

Teoría, Dra. Sandra Signorella



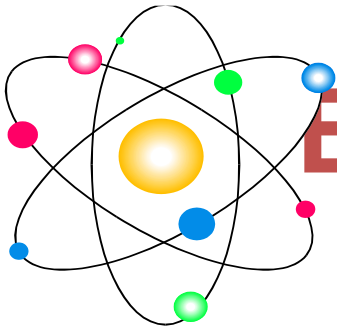
**Profesora Titular
Área Química General e Inorgánica**

**Tema Estructura atómica –
Parte 1**

Año 2026

BIBLIOGRAFÍA

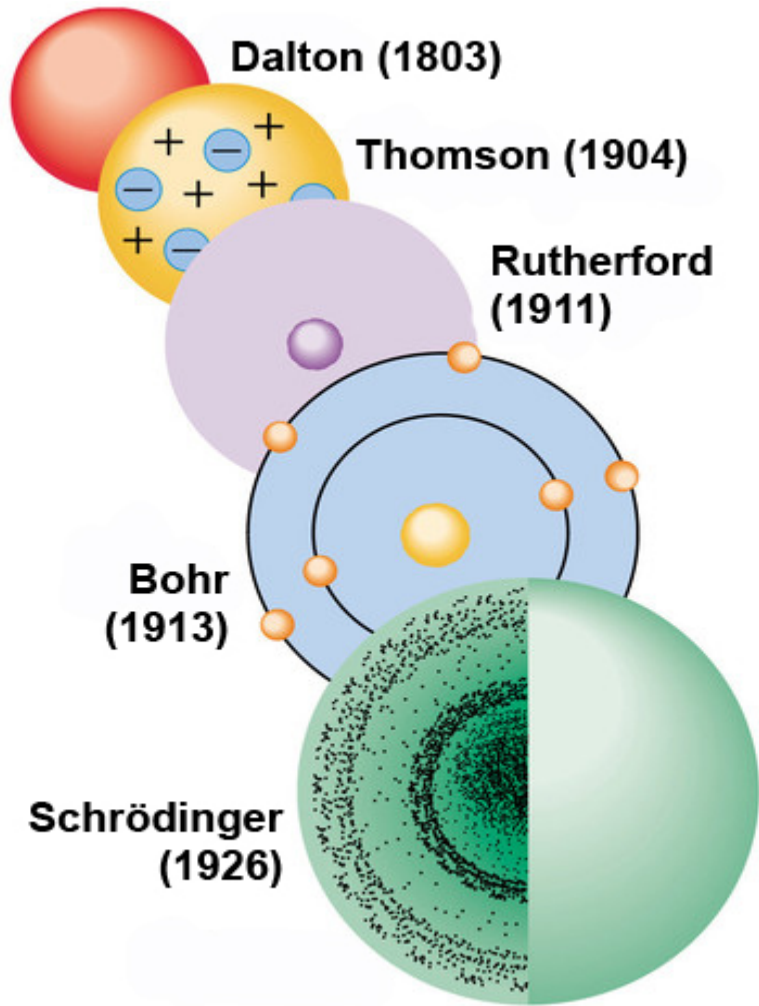
- **QUIMICA La Ciencia Central, BROWN, LEMAY**
- **QUÍMICA GENERAL, R. Chang**
- **QUÍMICA GENERAL, R. Petrucci**
- **PRINCIPIOS DE QUÍMICA, P. Atkins, L. Jones**



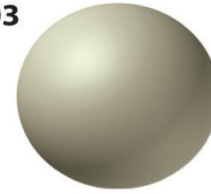
Estructura Atómica - 1

- **Evolución del modelo atómico**
 - **Partículas subatómicas**
 - **Símbolos**
 - **Radiación Electromagnética**
 - **Cuantización de la energía**
 - **Efecto fotoeléctrico**
- **Espectros continuos y de líneas**
- **El Modelo de Bohr. El átomo de Hidrógeno**

Evolución del modelo atómico

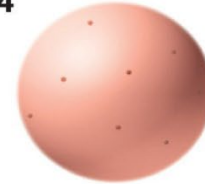


1803



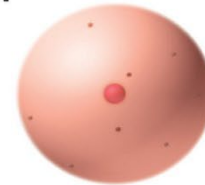
Dalton propone que la unidad indivisible de un elemento es el átomo

1904



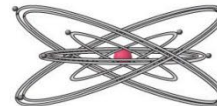
Thomson descubre los electrones, que suponía que residían en una esfera uniforme de carga positiva.

1911



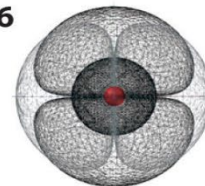
Rutherford demuestra la existencia de un núcleo cargado positivamente que contiene casi toda la masa del átomo.

1913



Bohr propone órbitas circulares fijas para los electrones alrededor del núcleo.

1926



En el modelo actual, los electrones ocupan orbitales alrededor del núcleo.

Partículas Subatómicas

Nombre	Símbolo	Carga	masa Relativa	masa real (g)
Electrón	e^-	-1	1/1840	9.11×10^{-28}
Protón	p^+	+1	1	1.67×10^{-24}
Neutrón	n^0	0	1	1.67×10^{-24}

Símbolos

- Contiene el símbolo del elemento, el número másico y el número atómico

Número Másico

(A)

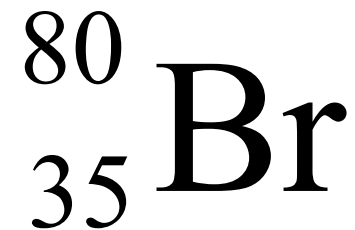
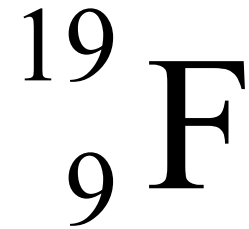
Número Atómico

(Z)

X

Símbolos

- Encuentre el:
 - Número de protones
 - Número de neutrones
 - Número de electrones
 - número atómico
 - Numero másico



Símbolos

1) Si un elemento tiene $Z = 34$ y $A = 78$, cuál es el

- Número de protones
- Número de neutrones
- Número de electrones
- símbolo completo

2) Si un elemento tiene 91 protones y 140 neutrones cuál es el:

- Número Atómico
- Masa atómica
- Número de electrones
- símbolo completo

3) Si un elemento tiene 78 electrones y 117 neutrones cuál es el:

Z

A

Número de protones

símbolo completo

Isótopos

- Los átomos de un mismo elemento tienen diferente número de neutrones.
- Por lo tanto diferente número másico.
- Denominados **isótopos**.

Cómo podemos nombrar a los Isótopos?

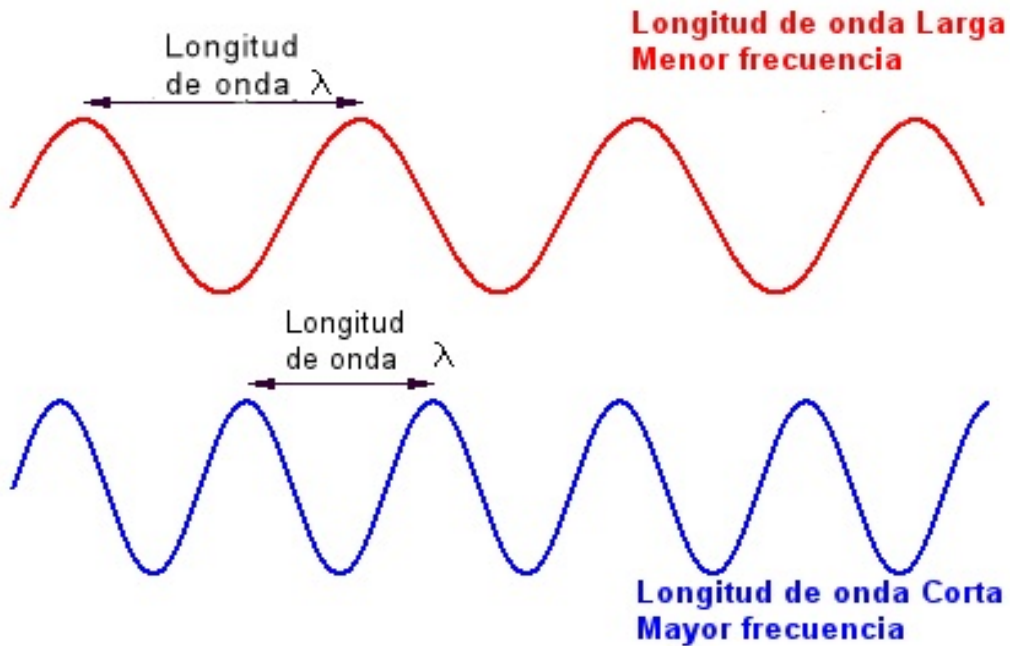
Podemos colocar el número másico luego del nombre del elemento.

carbono-12

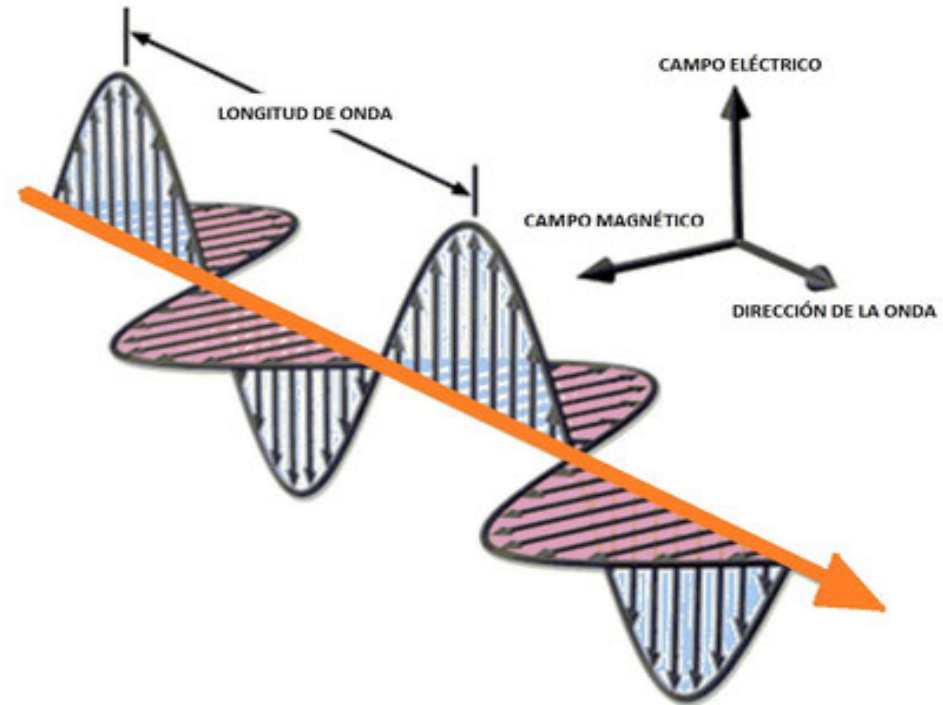
carbono-14

uranio-235

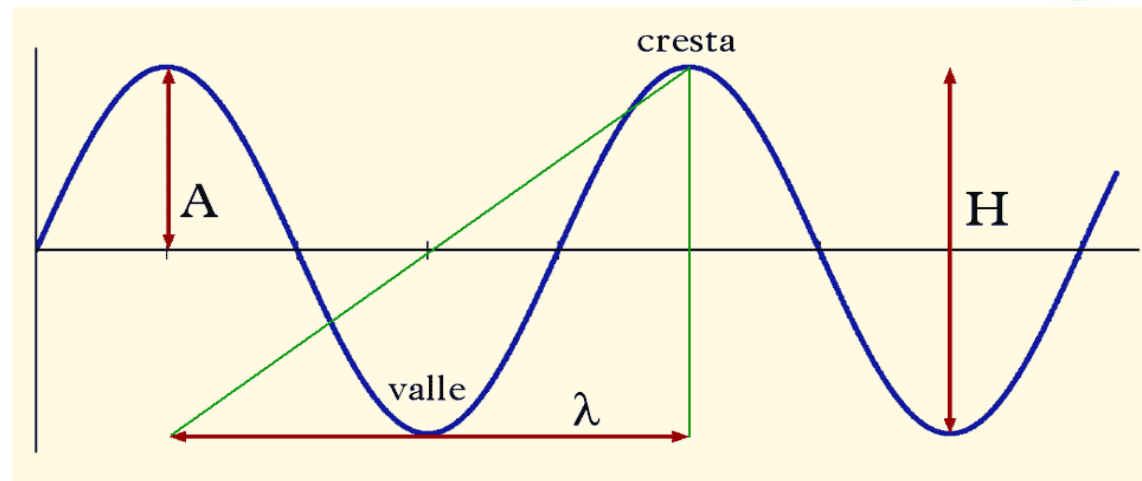
Naturaleza ondulatoria de la luz



MOVIMIENTO DE ONDA ELECTROMAGNÉTICA



Ondas Electromagnéticas



La radiación electromagnética se mueve en el vacío a una velocidad de $3 \times 10^8 \text{ m/s} = 300000 \text{ km/s} = \text{velocidad de la luz (c)}$

Todas las ondas se caracterizan por su longitud de onda λ (**lambda**), frecuencia ν (nu) y su amplitud **A**

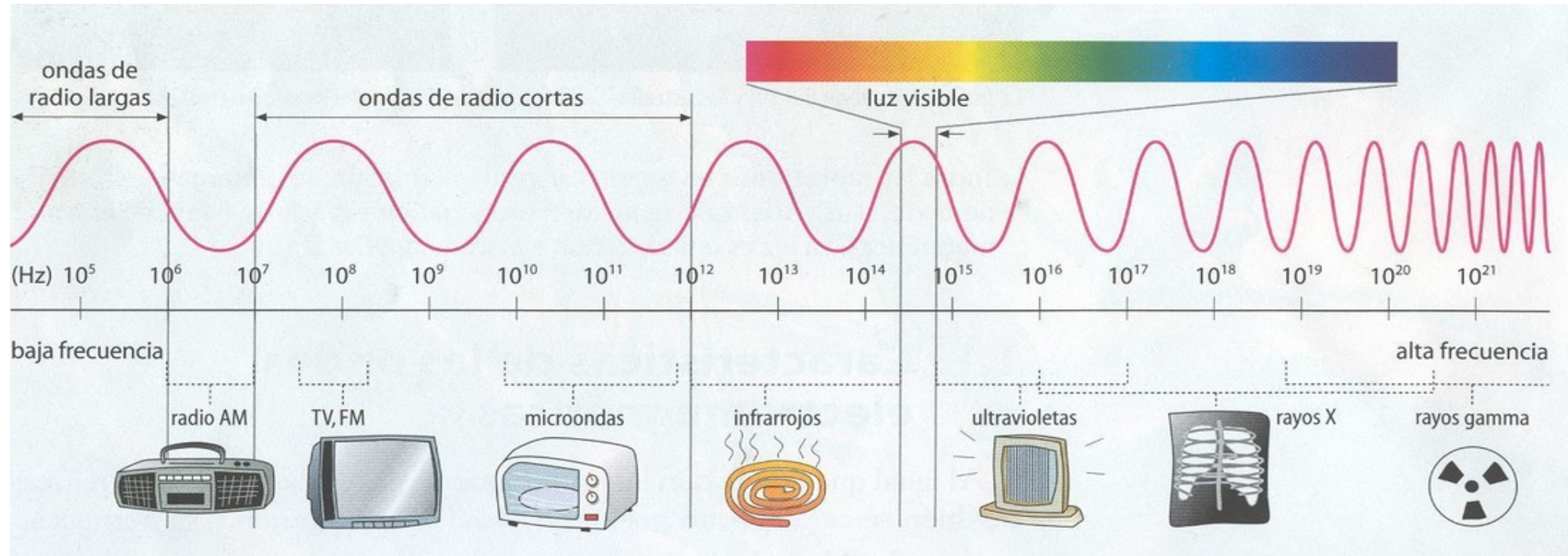
λ : es la distancia entre dos crestas o valles sucesivos

Frecuencia o ciclo (ν): es el número completo de longitudes de onda que pasan por un punto en un segundo. (Hz: s^{-1})

Amplitud (A): es la distancia entre la línea media de la onda y su cresta.

$$c = \lambda * \nu$$

EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO



ν : Hz (s^{-1})

Energía: Joules (J)

$$c = \lambda \nu$$

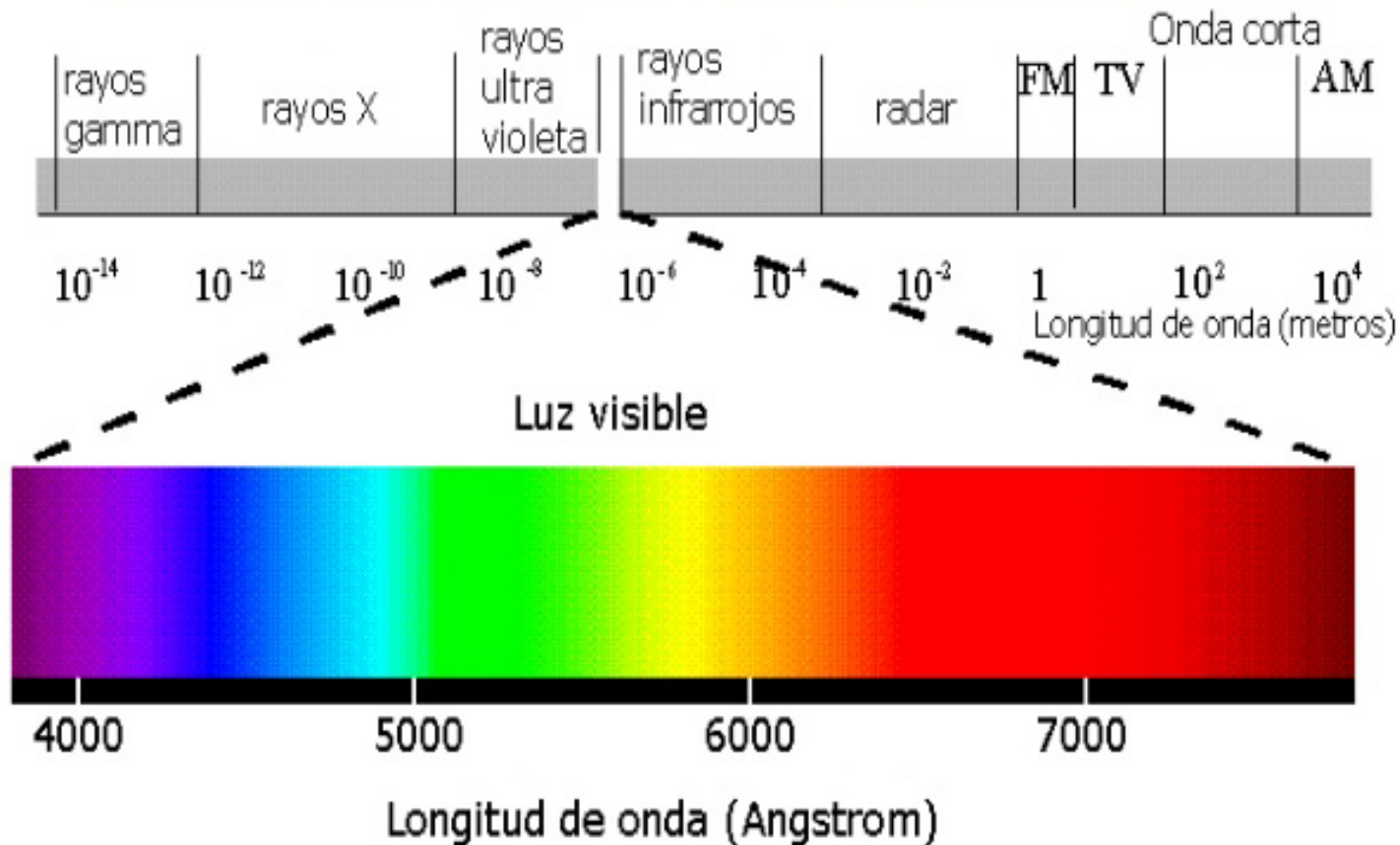
$$\text{Energía} = h \nu$$

$$c = 300000 \text{ km/s}$$

h : constante de Plank $6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$

$E \uparrow$ $\nu \uparrow$

Espectro Electromagnético



$$c = \lambda \nu$$
$$\text{Energía} = h \nu = h c / \lambda$$



ENERGÍA CUANTIZADA

Plank (1900): La energía puede ser emitida o absorbida por un átomo en cantidades discretas con cierto tamaño mínimo "cuantos" y que la **energía de un cuanto** es:

$$E = h\nu$$

h : constante de Plank $6,626 \times 10^{-34}$ J s

La materia absorbe o emite en múltiplos de $h\nu$



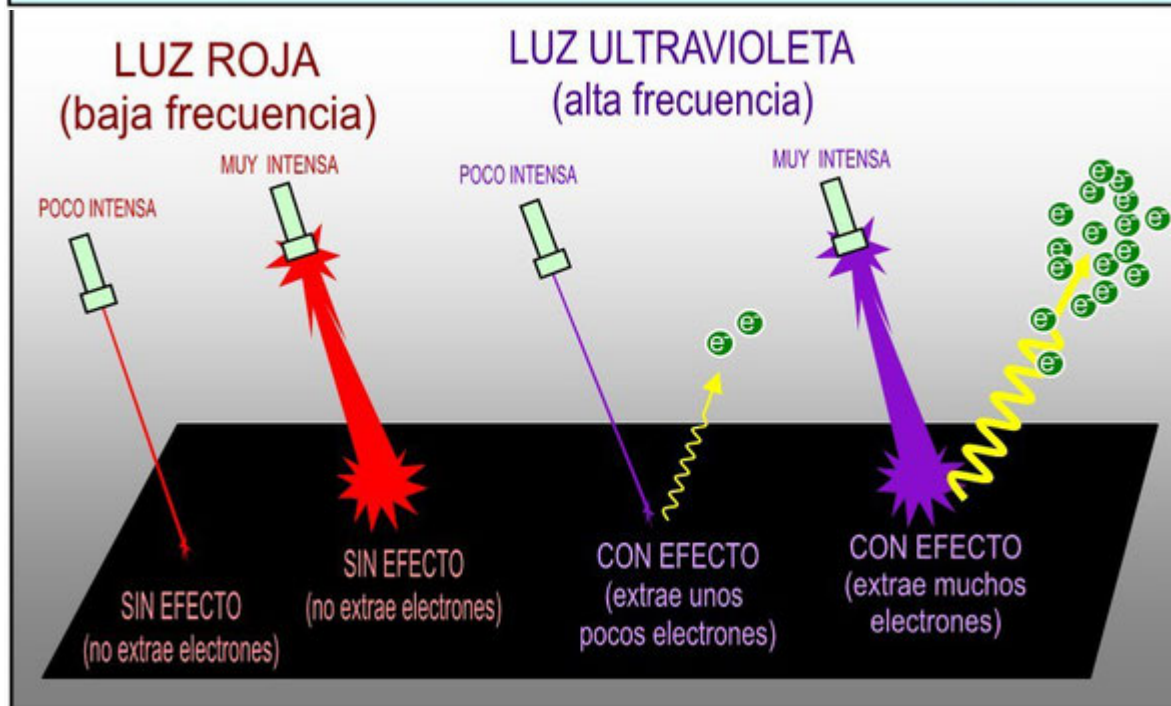
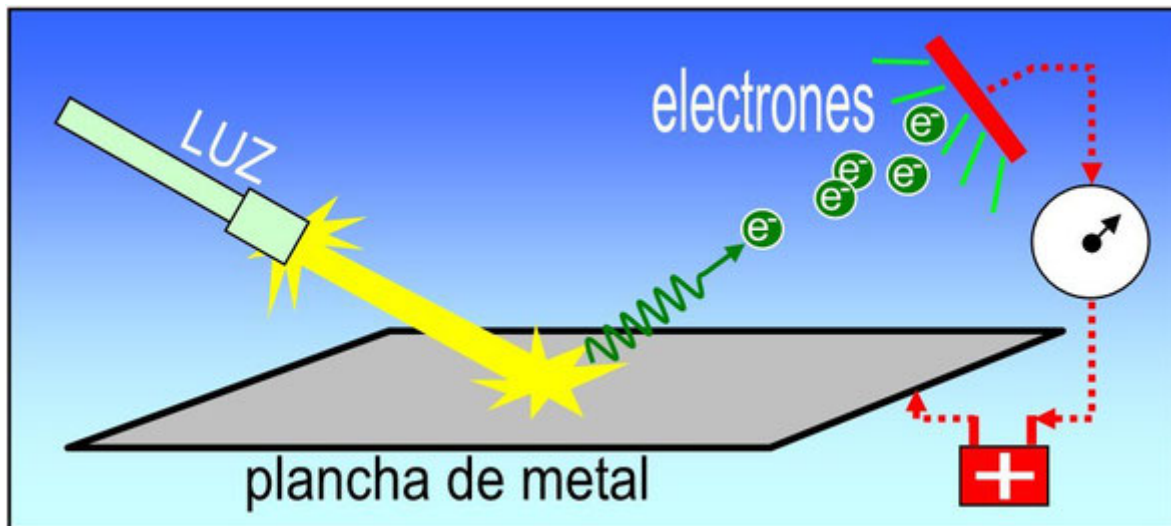
EFECTO FOTOELECTRICO Y FOTONES

Einstein (1905): La radiación se compone de pequeños paquetes de energía llamados fotones cuya energía es proporcional a la frecuencia de la luz:

$$\text{Energía del fotón} = E = h\nu$$

La radiación debe tener una energía tal que venza las fuerza que mantienen unidos los electrones al metal: $E > \text{umbral}$.

La energía excedente se transfiere al electrón como energía cinética.



Ejemplo de la energía de un fotón

- Determine la energía, **en J**, de un fotón de luz azul-verdosa con una longitud de onda de 486 nm.

$$\text{energía Fotón} = \frac{h c}{\lambda}$$

$$= \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})(3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{(4.86 \times 10^{-7} \text{ m})}$$

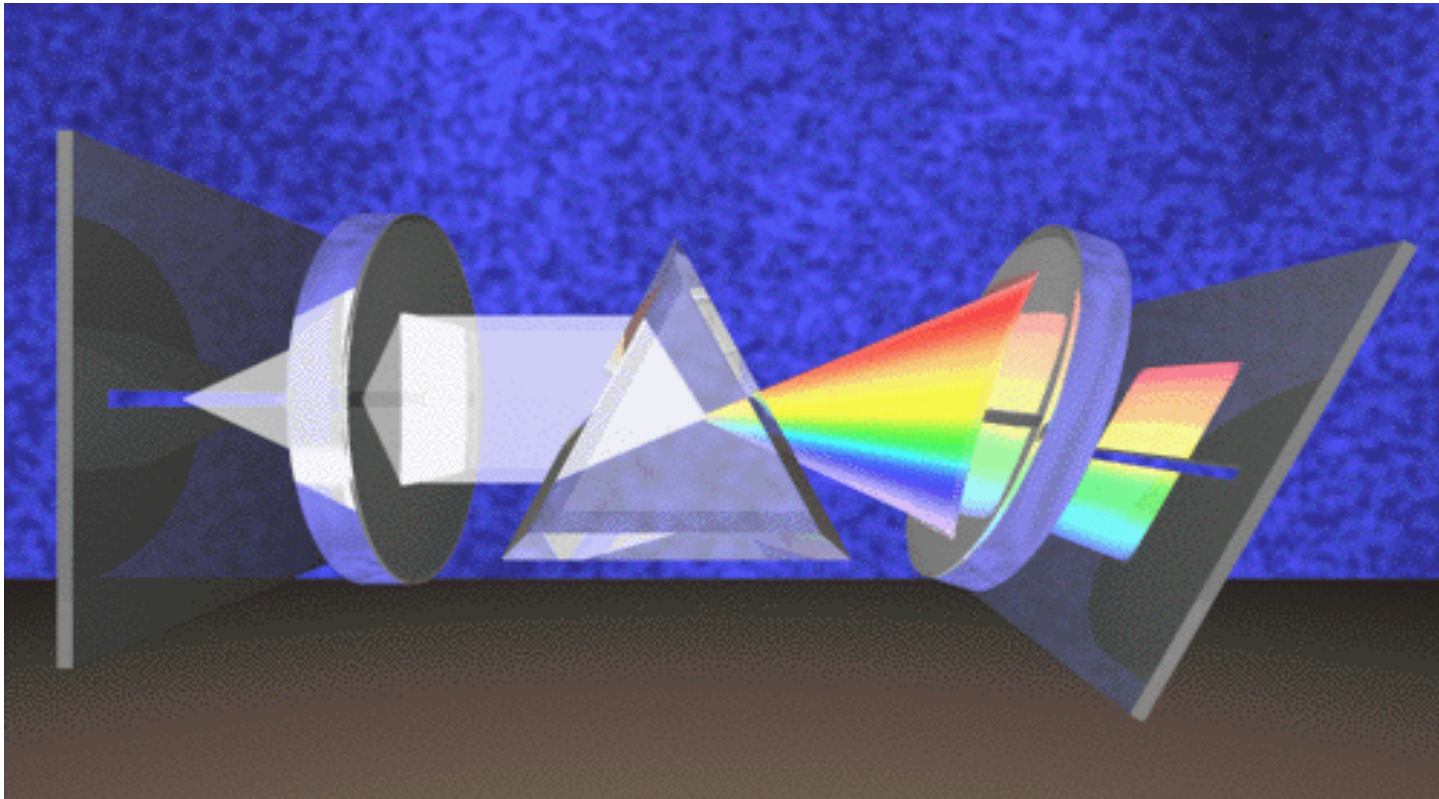
$$= 4.09 \times 10^{-19} \text{ J}$$



SEPARACIÓN DE LA LUZ

La luz blanca se puede separar en sus componentes a través de un prisma

El resultado es la generación de un espectro continuo que consiste en una gama de colores de distintas longitudes de onda



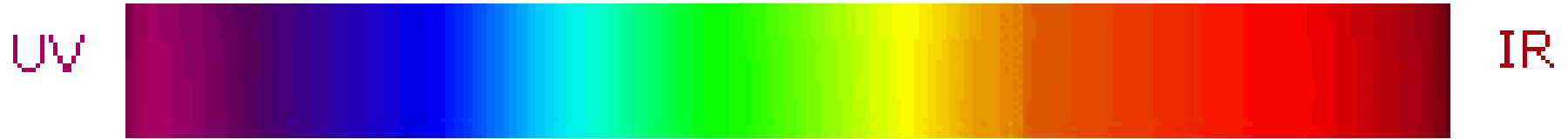
Espectro: es la distribución de varias longitudes de onda de energía radiante emitida o absorbida por un objeto

Parte del espectro visible es absorbido y otra parte reflejado (color complementario)

Espectro Visible

mayor frecuencia

menor frecuencia



longitud de onda (nm)

Violeta: 400-420 nm

Indigo: 420-440 nm

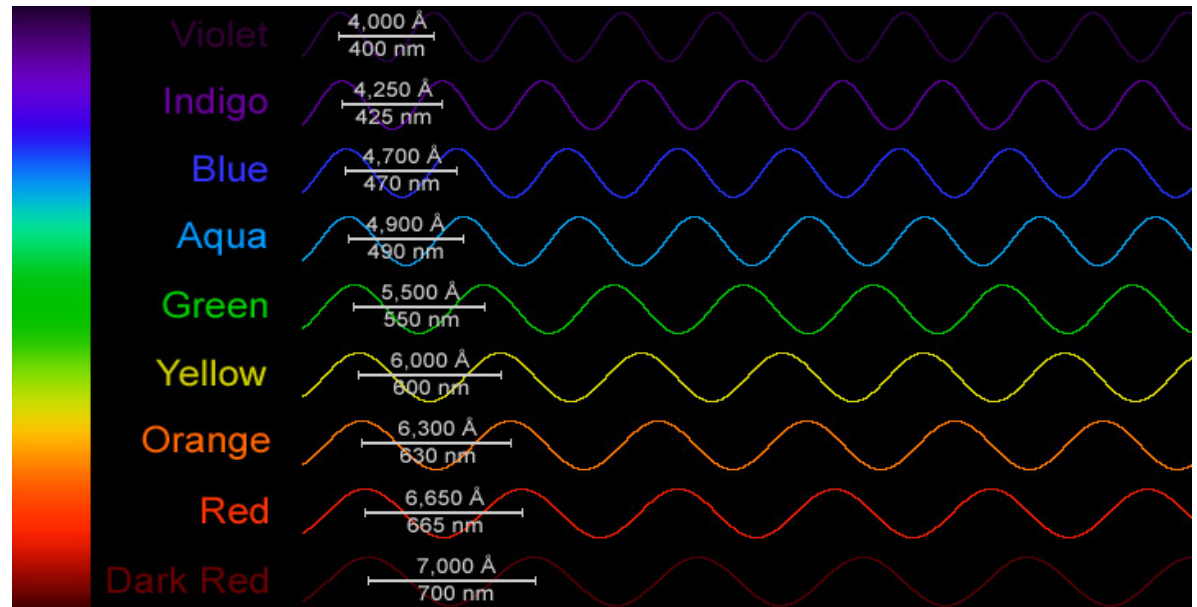
Azul: 440 -490 nm

Verde: 490-570 nm

Amarillo: 570-585 nm

Naranja: 585-620 nm

Rojo: 620-780 nm:



ABSORCIÓN Y EMISIÓN DE RADIACIÓN

- **Transmisión** – La radiación EM pasa a través de la materia -- no hay interacción.
- **Absorción** – La radiación EM es absorbida por un átomo, ión o molécula llevándola a un estado de mayor contenido energético.
- **Emisión** – es la liberación de energía producida por un átomo, ión o molécula como luz llevándola a un estado de menor contenido energético.

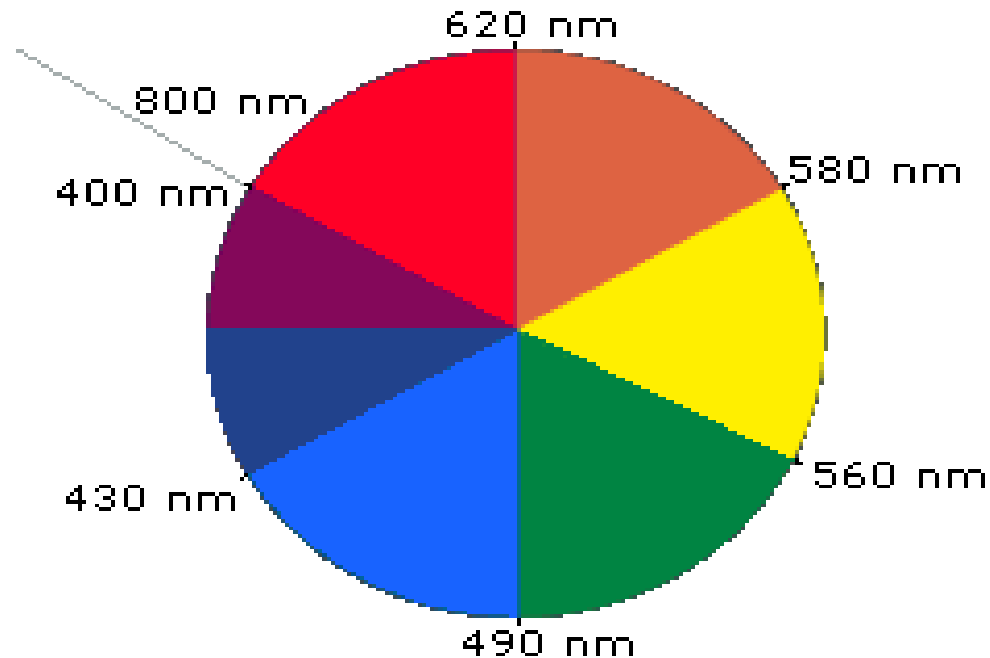
Colores complementarios:

Absorción a 420-430 nm: se ve amarillo

Absorción a 500-520 nm: se ve rojo.

Absorción total: se ve negro

Reflexión total: se ve blanco

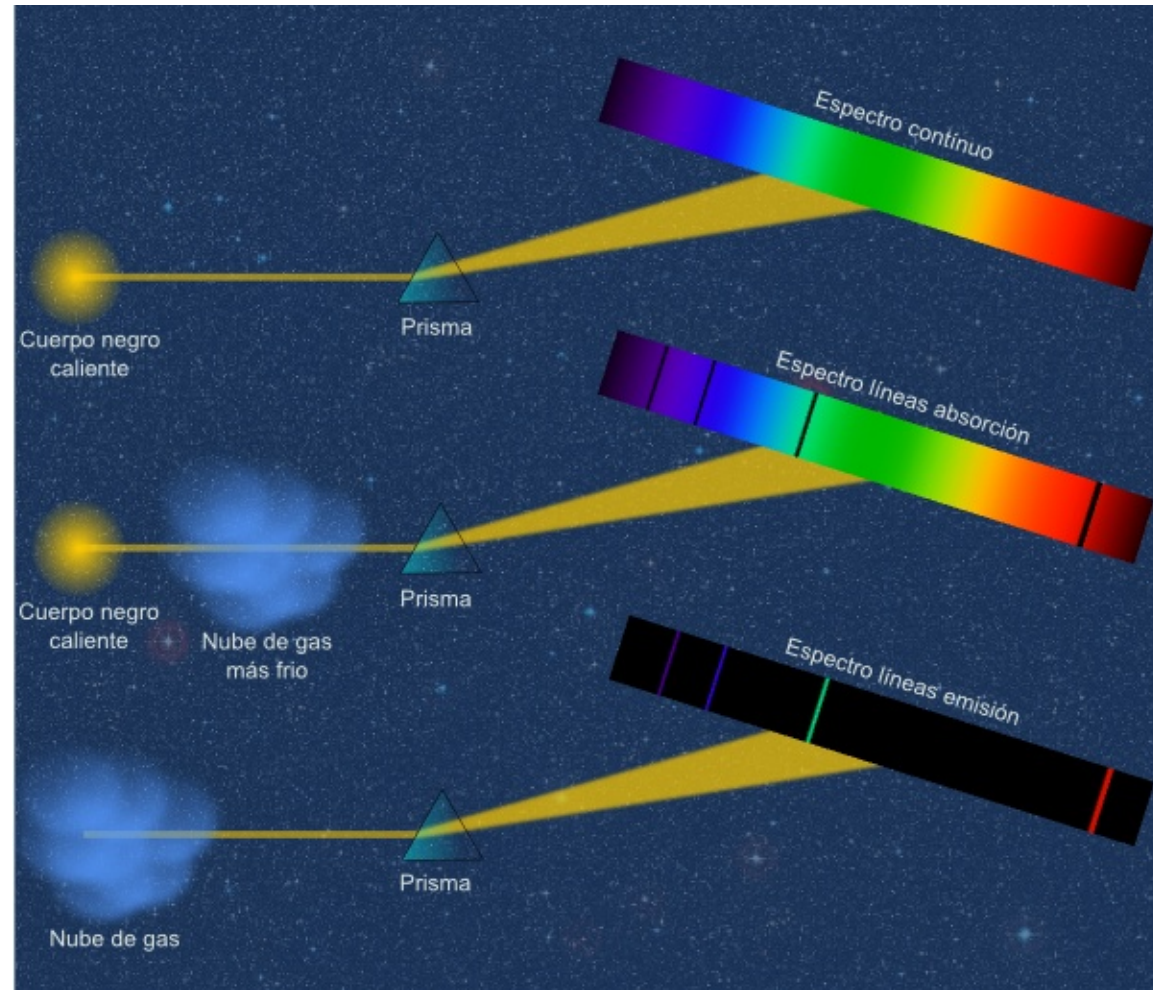


Leyes de Kirchhoff (1859)

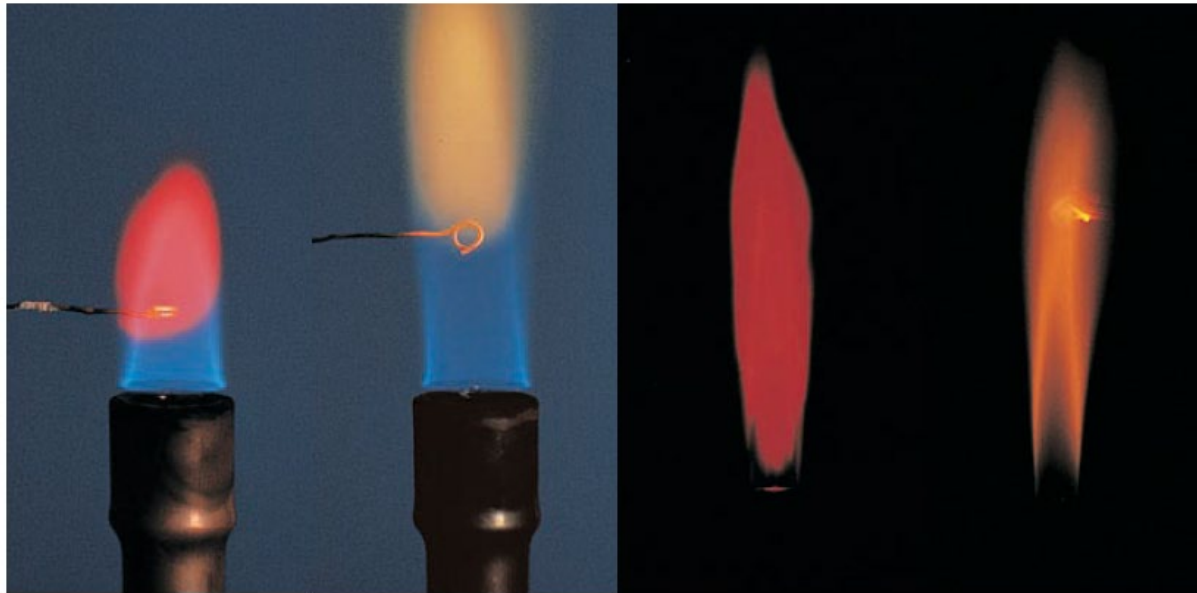
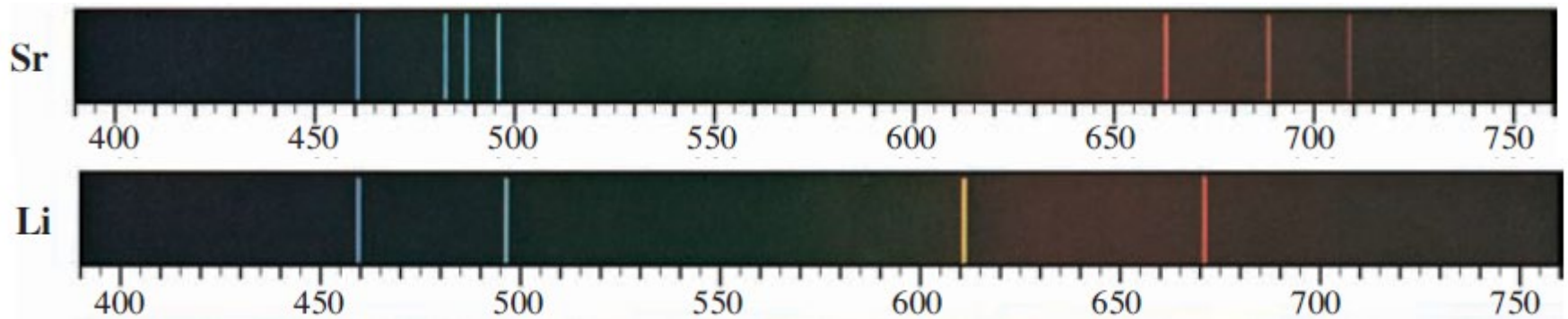
Un sólido, un líquido o gas, denso y opaco, incandescente, emiten un espectro continuo.

Un gas enrarecido interpuesto entre una fuente continua y un observador absorberá del espectro continuo radiación de la longitud de onda que emite al ser excitado.

Un gas enrarecido al ser excitado por calor o una corriente eléctrica emite un espectro discreto de líneas características de cada sustancia química.



ESPECTROS DE EMISIÓN DE Sr y Li



Li

Na

Sr

Ca

Ensayos de color a la llama

Aunque las llamas de Li y Sr parecen igualmente rojas, la radiación emitida por cada una puede separarse con un prisma en distintos colores, tal como se observa en los espectros de líneas. **22**

Las posiciones de las líneas de los espectros de emisión y absorción de un elemento son las mismas.

- Cada elemento emite su propio color característico
- Puede ser empleado para identificar al átomo
- Aplicación:
Composición elemental de estrellas (o su atmósfera)



Balmer (1885)

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n = 3, 4, 5, 6, \dots$$

La ecuación de **Balmer** se extendió posteriormente a una más general llamada la ecuación de **Rydberg** que describe todas las líneas espectrales para el hidrógeno.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$n_2 > n_1$, n_1 y n_2 son enteros positivos
 $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

Espectro de líneas de la serie de Balmer



Luz emitida por una descarga eléctrica a través del gas

Hidrógeno



Las 5 líneas que aparecen en el espectro del hidrógeno corresponden a la zona **visible**, y forman la llamada **serie de Balmer**. Hay otra serie en la zona **ultravioleta**, más energética (**serie de Lyman**) y tres más en el **infrarrojo** (**series de Paschen, Brackett y Pfund**).

Para la serie de Lyman, $n_1 = 1$ y $n_2 = 2, 3, 4, 5, \dots$. Para las de Balmer, Paschen, Brackett y Pfund, n_1 es 2, 3, 4 ó 5, respectivamente, y n_2 es un número entero mayor que n_1 .

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Espectro en la zona visible



MODELO ATÓMICO DE BOHR

Bohr basó su teoría en el modelo de Rutherford, la cuantización de la energía de Planck y los espectros de líneas de los elementos.

POSTULADOS BÁSICOS

Los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo (centro del modelo).

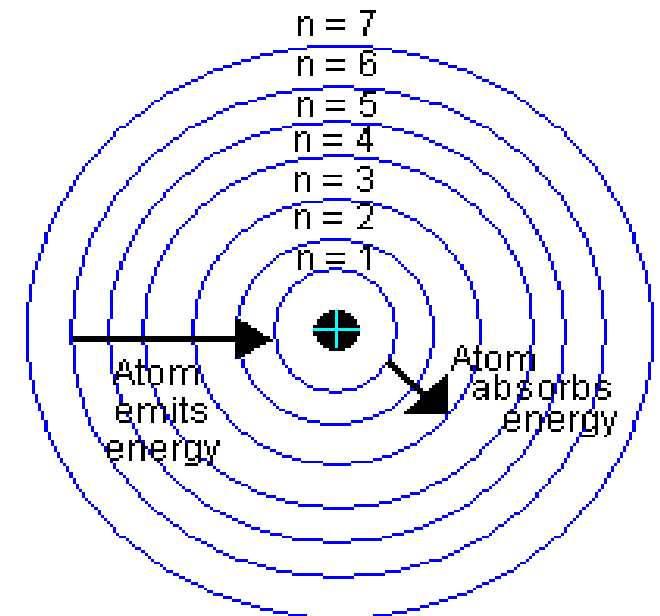
Sólo las órbitas de determinado radio están permitidas.

Los electrones en estas órbitas tienen energía definida (no ganan ni pierden energía al circular)

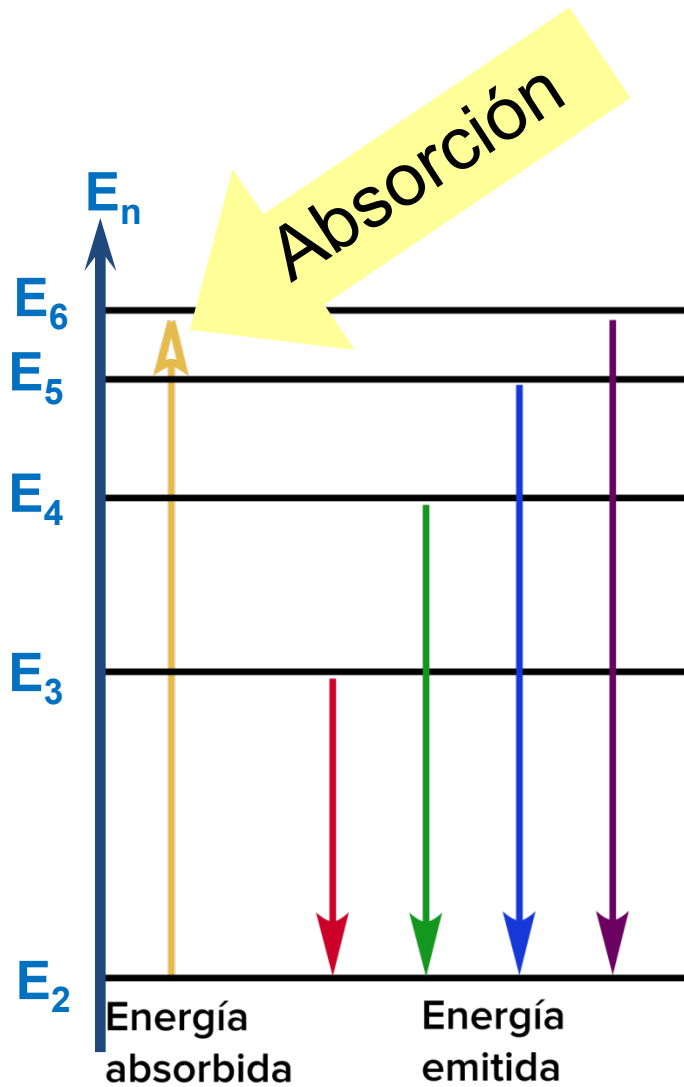
Al pasar de una órbita a otra los electrones absorben o emiten energía en forma de fotones:

$$E = h\nu.$$

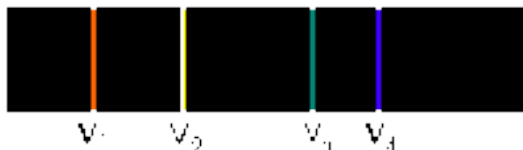
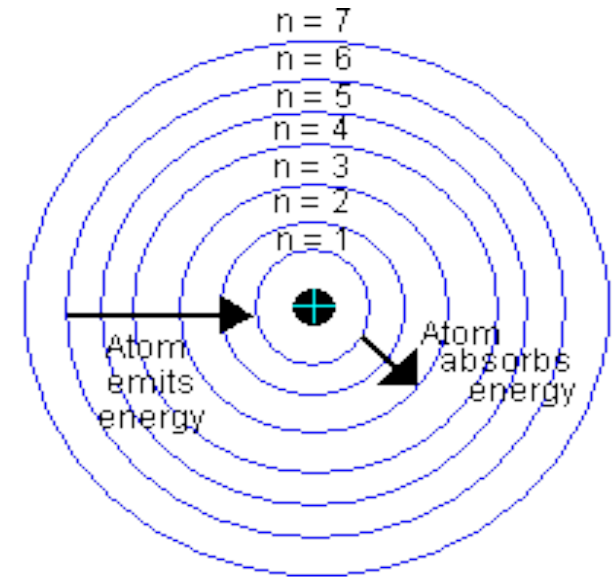
A cada órbita se le asigna un nivel n , siendo $n = 1$ la más próxima al núcleo y la de menor energía.



ENERGÍA DEL ELECTRÓN EN ÓRBITAS PERMITIDAS y PASAJE ENTRE ÓRBITAS POR ABSORCIÓN O EMISIÓN

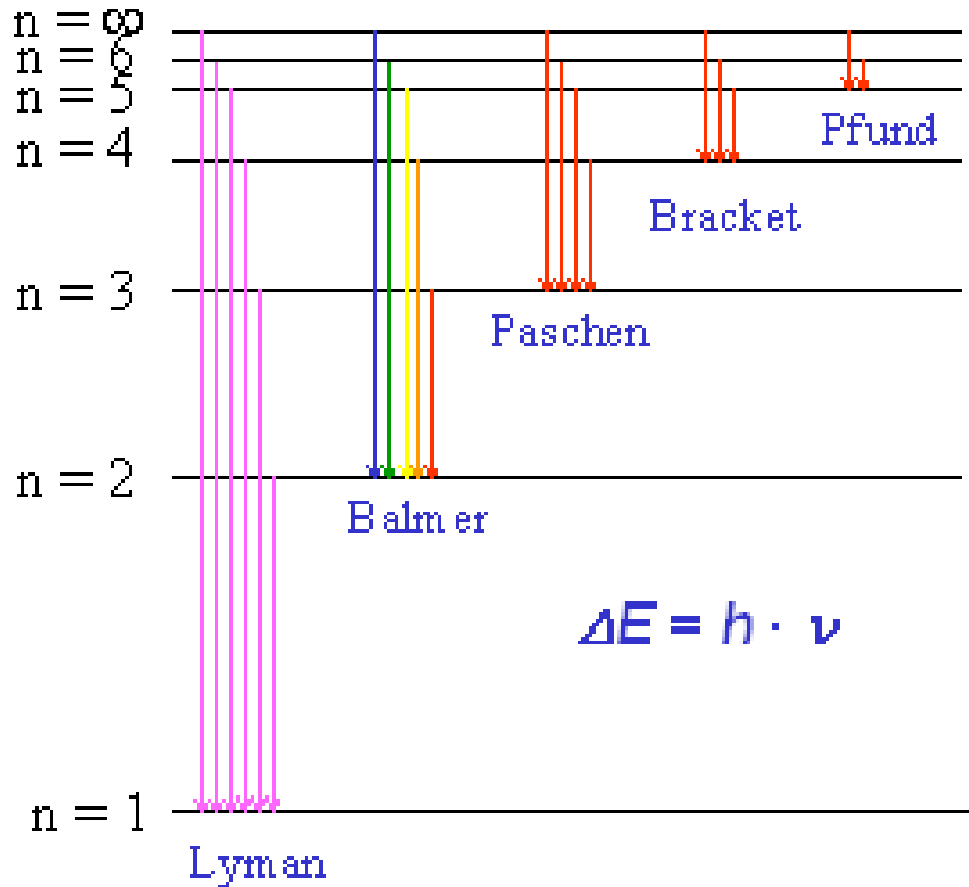
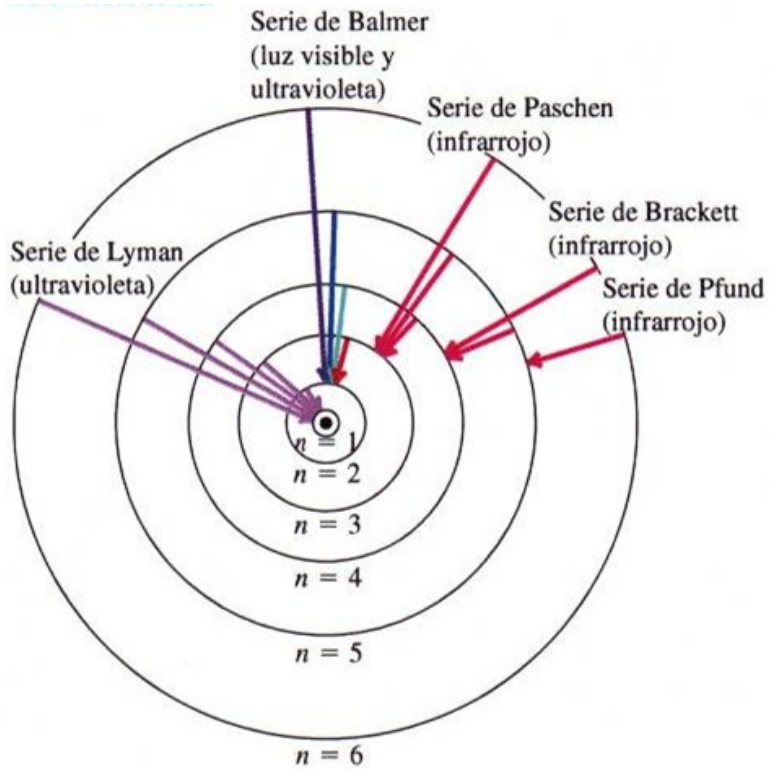


Estado excitado		Estado base
Nivel 6	<i>violeta</i> →	2
Nivel 5	<i>azul</i> →	2
Nivel 4	<i>verde</i> →	2
Nivel 3	<i>rojo</i> →	2
		Nivel 2



Emisión

Series espectrales

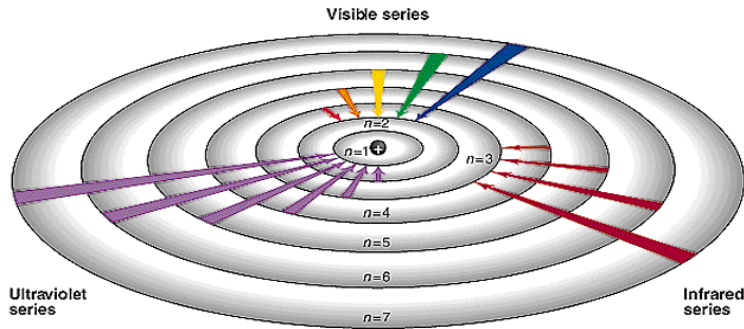


Estado Basal → n = 1

SERIES: Lyman | Balmer | Paschen Brackett Pfund



Niveles de Energía del átomo de hidrógeno



$$E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

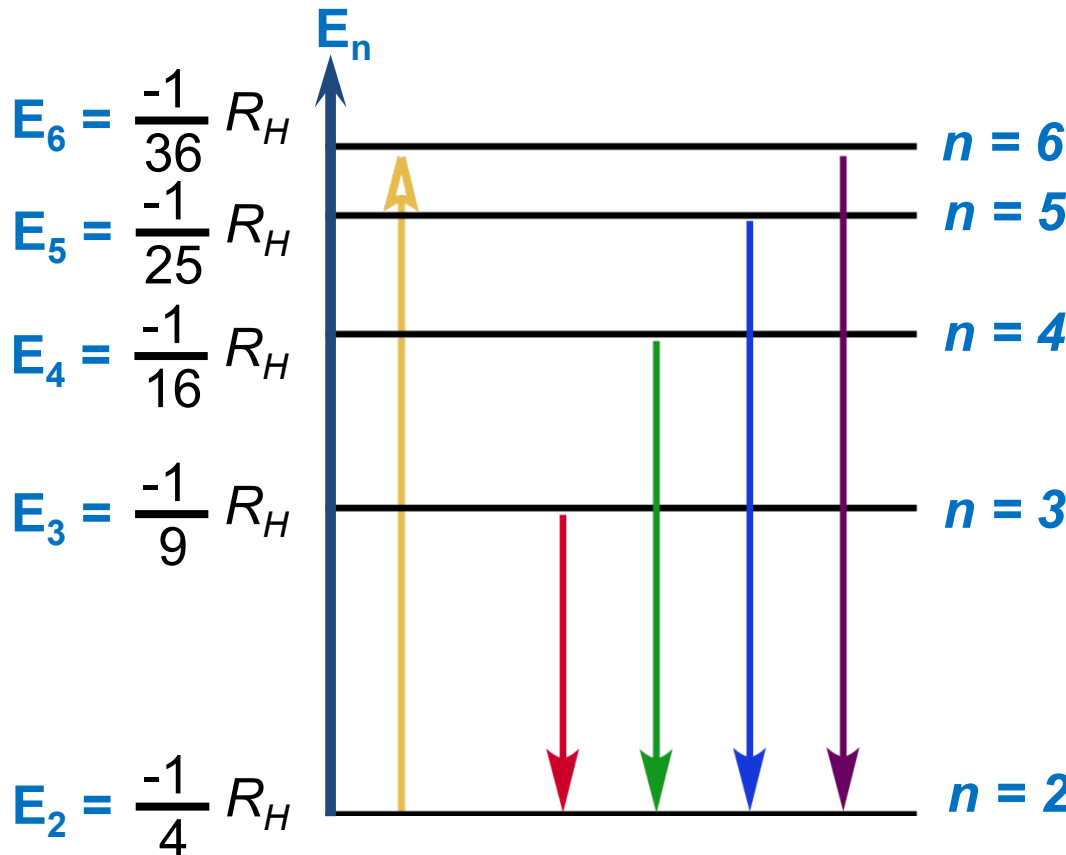
$$E_n = (-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

$n = 1$: Estado Basal

$n = 2, 3, 4 \dots$: Estados Excitados

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{fotón}} = h\nu$$

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



Energía de ionización del H :

$n=1$ a $n=\infty$ $\Delta E = ?$

$$\Delta E = R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} = 1,097 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

$$*1/\lambda \text{ (cm}^{-1}\text{)} = \frac{\Delta E \text{ (J)}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ (J s)} \cdot 3 \times 10^{10} \text{ (cm/s)}}$$

MODELO ATÓMICO DE BOHR

Este modelo :

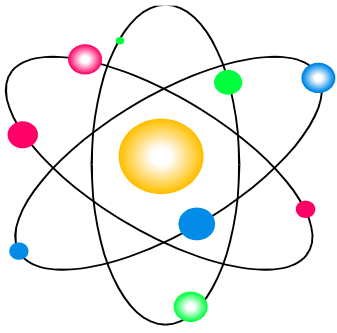
- Explica las líneas espectrales observadas para el hidrógeno
- Introduce el concepto de electrones en niveles de energía discretos, caracterizados por un número cuántico.
- Introduce el concepto de liberación o absorción de energía al pasar el electrón de un nivel a otro.
- No predice correctamente líneas espectrales para átomos diferentes al hidrógeno
- El concepto de electrones moviéndose en orbitas fijas posteriormente fue abandonado.



Tema Estructura atómica

Parte 2

Año 2026



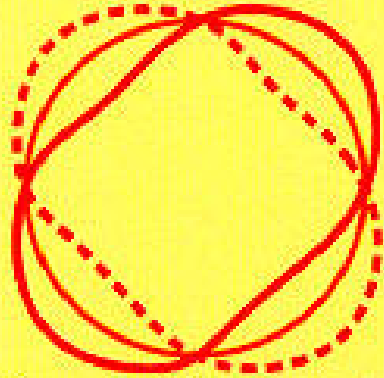
Estructura Atómica - 2

- Naturaleza ondulatoria de la materia
- Dualidad onda-partícula de De Broglie
- Principio de incertidumbre de Heisenberg
 - Modelo cuántico del átomo
 - Números cuánticos
 - Orbitales
 - Espín electrónico

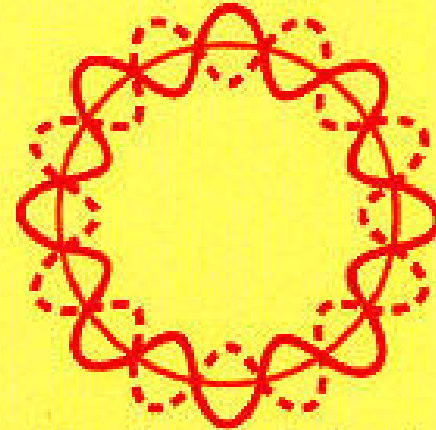
NATURALEZA ONDULATORIA DE LA MATERIA

- **De Broglie (1924)** propuso que el electrón tiene propiedades de onda y gira alrededor del núcleo como una onda (con λ y ν características).
- Este modelo toma en cuenta la cuantización de la energía (observada en los espectros de líneas de los átomos), y reemplaza la órbita circular de Bohr por ondas estacionarias.
- Cada vuelta del electrón en torno al núcleo debería ser igual a un número entero de longitudes de onda. Esto justifica la existencia de órbitas de determinado radio.

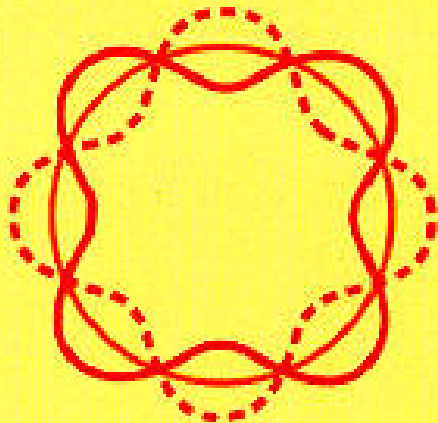
MODELO DE ONDAS ESTACIONARIAS DE BROGLIE



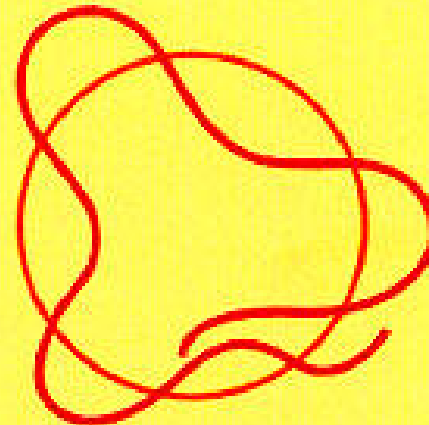
Circunferencia = 2 longitudes de onda



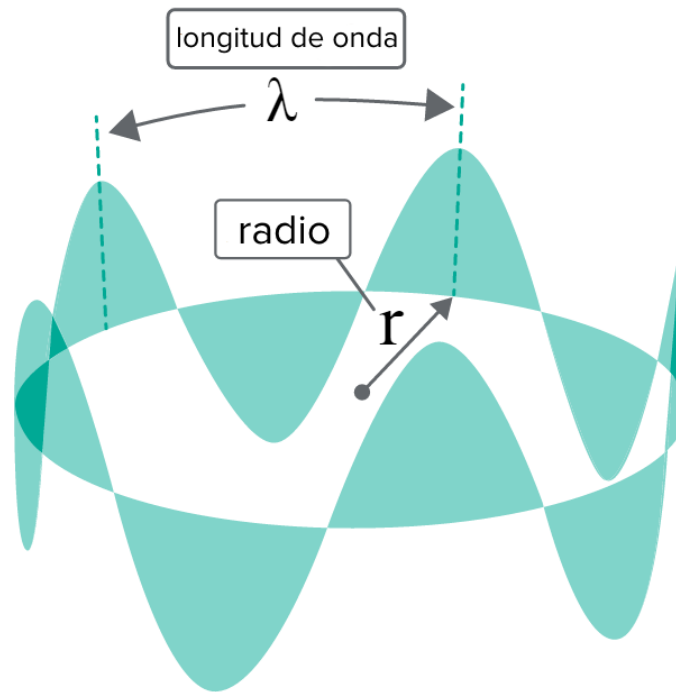
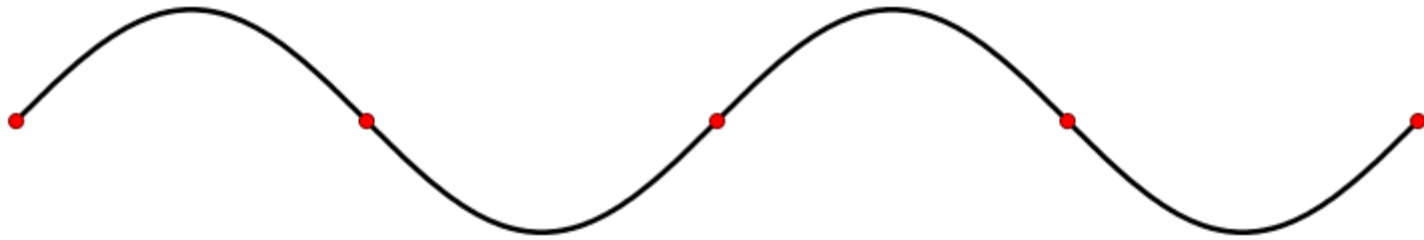
Circunferencia = 8 longitudes de onda



Circunferencia = 4 longitudes de onda



Circunferencia = n° fraccionario de longitudes de onda. Orbita imposible o prohibida



Onda estacionaria



ECUACIÓN DE DE BROGLIE

De Broglie propuso que la longitud de onda del electrón o cualquier partícula depende de su masa y velocidad

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

CANTIDAD DE MOVIMIENTO

The diagram shows the equation $\lambda = \frac{h}{mv}$ in blue. The denominator mv is enclosed in a red oval, and a red arrow points from this oval to the text 'CANTIDAD DE MOVIMIENTO' written in red on the right side of the slide.

- λ = longitud de onda, metros
- h = constante de Planck
- m = masa, kg
- v = velocidad, m/s

Usando la ecuación de De Broglie, podemos calcular la longitud de onda para un electrón que se mueve a $2,2 \times 10^6 \text{ m s}^{-1}$

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(9,1 \times 10^{-31} \text{ kg})(2,2 \times 10^6 \text{ m s}^{-1})} = 3,3 \times 10^{-10} \text{ m}$$

Valor en la zona de los rayos X

Nota: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2$

Usando la ecuación de De Broglie, se puede calcular la longitud de onda asociada a una pelota de golf de 50 g que se mueve a 500 km/h

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(0,050 \text{ kg})(500 \text{ km h}^{-1})(1\text{h}/3600 \text{ s})(1000\text{m}/\text{km})} = 9,53 \times 10^{-35} \text{ m}$$

Valor muy pequeño para poder **37** observarse

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEINSENBURG (1927)

- Para observar un electrón, se necesita impactarlo con fotones que posean longitud de onda corta.
- Los fotones de baja longitud de onda poseen una alta frecuencia y una alta energía.
- Si se impacta al electrón, provocará cambios en el movimiento y en la velocidad.
- Es imposible conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón en forma precisa. Esta es una limitación impuesta por la naturaleza dual de la materia.

RELACIÓN DE INDETERMINACIÓN DE HEISENBERG

$$\Delta x \Delta mv \geq \frac{h}{4\pi}$$

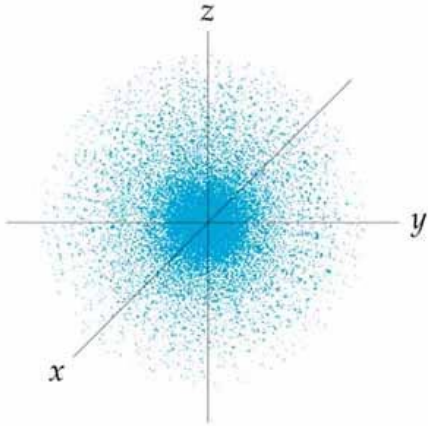
h = cte. de Planck

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$$

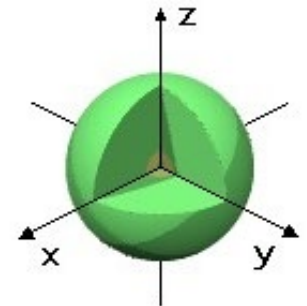
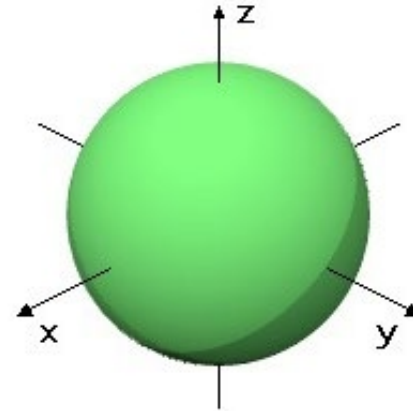
A medida que la masa de un objeto se hace mas pequeña el producto de la incertidumbre de su posición y velocidad aumenta.

Modelo cuántico del átomo (1926)

- **Schrödinger** desarrolló una ecuación que describe el comportamiento del electrón en el átomo teniendo en cuenta su naturaleza ondulatoria y de partícula.
- La ecuación de Schrödinger describe el electrón en un determinado nivel energético a través de expresiones matemáticas llamadas funciones de onda ψ . El cuadrado de la función de onda (ψ^2) da la probabilidad de encontrar al electrón en una dada región del espacio: **ORBITALES**.



Región de probabilidad
para el estado basal del
átomo de H



- Cada orbital tiene una energía y forma características y puede describirse a partir de tres números cuánticos.

Números Cuánticos

- **Número cuántico principal, n**

El tamaño y la energía de un orbital dependen de n . Orbitales con igual n pertenecen a una misma capa electrónica.

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

- **Número cuántico azimutal, l**

Indica la forma del orbital. Orbitales con igual l forman una subcapa en cada nivel principal n .

$$l = 0 \text{ a } (n - 1)$$

- **Número cuántico magnético, m_l**

Describe la dirección en la que el orbital se proyecta en el espacio.

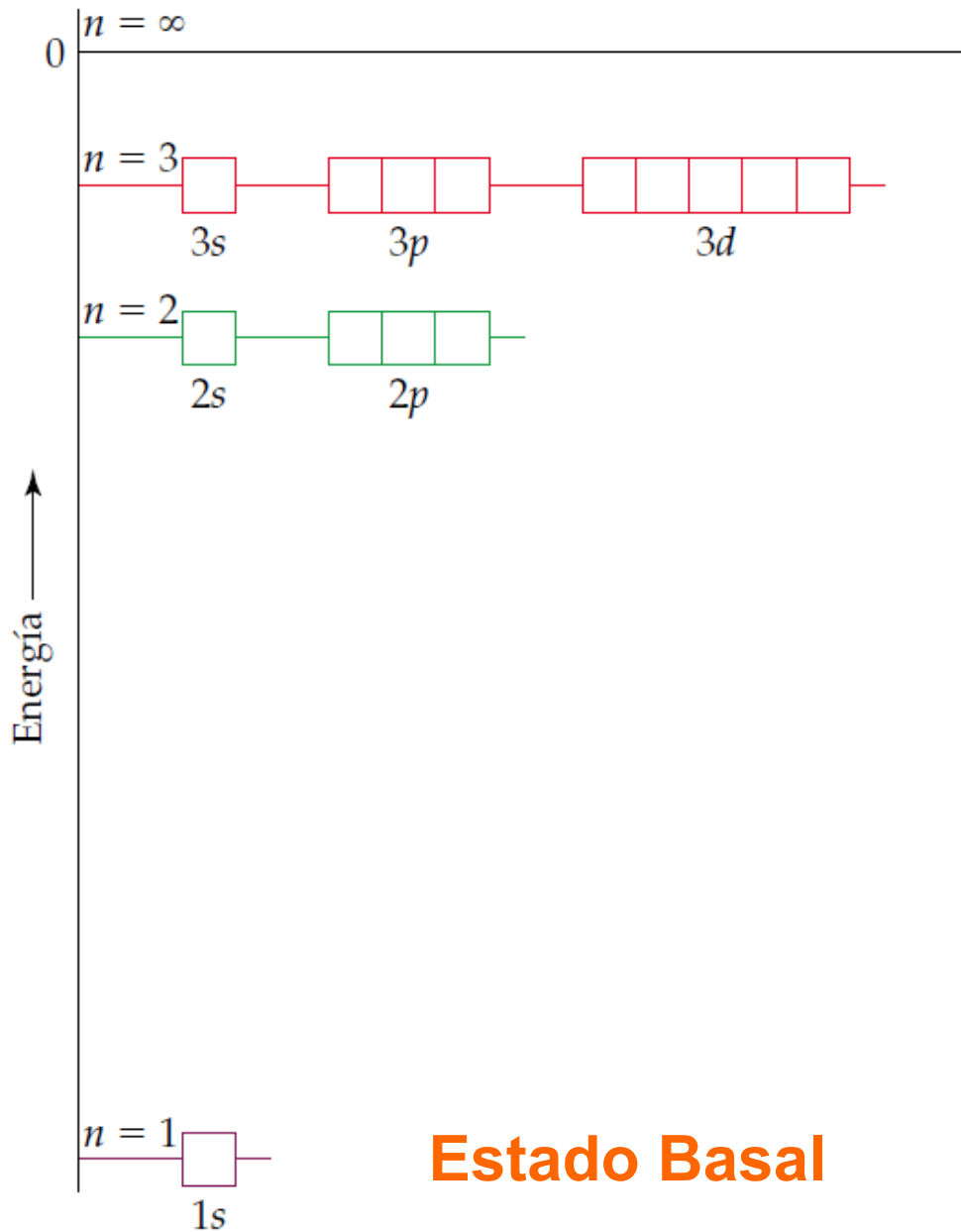
$$m_l = -l \text{ a } +l \text{ (todos enteros, incluyendo cero)}$$

Por ej., si $l = 2$, m_l tiene valores desde -2, -1, 0, 1, 2.

Conociendo estos 3 números cuánticos se puede identificar al orbital.

NÚMEROS CUÁNTICOS

n (capa)	l	m_l	Subcapa (nombre)	Nº de orbitales
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	-1,0,1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	-1,0,1	3p	3
	2	-2,-1,0,1,2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	-1,0,1	4p	3
	2	-2,-1,0,1,2	4d	5
	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	4f	7

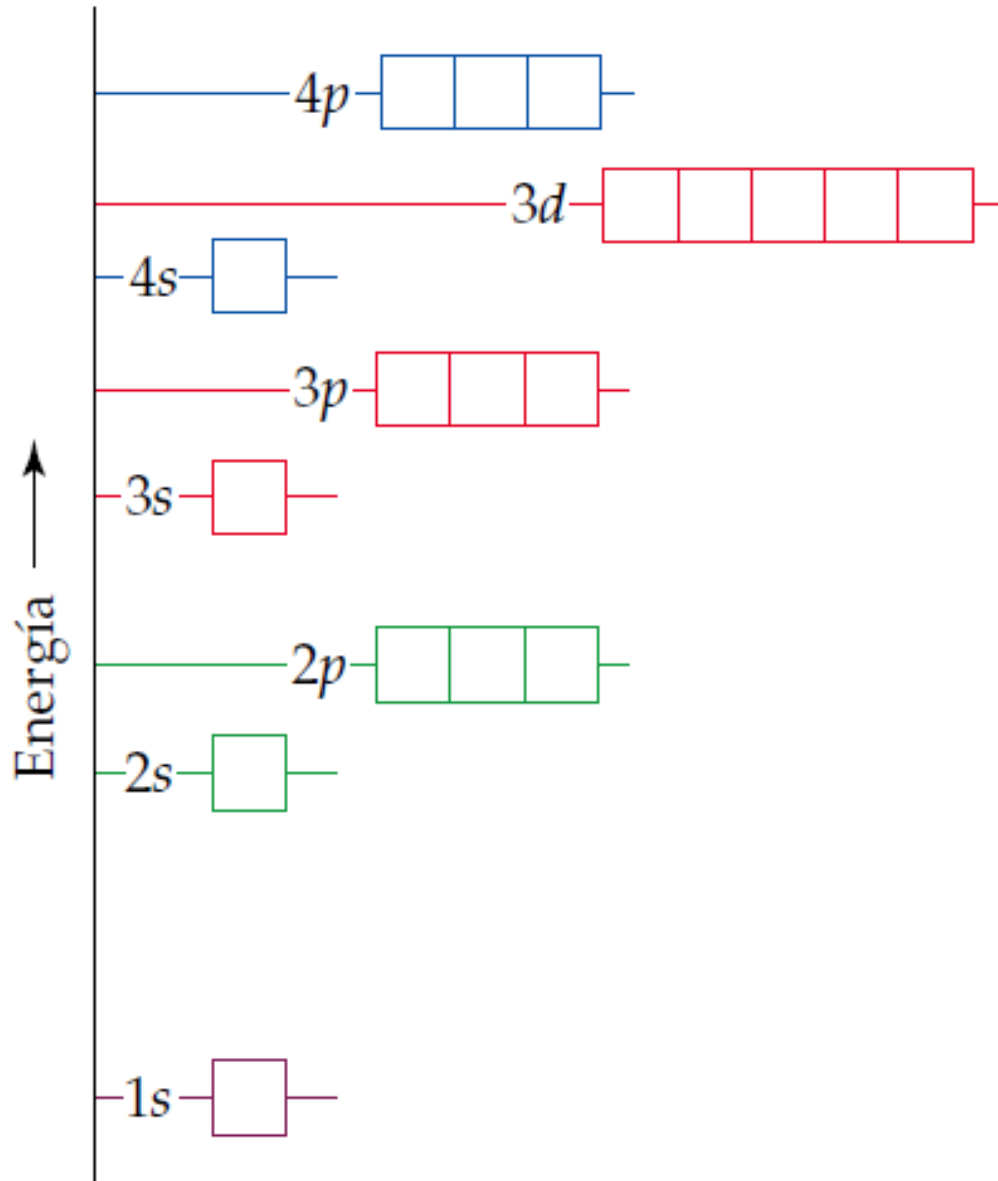


Estados Excitados

Niveles de energía de orbitales del átomo de hidrógeno

Cada cuadrado representa un orbital

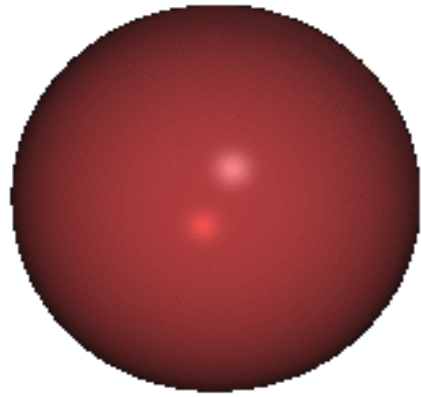
Para el H, todos los orbitales con igual n tienen igual energía. Sólo válido para H



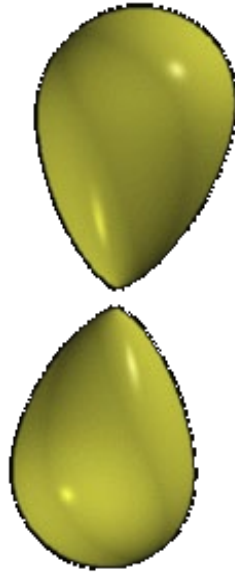
Niveles de energía de orbitales de átomos con más de un electrón

Los orbitales de cada subcapa tienen distinta energía

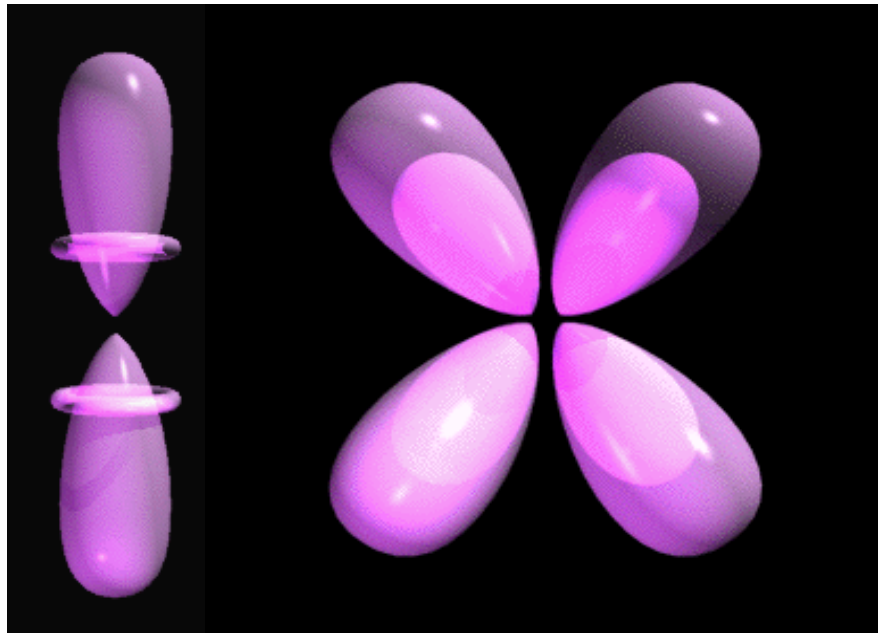
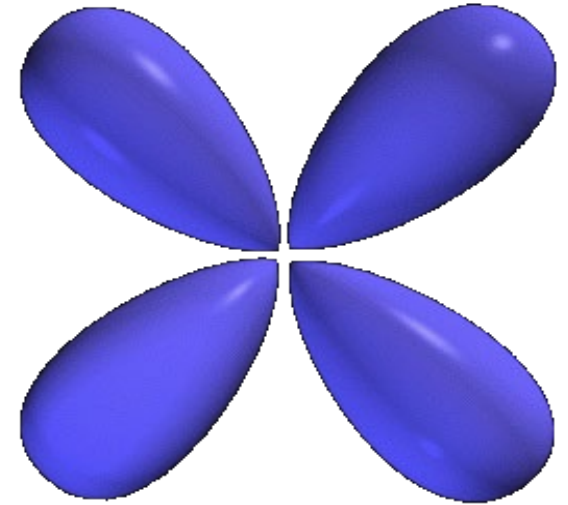
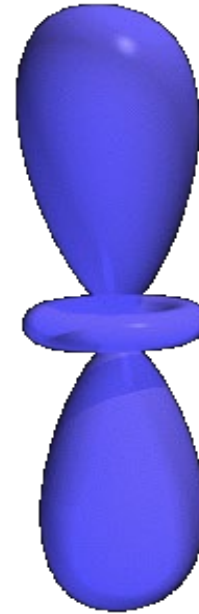
Orbital s ($l = 0$)



Orbital p ($l=1$)



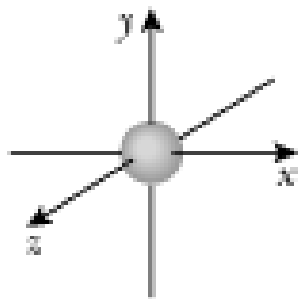
Orbitales d ($l=2$)



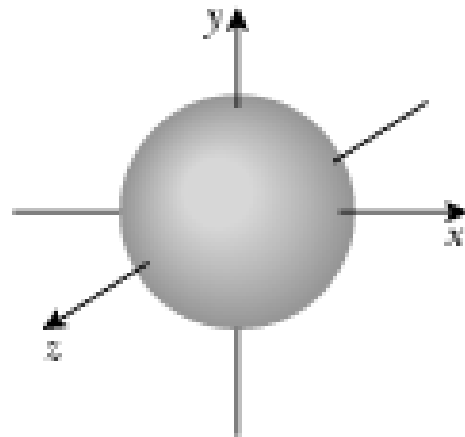
Orbitales f ($l=3$)

ORBITALES s DE DISTINTAS CAPAS ELECTRÓNICAS

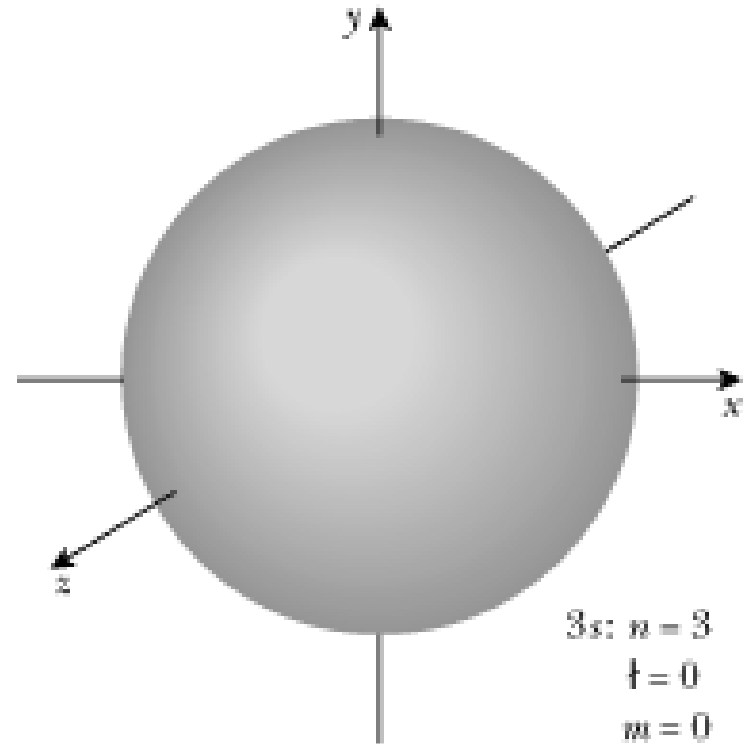
A medida que n aumenta, también aumenta el tamaño del orbital



$1s: n = 1$
 $l = 0$
 $m = 0$

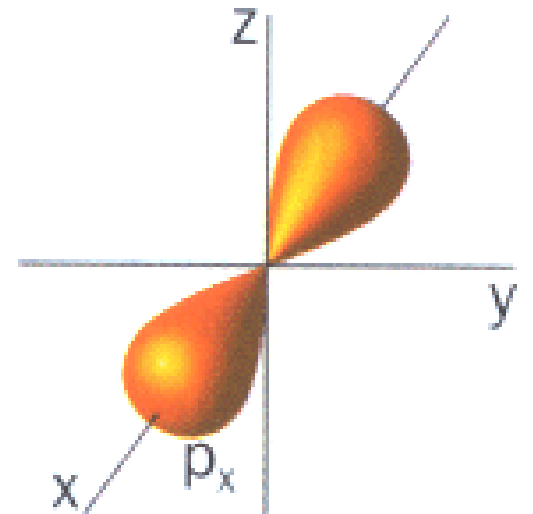
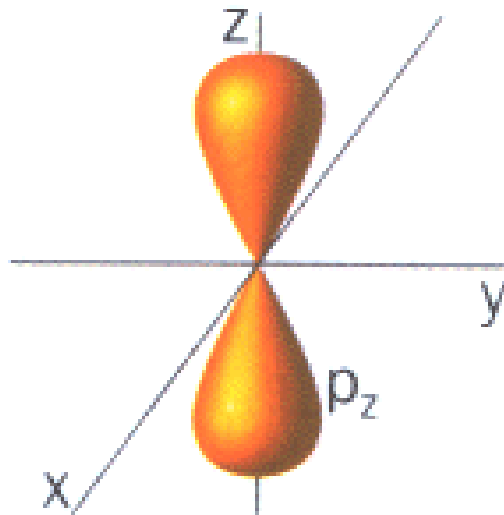
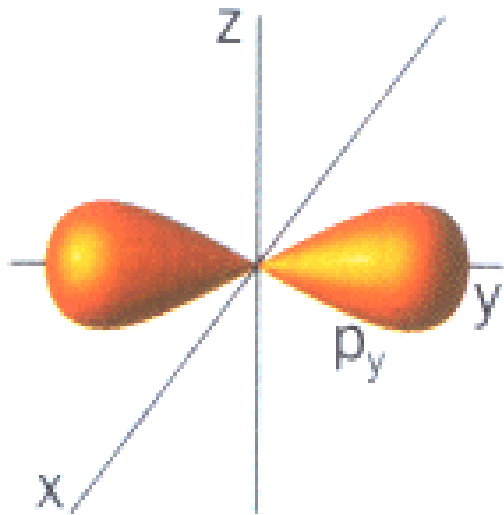


$2s: n = 2$
 $l = 0$
 $m = 0$



$3s: n = 3$
 $l = 0$
 $m = 0$

ORBITALES p

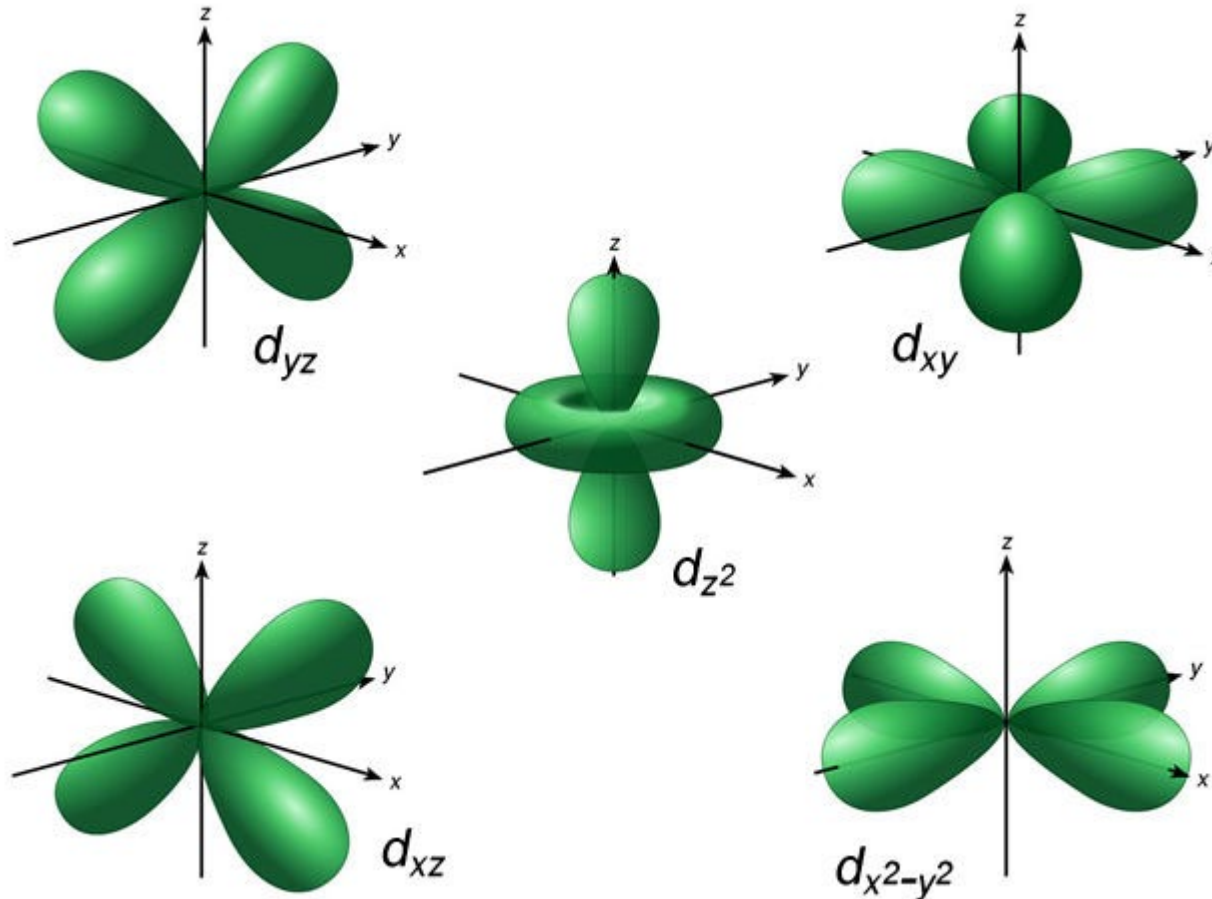


$$m_l = -1$$

0

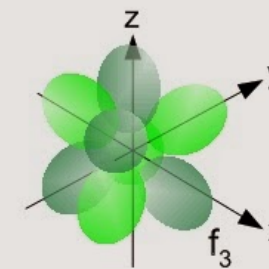
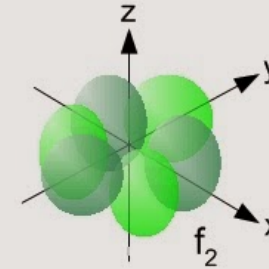
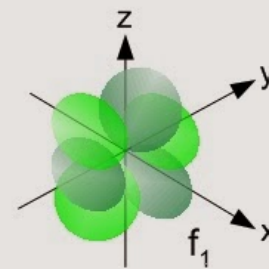
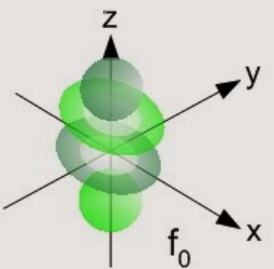
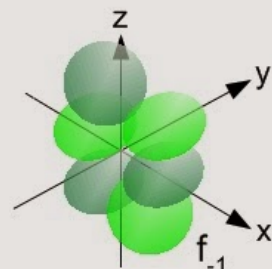
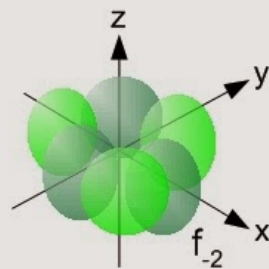
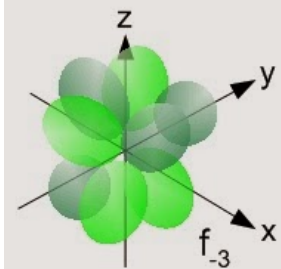
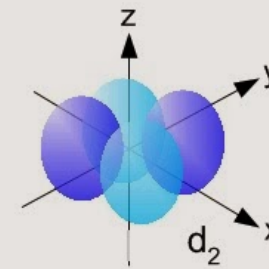
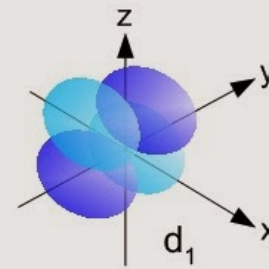
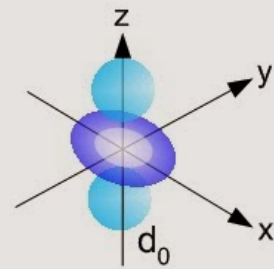
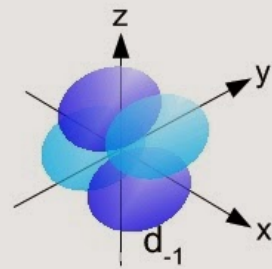
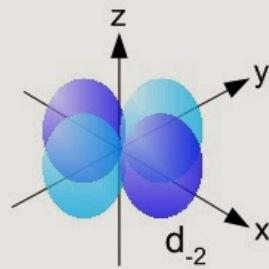
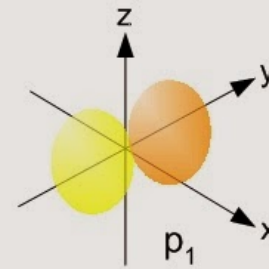
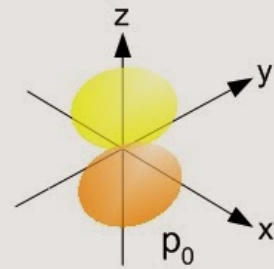
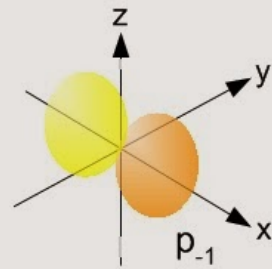
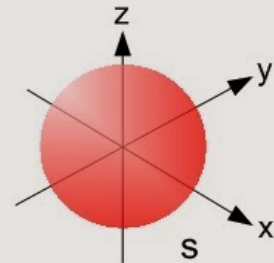
$$+1$$

ORBITALES d



$$m_l = -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$$

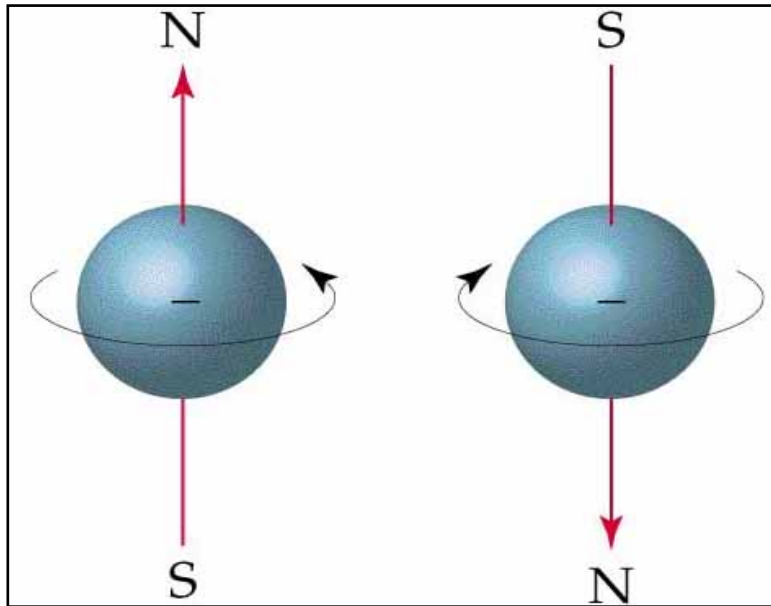
ORBITALES DEL NIVEL $n = 4$



ESPIN ELECTRÓNICO Y PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

El número cuántico de espín, m_s

Puede tener valores de $+1/2$ ó $-1/2$



Los electrones pueden girar en torno a su eje en dos direcciones

Principio de exclusión de Pauli

2 electrones no pueden coincidir en sus cuatro números cuánticos

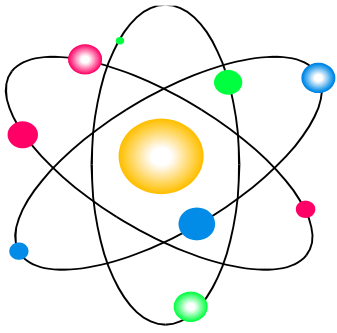
Luego, sólo puede haber un máximo de dos electrones en cada orbital y tendrán spines opuestos.



Estructura Atómica – Parte 3

Configuración Electrónica

Año 2026



Configuración Electrónica

- Reglas de llenado de orbitales
- Diagrama de energía de los orbitales
 - Principio de Aufbau
 - Ejemplos de aplicación
 - Excepciones
 - Configuración de gas noble
 - Escritura abreviada
- Configuración de cationes y aniones
- Configuraciones isoelectrónicas

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es la distribución más estable, y por tanto, más probable de los electrones en los orbitales

Reglas de llenado

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En un mismo átomo no podemos encontrar dos electrones con los mismos números cuánticos. En un mismo orbital puede haber un máximo de dos electrones

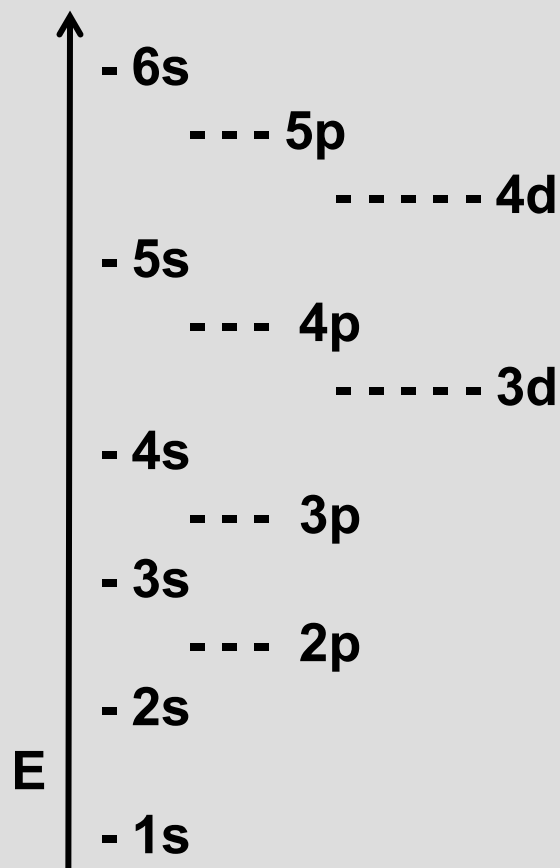
ORDEN CRECIENTE DE ENERGÍA

Los electrones van ocupando primero los orbitales de menor energía (Principio de **Aufbau** de mínima energía)

REGLA DE HUND (máxima multiplicidad)

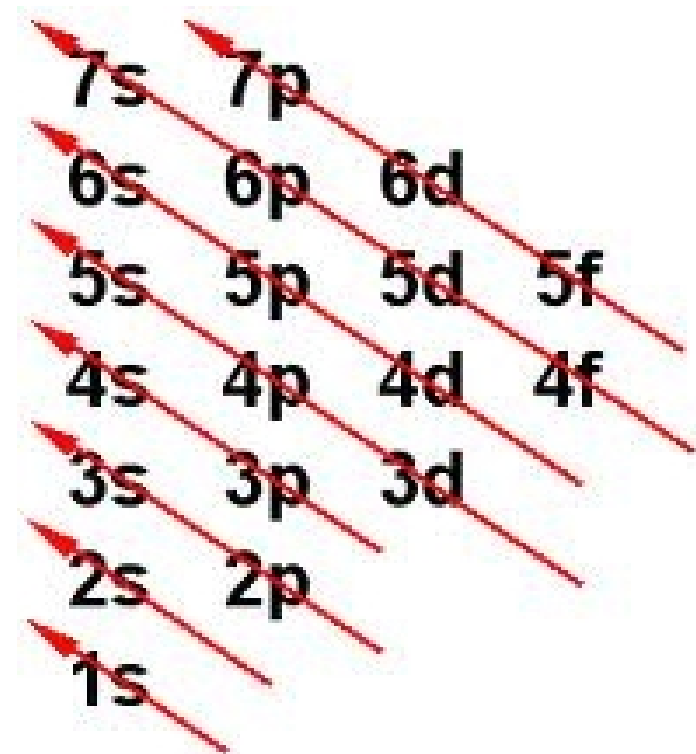
En una subcapa, los orbitales poseen la misma energía y el llenado obedece a la regla de Hund: en una subcapa incompleta los electrones se distribuyen de modo que haya el máximo de orbitales semiocupados. Es decir, el mayor número de electrones con el mismo espín (espines paralelos)

Aplicación del principio de Aufbau para el llenado de las capas y subcapas electrónicas

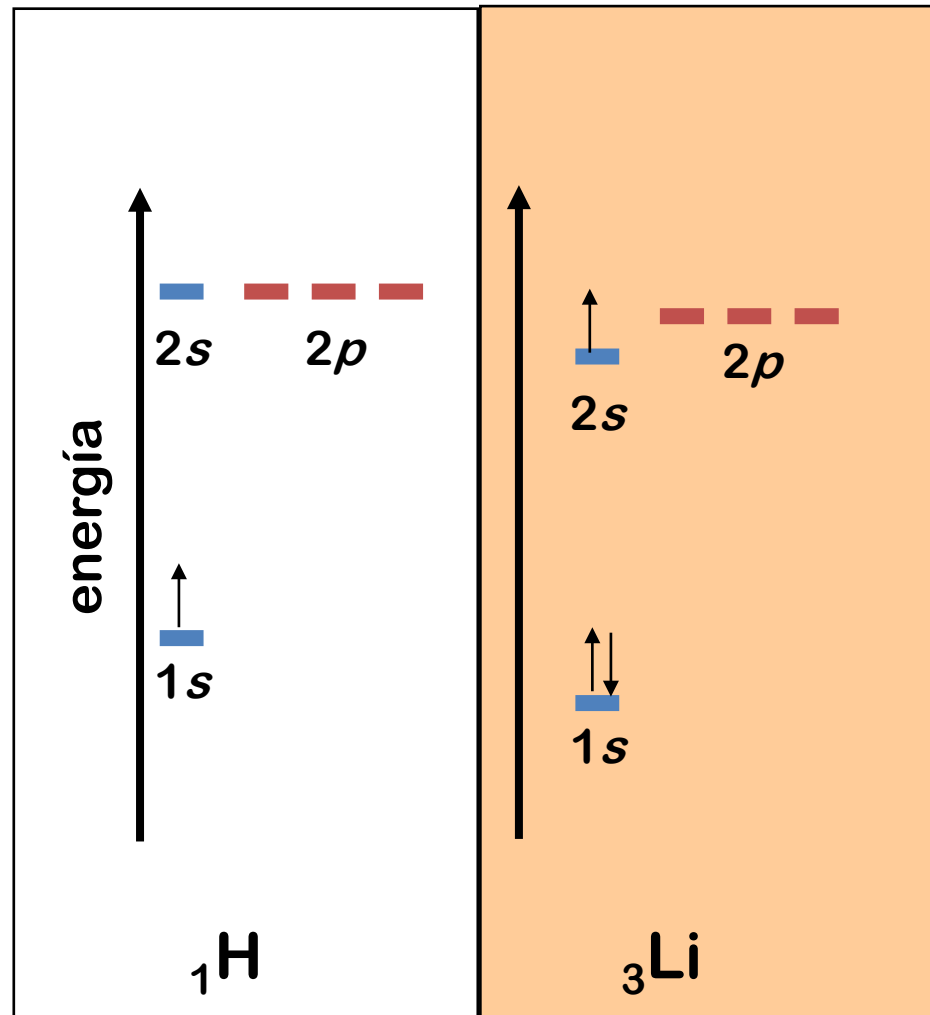


$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s <$

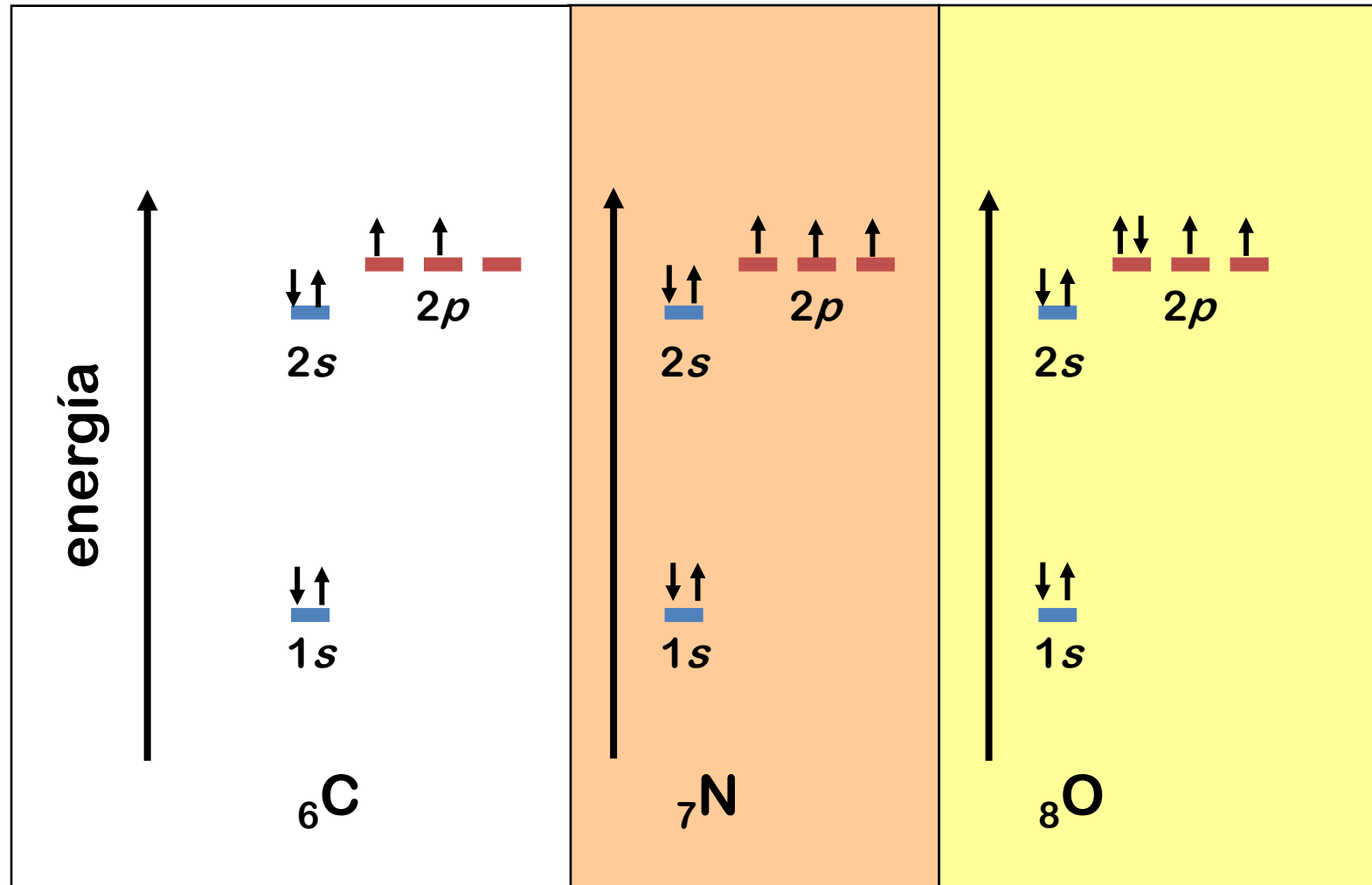
$4d \text{ etc...}$



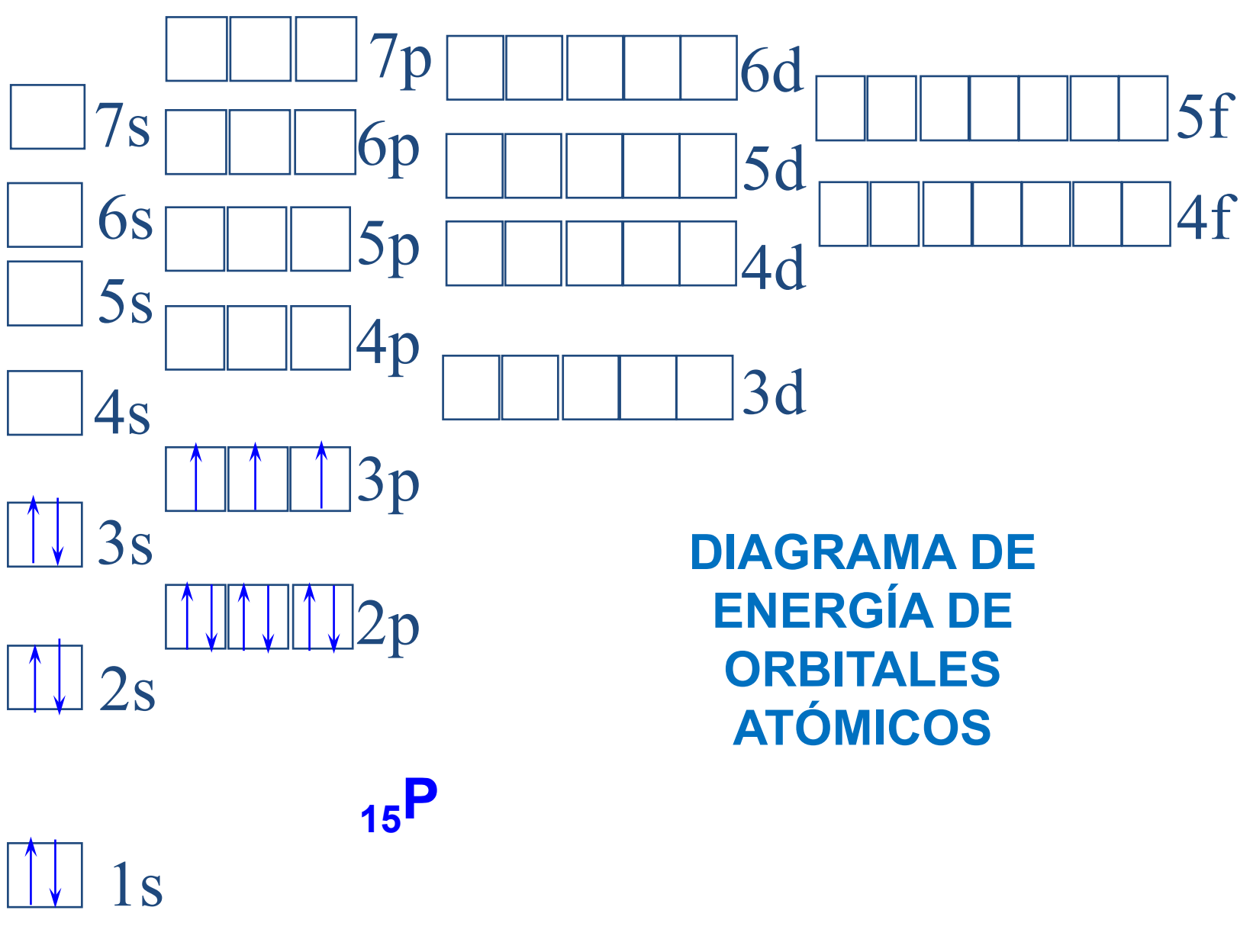
LLENADO DE ORBITALES



LLENADO DE ORBITALES



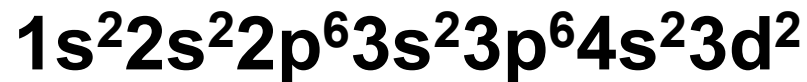
Energía Creciente



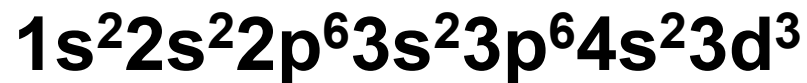
**DIAGRAMA DE
ENERGÍA DE
ORBITALES
ATÓMICOS**

Excepciones en las Configuraciones Electrónicas: d^4 y d^9

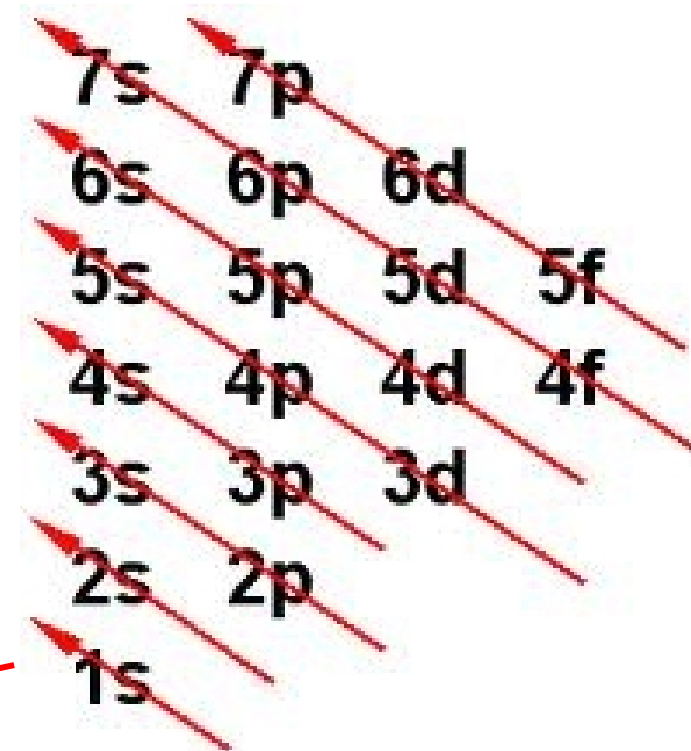
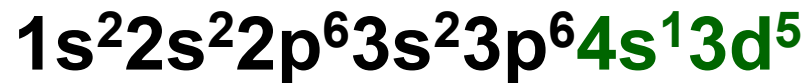
- ${}_{22}\text{Ti}$



- ${}_{23}\text{V}$

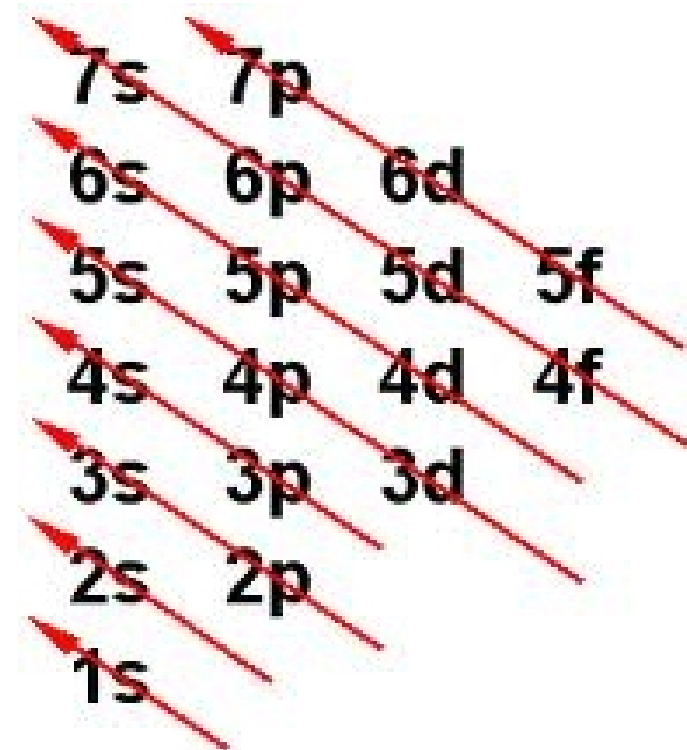


- ${}_{24}\text{Cr}$



Excepciones en las Configuraciones Electrónicas

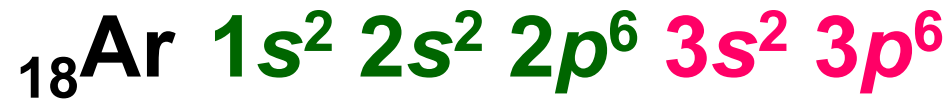
- ${}_{29}\text{Cu}$



Configuración electrónica de los elementos con $Z = 3$ a 11 en su estado basal

Elemento	Total de electrones	Diagrama de orbitales					Configuración electrónica	
		1s	2s	2p			3s	
Li	3	$\uparrow\downarrow$	\uparrow					$1s^2 2s^1$
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$					$1s^2 2s^2$
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow				$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow		$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Configuración de GAS NOBLE

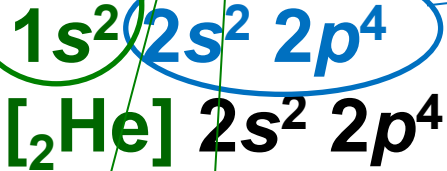


ESCRITURA ABREVIADA

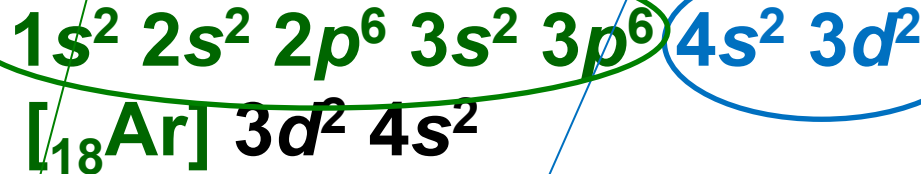
Electrones de
CAPA INTERNA

Electrones
de valencia

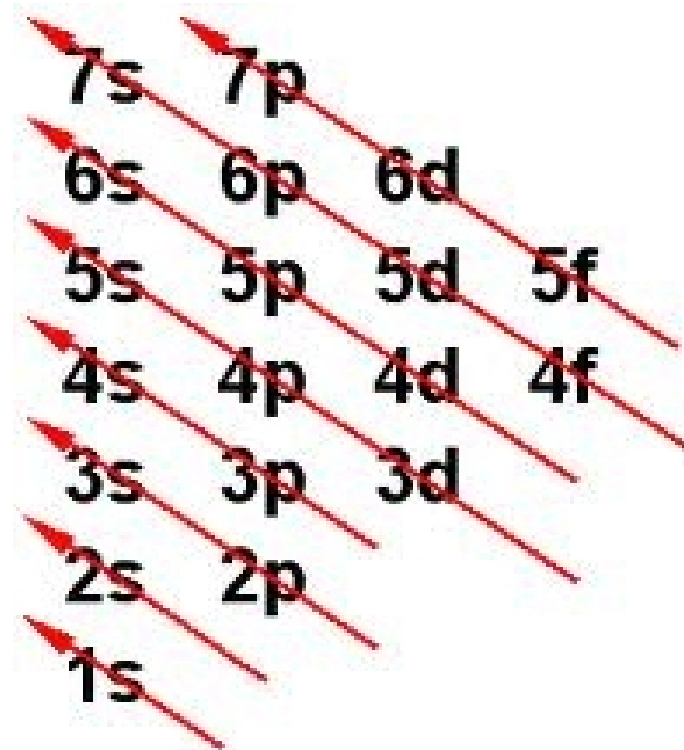
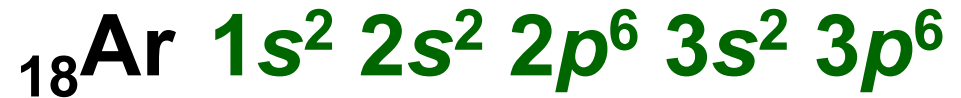
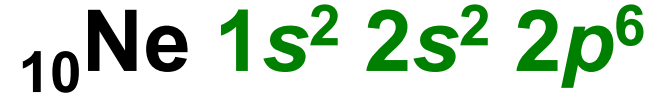
⁸O



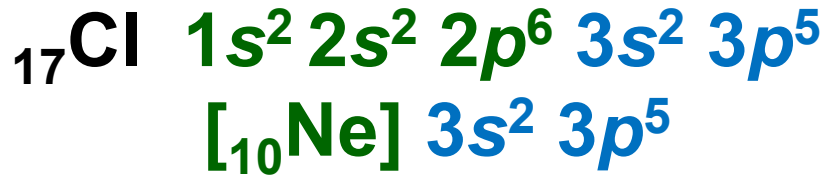
²²Ti



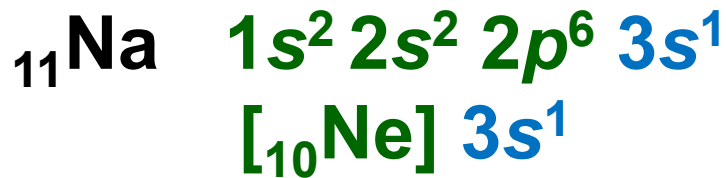
¹⁷Cl



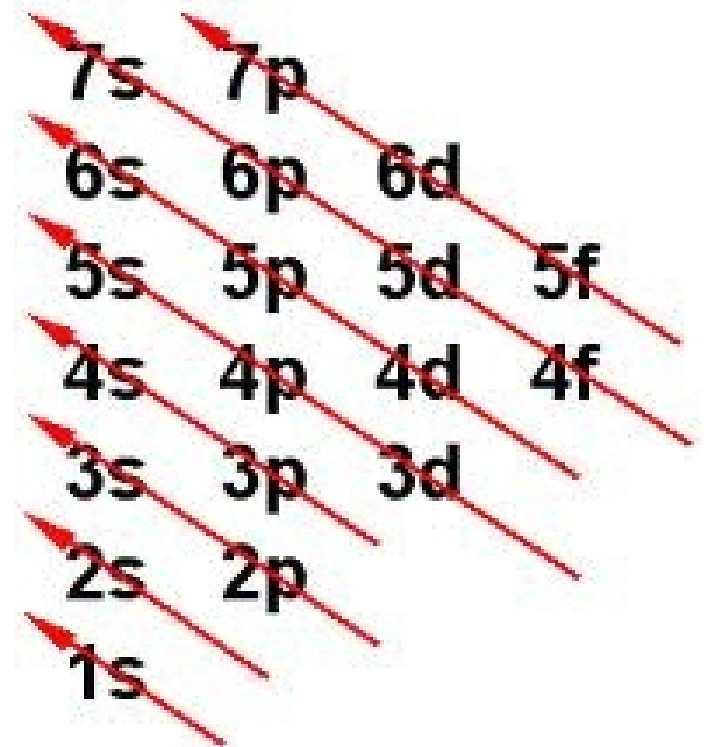
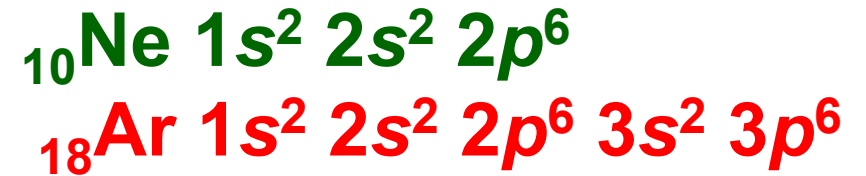
ÁTOMOS E IONES



Anión cloruro (Cl + 1 electrón)



Catión sodio (Na – 1 electrón)



Configuraciones Isoelectrónicas

Se denomina de esta forma a las especies que contienen la misma cantidad de electrones

Ejemplo

Cada una de las siguientes especies tienen la misma configuración electrónica:

