

BLOQUE I-B

ESTRUCTURA ATÓMICA – TABLA PERIÓDICA

ESTRUCTURA ATÓMICA

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.

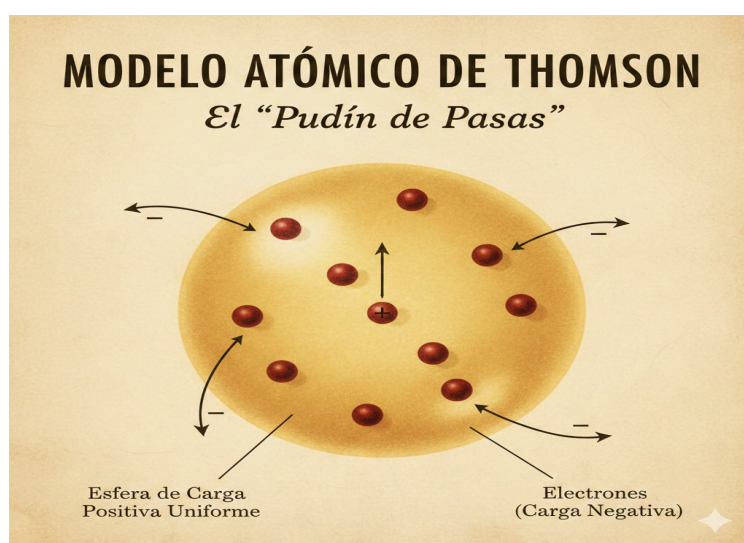
Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Dalton

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

MODELO ATÓMICO DE THOMSON (MODELO DEL "PUDÍN DE PASAS")

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. 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 pudin 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.

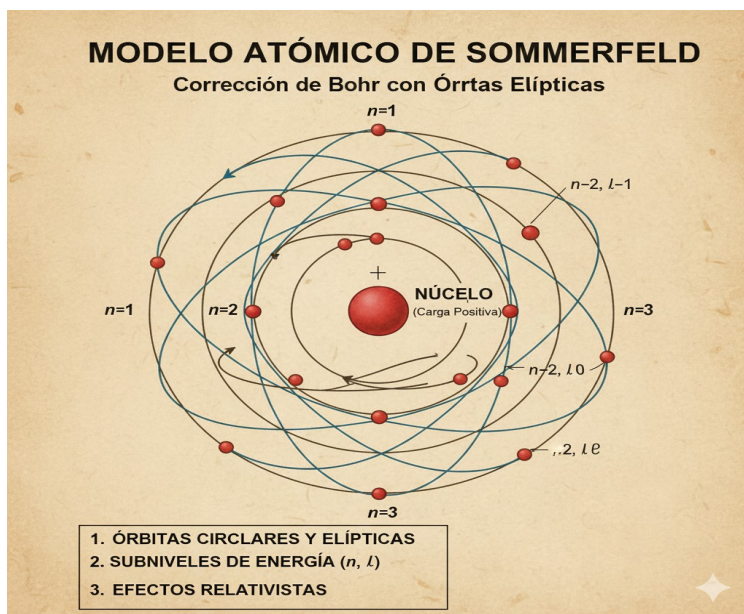
Este vídeo ofrece una explicación más visual y detallada sobre los postulados y aciertos de la teoría atómica de Thomson <https://www.youtube.com/watch?v=K112eJFT0XY>

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 "pudín de pasas" de J.J. Thomson.

– **Postulados del Modelo**

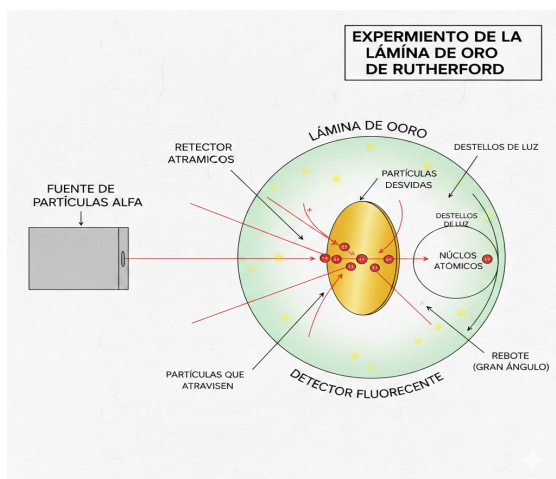
El Modelo de Rutherford, también conocido como **modelo nuclear del átomo**, establece que:

- **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

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

- 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 ($\hbar$ -barra) : $\hbar$**

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

- 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:

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

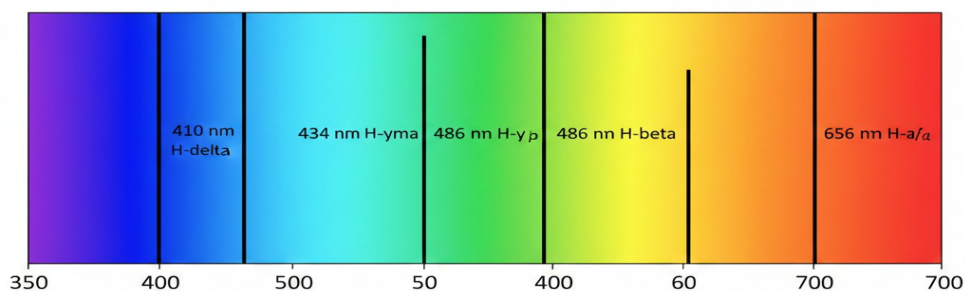
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

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

3. Emisión y absorción de Energía:

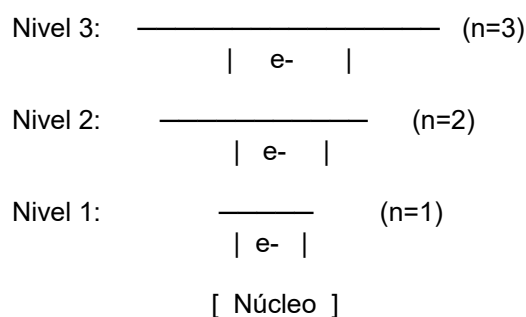
El átomo emite o absorbe energía solo cuando el electrón salta entre niveles:

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



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:**

$$v_n = \frac{e^2}{2 \epsilon_0 \cdot h} \times \frac{1}{n}$$

- **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:**

- $n = 1:$ $E_1 = -13.6 \cdot eV$

- $n = 2$ $E_2 = -3.4 \cdot eV$

- $n = 3$ $E_3 = -1.51 \cdot eV$

- **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>

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:

- $Z = 1 \rightarrow \text{Hidrógeno}$
- $Z = 2 \rightarrow \text{Helio}$
- $Z = 3 \rightarrow \text{Litio}$
- $Z = 6 \rightarrow \text{Carbono}$
- $Z = 8 \rightarrow \text{Oxígeno}$
- 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 MÁSIKO

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:



Donde:

x = Símbolo Químico

z = Número Atómico

A = Número Másico

- **Ejemplo:**



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.

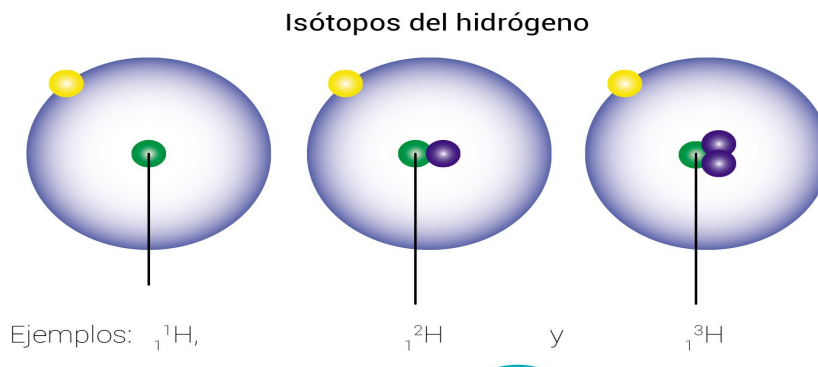
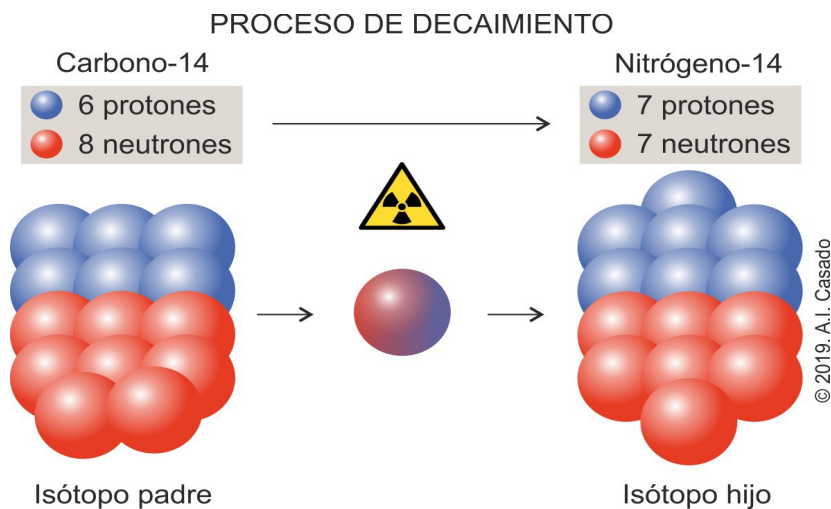
Clasificación de isótopos

- **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

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA – ESPECTROS ELECTROMAGNÉTICOS

1. ¿Qué es la radiación electromagnética?

La **radiación electromagnética** es una forma de **energía** que se propaga en el espacio mediante **ondas electromagnéticas**, formadas por un **campo eléctrico** y un **campo magnético** que oscilan **perpendicularmente entre sí** y a la dirección de propagación.

Una característica fundamental es que **no necesita un medio material** para propagarse: puede viajar por el **vacío**, como hace la luz del Sol hasta la Tierra.

1.2 Naturaleza ondulatoria

Las ondas electromagnéticas se describen mediante magnitudes físicas básicas:

- **Longitud de onda (λ)**: distancia entre dos máximos consecutivos de la onda (m).
- **Frecuencia (f)**: número de oscilaciones por segundo (Hz).
- **Velocidad de propagación (c)**: en el vacío es constante

$$c = 3,10 \times 10^8 \text{ m/s}$$

- Estas magnitudes se relacionan por la ecuación fundamental: $c = \lambda \cdot f$
- **Conclusión matemática básica:**
- Si **aumenta la frecuencia, disminuye la longitud de onda.**
- Si **disminuye la frecuencia, aumenta la longitud de onda.**

2. Energía de la radiación

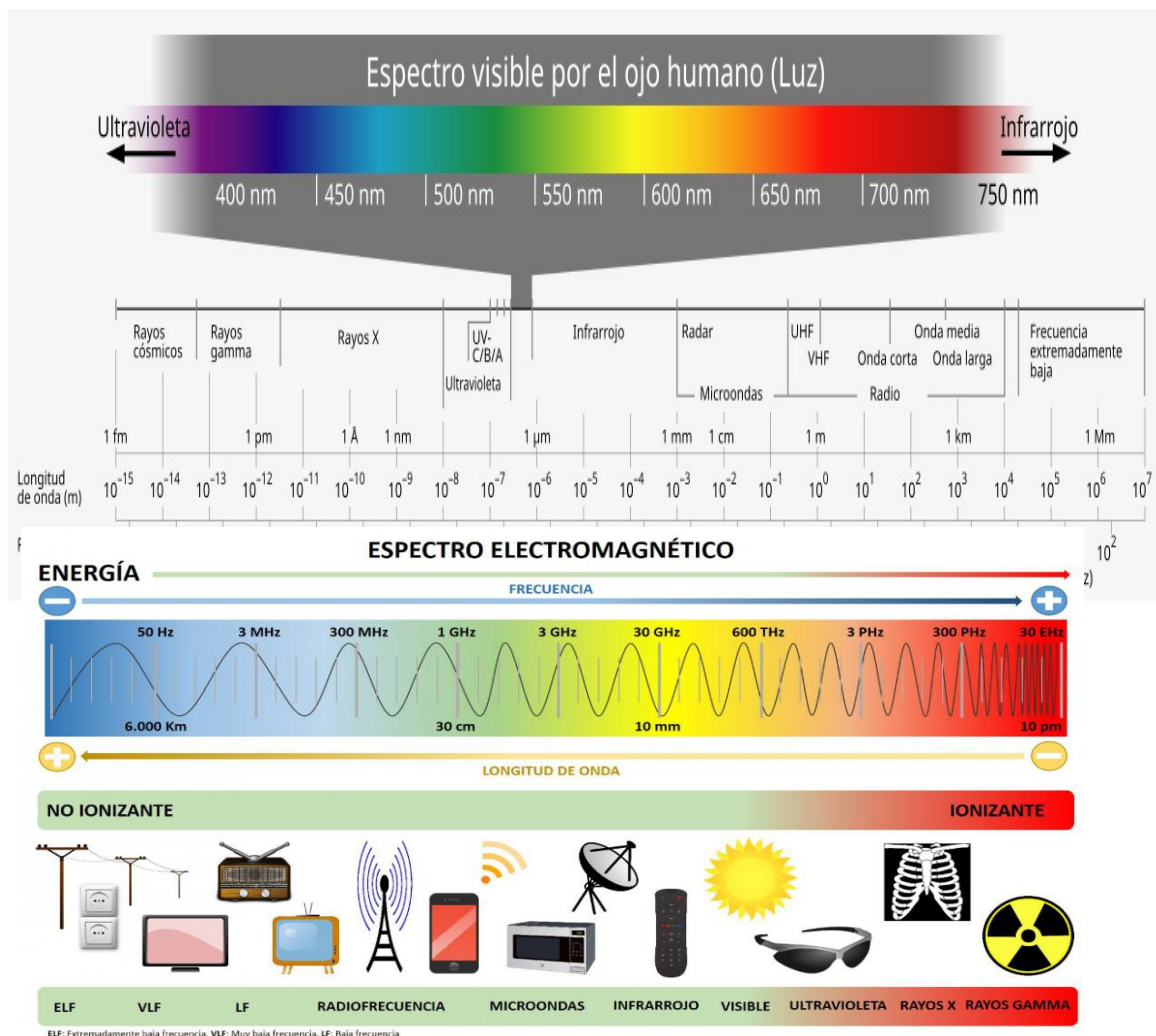
La radiación electromagnética también puede comportarse como **partículas llamadas fotones**. La **energía de un fotón** viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f$$

- **donde:**
- **E** = energía (J)
- **h** = $6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ (Constante de Planck)
- **f** = frecuencia (Hz)
- **Interpretación:**
- A mayor **frecuencia**, mayor **energía**.
- Por eso los **rayos gamma** son mucho más energéticos que las **ondas de radio**.

3. El espectro electromagnético

La radiación electromagnética se clasifica según su frecuencia o longitud de onda en el **espectro electromagnético**:



- De menor a mayor energía:

TIPO DE RADIACIÓN	LONGITUD DE ONDA	EJEMPLOS
Ondas de radio	Muy grande	Radio, TV
Microondas	Grande	Hornos microondas
Infrarrojo	Media	Calor
Luz visible	Media	Visión humana
Ultravioleta	Pequeña	Bronceado
Rayos X	Muy pequeña	Radiografías
Rayos gamma	Mínima	Procesos nucleares

4. Propiedades importantes

- Se propaga en el vacío
- Transporta **energía**, no masa
- Puede reflejarse, refractarse y absorberse
- A mayor frecuencia → mayor energía → mayor capacidad de interacción con la materia

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:

$$\Delta E = E_f - E_i$$

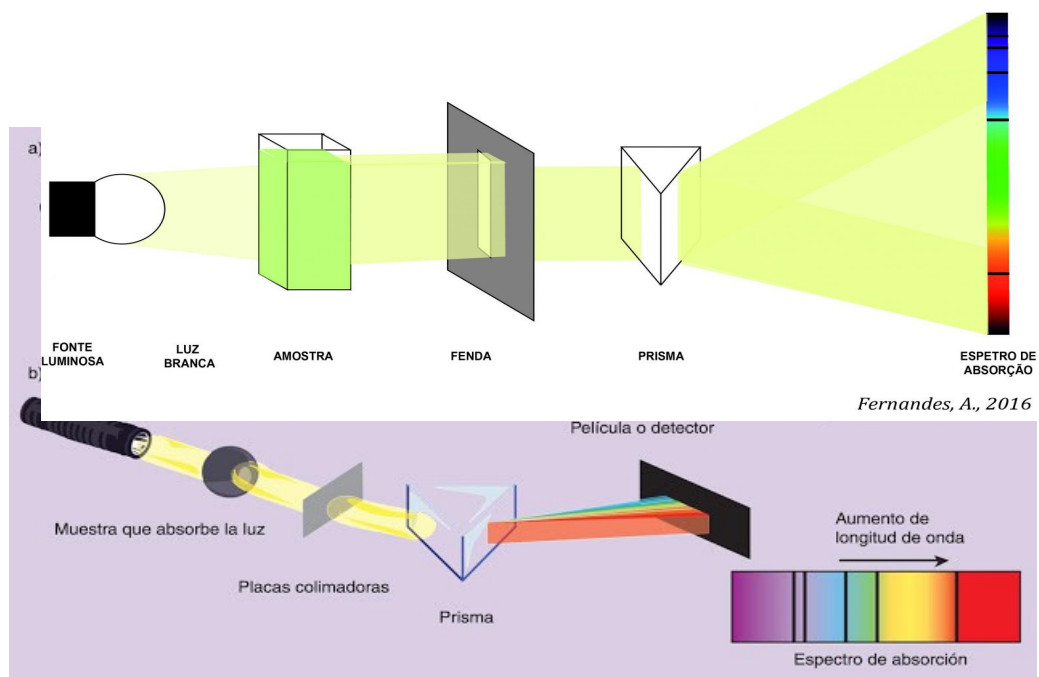
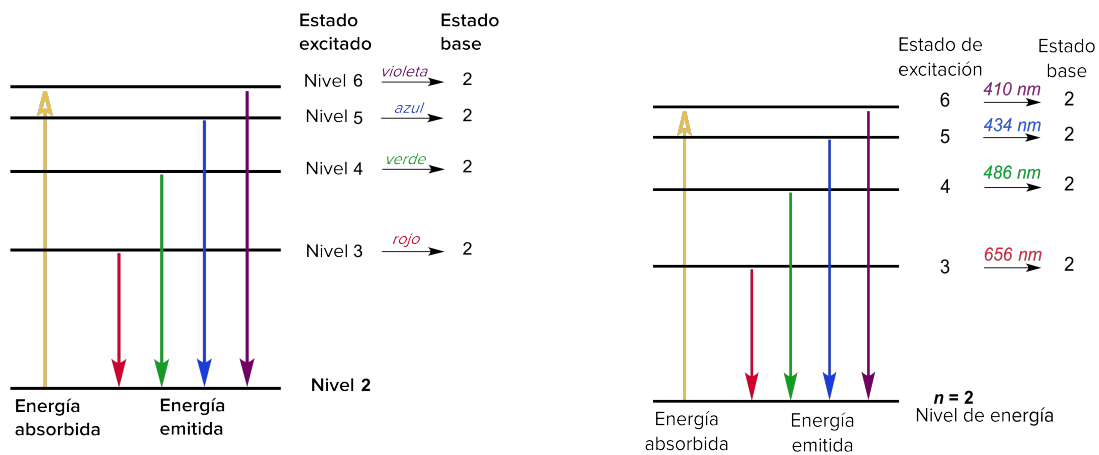
- Esa energía corresponde a una longitud de onda concreta:

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

- 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**



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**.

3.2 Características clave

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

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, "encogiendo" 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):



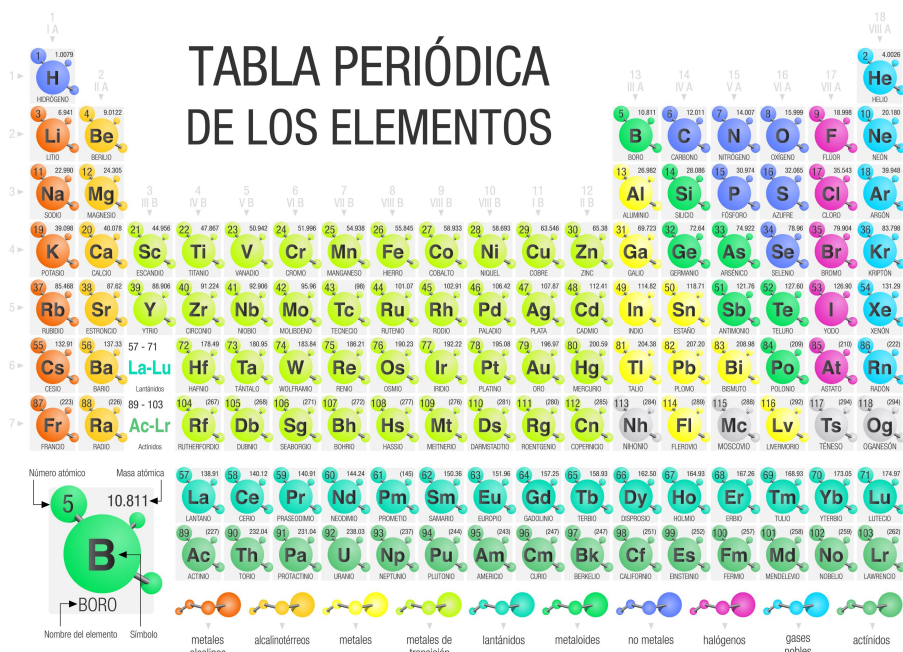
- El O^{2-} es el más grande porque solo tiene 8 protones para sujetar 10 electrones.
- El Mg^{2+} es el más pequeño porque tiene 12 protones atrayendo con mucha fuerza a esos mismos 10 electrones.

- 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 1.0079 Hidrógeno	Número atómico 5 10.811 Masa atómica																2 He 4.0026 Helio	
3 Li 6.941 Litio	4 Be 9.0122 Berilio	B — Símbolo Boro — Nombre del elemento																20 Ne 20.180 Neón
11 Na 22.990 Sodio	12 Mg 24.305 Magnesio	metales alcalinos alcalinotérreos otros metales metales de transición lantánidos metaloides no metales halógenos gases nobles actínidos																18 Ar 39.948 Argón
19 K 39.098 Potasio	20 Ca 40.078 Calcio	21 Sc 44.956 Escandio	22 Ti 47.867 Titanio	23 V 50.942 Vanadio	24 Cr 51.996 Cromo	25 Mn 54.938 Manganeso	26 Fe 55.845 Hierro	27 Co 58.933 Cobalto	28 Ni 58.693 Níquel	29 Cu 63.546 Cobre	30 Zn 65.38 Zinc	31 Ga 69.723 Galio	32 Ge 72.64 Germanio	33 As 74.922 Arsénico	34 Se 78.96 Selenio	35 Br 79.904 Bromo	36 Kr 83.798 Kriptón	
37 Rb 85.468 Rubidio	38 Sr 87.62 Estroncio	39 Y 88.906 Ytrio	40 Zr 91.224 Zirconio	41 Nb 92.906 Niobio	42 Mo 95.96 Molibdeno	43 Tc 98 Tecnecio	44 Ru 101.07 Rutenio	45 Rh 102.91 Rodio	46 Pd 106.42 Paladio	47 Ag 107.87 Plata	48 Cd 112.41 Cadmio	49 In 114.82 Indio	50 Sn 118.71 Estanho	51 Sb 121.76 Antimonio	52 Te 127.60 Teluro	53 I 126.90 Yodo	54 Xe 131.29 Xenón	
55 Cs 132.91 Cesio	56 Ba 137.33 Bario	Lantánidos																86 Rn 222 Radón
87 Fr 223 Francio	88 Ra 226 Radio	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 Rf 261 Rutherfordio	105 Db 262 Dubnio	106 Sg 266 Seaborgio	107 Bh 264 Bohrio	108 Hs 277 Hassio	109 Mt 268 Meitnerio	110 Ds 271 Darmstadtio	111 Rg 272 Roentgenio	112 Cn 285 Copernicio	113 Nh 284 Nihonio	114 Fl 289 Flerovio	115 Mc 288 Moscovio	116 Lv 293 Livermorio	117 Ts 294 Teneso	118 Og 294 Oganesón	
57 La 138.91 Lantano	58 Ce 140.12 Cerio	59 Pr 140.91 Praseodimio	60 Nd 144.24 Neodimio	61 Pm 145 Prometio	62 Sm 150.36 Samario	63 Eu 151.96 Europio	64 Gd 157.25 Gadolinio	65 Tb 158.93 Terbio	66 Dy 162.50 Dysprosio	67 Ho 164.93 Holmio	68 Er 167.26 Erbio	69 Tm 168.93 Tulio	70 Yb 173.05 Yterbio	71 Lu 174.97 Lutecio				
89 Ac 227 Actinio	90 Th 232.04 Torio	91 Pa 231.04 Protactinio	92 U 238.03 Uranio	93 Np 237 Neptunio	94 Pu 244 Plutonio	95 Am 243 Americio	96 Cm 247 Curio	97 Bk 247 Berkelio	98 Cf 251 Californio	99 Es 252 Einsteinio	100 Fm 257 Fermio	101 Md 258 Mendelevio	102 No 259 Nobelio	103 Lr 262 Lawrencio				



Cómo se desarrolló la Tabla Periódica

https://www.youtube.com/watch?v=wdVk8x_wyQA

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	3°
3s	3	0	3	4°
3p	3	1	4	5°
4s	4	0	4	6°

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 espines 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 = $2 \cdot n^2$

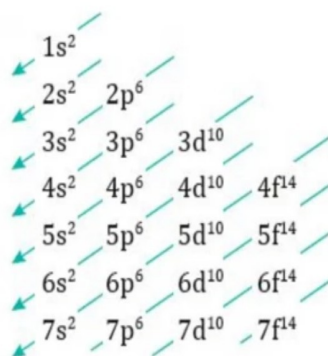
3. **Regla de Hund (Máxima Multiplicidad):** Establece que, al llenar orbitales degenerados (orbitales con la misma energía, como los tres orbitales p o los cinco d), los electrones entran primero individualmente con espines paralelos (mismo m_s) antes de que ocurra el apareamiento (un electrón con espín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



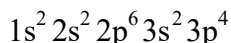
4. Tipos de Configuraciones Electrónicas

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**



- **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** $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

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 aguenta 2 electrones).
$[Ar] 4s^1 3d^5$	Fundamental	Excepción del Cromo (es más estable así que $4s^2 3d^4$).

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 ($n - 1$).

$$l=0 \rightarrow s \text{ (esférico)}$$

$$l=1 \rightarrow p \text{ (lobular)}$$

$$l=2 \rightarrow d$$

$$l=3 \rightarrow f$$

- 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.....+ 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 $2n^2$.
-