuye a la derecha	Mayor carga nuclear efectiva.
Catión (+)	Más pequeño que el átomo	Menor repulsión y pérdida de capa
Anión (-)	Más grande que el átomo	Mayor repulsión electrónica.

Número Atómico, Número Másico, Isótopos

Número Atómico

El número atómico, representado por la letra Z, es una de las magnitudes fundamentales de la física y la química, y constituye el parámetro esencial que determina la identidad de un elemento químico. Su importancia se extiende desde la estructura de la materia hasta la organización de la tabla periódica y el comportamiento químico de los elementos.

1. Definición formal

El número atómico (Z) se define como: El número total de protones que posee un átomo en su núcleo.

Cada protón tiene carga eléctrica positiva (+1). Por lo tanto:

Z es igual a la carga positiva total del núcleo (expresada en unidades de carga elemental).

En un átomo neutro, el número de electrones es igual a Z.

Matemáticamente: $Z = \text{Número de Protones}$.

2. Por qué el número atómico identifica al elemento

El número atómico es la propiedad inmutable que define a un elemento. Si se cambia Z, el átomo deja de ser el mismo elemento.

Ejemplos:

- $Z = 1 \rightarrow$ Hidrógeno
- $Z = 2 \rightarrow$ Helio
- $Z = 3 \rightarrow$ Litio
- $Z = 6 \rightarrow$ Carbono
- $Z = 8 \rightarrow$ Oxígeno
- Esto significa que cada elemento tiene un único valor de Z

3. Origen físico del número atómico

El número atómico está relacionado con:

- Carga nuclear efectiva: El núcleo con Z protones ejerce una fuerza atractiva sobre los electrones. La magnitud de esta atracción determina:
- La energía de los orbitales.
- El tamaño del átomo.
- La electronegatividad
- La reactividad química

Número Másico

El número másico, representado por la letra A, es una de las magnitudes fundamentales en química y física nuclear. Permite caracterizar a los núcleos atómicos y distinguir entre diferentes isótopos de un mismo elemento.

1. Definición Formal:

El número másico (A) es: La suma total de protones y neutrones que contiene el núcleo de un átomo.

- Matemáticamente:

$$A = Z + N \quad \text{donde:}$$

- **Z** = número atómico = número de protones
- **N** = número de neutrones
- El número másico siempre es un número entero y, a diferencia del número atómico, puede variar para un mismo elemento, lo que da lugar a distintos isótopos.

2. Significado Físico :

El número másico representa:

La masa nuclear aproximada, La mayor parte de la masa del átomo reside en el núcleo, porque los electrones tienen una masa despreciable comparada con protones y neutrones.

- Dado que:
- Masa del protón ≈ 1 uma
- Masa del neutrón ≈ 1 uma
- Entonces: Masa del núcleo en u.m.a. $\approx A$, Esto explica por qué el número másico suele aproximarse a la masa atómica relativa de un isótopo (aunque no son exactamente iguales debido al defecto de masa y la energía de enlace).

3. **Notación Nuclear:**

Un átomo se representa así: A_ZX

Donde:

x = Símbolo Químico

z = Número Atómico

A = Número Másico

- **Ejemplo:** ${}^{23}_{11}\text{Na}$

Significa:

11 protones

23 nucleones en total

12 neutrones. (23-11)

4. **Importancia del Número Másico:**

Permite identificar isótopos

Influye en masas atómicas y en procesos de espectrometría de masas.

Determina la estabilidad del núcleo.

Se usa para analizar reacciones nucleares: fisión, fusión, decaimiento

El número másico es un concepto central para comprender la estructura atómica y las diferencias entre isótopos. Representa el total de partículas del núcleo y juega un papel clave en la física nuclear, la estabilidad de los átomos y la determinación de la masa aproximada del núcleo.

ISÓTOPOS-ISÓBAROS-ISÓTONOS

1. **Isótopos**

Definición fundamental: Un isótopo es cada una de las variantes de un mismo elemento químico cuyos átomos tienen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A).

Esto significa que:

Tienen igual número de protones.

Tienen distinto número de neutrones en el núcleo.

Por tanto, los isótopos son átomos del mismo elemento, pues comparten propiedades químicas al tener la misma configuración electrónica, pero difieren en ciertas propiedades físicas debido a su distinta masa nuclear.

Dos átomos serán isótopos si tienen igual Z pero distinto N, luego distinto A.

Ejemplo: isótopos del hidrógeno

Protio: ${}^1_1\text{H} \rightarrow N = 0$

Deuterio: ${}^2_1\text{H} \rightarrow N = 1$

Tritio: ${}^3_1\text{H} \rightarrow N = 2$

1.2 Notación de isótopos:

La notación estándar es: A_ZX

Ejemplo: ${}^{14}_6C$ y ${}^{12}_6C$, son isótopos del Carbono.

Propiedades químicas :

Los isótopos poseen propiedades químicas prácticamente idénticas porque:

Las reacciones químicas dependen del número de electrones,

Y este depende de Z, que es el mismo en todos los isótopos.

Propiedades físicas:

Difieren en propiedades relacionadas con:

- La masa atómica.
- Las energías de enlace nucleares.

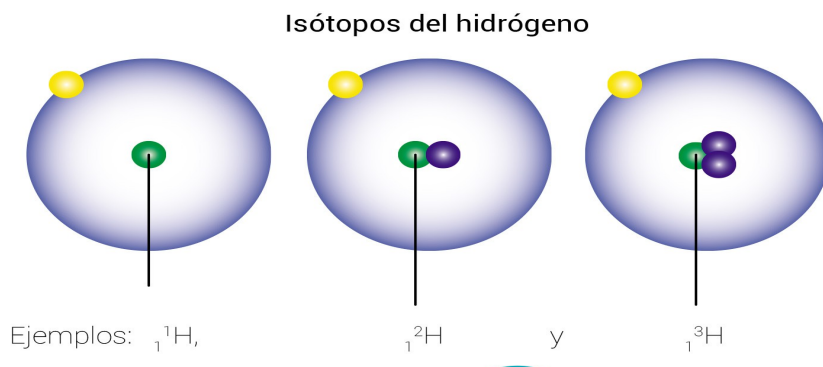
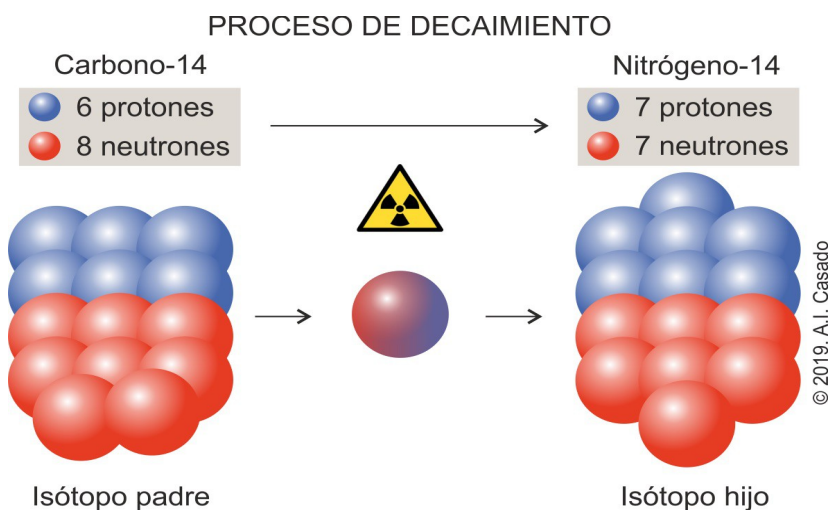
Clasificación de isótopos

- **Isótopos estables:** No se desintegran espontáneamente.

Ejemplo: ${}^{12}C$ y ${}^{13}C$

- **Isótopos radiactivos (radioisótopos):** Son inestables y emiten radiación para alcanzar una configuración más estable.

Ejemplo: ${}^{14}C$, usado en datación radiocarbónica.



2. Isóbaros

En química y física nuclear, se denominan **isóbaros** a los átomos de distintos elementos químicos que poseen el mismo número másico (**A**), pero diferente número atómico (**Z**).

- **Número másico (A)** = protones + neutrones
- **Número atómico (Z)** = protones
- **Por tanto, en los isóbaros:**
El número másico es igual
El número de protones es distinto
El número de neutrones también es distinto
Son elementos químicos diferentes

2.1 Expresión general

Si dos núcleos son isóbaros, se cumple:

- $A_1 = A_2$
- pero: $Z_1 \neq Z_2$
- y como: $N = A - Z$
- entonces: $N_1 \neq N_2$
- **Ejemplo 1: Carbono-14 y Nitrógeno-14**

NÚCLIDO	PROTONES (Z)	NEUTRONES (N)	NUMERO MÁSICO (A)
$^{14}_6\text{C}$	6	8	14
$^{14}_7\text{N}$	7	7	14

- Ambos tienen **A = 14**
- **Tienen distinto número atómico**
- **Son isóbaros**
- **Aunque tengan el mismo número másico, sus propiedades químicas son totalmente distintas, ya que dependen del número atómico.**
- **Ejemplo 2: Argón-40 y Calcio-40**

NÚCLIDO	PROTONES (Z)	NEUTRONES (N)	NUMERO MÁSICO (A)
$^{40}_{18}\text{Ar}$	18	22	40
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	20	40

- Mismo número másico
- Distinto elemento químico
- Isóbaros
- **2.2 Importancia de los isóbaros**
Los isóbaros son especialmente relevantes en:
 - Física nuclear
 - Estudios de estabilidad nuclear
 - Radiactividad y desintegración beta
 - Astrofísica y nucleosíntesis
 - Datación radiactiva y análisis isotópico

Por ejemplo, en una **desintegración beta**, un isóbaro puede transformarse en otro:

- β^- : un neutrón se convierte en protón
- β^+ : un protón se convierte en neutrón
- El número másico permanece constante

3. Diferencia entre isóbaros, isótopos e isótonos

CONCEPTO	SE MANTIENE CONSTANTE
Isótopos	Número Atómico (Z)
Isóbaros	Número Másico (A)
Isótonos	Número de Neutrones (N)

4. Resumen final

- Los **isóbaros** son átomos de **distintos elementos**
- Tienen el **mismo número másico (A)**
- Tienen **diferente número atómico (Z)**
- Poseen **propiedades químicas distintas**
- Son clave para comprender procesos nucleares

Tabla Periódica: Estructura, Bloques y Propiedades Periódicas

1. Desarrollo Histórico de la Tabla Periódica:

El desarrollo de la tabla periódica moderna fue un proceso gradual, siendo el químico ruso Dmitri Mendeléiev el más reconocido por su creación en 1869.

1.1. Primeros Intentos: Antes de Mendeléiev, figuras como Döbereiner (triadas) y Newlands (ley de las octavas) intentaron clasificar los elementos basándose en sus propiedades y masas atómicas.

1.2. La Contribución de Mendeléiev: Mendeléiev organizó los 63 elementos conocidos en ese momento basándose en dos criterios:

- **Masa Atómica Creciente:** Ordenó los elementos horizontalmente.
- **Similitud de Propiedades:** Los elementos con propiedades químicas similares se colocaron en columnas verticales (grupos).
- **Su genialidad radicó en dejar espacios vacíos en la tabla, prediciendo la existencia y propiedades de elementos aún no descubiertos (como el germanio, galio y escandio).**

2. La Tabla Moderna:

El sistema de Mendeléiev fue posteriormente modificado por Henry Moseley a principios del siglo XX. Moseley determinó que la propiedad fundamental para ordenar los elementos era su número atómico (Z), y no la masa atómica. La tabla actual organiza los elementos en orden creciente de número atómico, lo que resuelve inconsistencias en la tabla original de Mendeléiev.

3. Estructura y Organización

La estructura de la tabla periódica refleja la configuración electrónica de los átomos, lo que explica la periodicidad de sus propiedades.

- **Periodos (Filas):** Son las 7 filas horizontales de la tabla (numeradas del 1 al 7). El número de periodo corresponde al nivel de energía principal (n) más externo ocupado por los electrones de un átomo (la capa de valencia).
- **Grupos (Columnas):** Son las 18 columnas verticales (numeradas del 1 al 18). Los elementos dentro de un mismo grupo tienen el mismo número de electrones de valencia y, por lo tanto, presentan propiedades químicas similares.

Grupos Principales: Los grupos 1, 2 y 13-18.

Metales de Transición: Los grupos 3 al 12.

Lantánidos y Actínidos: Las dos filas separadas en la parte inferior, que se insertan en el Periodo 6 y Periodo 7, respectivamente.

4. **Bloques (s, p, d, f):** La tabla se subdivide en cuatro bloques principales, que corresponden al tipo de orbital que está siendo ocupado por el último electrón en la configuración electrónica del elemento:

BLOQUE	GRUPOS	ULTIMO ORBITAL	CARACTERISTICAS
s	1 y 2	Orbital s	Metales Alcalinos y Alcalíneo Térreos. Altamente reactivos
p	13 a 18	Orbital p	No metales, semimetales y algunos metales y Gases Nobles
d	3 al 12	Orbital d	Metales de transición. Tienen múltiples estados de oxidación
f	Separado	Orbital f	Lantánidos y Actínidos (metales de transición interna)

5. Propiedades Periódicas

Las propiedades periódicas son características de los elementos que varían de forma predecible y regular a lo largo de los periodos y grupos, siendo el resultado directo de la configuración electrónica.

6. Variación de las propiedades Periódicas al desplazarse por Grupos y Periodos en la Tabla

Las propiedades periódicas son características de los elementos que varían de manera predecible a través de la tabla periódica. Estas tendencias dependen principalmente de dos factores: la carga nuclear efectiva (Z_{eff}) (la fuerza con la que el núcleo atrae a los electrones) y el efecto pantalla (la repulsión de los electrones internos sobre los externos).

6.1. Radio Atómico: Es la distancia media entre el núcleo y la capa de valencia (el nivel de energía más externo).

- **En un Periodo (de izquierda a derecha):** Disminuye. Al avanzar a la derecha, aumenta el número de protones (carga nuclear), pero los electrones se añaden al mismo nivel de energía. Esto hace que el núcleo atraiga a los electrones con más fuerza, "encogiéndolo" el átomo.
- **Ejemplo:** El Litio (Li) tiene un radio mayor que el Neón (Ne), aunque el Neón tenga más electrones.
- **En un Grupo (de arriba a abajo):** Aumenta. Se añaden nuevos niveles de energía (capas), por lo que

los electrones externos están cada vez más lejos del núcleo.

- **Ejemplo:** El Cesio (Cs) es mucho más grande que el Litio (Li).

6.2. Energía de Ionización (E_i): Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental.

- **En un Periodo:** Aumenta. Como el radio disminuye y la carga nuclear aumenta, los electrones están más fuertemente unidos al núcleo y cuesta más quitarlos.
- **Ejemplo:** Es mucho más difícil arrancar un electrón al Flúor (F) que al Litio (Li).
- **En un Grupo:** Disminuye. Los electrones externos están más lejos del núcleo y más "apantallados" por las capas internas, por lo que se sueltan con facilidad.
- **Ejemplo:** El Francio (Fr) tiene una energía de ionización bajísima comparada con el Hidrógeno (H).

6.3. Electronegatividad: Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando forma un enlace químico.

- **En un Periodo:** Aumenta. Los átomos a la derecha (excepto gases nobles) tienen mayor afinidad por completar su octeto y núcleos que atraen fuertemente a los electrones.
- **En un Grupo:** Disminuye. Al aumentar el tamaño del átomo, el núcleo tiene menos "agarre" sobre los electrones que se comparten en un enlace.
- **Ejemplo:** El Flúor (F) es el elemento más electronegativo, mientras que el Francio (Fr) es el menos electronegativo (o más electropositivo).

6.4. Afinidad Electrónica: Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión.

- En un Periodo: Aumenta (se hace más negativa). Los átomos se vuelven más estables al ganar un electrón conforme se acercan a la configuración de gas noble.
- En un Grupo: Disminuye (generalmente). Un átomo más grande atrae con menos fuerza a un electrón extra que uno pequeño.
- En un Grupo: Disminuye (generalmente). Un átomo más grande atrae con menos fuerza a un electrón extra que uno pequeño.

6.5. Carácter Metálico: Define qué tan fácilmente un átomo puede perder electrones (formar cationes).

- **En un Periodo:** Disminuye. A la izquierda están los metales (que pierden electrones fácilmente) y a la derecha los no metales.
- **En un Grupo:** Aumenta. Al bajar, es más fácil que un átomo pierda sus electrones debido al gran tamaño atómico.

PROPIEDAD	EN UN PERÍODO (→)	EN UN GRUPO (↓)
Radio Atómico	Disminuye	Aumenta
Energía de ionización	Aumenta	Disminuye
Electronegatividad	Aumenta	Disminuye
Afinidad Electrónica	Aumenta	Disminuye
Carácter Metálico	Disminuye	Aumenta

7. El Radio Iónico

Cuando un átomo gana o pierde electrones para convertirse en un ion, su tamaño cambia drásticamente.

7.1. Cationes (Iones positivos): Un catión se forma cuando un átomo **pierde** uno o más electrones.

- **Variación:** El radio del catión es **siempre menor** que el del átomo neutro original.

- **Razón:** Al perder electrones, hay menos repulsión entre los electrones restantes y, a menudo, se pierde una capa de energía completa. Además, el núcleo ahora tiene más fuerza relativa para atraer a los electrones que quedan.
- **Ejemplo:** El átomo de Sodio (Na) tiene un radio de aprox. 186 pm, mientras que el ion Sodio (Na^+) mide solo 102 pm.

7.2. Aniones (iones negativos): Un anión se forma cuando un átomo **gana** uno o más electrones.

- **Variación:** El radio del anión es **siempre mayor** que el del átomo neutro original.
- **Razón:** Al añadir electrones a la misma capa, aumenta la repulsión electrostática entre ellos. Esto hace que la nube de electrones se "infe" o se expanda para minimizar esa repulsión.
- **Ejemplo:** El átomo de Cloro (Cl) tiene un radio de aprox. 99 pm, mientras que el ion Cloruro (Cl^-) aumenta hasta los 181 pm.

7.3. Series Isoelectrónicas

Este es un caso especial donde diferentes iones y átomos tienen el **mismo número de electrones**. En estas series, el tamaño depende únicamente de la carga del núcleo.

- **Regla:** A mayor número de protones (mayor número atómico), menor será el radio.
- Ejemplo de serie isoelectrónica (10 electrones cada uno):



- El O^{2-} es el más grande porque solo tiene 8 protones para sujetar 10 electrones.
- El Mg^{2+} es el más pequeño porque tiene 12 protones atrayendo con mucha fuerza a esos mismos 10 electrones.

- Resumen Comparativo

TIPO DE PARTÍCULA	CAMBIO DE TAMAÑO	CAUSA PRINCIPAL
Átomo (en grupo)	Aumenta al bajar	Más niveles de energía.
Átomo (en periodo)	Disminuye a la derecha	Mayor carga nuclear efectiva.
Catión (+)	Más pequeño que el átomo	Menor repulsión y pérdida de capa
Anión (-)	Más grande que el átomo	Mayor repulsión electrónica.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 H 1.00794	Número atómico 5 10.811 Masa atómica																2 He 4.0026				
3 Li 6.941	4 Be 9.0122	B Símbolo														7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180		
11 Na 22.990	12 Mg 24.305	Boro Nombre del elemento														13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798				
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.90	54 Xe 131.29				
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 La-Lu Lantánidos	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)				
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (290)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)				

metales alcalinos

alcalinotérreos

otros metales

metales de transición

lantánidos

metaloideos

no metales

halógenos

gases nobles

actínidos

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Número atómico: 5, Masa atómica: 10.811
 Nombre del elemento: BORO, Símbolo: B

metales alcalinos alcalinotérreos metales metales de transición lantánidos metaloides no metales halógenos gases nobles actínidos

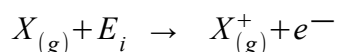
Energía de Ionización E_i y Energía Umbral o Función de Trabajo Φ

Para entender estos conceptos, es útil pensar en ellos como "el precio de entrada" que hay que pagar para liberar a un electrón de su hogar (un átomo o un metal). Aunque son similares, se aplican en contextos diferentes: la **Energía de Ionización** pertenece al mundo de la química y los átomos aislados, mientras que la **Energía Umbral** pertenece a la física y al comportamiento de los metales frente a la luz.

1. Energía de Ionización E_i

Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más débilmente unido a un **átomo neutro**, en estado **gaseoso** y en su estado fundamental. Al retirar este electrón, el átomo se convierte en un ion positivo (catión).

- **Contexto:** Química atómica y tabla periódica.
- Ecuación representativa:



- Unidades:
- KJ/mol : Usada en química para hablar de grandes cantidades de átomos.
- eV (electronvoltios): Usada en física atómica para un solo átomo
 $(1 \text{ eV} \approx 1,602 \times 10^{-19} J)$.
- **Ejemplo:** La energía de ionización del Hidrógeno es de **13.6 eV**. Esto significa que si le das menos de esa energía, el electrón seguirá atrapado por el núcleo.

2. Energía Umbral o Función de Trabajo Φ

En el contexto del **efecto fotoeléctrico**, la energía umbral (también llamada función de trabajo) es la energía mínima que un fotón de luz debe tener para lograr expulsar un electrón de la superficie de un **materias sólido** (generalmente un metal).

- **Contexto:** Física cuántica y superficies metálicas.
- **Relación con la frecuencia:** Se define a través de la frecuencia mínima (f_0) necesaria:

$$\Phi = h \cdot f_0 \quad (\text{donde } h \text{ es la constante de Planck}).$$

- **Unidades: Julios (J):** Unidad estándar del SI.
- **Electronvoltios (eV):** Es la unidad más común en este campo debido a las escalas tan pequeñas.
- **Ejemplo:** El Sodio metálico tiene una función de trabajo de aprox. **2.3 eV**. Si iluminas el sodio con luz roja (energía baja), no salen electrones; pero si usas luz violeta (energía alta), los electrones salen disparados.

CARACTERÍSTICA	ENERGÍA DE IONIZACIÓN E_i	ENERGÍA UMBRAL Φ
Aplica a...	Átomos individuales gaseosos	Superficies sólidas (metales)
Resultado	Formación de un ion gaseoso	Emisión de electrones al vacío
Dependencia	Estructura electrónica del átomo	Tipo de metal y estado de su superficie.
Unidad común	kJ/mol o eV	eV o J

- **Ejemplo Comparativo: Imagina que quieres "robar" un electrón:**
- Si intentas quitárselo a un solo átomo de potasio que flota libremente en el aire, necesitas vencer su **Energía de Ionización**.
- Si tienes un trozo sólido de potasio y quieres que emita electrones iluminándolo con un láser, necesitas superar su **Energía Umbral**.
- <https://www.youtube.com/watch?v=OmuXuWisFTM>

-