



QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

Dra. Florencia Mangiameli

**Bioquímica y Farmacia
Turno tarde – Comisiones 7, 8 y 9**

Considere este material como una guía a seguir sobre los temas desarrollados en los libros de texto sugeridos.

1

Organización de la asignatura

- ✓ **Teorías: Actividad no obligatoria.**
 - 2 clases semanales de 1,5 h
 - Miércoles y Jueves 15:30 a 17 h
- ✓ **Tareas de aula: Actividad obligatoria, en la comisión en que están inscriptos.**
 - 1 clase de tarea de aula de 2 h
 - 1 clase de tarea de aula de 1,5 h
- ✓ **Clases de apoyo pedagógico: Actividad no obligatoria, en la comisión en que están inscriptos.**
- ✓ **Evaluación:**
 - Examen parcial: Sábado 13/6
 - Recuperatorio: Sábado 27/6

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

ÁREA QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

Bioquímica

Farmacia

GUÍA DE COLOQUIOS Y PROBLEMAS

1ª PARTE

FBioyF - UNR

2026

TABLAS DE CONSTANTES FÍSICAS Y DATOS TERMODINÁMICOS



QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

2026

3

BIBLIOGRAFÍA

1. **Química, La Ciencia Central.**, Brown, T.L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., 12^{da} edición., Editorial Prentice -Hall Hispanoamericana (2014).
2. **Química**, Chang, R.; Goldsby, K. 11^{er} edición. McGraw Hill (2013).
3. **Química General. Principios y Aplicaciones Modernas.**, Petrucci, R.H., Herring, F.G; Madura, J.; Bissonnette, D. 10^{ma} edición., Prentice Hall Hispanoamericana (2011)
4. **Química General.**, Umland, J. y Bellama, J. 3^{era} edición, International Thomson Editores, México (2000)
5. **Química General**, Whitten W.K., Davis R.E., Peck M.K., 5ta edición. Mc Graw Hill- Interamericana de España. S.A.U.
6. **Chemistry.**, McMurry J., Fay R.C., 5^{ta} edición. Prentice Hall (2009).
7. **General Chemistry with Qualitative Analysis.**, Holtzclaw Jr, H.F., Robinson W.R., Odom J.D., 9^{na} edición. D.C. Heath and Company (1991).
8. **Chemistry & Chemical Reactivity**, J. Jotz, P. Treitchel Jr, 5ta Ed Saunders College Publishing (2003).

4

¿Qué es un átomo?

La palabra átomo proviene del griego antiguo (*átomon*, “sin división”).

Un átomo es la menor cantidad de un elemento químico que tiene existencia propia y no puede ser dividido mediante procesos químicos.

¿Cómo está formado un átomo?

Protones
Neutrones
Electrones

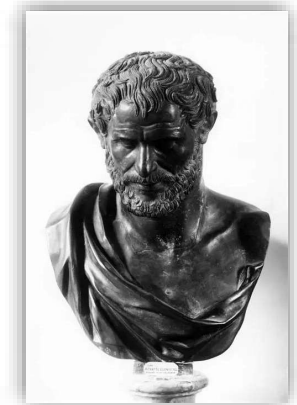
Entonces... ¿qué es un átomo?

Un átomo es la menor cantidad de un elemento químico, que tiene existencia propia y no puede ser dividido mediante procesos químicos *sin perder sus propiedades características*.

5

Primer Modelo Atómico

Demócrito (460 – 370 a. C.)



Todas las cosas están compuestas por pequeñas partículas indivisibles, a las que dio el nombre de ἄτομος (*átomo*) que significa “*que no puede cortarse*”.

Propuso los átomos como homogéneos, indestructibles, indivisibles e incompresibles, con características y propiedades que permitían diferenciarse entre sí.

Filósofos como Platón y Aristóteles debatieron y negaron sus postulados, pero pasarían muchos años para que existiera otra aportación en la evolución del modelo atómico.

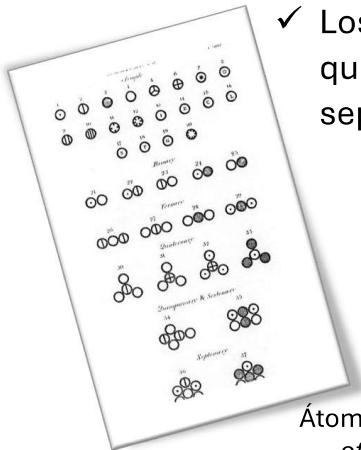
6

1808 - Modelo atómico de **John Dalton** (1766 – 1844)



Basado en experimentos químicos y en las leyes Conservación de la Masa, de Proporciones Definidas y de Proporciones Múltiples.

- ✓ Todos los elementos están formados partículas muy pequeñas, los átomos.
- ✓ Los átomos de un elemento poseen propiedades idénticas (masa, peso, etc.), pero son distintos a los átomos de otros.
- ✓ La unión de átomos de dos o más elementos forma los compuestos químicos.
- ✓ Los átomos no se pueden crear ni destruir, sino que las reacciones químicas sólo pueden provocar el orden, combinación o separación de los átomos.



Gracias a este modelo, los científicos concibieron a los átomos como la *unidad básica de la materia que conservan la identidad química de los elementos*.

Átomos y moléculas, que aparecen en el libro de Dalton *A New System of Chemical Philosophy* (1808), basadas en su modelo atómico.

7

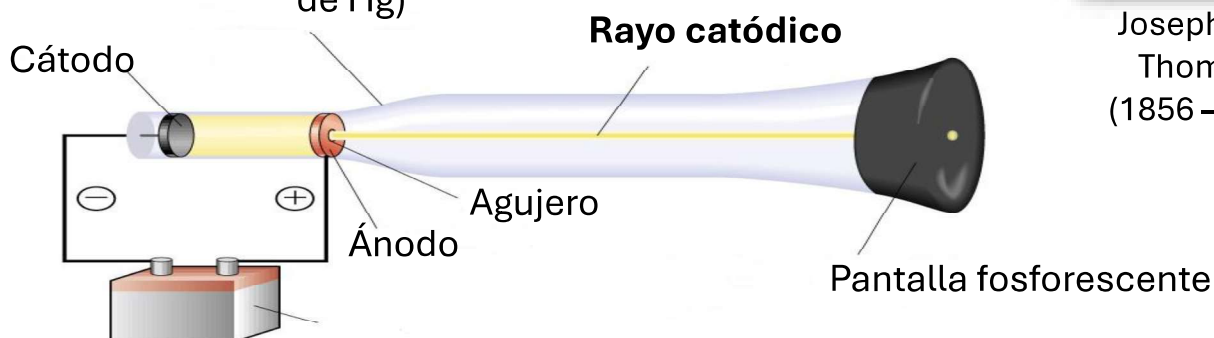
1897 - **Thomson**

Descubrimiento del electrón

El tubo de rayos catódicos

ionización del gas

Tubo de vidrio con gas a muy baja presión ($\approx 0,001$ mm de Hg)



Fuente eléctrica de alto voltaje (más de 10.000 volts)

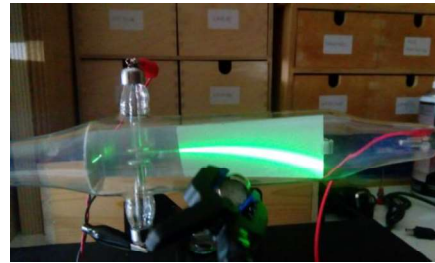
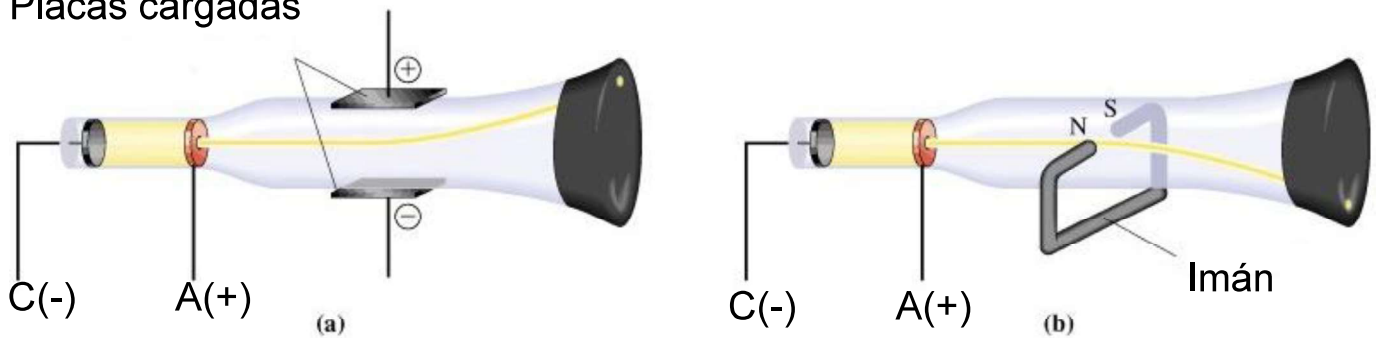


Joseph John Thomson
(1856 – 1940)

8

Utilizando un campo eléctrico (a) o un campo magnético (b), comprobó que los rayos se desviaban alejándose del polo negativo del campo y se acercaban al polo positivo. Este comportamiento indicaba que **los rayos catódicos eran partículas negativas**.

Placas cargadas



9

Thomson no pudo medir la masa ni la carga de estas partículas de rayos catódicos, que llamaba *corpúsculos*. Pero hizo buenas estimaciones de estos parámetros, y encontró que tenían una milésima parte de la masa del ion menos masivo conocido, el ion hidrógeno. También demostró que su proporción masa/carga era independiente del material del cátodo.

$$m/e = - 6,0 \times 10^{-12} \text{ kg/C}$$

C: Coulombio cantidad de carga que pasa por un punto por segundo, cuando la corriente es de un ampere.

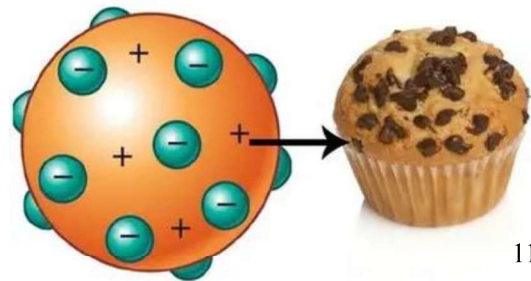
1897 - Modelo atómico de Thomson

Descubre los electrones, los que supone residen en una esfera uniforme de carga positiva.

Postulados del Modelo de Thomson:

1. El átomo es una esfera uniforme con carga positiva.
2. Dentro de esta esfera se encuentran incrustados los electrones.

Por la forma que describe, también se le conoce como el “modelo de pastel de pasas o pudding de ciruelas”.



11

¿Qué es un electrón?

Electrón (e^-): partícula subatómica con una carga eléctrica elemental negativa. No tiene componentes o subestructura conocidos; se define como una partícula elemental.

Esta contribución a la evolución del modelo atómico confirmó la *existencia de partículas subatómicas*.



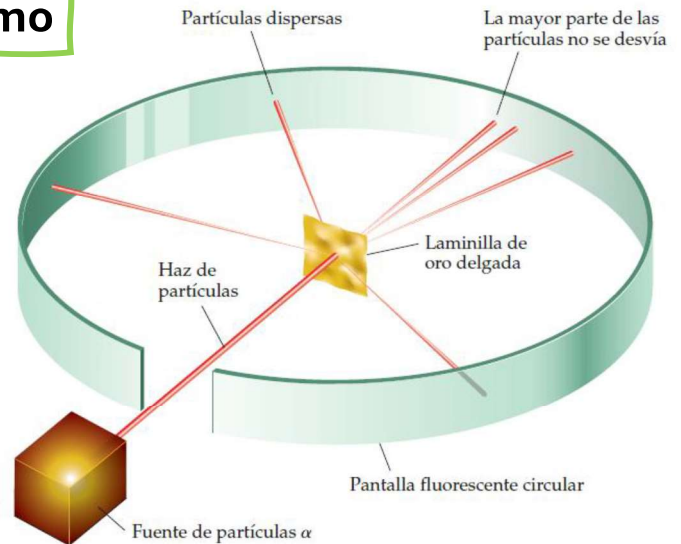
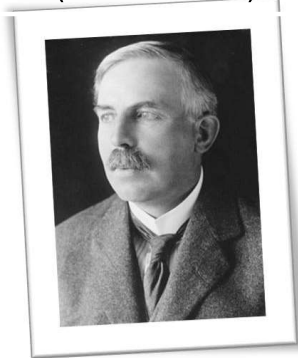
En 1906 fue galardonado con el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la conducción de la electricidad a través de los gases.

12

1911 - Modelo atómico de Rutherford

Núcleo del átomo

Ernest Rutherford
(1871 – 1937)

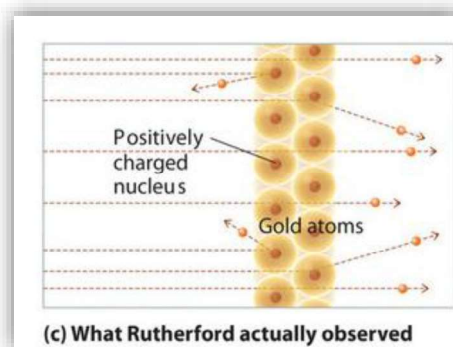
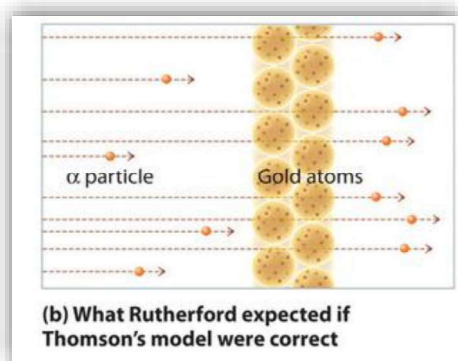


- ✓ Bombardea láminas delgadas de metal con partículas alfa (iones de helio, He^{2+}).
- ✓ La mayoría de las partículas pasaban a través de la lámina.
- ✓ Una de cada $8,0 \times 10^3$ partículas eran deflectadas por la lámina.

Premio
Nobel de
química
1908



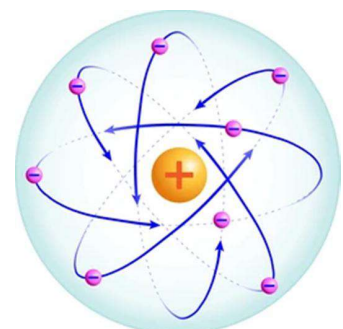
13



Indica la presencia
de un zona o
núcleo pequeño,
denso y cargado
positivamente.

Llegó a las siguientes conclusiones:

- ✓ El átomo es, principalmente, espacio vacío.
- ✓ Los electrones se mueven en este espacio y determinarían el tamaño del átomo.
- ✓ Existe una concentración de cargas positivas en el centro: el núcleo.
- ✓ Identificó a partículas con carga positiva: protones.



14

1912 - Carga del electrón

Midió la intensidad de fuerza eléctrica contra la fuerza de atracción gravitatoria en gotas de aceite cargadas, suspendidas entre dos electrodos. Variando el campo eléctrico, determinó la carga en la gota y demostró que los resultados podían explicarse como múltiplos enteros de un valor común, $1,592 \times 10^{-19}$ C, la carga de un único electrón.

El valor utilizado es: - **$1,602\ 1773 \times 10^{-19}$ C**

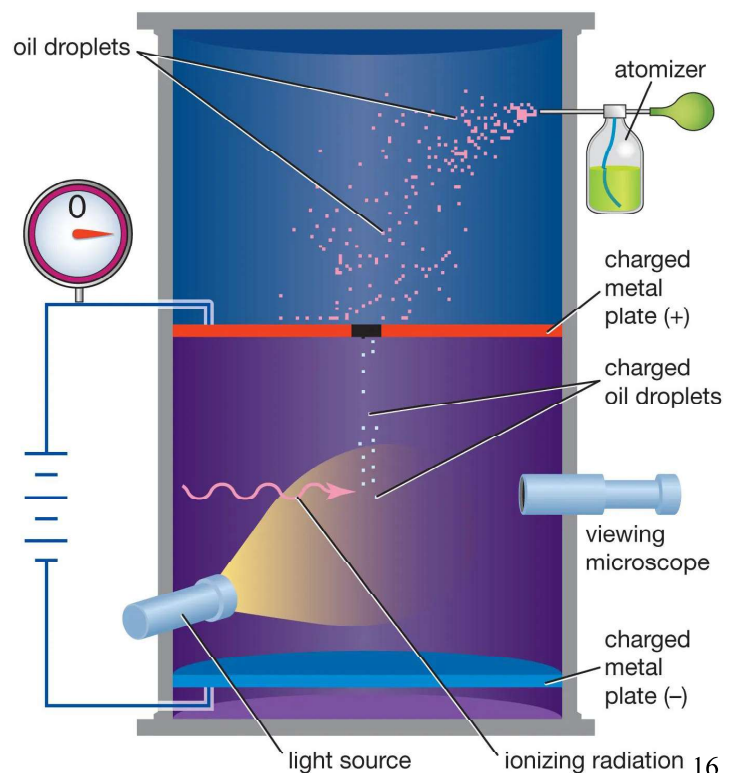
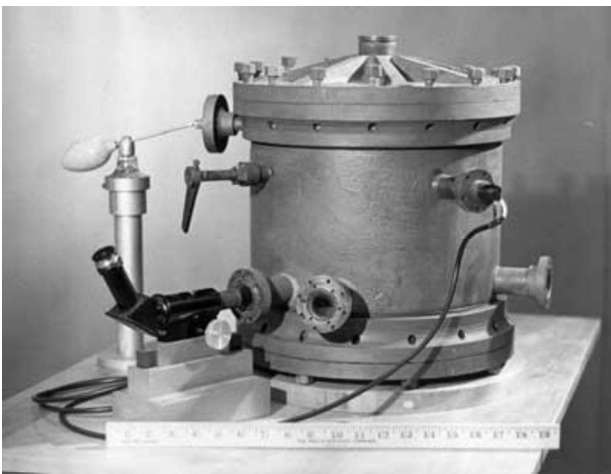


**Robert
Millikan**
(1868 – 1953)

Premio
Nobel de física
1923



15



16

Masa del electrón

Una vez conocida la relación masa/carga y la carga del electrón, se calcula la masa:

$$m_e = (\text{relación masa/ carga}) (\text{carga})$$

$$m_e = (6,0 \times 10^{-12} \text{ kg C}^{-1}) (1,5924 \times 10^{-19} \text{ C})$$

$$m_e = 1,0 \times 10^{-30} \text{ kg}$$

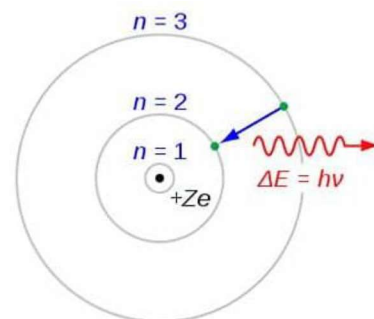
El valor actual de la masa del electrón es: **$9,109\ 390 \times 10^{-31} \text{ kg}$**

17

1913- Modelo atómico de Bohr

Estudió el átomo del hidrógeno, estableciendo ciertas adecuaciones al modelo atómico anterior. Postulados:

- ✓ 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 pasar de una órbita a otra los electrones absorben o emiten energía en forma de *fotones*.
- ✓ A cada órbita se le asigna un nivel, siendo *la más próxima al núcleo la de menor energía*.



Niels Bohr
(1885 – 1962)

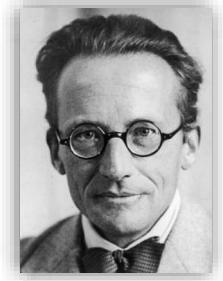


Premio Nobel de física
1922

18

1926- El modelo atómico de **Schrödinger**

Modelo cuántico que describe la estructura del átomo y el comportamiento de los electrones.



Erwin
Schrödinger
(1887 – 1961)

Características del modelo:

- ✓ Los electrones se mueven como ondas estacionarias.
- ✓ Los electrones se distribuyen en orbitales atómicos, que son regiones de probabilidad de encontrarlos alrededor del núcleo.
- ✓ Los orbitales están organizados en niveles y subniveles de energía.
- ✓ Los electrones se mueven sin tener una posición definida en el átomo.
- ✓ El modelo se centra en el movimiento de los electrones, sin tomar en cuenta el núcleo atómico.

Premio Nobel de física
1933



19



James Chadwick
(1891 – 1972)

1932 – Descubrimiento del neutrón

Partículas que se encuentran presentes en todos los átomos, con la misma masa que el protón, pero sin carga.

Contribuyen a la fuerza que mantiene unido al núcleo y reduce la repulsión con las cargas positivas de los protons.

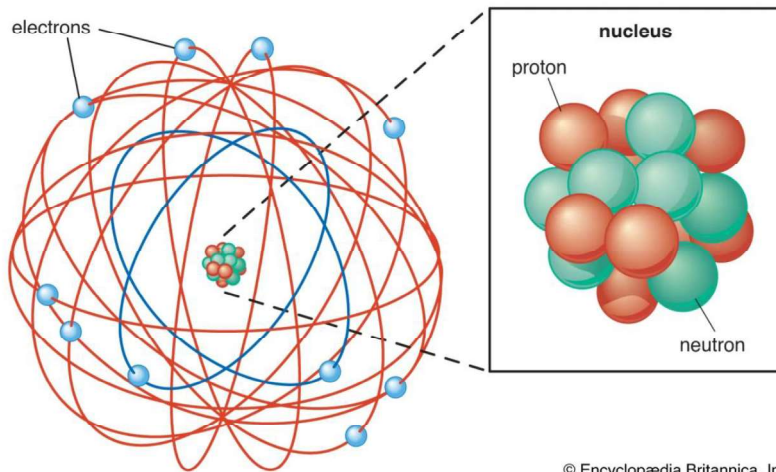
Premio Nobel de física
1935



20

Apoya el Modelo atómico de **Rutherford**

El átomo se concibe como un sistema solar, donde las partículas cargadas negativamente (electrones) giran en torno al núcleo, el centro de todo, donde se ubican los neutrones, partículas subatómicas con carga neutra, y los protones, partículas subatómicas con carga positiva.



© Encyclopædia Britannica, Inc.

Este modelo tenía algunas fallas, ya que, los electrones que orbitan el núcleo serían atraídos por la carga positiva de este hasta ser absorbidos.

21

Hitos en la historia del modelo atómico

Propone que la unidad indivisible de un elemento es el átomo



Descubre los electrones, que supone residen en una esfera uniforme de carga positiva

Thomson (1904)



Rutherford (1911)

Demuestra la existencia de un núcleo, con carga positiva, que contiene casi toda la masa del átomo



Propone órbitas circulares fijas, para los electrones, alrededor del núcleo

Bohr (1913)



Schrödinger (1926)

Propone modelo actual, donde los electrones ocupan orbitales alrededor del núcleo



Descubre los neutrones



James Chadwick Neutrones (1932)



22

Resumen de las Partículas subatómicas y simbología

Nombre	Símbolo	Carga	Masa relativa	Masa real (g)
Electrón	e^-	-1	1/1840	$9,11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$
Protón	p^+	+1	1	$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
Neutrón	n^0	0	1	$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

¿Cómo representamos a los elementos?

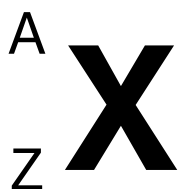
A = Número Másico - Suma del número de protones y neutrones.

$$A = p^+ + n^0$$

Z = Número Atómico - Indica el número de protones de un átomo.

$$Z = p^+$$

(como es un elemento, es neutro y $p^+ = e^-$)

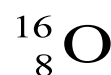


El número de neutrones puede ser calculado como:

$$n^0 = A - Z$$

23

Ejercicio 1. Indique el número de partículas subatómicas, Z y A, de:



Especie	Protones (p^+)	Neutrones (n^0)	Electrones (e^-)	Número Atómico (Z)	Número Másico (A)
Ne	10	12	10	10	22
Ne^{2+}	10	12	8	10	22
Ne^+	10	12	9	10	22
O	16	8	8	8	16
O_2^-	16	8	10	8	16

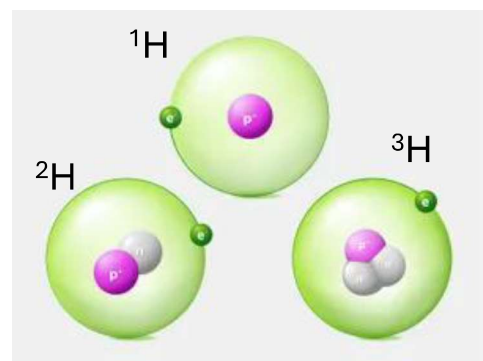
Isótopos

✓ Para un dado elemento, todos los átomos tienen igual número de protones (p^+).

✓ Cada elemento tiene un número distinto de protones.

✓ Cuando los átomos de un elemento difieren en la masa, no cambian su identidad, su Z . Solo cambian su masa, el A . Estos átomos mantienen las propiedades del elemento y se encuentran en el mismo sitio de la tabla periódica, de ahí su nombre, *Isótopos* (iso = igual, topo = lugar)

Isótopos del H



25

Ejercicio 2. Indique el número de partículas subatómicas, Z y A , de los siguientes isótopos:

Isótopo	Protones (p^+)	Neutrones (n^0)	Electrones (e^-)	Número Atómico (Z)	Número Másico (A)
^{12}C	6	6	6	6	12
^{13}C	6	6	7	6	13
^{14}C	6	6	8	6	14

¿Masa del átomo = peso atómico?

	Masa real (g)
e ⁻	9,11 10 ⁻²⁸ g
p ⁺	1,67 10 ⁻²⁴ g
n ⁰	1,67 10 ⁻²⁴ g
¹ ₁ H	1,67 10 ⁻²⁴ g

uma: unidad de masa atómica (u) o dalton (da)

1 uma: doceava parte de la masa de un átomo neutro y libre de carbono 12 (¹²C)

$$1 \text{ uma} = \text{masa isótopo } ^{12}\text{C}/12 = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Numero Avogadro (N_A)

6,023 x 10²³ partículas (iones, átomos, moléculas, fórmulas unidad)

1 mol partículas ---- 1 numero de Avogadro de partículas

27

Ejercicio 3. 1 átomo H pesa 1 uma, ¿cuánto pesa 1 mol de átomos de H?

Sabemos que 1 mol átomo H contiene 6,023 x 10²³ átomos H, entonces:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ átomo H} \text{ ----- } 1 \text{ uma (} 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g)} \\ 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} \text{ ----- } x = 0,999 \text{ g H} \approx 1 \text{ g H} \end{array}$$

1 mol átomo H pesa 1 g H

Podemos decir que el peso atómico (PA) equivale a la masa del átomo, pero en gramos. Es válido para iones, moléculas, etc.

Ejercicio 4. ¿cuánto pesa 1 mol de átomos de moléculas de CO₂?

$$12 \text{ uma (C)} + 16 \text{ uma (O)} \times 2 = 44 \text{ uma} \text{ ----- } 1 \text{ molécula de CO}_2$$

1 mol de moléculas de CO₂ pesa 44 g

Peso atómico CO₂ : 44 uma/molécula
 44 g/mol moléculas

28

¿Qué pasa con la masa y peso atómico cuando hay isótopos?

En estos casos, se usa como PA un promedio ponderado de las masas y abundancias relativas de cada isótopo.

Ejemplo 3. Luego de utilizar un espectrómetro de masas con una muestra de $\text{Cl}_{2(g)}$ se obtuvieron los siguientes resultados: 75,78 % como ^{35}Cl , con una masa atómica de 34,969 uma, y 24,22 % como ^{37}Cl , con una masa atómica de 36,966 uma. Calcule la masa atómica promedio (es decir, el peso atómico) del cloro.



$m = \text{masa isótopo 1} \times \text{abundancia relativa 1} + \text{masa isótopo 2} \times \text{abundancia relativa 2}$

$$m = 0,7578 \times 34,969 \text{ uma} + 0,2422 \times 36,966 \text{ uma} = \mathbf{35,453 \text{ uma}}$$

29

Ejercicio 5. Existen tres isótopos del silicio en la naturaleza: ^{28}Si (92,23 %), que tiene una masa de 27,97693 uma; ^{29}Si (4,68 %) que tiene una masa de 28,97649 uma; y ^{30}Si (3,09 %), que tiene una masa de 29,97377 uma. Calcule el peso atómico del silicio.

$$m = 0,9223 \times 27,97693 + 0,0468 \times 28,97649 + 0,0309 \times 29,97377$$

$$\mathbf{m = 28,08 \text{ uma}}$$

Si bien el modelo ondulatorio explica muchos procesos, existen fenómenos que no se pueden explicar:

- ✓ Emisión de luz por átomos de gas excitados electrónicamente: *espectros de emisión*.
- ✓ Emisión de e^- por superficies metálicas donde incide la luz: *efecto fotoeléctrico*.

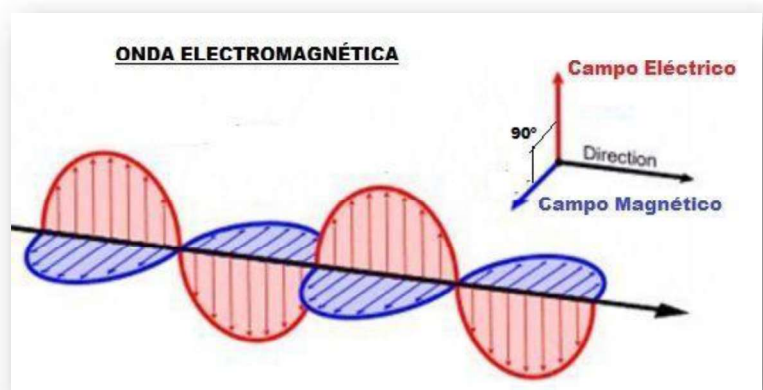
31

Y entonces ¿cómo describimos el átomo?

El conocimiento actual sobre estructura atómica proviene de la interacción de la *radiación electromagnética* con la materia.



Combinación de campos eléctricos y magnéticos oscilantes, que se propagan a través del espacio en forma de **ondas** transportando energía de un lugar a otro.



Se mueve en el vacío a una velocidad de 3×10^8 m/s

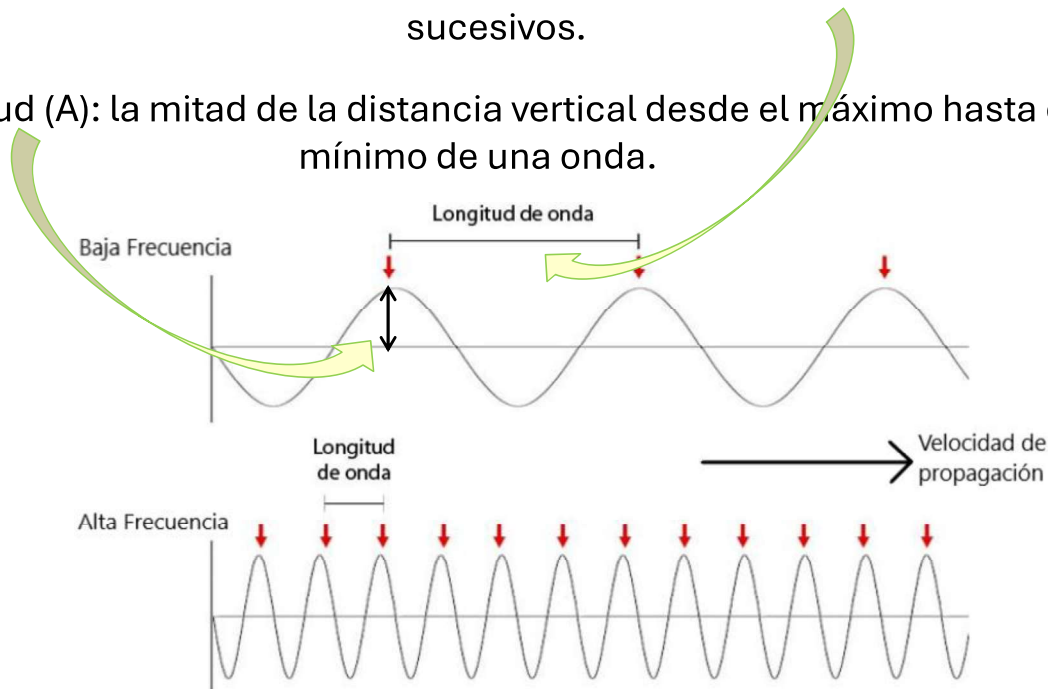
Velocidad de la luz en el vacío (c): 3×10^8 m/s

32

Ondas electromagnéticas

Longitud de onda (λ , lambda): la distancia entre dos máximos o mínimos sucesivos.

Amplitud (A): la mitad de la distancia vertical desde el máximo hasta el mínimo de una onda.



Frecuencia (ν , nu): el número de máximos o mínimos que pasan por un punto dado en la unidad de tiempo (normalmente un segundo).

33

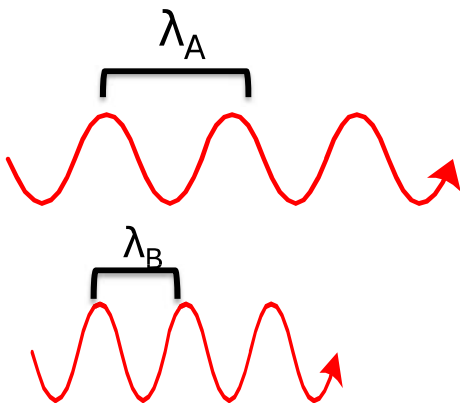
Datos importantes

El sistema internacional de unidades:

- ν : hercio (o en inglés hertz), Hz
- λ : nanómetros, nm

$$1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$



$$\lambda_A > \lambda_B$$

menos ciclos de A pasan por un punto en un segundo

$$\nu_A < \nu_B$$

Longitud de onda y frecuencia se relacionan inversamente $\lambda \approx \frac{1}{\nu}$
la razón de proporcionalidad es c, la velocidad de la luz ($c = 3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$)

$$\lambda \nu = c$$

34

Ejercicio 6. Calcular la velocidad de la onda material si su frecuencia (ν) es $3,0 \text{ s}^{-1}$ y su longitud de onda (λ) es $0,5 \text{ m}$.

$$\text{velocidad de la onda } (v) = \nu \cdot \lambda$$

$$v = 3,0 \text{ s}^{-1} \times 0,5 \text{ m} = 1,5 \text{ m s}^{-1} = 1,5 \text{ m/s}$$

35

Espectros de emisión

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

Continuos (dispersión de la luz blanca mediante un prisma)
Se ven muchas longitudes de onda



Discontinuos o de líneas (espectros atómicos)

Solo se observan unas pocas longitudes de onda



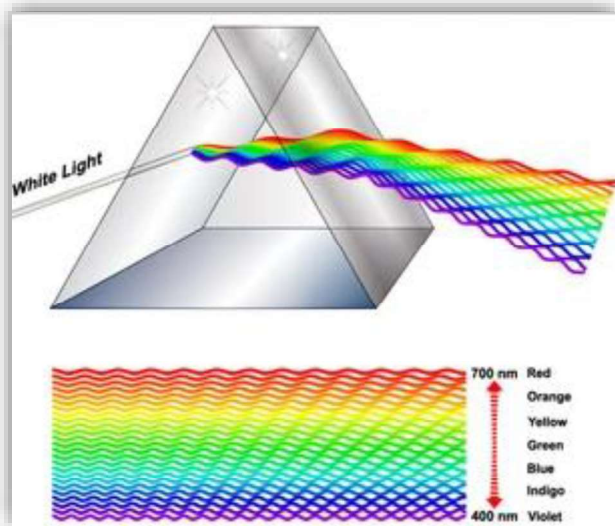
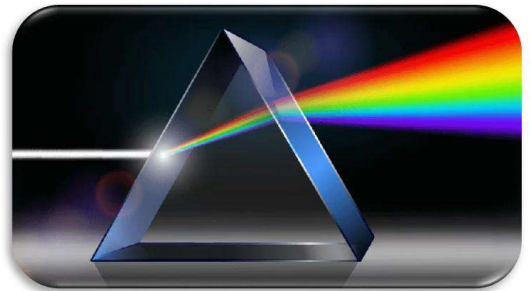
Descarga eléctrica en un gas
Llama de gas coloreada por la presencia de un ión

36

¿porque se ve un espectro?

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, correspondientes a distintas longitudes de onda

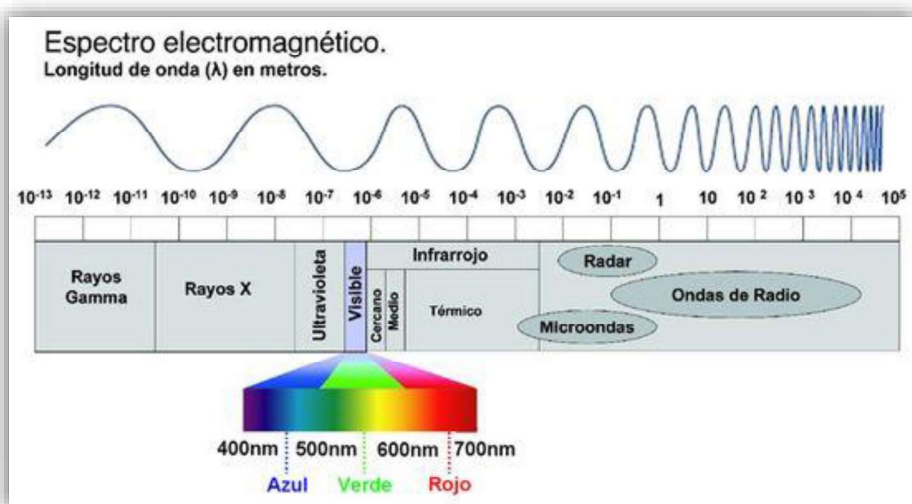
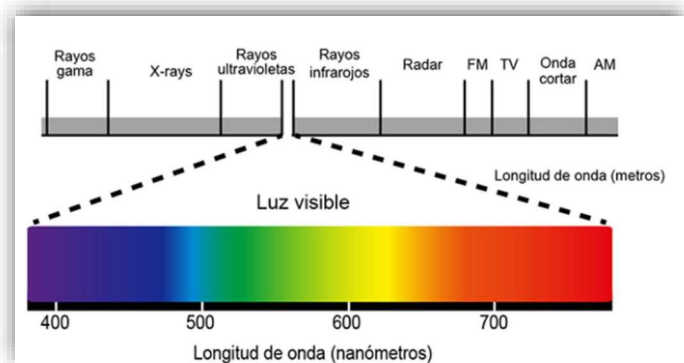


La luz blanca es dispersada (descompuesta) en una banda continua de colores que corresponden a todas las longitudes de onda del rojo al violeta.

37

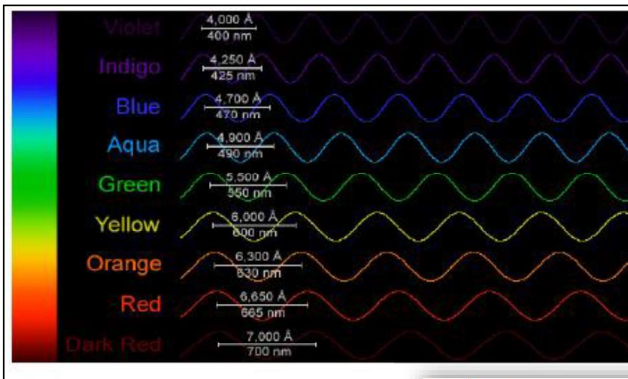
¿Solo estos colores forman el espectro?

La región visible es solo una pequeña fracción del espectro electromagnético



Longitudes de onda de radiaciones electromagnéticas características de diferentes regiones del espectro electromagnético

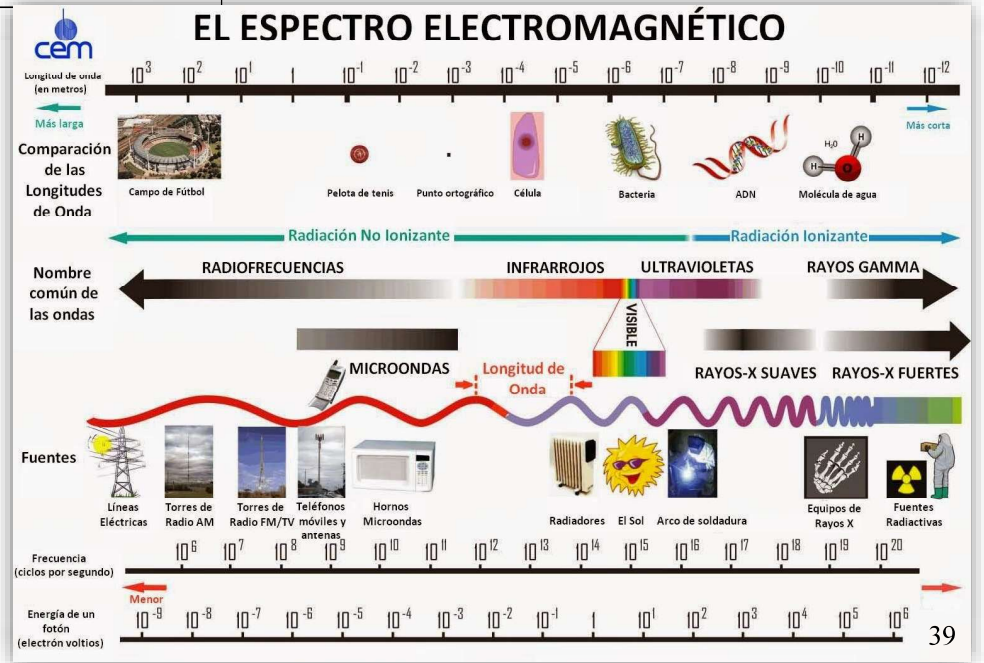
38



menor λ (400 nm) mayor ν (750 Hz)

mayor λ (700 nm) menor ν (450000 GHz)

Visible:
aproximadamente
380 a 750 nm



Tipos de espectro

Transmisión: La radiación EM pasa a través de la materia y no hay interacción.

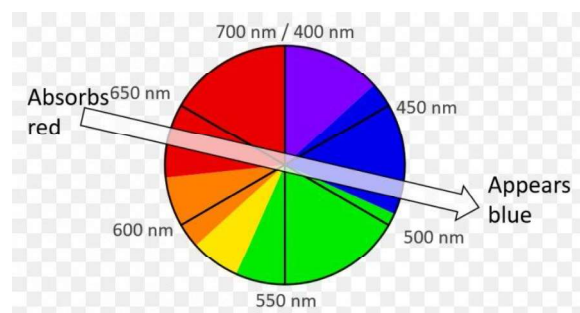
Absorción: La radiación EM es absorbida por un átomo, ión o molécula llevándola a un estado de mayor contenido energético.

Emisión: Liberación de energía producida por un átomo, ión o molécula como luz llevándola a un estado de menor contenido energético.

✓ Absorción total: se ve negro

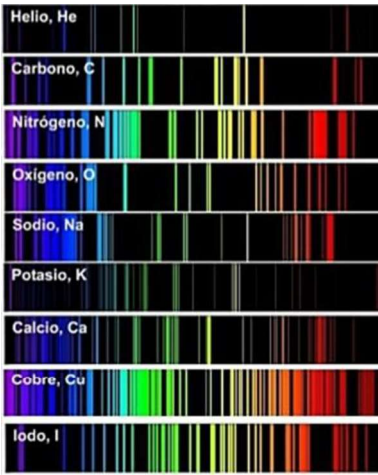
✓ Reflexión total: se ve blanco

✓ Si absorbe una determinada radiación, se ve el color complementario:



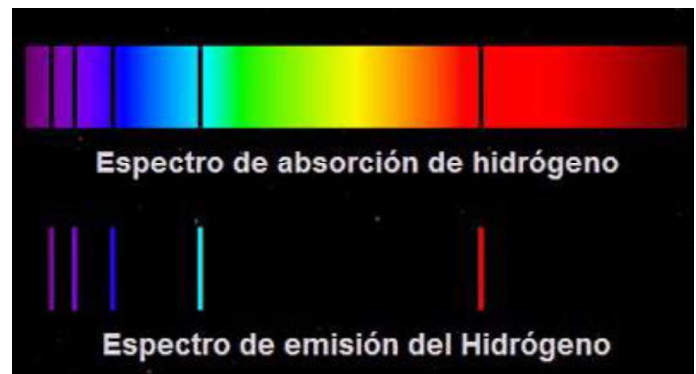
Absorción 400-430 nm (violeta), se ve amarillo (complementario)

Absorción entre 490- 560 nm (verde), se ve rojo



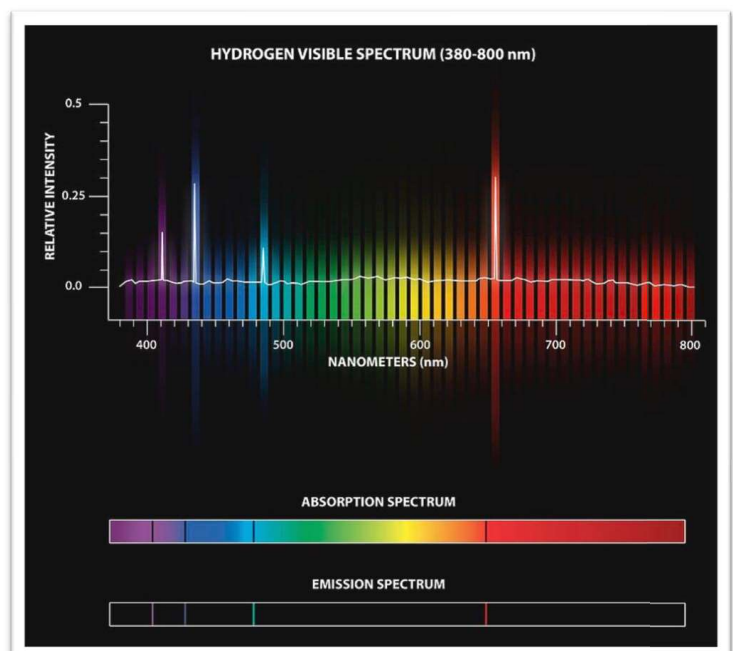
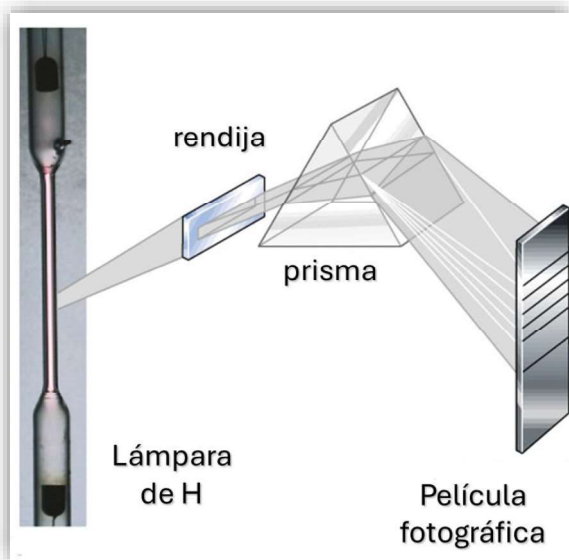
Los elementos químicos en estado gaseoso y a temperaturas elevadas producen espectros discontinuos en los que se aprecia un conjunto de líneas. Cada elemento emite su propio espectro y color característico. Es su huella dactilar

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



41

Descarga eléctrica en un gas: el espectro atómico, o espectro de líneas, ejemplo del H



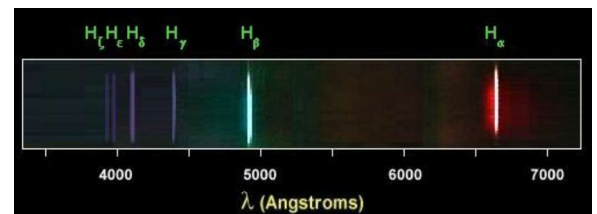
42

El espectro atómico del hidrógeno y la serie de Balmer (1885)

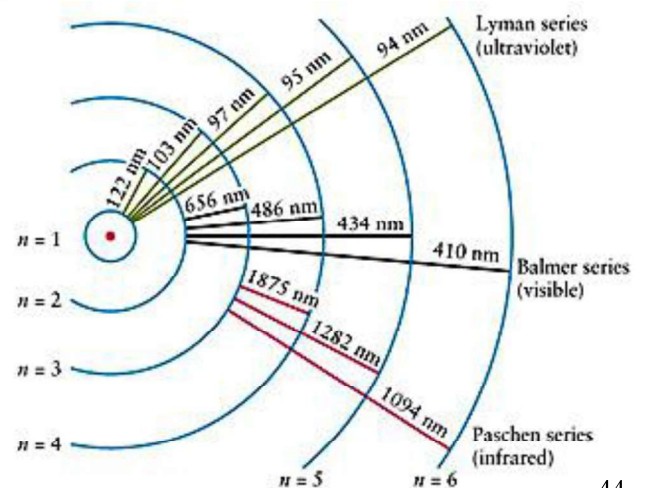
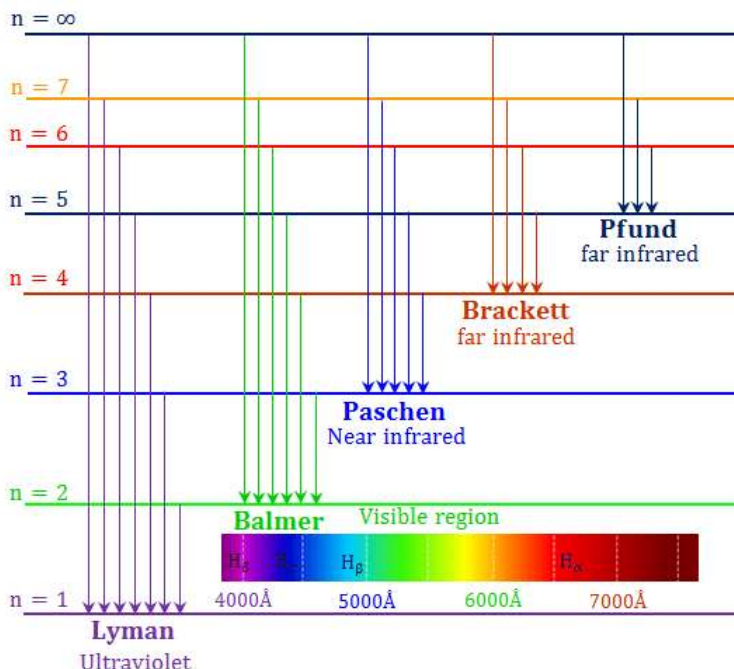
El espectro de emisión del hidrogeno abarca una amplia gama de longitudes de onda, desde el infrarrojo hasta el ultravioleta.

La serie de **Balmer** fue la más fácil de estudiar porque sus líneas caen en la región visible. Las líneas de Balmer se deben a transiciones de órbitas con $n \geq 3$ a órbitas con $n = 2$. La diferencia de energía entre niveles se corresponde con la región visible del espectro electromagnético (luz), con $n = 2, 3, 4, 5 \dots$

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



43



44

Ecuación de J. Balmer modificada por J. Rydberg

$$\nu = -3,2881 \times 10^{-15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

ν = frecuencia de la línea espectral; n entero > 2

Rydberg extendió la ecuación de Balmer a una más general que describe todas las líneas espectrales para el hidrógeno. Además, permite calcular la longitud de onda de la luz emitida o absorbida por un electrón al cambiar de nivel de energía en un átomo.

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

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

$n = 1$ es el Estado Basal

$n = 2, 3, 4, \dots$ son estados excitados

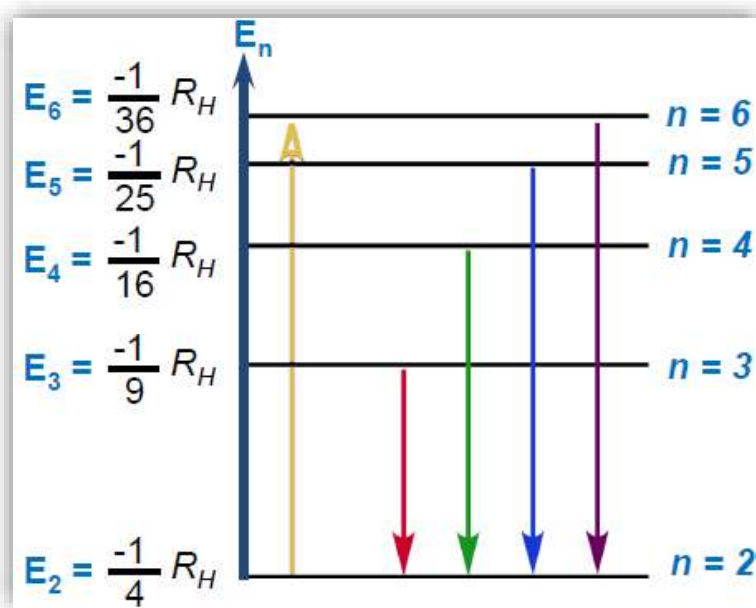
$R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ es la constante de Rydberg

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

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

45

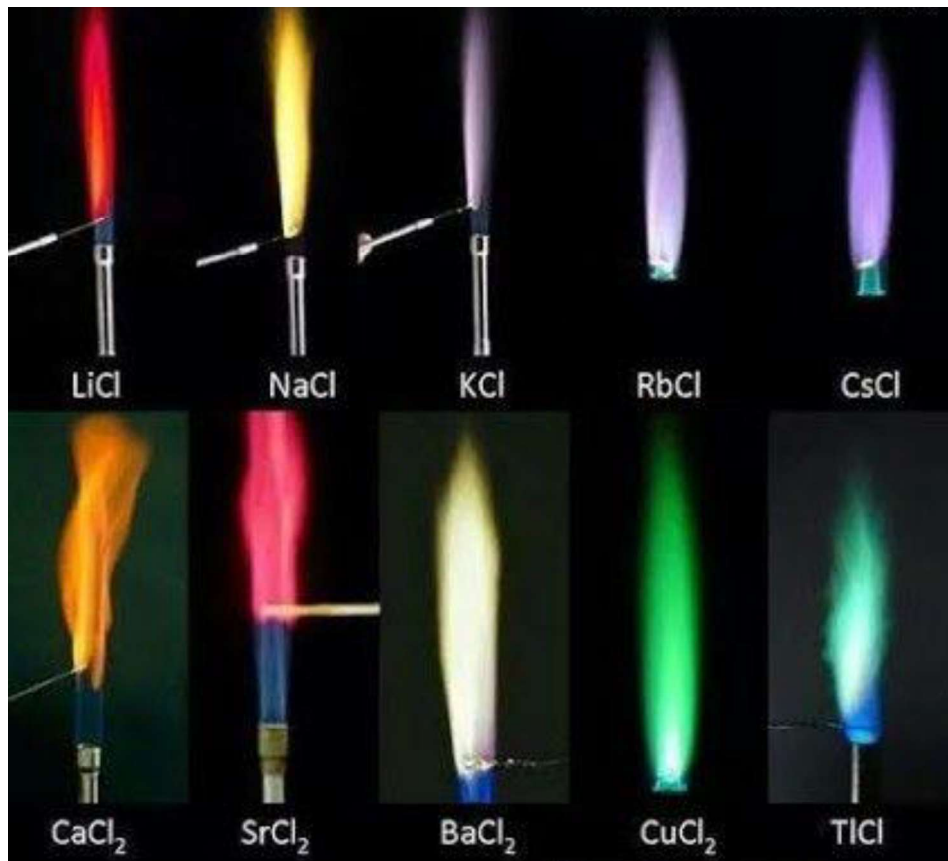
Niveles de Energía del átomo de hidrógeno



Cuando el e- es promovido a un nivel E superior absorbe energía y $\Delta E_n > 0$

Cuando el e- vuelve a su nivel basal emite el exceso de energía y $\Delta E_n < 0$

Luz emitida cuando se excitan a la llama compuestos de los metales alcalinos



47

Ejercicio 7. La luz proveniente de una lámpara de vapor de Na tiene una λ de 589 nm, calcular la frecuencia de esta radiación electromagnética.

$$c = \lambda \nu \rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{5,87 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

$$c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$1 \text{ nm} = 10^9 \text{ m}$$

$$589 \text{ nm} = 5,89 \times 10^7 \text{ m}$$

$$\nu = 5,11 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} = 5,11 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

48

Teoría cuántica de Planck (1900)

La física clásica asumía que átomos y moléculas emitían o absorbían cualquier cantidad de energía radiante.

Planck propuso que lo hacían en cantidades discretas, como pequeños paquetes, que llamó **cuanto**.



Max Planck
1858 - 1947

Premio
Nobel de
física
1918



Esto llevó a nuevas teorías para entender fenómenos que hasta entonces carecían de explicación:

- ✓ *Efecto fotoeléctrico.*
- ✓ *Espectros de emisión.*

49

La luz (partículas de luz) existe como pequeños paquetes de energía llamados **fotones**. La energía del fotón resulta:

- ✓ proporcional a la frecuencia

$$E = h \nu \quad (\text{h es una constante de proporcionalidad})$$

- ✓ inversamente proporcional a la longitud de onda

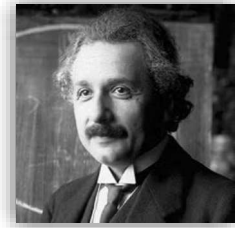
$$E = h \frac{\lambda}{c} \quad \text{dado que} \quad \lambda \nu = c$$

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

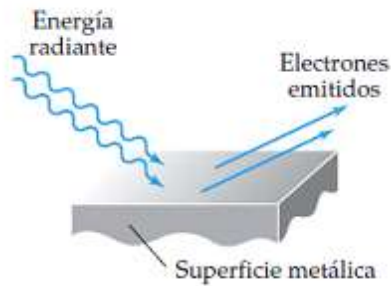
Se cumple que cuando **E ↑ λ ↓ y a la inversa**

1905 - Efecto fotoeléctrico **Einstein**

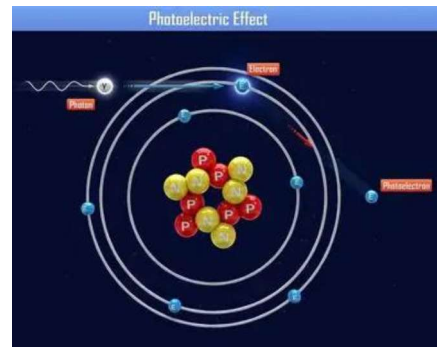
Emisión de e^- por superficies metálicas donde incide la luz



Albert Einstein
1879 – 1955



Premio Nobel de física
1921



51

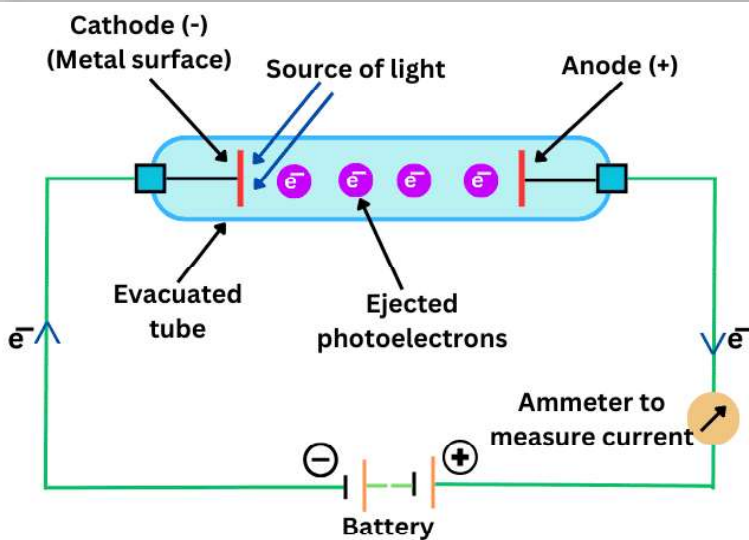


Fig (a): An experimental set up for studying photoelectric effect. When ultraviolet light strikes on the metal surface, the ejected electrons flow to the anode, and the circuit is completed. This current is measured with the help of an ammeter.

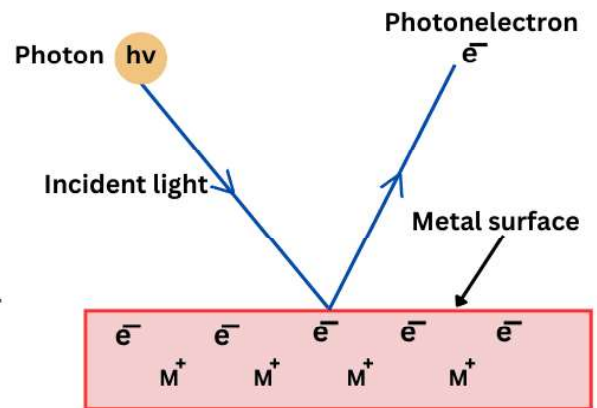


Fig (b): Mechanism of photoelectron ejection due to photoelectric effect

SCIENLY.COM

El cátodo emite **partículas de luz o fotoelectrones**.

Al incidir la luz sobre el cátodo, emite electrones.

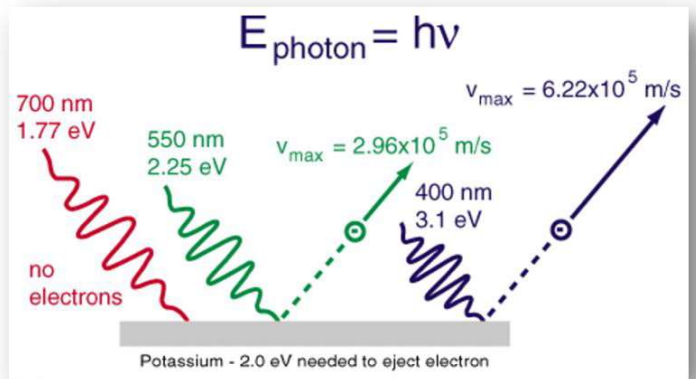
Los e^- se colectan en el anodo y se miden.

52

La emisión de e^- ocurre cuando la ν de la energía radiante incidente excede un valor mínimo ν_0

El número de e^- emitidos depende de la λ de la radiación

La energía cinética de los e^- emitidos depende de la ν de la radiación incidente



Las dependencias con la frecuencia no pudieron ser explicadas por la física clásica (teoría ondulatoria clásica).
 En 1905 Einstein propone que la radiación electromagnética tiene propiedades de partícula

Ejercicio 8. Determinar la energía en kJ/mol de un fotón de luz azul-verde con una longitud de onda de 486 nm.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J s})(3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1})}{(4,86 \times 10^{-7} \text{ m})}$$

$\rightarrow 486 \text{ nm} = 486 \times 10^{-9} \text{ m} = 4,86 \times 10^{-7} \text{ m}$

$$E = 4,09 \times 10^{-19} \text{ J/fotón}$$

$$E_{mol} = E \times N_A = \left(4,09 \times 10^{-19} \text{ J/fotón}\right) \left(6,023 \times 10^{23} \text{ fotones/mol}\right)$$

$$E_{mol} = 246,000 \text{ J/mol fotones} = 246 \text{ kJ/mol fotones}$$

Naturaleza Ondulatoria de la Materia. **de Broglie** Cuestionamientos al modelo de Bohr



Louis de Broglie
1892 -1987

¿Por qué las energías del e⁻ del hidrógeno estaban cuantizadas?

¿Por qué el e⁻ en el átomo de Bohr está circunscrito a girar en órbitas alrededor del núcleo a distancias fijas?

- ✓ Propuso que el electrón tiene propiedades de onda y gira alrededor del núcleo como una onda (con λ y v características).
- ✓ Este modelo toma en cuenta la cuantización de la energía y reemplaza la órbita circular de Bohr por ondas estacionarias.
- ✓ Cada vuelta del e⁻ en torno al núcleo debería ser igual a un número entero de longitudes de onda. Esto justifica la existencia de órbitas de determinado radio.

Premio
Nobel de física
1929



55

Toda la materia presenta características tanto ondulatorias como corpusculares comportándose de uno u otro modo dependiendo del experimento realizado, de Broglie propuso que la longitud de onda del electrón o cualquier partícula depende de su masa y velocidad

Ecuación de de Broglie

$$\lambda = \frac{h}{m v} c$$

↓
Cantidad de movimiento

λ = longitud de onda, m
 h = constante de Plank
 m = masa, kg
 v = velocidad, m/s

Ejercicio 9. Calcular la longitud de onda para un electrón que se mueve a $2,2 \times 10^6 \text{ m s}^{-1}$

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

$$\lambda = 3,3 \times 10^{-10} \text{ m} = 33 \text{ nm}$$

Valor en la zona de los RX

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ Kg m}^2 / \text{s}^2$$

$$[h] = \text{J s} = (\text{kg m}^2 / \text{s}^2) \text{ s} = \text{kg m}^2 \text{ s}^{-1}$$

57

Ejercicio 10. Suponiendo que Superman tuviera una masa de 91 kg ¿Cuál es la longitud de onda asociada con él si se mueve a una velocidad igual a la quinta parte de la velocidad de la luz ?

$$\lambda = \frac{h}{m v} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(91 \text{ kg}) (6 \times 10^7 \text{ m s}^{-1})}$$

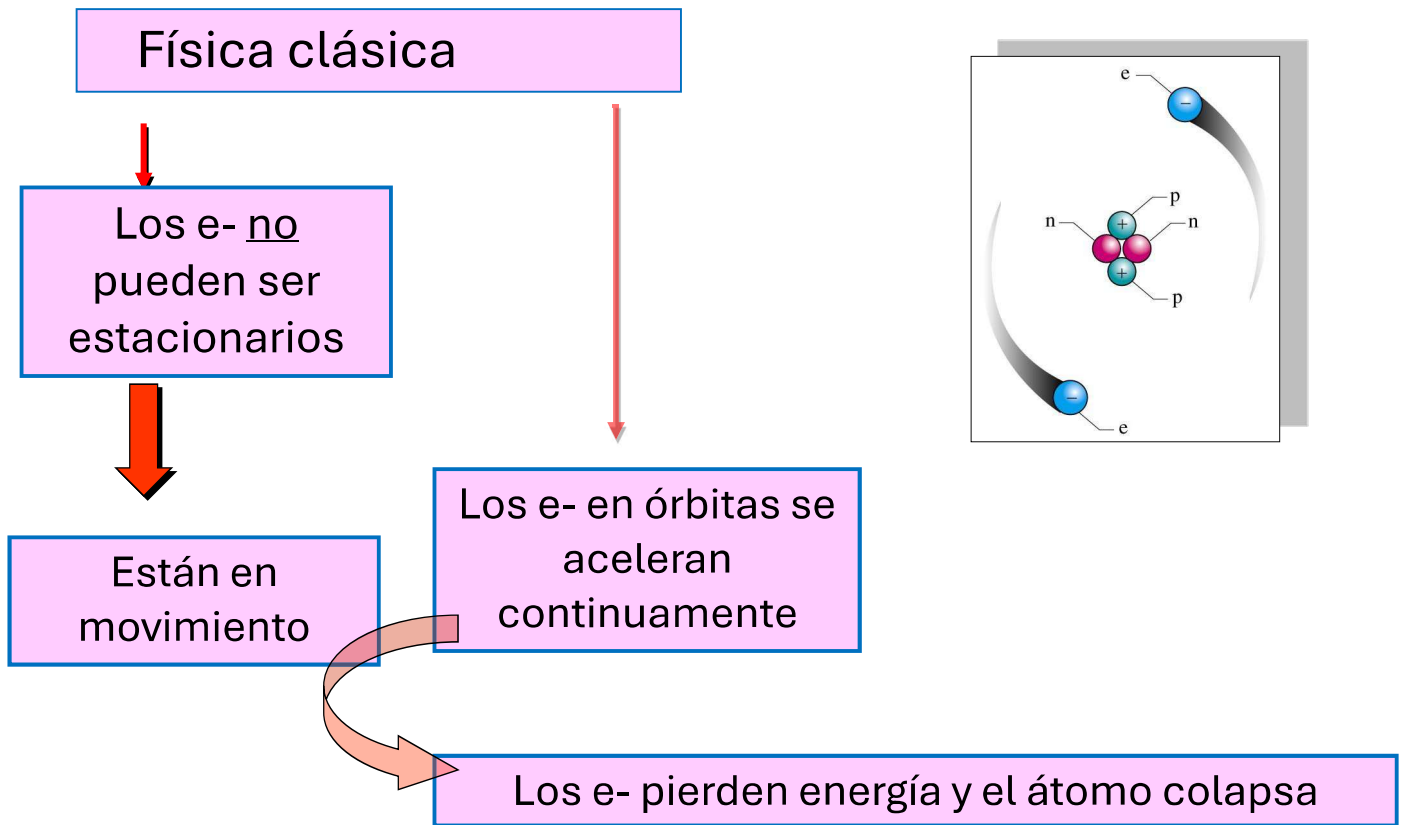
$$\lambda = 1,21 \times 10^{-43} \text{ m}$$

Valor muy pequeño para poder observarse

$$c/5 = (3 \times 10^8 \text{ m/s})/5 = 6 \times 10^7 \text{ m/s}$$

El átomo de Bohr

¿Cómo se ordenan los e^- alrededor del núcleo?



59

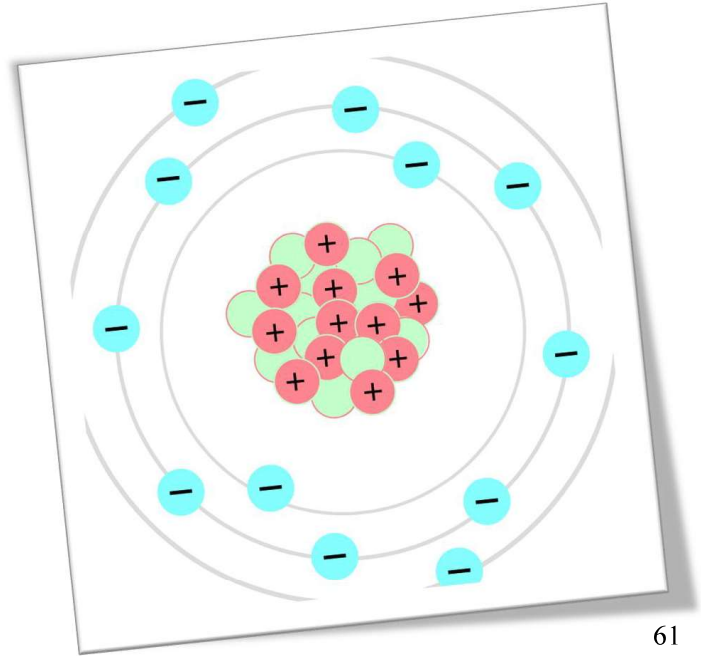
El modelo del átomo de Bohr conjuga las teorías clásica y cuántica de la física

- ✓ Asume que los electrones estaban confinados a estados energéticos específicos: ORBITAS
- ✓ En estas órbitas estables los e^- giran sin radiar energía
- ✓ e^- en órbitas permitidas (estados estacionarios) no caen en espiral; $n = 1, n = 2, \dots$ estos n son números enteros llamados “números cuánticos”, y su energía es constante (contradice la física clásica).
- ✓ un e^- emite o absorbe energía cuando pasa de un nivel permitido de energía a otro

60

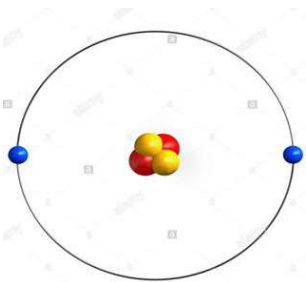
Modelo de Bohr

- ✓ Modelo tipo sistema planetario
- ✓ Cada número cuántico representa una órbita nueva o nivel.
- ✓ El centro es el núcleo.

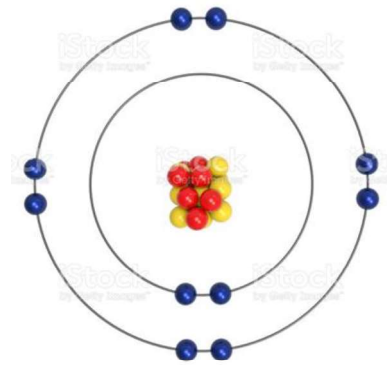


61

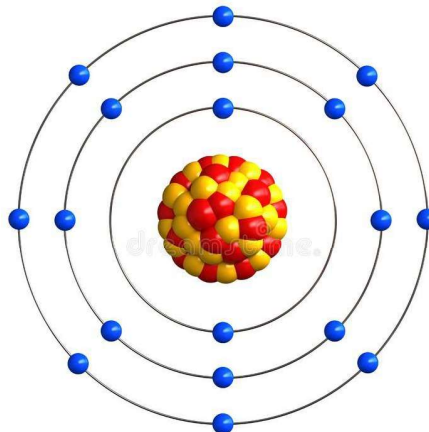
Esquema de la configuración electrónica de algunos gases nobles según el modelo de Bohr



Helio



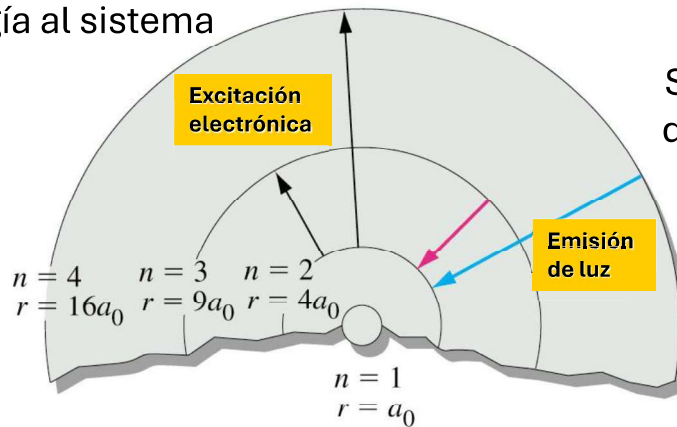
Neón



Argón

62

Se entrega energía al sistema



Se emite energía desde el sistema

Energía de cada una de las órbitas

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

n: número cuántico principal (de 1 a infinito)
 $R_H = 2,179 \times 10^{-18} \text{ J/fotón}$

Por convención un e⁻ separado del núcleo (n = ∞) tiene una energía igual a cero →→ E_n = 0

63

¿cómo calcular la variación de E en una transición electrónica?

$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = E_f - E_i \quad E_n = \frac{-R_H}{n^2} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

$$\Delta E = \left(\frac{-R_H}{n_f^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_i^2} \right) = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = h \nu = h \frac{c}{\lambda} \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{h c} = \frac{R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)}{h c} = \frac{R_H}{h c} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

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

Considerar n_f menor que n_i

h = constante de Plank = 6,63 x 10⁻³⁴ J s
 c = velocidad de la luz en el vacío = 3,0 x 10⁸ m/s
 R_H = constante de Rydberg = 2,18 x 10¹⁸ J = 1,10 x 10⁷ m⁻¹

64

Ejercicio 11. (Tomado de la Guía, Ej 5) Para cada una de las transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno, calcular el valor de: energía, frecuencia y longitud de onda de la radiación asociada. Determinar si la radiación se emite o se absorbe durante la transición. a) De $n = 5$ a $n = 1$.

$$E = \lambda \nu = h \frac{\lambda}{c} \qquad \Delta E = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right) = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{25} \right) = -2,092 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Para calcular por mol y en kJ:

$$\Delta E = \frac{-2,092 \times 10^{-18} \text{ J} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ fotones}}{1000 \text{ fotones/mol fotones}} = \mathbf{-1260 \text{ kJ/mol fotones}} \text{ (emisión)}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{h\nu} = 1,10 \times 10^7 \text{ m} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 1,10 \times 10^7 \text{ m} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 10,56 \times 10^6 \text{ m}^{-1} \rightarrow \lambda = 9,5 \times 10^{-8} \text{ m} = \mathbf{95 \text{ nm}}$$

$$c = \lambda \nu \rightarrow \nu = \mathbf{3,16 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}}$$

65

Bohr uso este modelo para el átomo de hidrogeno para:

- ✓ Verificar las lineas del espectro.
- ✓ Calcular el radio para el átomo de hidrógeno

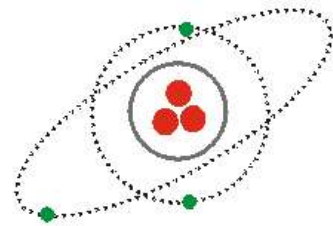
Pero no se puede usar para átomos distintos de hidrogeno, porque la energia es cuantizada.

Su concepto de los electrones moviendose en orbitas fijas, fue luego abandonado.

66

El modelo de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. En los espectros realizados para otros átomos se observaba que electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía. Algo andaba mal. La conclusión fue que dentro de un mismo nivel energético existían SUBNIVELES.

Todavía Chadwick no había descubierto los NEUTRONES, por eso en el núcleo sólo se representan, en rojo, los PROTONES.



67

Modelo cuántico del átomo

1926 - Schrödinger desarrolló una ecuación que describe el comportamiento y energía de los e^- en el átomo.

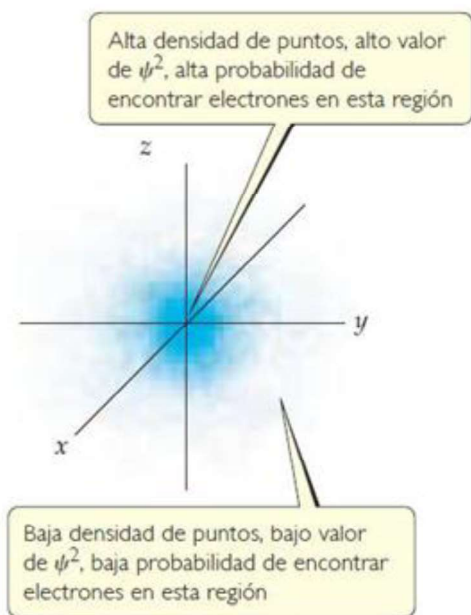
Su ecuación matemática es similar a la empleada para describir ondas electromagnéticas.

Si bien la ecuación es demasiado complicada para desarrollarla en este curso, podemos emplear sus resultados.

La ecuación de Schrödinger describe el e^- en un dado nivel energético a través de expresiones matemáticas llamadas funciones de onda ψ .

En sí misma no tiene un significado físico directo, pero el cuadrado de la función de onda (ψ^2) da la probabilidad de encontrar al e^- en una dada región del espacio, los **orbitales**.

68



Las soluciones de la *ecuación de onda de Schrödinger* para el átomo de hidrógeno se denominan *funciones de onda u orbitales*.

Estos orbitales determinan la **probabilidad** (o la densidad de **probabilidad**) de encontrar al electrón en un determinado lugar del espacio.

Cada orbital tiene **3 números cuánticos** que lo definen: n, l, m_l

69

Números cuánticos

Número cuántico principal : n

- ✓ Tiene un solo valor, entero, positivo y distinto de cero.
- ✓ Describe el tamaño de un orbital y determina en gran medida su contenido energético.
- ✓ $n = 1, 2, 3, \dots$

70

Momento angular orbital (o azimutal): l

- ✓ Indica el número de subcapas que tiene un nivel principal.
- ✓ Cada subcapa recibe un nombre según el valor de l (independientemente de la capa en que se encuentre).
- ✓ El número de orbitales de una subcapa depende de los valores permitidos de m_l para cada valor particular de l y es igual a $2l + 1$
- ✓ Indica la forma de los orbitales.
- ✓ $l = 0, 1, 2 \dots (n-1)$ (n es el número cuántico principal)

l	0	1	2	3
letra	s	p	d	f

71

Número cuántico magnético: m_l

- ✓ Describe la dirección que el orbital se proyecta en el espacio.
- ✓ $m_l = -l, 0, +l$
- ✓ l es el momento angular orbital y tiene valores positivos, negativos e incluye al cero)

72

Recordar que:

- ✓ Todos los orbitales con el *mismo valor de n* se encuentran en la *misma capa electrónica o nivel principal*.
- ✓ Todos los orbitales con el *mismo valor de n y l* se encuentran en la *misma subcapa o subnivel*.
- ✓ Las *capas con número cuántico n*, tienen *n subcapas*. El número de subcapas de un nivel n, depende de los valores permitidos de l, por lo tanto coincide con el valor de n.
- ✓ Cada subcapa tiene :

s	1 orbital
p	3 orbitales
d	5 orbitales
- ✓ El número total de orbitales es n^2

73

Cada valor de l
es una subcapa
↓

Número cuántico principal	Momento angular orbital (nombre)	Número cuántico magnético	Nivel y subcapas	Número de orbitales por subcapa
$n = 1, 2, 3, \dots$	$l = 0, 1, 2 \dots (n-1)$	$m_l = -l, 0, +l$	n (letra)	--
n = 1	l = 0 (s)	$m_l = 0$	1s	1
n = 2	l = 0 (s)	$m_l = 0$	2s	1
	l = 1 (p)	$m_l = -1, 0, 1$	2p	3
n = 3	l = 0 (s)	$m_l = 0$	3s	1
	l = 1 (p)	$m_l = -1, 0, 1$	3p	3
	l = 2 (d)	$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	3d	5
n = 4	l = 0 (s)	$m_l = 0$	4s	1
	l = 1 (p)	$m_l = -1, 0, 1$	4p	3
	l = 2 (d)	$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	4d	5
	l = 3 (f)	$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	4f	7

↑
Cada valor de n
es un nivel

↑
Cada valor de m_l
es un orbital

74

Ejercicio 12. Escriba la notación del orbital correspondiente a los siguientes números cuánticos:

- a) $n = 2; l = 0; m_l = 0$ **2s**
 b) $n = 4; l = 2; m_l = 0$ **4d**

El número cuántico magnético m_l no se usa para la notación del orbital. Lo importante son los valores de l y n .

Caso a: un valor de l igual a 0 indica un orbital tipo *s* y como n es igual a 2, resulta

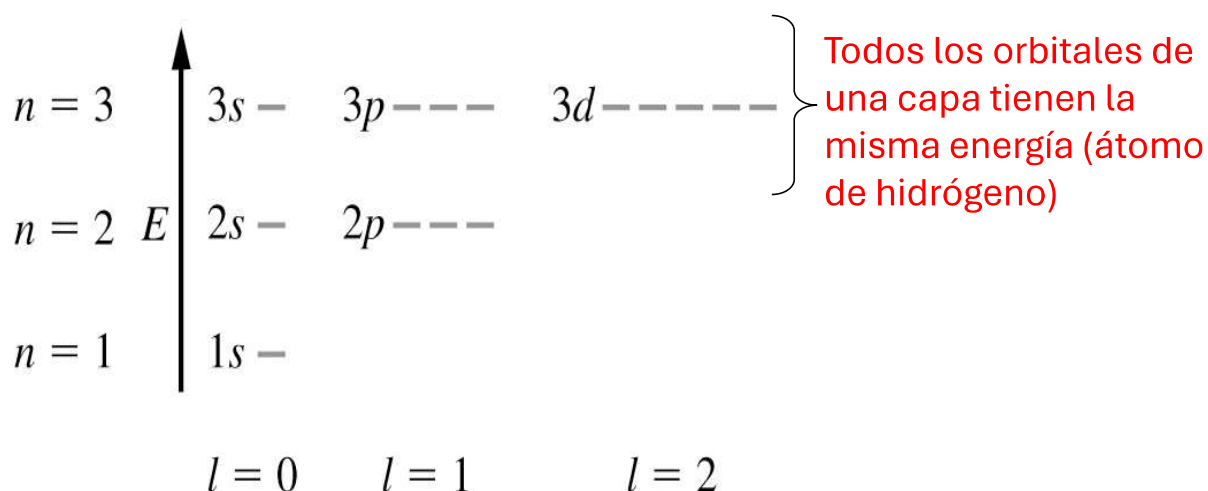
$$n = 2; l = 0; m_l = 0 \qquad \qquad \qquad \mathbf{2s}$$

Caso b: un valor de l igual a 2 indica un orbital tipo *d* y como n es igual a 4, resulta

$$n = 4; l = 2; m_l = 0 \qquad \qquad \qquad \mathbf{4d}$$

75

Cuanto mayor es el valor de n mayor es la energía electrónica y es más probable encontrar al electrón más lejos del núcleo



2p →

Los 3 orbitales tienen el mismo valor de n (2) y de l (1) → son 3 orbitales 2p (forman un subnivel o subcapa)

76

¿Cuál es la forma de los orbitales?

Schrödinger describe el electrón en un determinado nivel energético a través de expresiones matemáticas (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**.

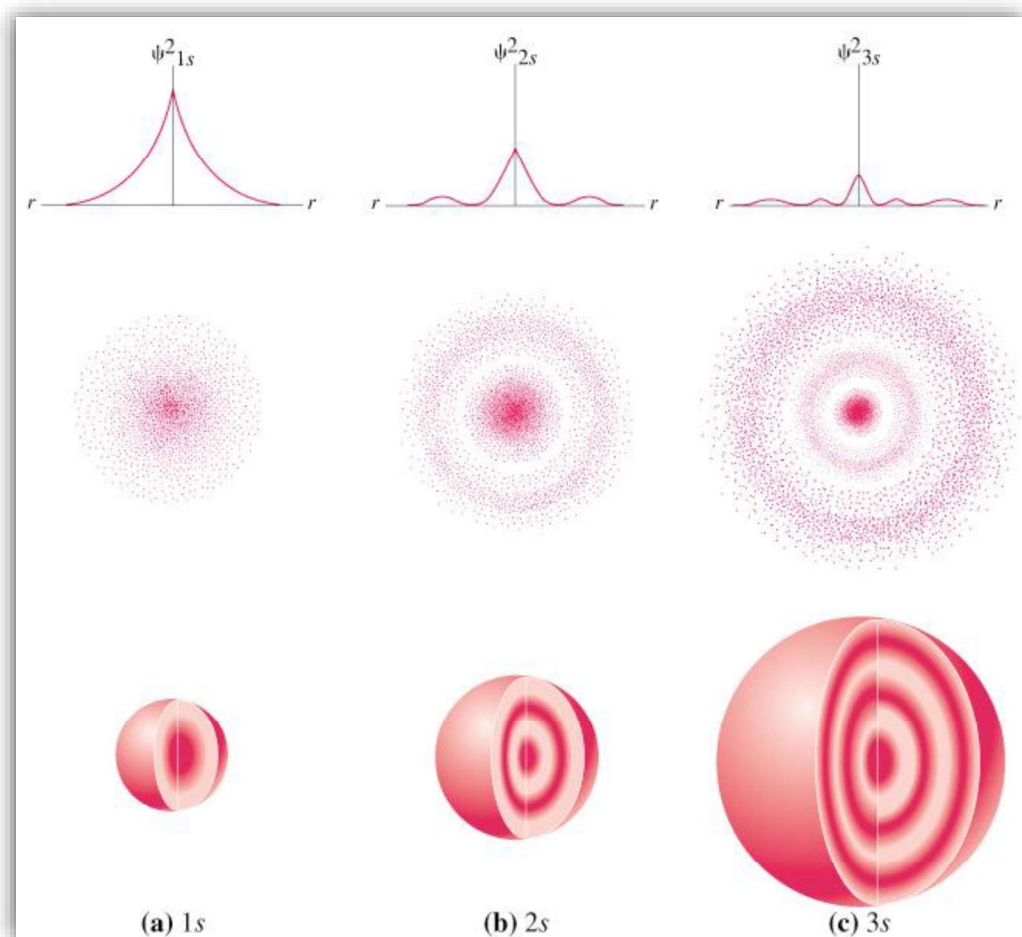
Un orbital no es un lugar, sino que determina la **probabilidad** (o la densidad de **probabilidad**) de encontrar al electrón en un determinado lugar del espacio.

77

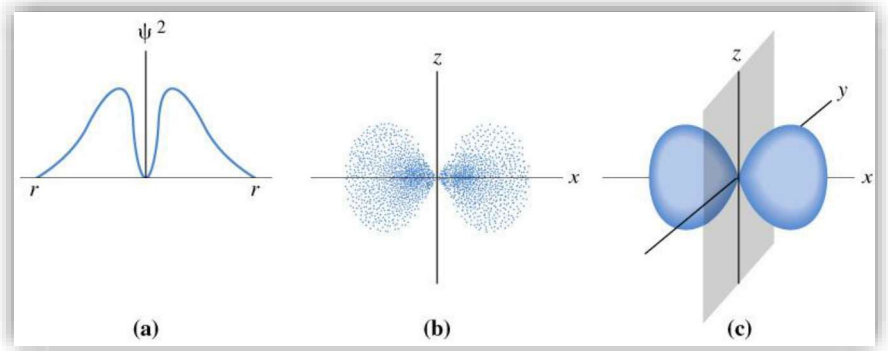
Orbital s

El orbital s es una esfera

Cada nivel tiene un orbital s



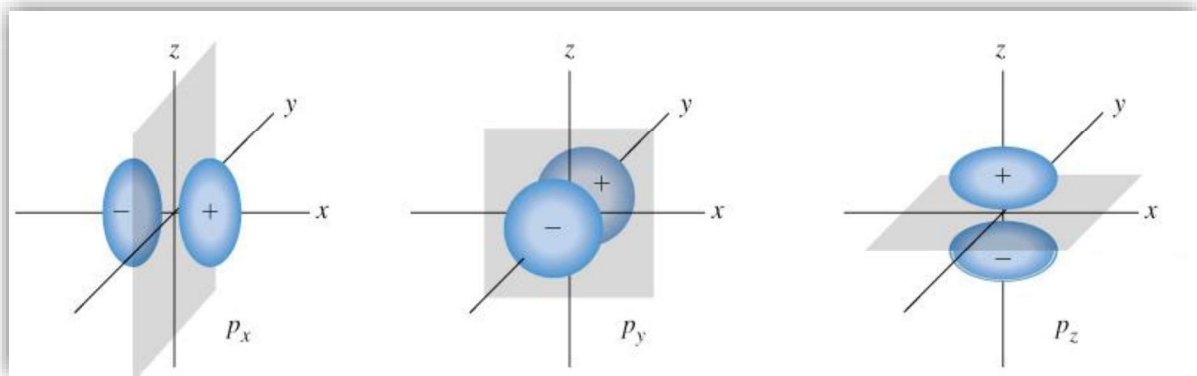
Orbitales p



Son bilobulados

Existen tres orbitales p ubiados en los ejes ortogonales:

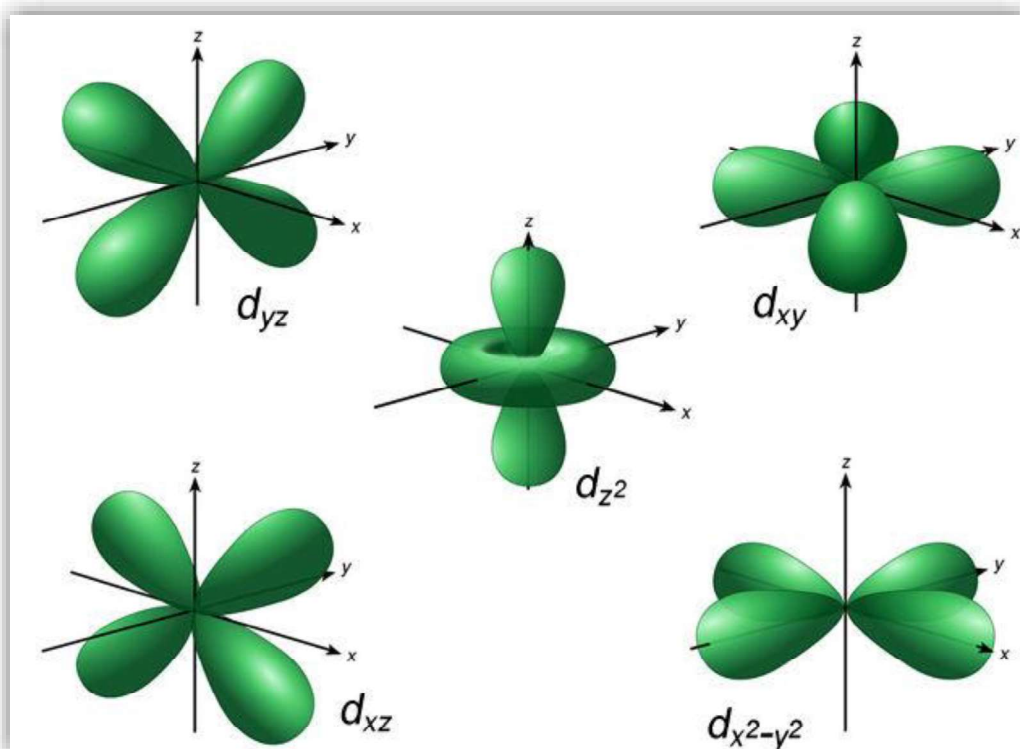
p_x , p_y y p_z



79

Orbitales d representativos

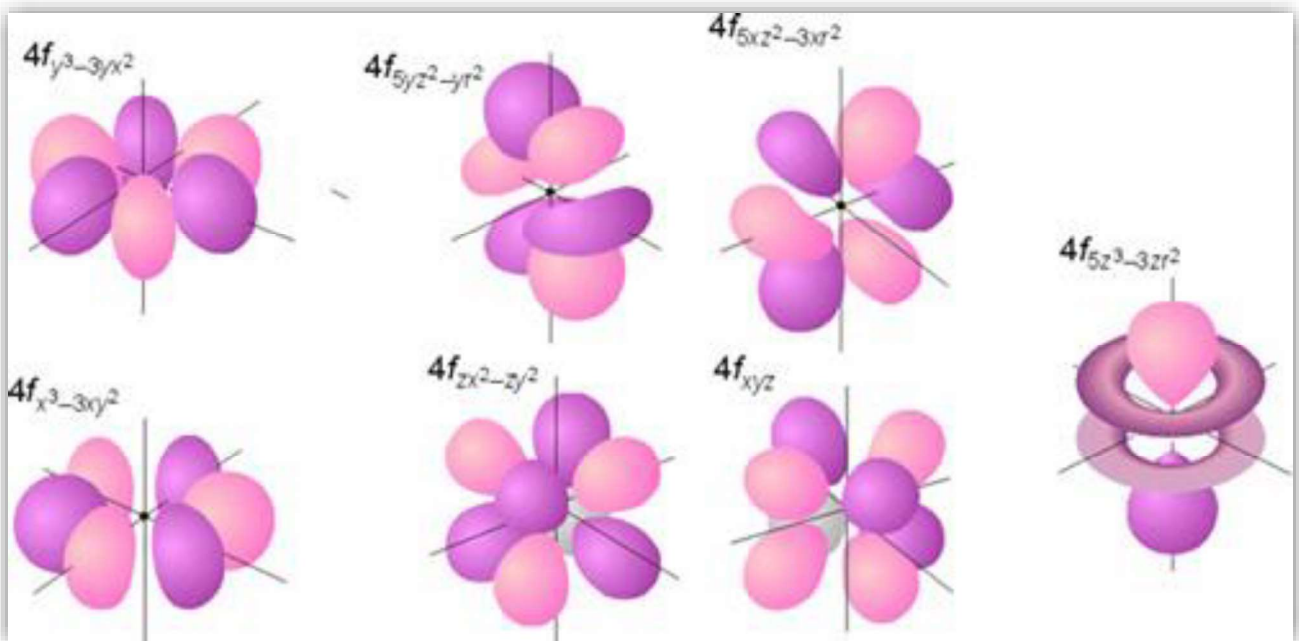
d_1 , d_2 , d_3 , d_4 , d_5



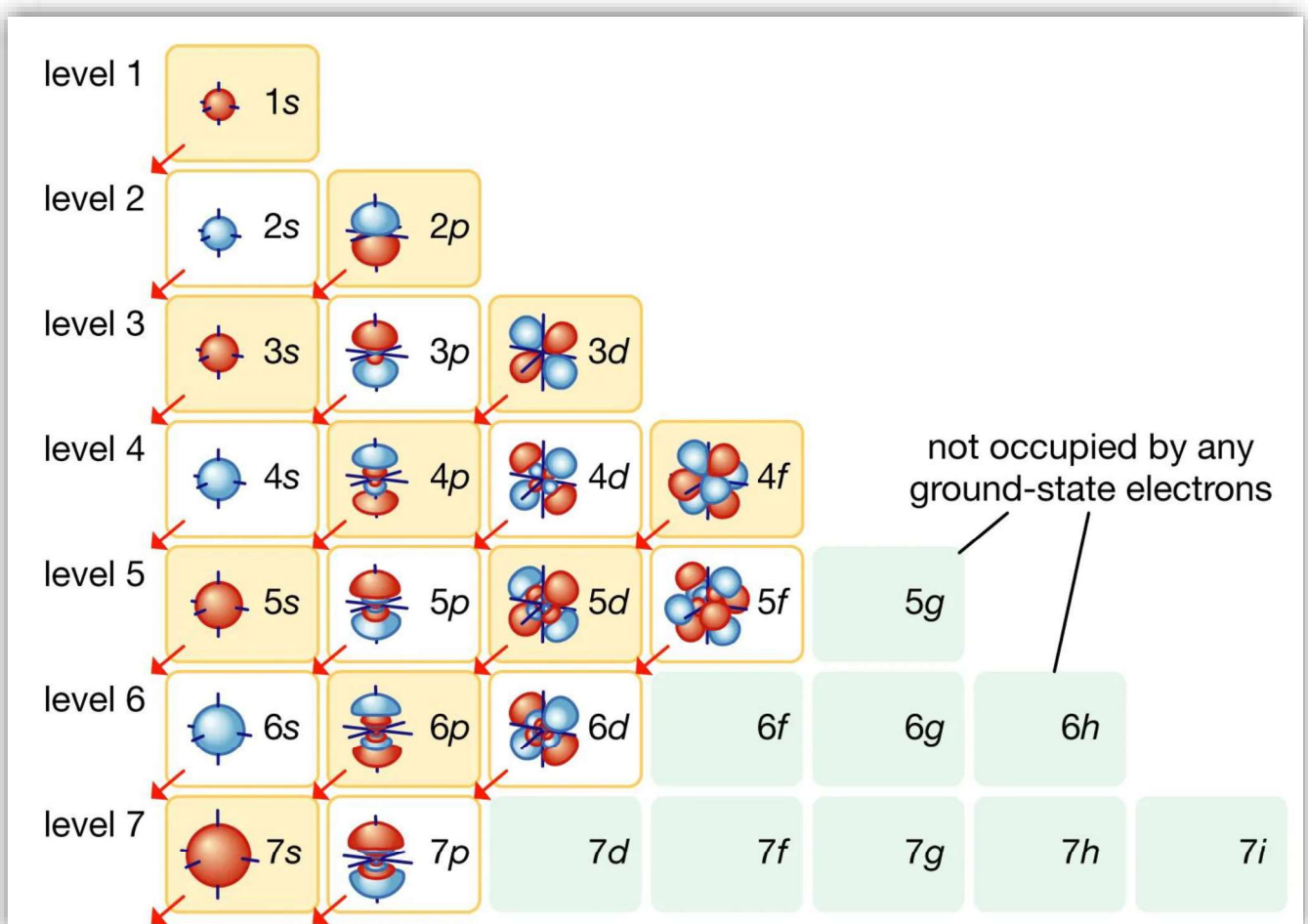
80

Orbitales f representativos

$f_1, f_2, f_3, f_4, f_5, f_6, f_7$



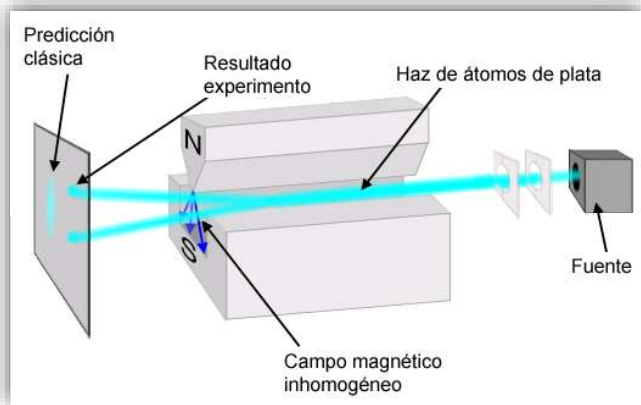
81



82

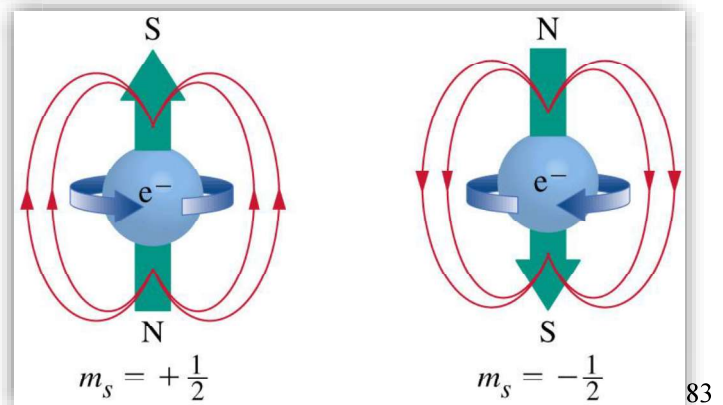
Espín Electrónico

1922 - Experimento de Stern-Gerlach



El espín de los diferentes átomos fuerza a las partículas de espín positivo a ser desviadas hacia arriba y a las partículas de espín a ser desviadas en el sentido contrario, y así se puede medir el momento magnético de las partículas.

Propiedad intrínseca de los electrones.
Se asocia a la rotación del e^- sobre su eje, con un momento angular orbital cuantizado



1925 - Principio de exclusión de Pauli

Propone un número cuántico adicional, número cuántico de espín, m_s (valores de $+1/2$ y $-1/2$) de forma que sólo dos electrones pueden encontrarse en un orbital.

Un orbital puede tener un máximo de 2 e^- con espín opuesto

Formulado para explicar la estructura atómica y la organización de la tabla periódica.

Impone una restricción sobre la distribución de los electrones en los diferentes estados cuánticos.



Wolfgang Ernst Pauli

(1900 – 1958)

Premio Nobel de física
1945



Dos electrones en un mismo átomo no pueden tener el mismo estado cuántico (todos sus números cuánticos idénticos).

Ejercicio 13. Escriba los números cuánticos para los e⁻ indicados: 4d₂², 5d₃¹ y 5p⁵

	n = 1, 2, 3..	l = 0, 1, 2 ... (n-1)	m _l = -l, 0, +l	m _s (+1/2; -1/2)
			-2, -1, 0, 1, 2	
4d ₂ ²	n: 4	l: 2	m _l = 1	m _s = - 1/2
	n: 4	l: 2	m _l = 1	m _s = + 1/2
			-2, -1, 0, 1, 2	
5d ₃ ¹	n: 5	l: 2	m _l = 1	m _s = - 1/2
5d ₁ 5d ₂ 5d ₃ 5d ₄ 5d ₅				
5p ⁵ = 5p _x ² 5p _y ² 5p _z ¹			-1, 0, 1	
5p _x ² 5p _y ² 5p _z ¹	n: 5	l: 1	m _l = 0	m _s = + 1/2
5p _x ² 5p _y ² 5p _z ¹	n: 5	l: 1	m _l = 0	m _s = + 1/2

85

¿Cómo se distribuyen los e⁻ en un átomo? Niveles energéticos

La energía de los niveles:

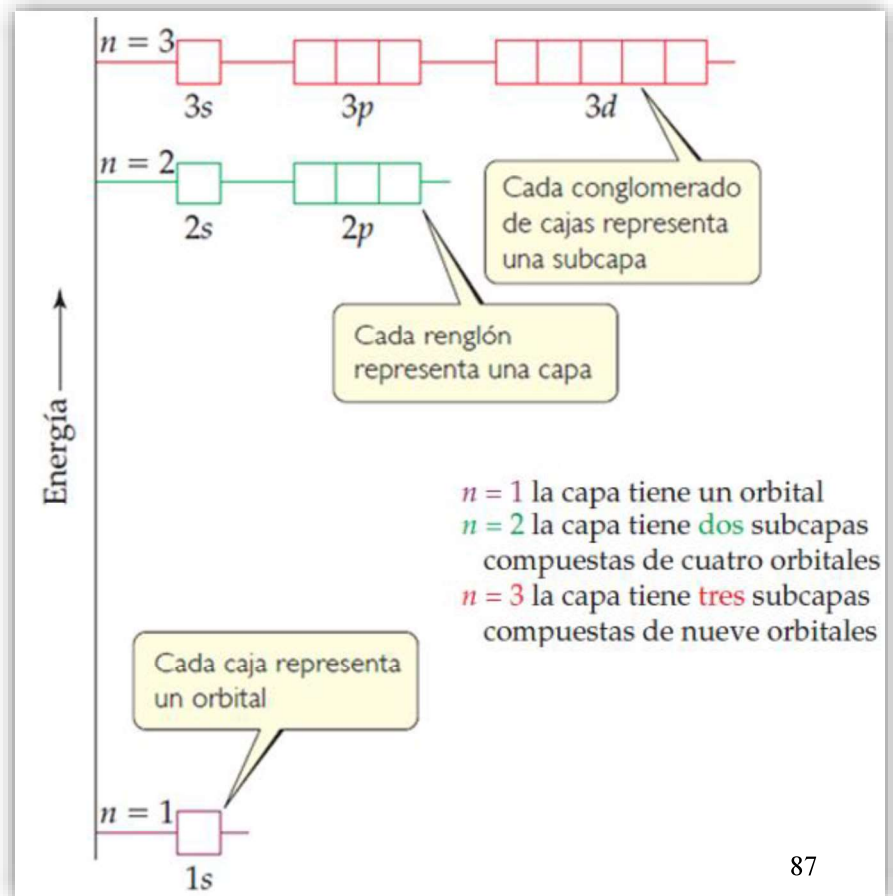
- ✓ aumentan al alejarse del núcleo.
- ✓ no es continua sino cuantizada, significa que los e⁻ solo pueden ubicarse en niveles específicos y no en valores intermedios.

¿Cómo se distribuyen en el átomo los niveles energéticos?

86

Niveles de energía de orbitales del átomo de hidrógeno

Orbitales degenerados:
Están en el mismo nivel de energía, tienen el mismo n .



87

¿Átomos multielectrónicos?

La ecuación de Schrödinger fue desarrollada para el átomo de hidrógeno, que tiene solo un electrón

En los átomos multielectrónicos se producen y manifiestan repulsiones entre los electrones

Consecuencias de la repulsión

Las energías de los niveles son más bajas

Las energías de los orbitales dependen del tipo de orbital.

Los orbitales con diferentes valores de l dentro de la misma capa principal **no** son degenerados.

88

Penetración y apantallamiento

Refiere al efecto de apantallamiento de una distribución de electrones cerca del núcleo para los diferentes orbitales de un átomo polieletrónico

Fenómeno que produce una reducción en la atracción del núcleo hacia el electrón más distante, porque se reduce en forma efectiva la carga nuclear

Los e^- de orbitales orbitales mas internos, penetran más en el átomo, con mayor densidad electrónica cerca del núcleo, apantallan a los e^- ubicados en orbitales con densidad electrónica mas alejada del núcleo.

Efecto pantalla:

- ✓ s orbitales s (menos cubiertos y más cerca del núcleo)
- ✓ aumenta progresivamente hacia los orbitales p , d , y f
- ✓ orbitales d y f muy baja probabilidad de encontrar sus e^- cerca del núcleo (carga nuclear queda bien apantallada por los electrones s y p más internos)

89

Carga nuclear \longrightarrow Z (para el átomo de hidrógeno)
 \searrow $< Z$ para átomos multieletrónicos: Z_{ef}
(carga nuclear efectiva)

Resultado: desdoblamiento de energías dentro de un nivel **en subniveles o subcapas**

Los orbitales dentro de una subcapa tienen la misma energía, no se desdoblan y todos experimentan la misma Z_{ef}

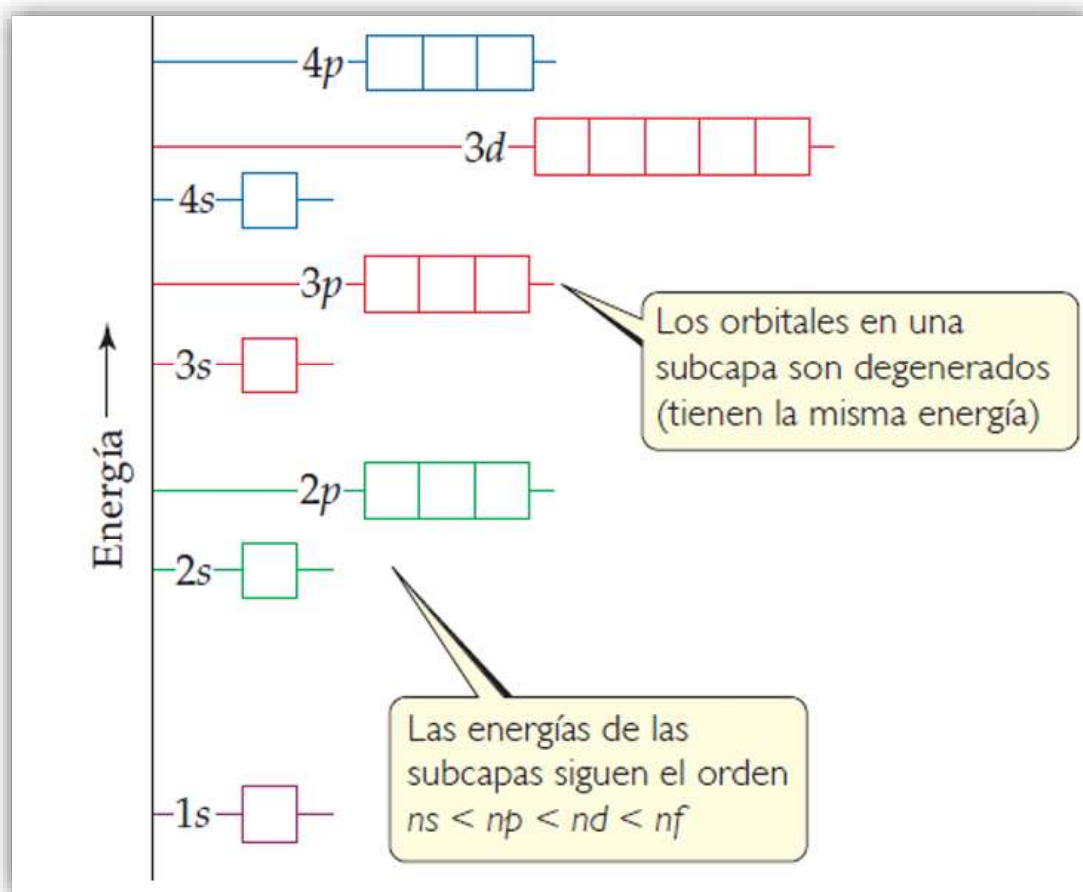
Consecuencia de

- ✓ Dependencia de la energía con $1/n^2$
- ✓ Apantallamiento y penetración

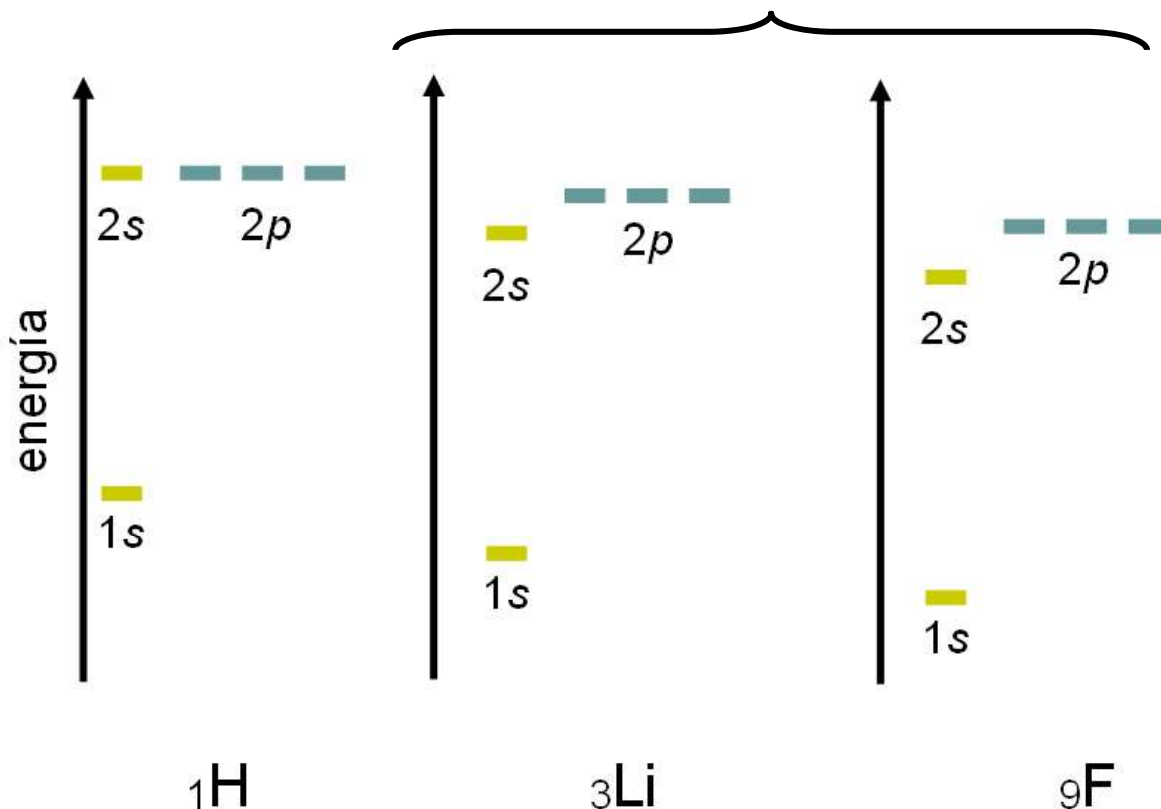
La energía de un electrón 4s es menor que la de uno 3d

90

Niveles de energía de orbitales de átomos polieletrónicos



Átomos multieletrónicos



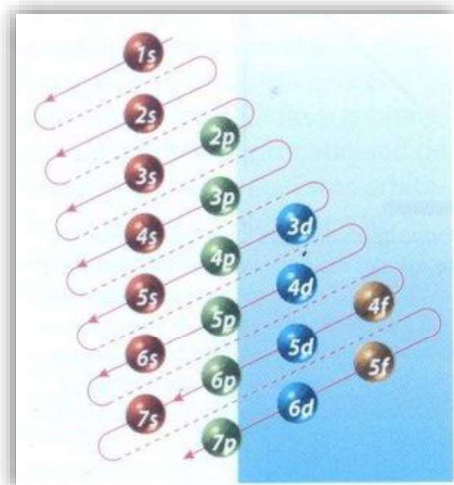
Configuración electrónica

Forma en que los e^- se distribuyen entre los distintos orbitales de un átomo

Reglas para la distribución de los electrones en los orbitales

1- Los electrones ocupan los orbitales minimizando la energía del átomo. El orden de llenado fue establecido de forma experimental (diagrama de la lluvia):

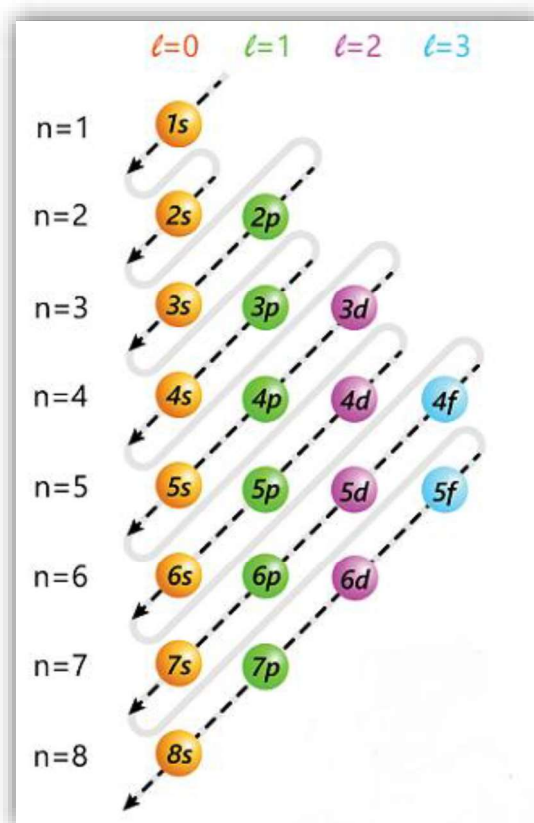
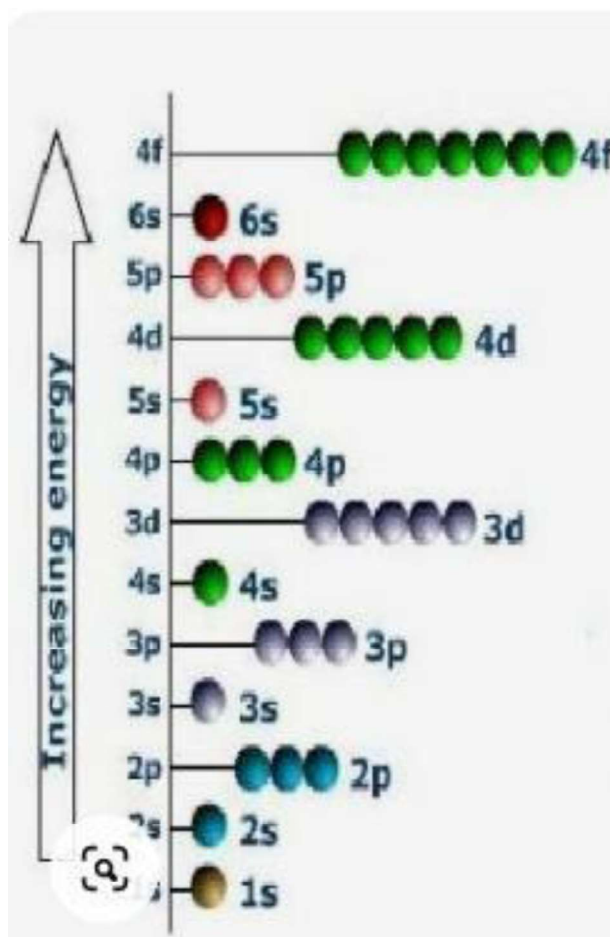
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p



2- Principio de exclusión de Pauli: dos electrones de un átomo no pueden tener los 4 números cuánticos iguales. Pueden tener los mismos valores de n , l y m_l pero *deben* tener distinto valor de m_s

3- La regla de Hund: si los orbitales son degenerados, los electrones los ocupan inicialmente en forma desapareada. Un átomo tiende a tener tantos electrones desapareados como sea posible.

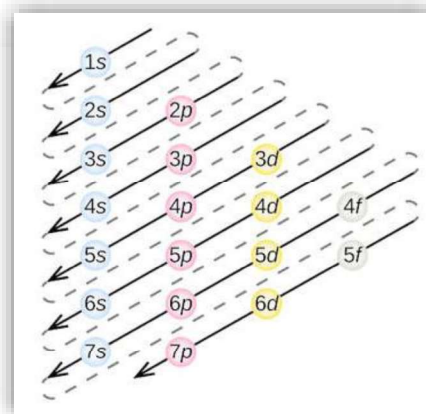
93



94

Veamos unos ejemplos

Orbitales s y p

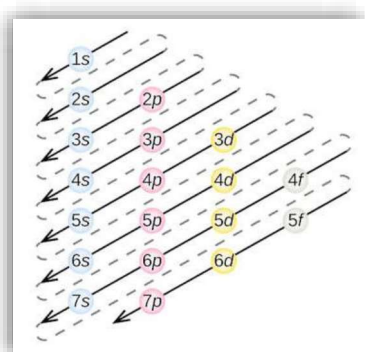


Elemento	Z	Configuración electrónica
H	1	1s ¹
He	2	1s ²
Li	3	1s ² 2s ¹
Be	4	1s ² 2s ²
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹

Distribución e ⁻				
1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
↑				
↑↓				
↑↓	↑			
↑↓	↑↓			
↑↓	↑↓	↑		

95

Elemento	Z	Configuración electrónica	Configuración electrónica extendida	Distribución e ⁻					
				1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s
C	6	1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ⁰	↑↓	↑↓	↑	↑		
N	7	1s ² 2s ² 2p ³	1s ² 2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
Mg	12	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	----	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓



Orbitales s y p

96

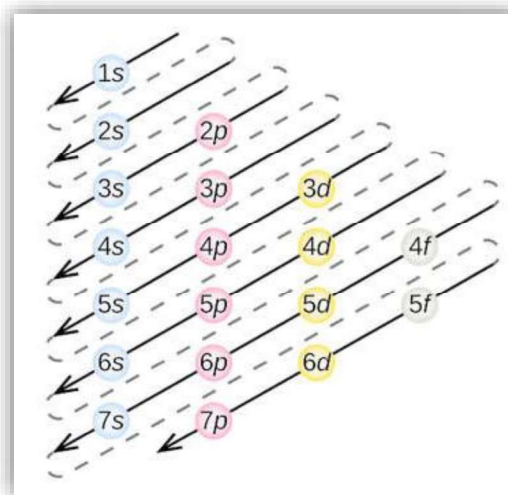
Z	Elemento	Configuración electrónica	Config. electrónica extendida
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$
32	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^1 4p_y^1 4p_z^0$
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^2 4p_z^1$

Distribución e ⁻					
1s	2s	3s	3p _x	3p _y	3p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

	4s	3d ₁	3d ₂	3d ₃	3d ₄	3d ₅	4p _x	4p _y	4p _z
[Ar]	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	

	4s	3d ₁	3d ₂	3d ₃	3d ₄	3d ₅	4p _x	4p _y	4p _z
[Ar]	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

**Orbitales s y p,
con los 3d llenos**



97

**Configuración
electrónica abreviada**

símbolo de gas noble anterior + e⁻ de
capa externa o de valencia

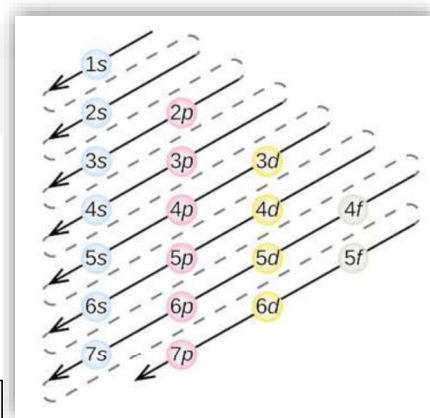
Z	Elemento	Configuración electrónica	Gas noble anterior	Configuración electrónica abreviada
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He]	[He] $2s^2 2p^4$
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	[Ar]	[Ar] $4s^2 3d^2$
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	[Ar]	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$

core

e⁻ de valencia

98

Llenado de orbitales d



Sc:	[Ar] $3d^1 4s^2$	Sc:	[Ar]	\uparrow					$\uparrow\downarrow$
Ti:	[Ar] $3d^2 4s^2$	Ti:	[Ar]	\uparrow	\uparrow				$\uparrow\downarrow$
V:	[Ar] $3d^3 4s^2$	V:	[Ar]	\uparrow	\uparrow	\uparrow			$\uparrow\downarrow$
Cr:	[Ar] $3d^5 4s^1$	Cr:	[Ar]	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
Mn:	[Ar] $3d^5 4s^2$	Mn:	[Ar]	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	$\uparrow\downarrow$
Fe:	[Ar] $3d^6 4s^2$	Fe:	[Ar]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	$\uparrow\downarrow$
Co:	[Ar] $3d^7 4s^2$	Co:	[Ar]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	$\uparrow\downarrow$
Ni:	[Ar] $3d^8 4s^2$	Ni:	[Ar]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	$\uparrow\downarrow$
Cu:	[Ar] $3d^{10} 4s^1$	Cu:	[Ar]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow
Zn:	[Ar] $3d^{10} 4s^2$	Zn:	[Ar]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

$3d$ $4s$

99

Excepciones en las configuraciones electrónicas

Elemento	Configuración electrónica
${}_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
${}_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$



Los orbitales semillenos tienen una *menor energía*, son más estables, por lo tanto se cambia el orden de llenado.

Elemento	Configuración electrónica
${}_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
${}_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$



De este modo las configuraciones electrónicas predichas coinciden con las experimentales a partir de medidas espectroscópicas.

100

Excepciones en las configuraciones electrónicas

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupos: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18

Períodos: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Elementos destacados con flechas azules:

- Cr** (Cromo): Grupo 6, Período 4
- Cu** (Cobre): Grupo 11, Período 4

Legenda de grupos:

- Gases nobles (verde)
- Halógenos (amarillo)
- No metales (naranja)
- Metales (rojo)
- Metales de transición (azul)
- Alcalinos (naranja claro)
- Metales alcalinos (naranja oscuro)
- Lantánidos (verde claro)
- Actinidos (verde oscuro)
- Otros metales (púrpura)

Elementos de ejemplo con sus propiedades:

- Oxígeno (O)**: Número atómico 8, Masa atómica 15,9, Símbolo químico O, Nombre Oxígeno.

101

Magnetismo. Susceptibilidad magnética de los elementos

Todas las sustancias son atraídas por campos magnéticos, aunque en la mayoría de los casos, la interacción es demasiado débil para observarse.

Paramagnetic vs Diamagnetic

Paramagnetic

s orbital *p orbital*

- Unpaired electrons
- Attracted to a magnetic field

Diamagnetic

s orbital *p orbital*

- Paired electrons
- Repelled by a magnetic field

All materials are diamagnetic, but in atoms with unpaired electrons, paramagnetism overcomes diamagnetism.

sciencenotes.org

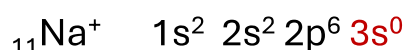
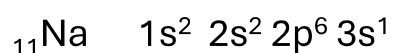
Paramagnéticos: debido a la presencia de e^- desapareados. Susceptibilidad magnética positiva pero modesta, la magnetización inducida desaparece al retirar el campo externo

Diamagnéticos: todos los e^- están apareados, resulta en ausencia de un momento magnético intrínseco. En un campo magnético, generan un campo magnético transitorio y extremadamente débil en la dirección opuesta, que produce una susceptibilidad magnética negativa y una ligera repulsión.

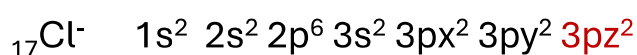
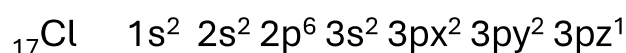
102

Configuración electrónica de iones

- ✓ Comenzar con el estado fundamental del átomo
- ✓ **Cationes:** repetir retirando el número de electrones mas externos, según la carga del cation, comenzando por el **nivel** de energía ocupado **mas alto**.



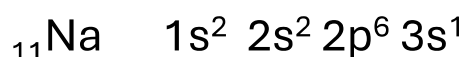
- ✓ **Aniones:** repetir adicionando tantos electrones como la carga del anion, siguiendo las reglas de llenado.



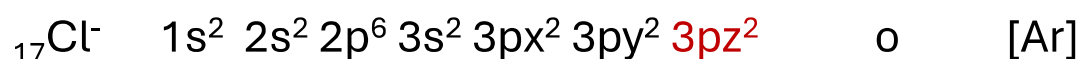
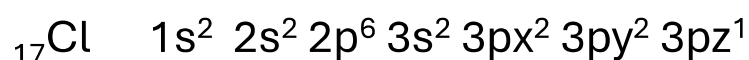
103

Escritura de configuración electrónica de iones

Cationes



Aniones



104



¡¡No siempre los últimos electrones agregados son los primeros en sacarse!!

Ejemplo:

lleno 4s 3d, pero saco 4s y después 3d

Llenado ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Formación ion ${}_{26}\text{Fe}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6: [\text{Ar}] 3d^6$

Formación ion ${}_{26}\text{Fe}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5: [\text{Ar}] 3d^5$

105

Ahora ustedes

Llenado ${}_{29}\text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Formación ión ${}_{29}\text{Cu}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}: [\text{Ar}] 3d^{10}$

Formación ión ${}_{29}\text{Cu}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9: [\text{Ar}] 3d^9$

106

	1	2	13	14	15	16	17	18
H ⁺	H							He
He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ar	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Kr	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Especies que pierden e⁻ y forman cationes

Especies que tienden a ganar e⁻ y forman aniones

	1	2	13	14	15	16	17	18
	H							He
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Ejercicio 14: Para los siguientes elementos, escribir la configuración electrónica completa y abreviada, los números cuánticos del último electrón que llenaron e indicar si son para o diamagnéticos.

Elemento	Configuración electrónica	Configuración electrónica abreviada	Números cuánticos del último e ⁻	Comportamiento magnético
²⁵ Mn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ₁ ¹ 3d ₂ ¹ 3d ₃ ¹ 3d ₄ ¹ 3d ₅ ¹	[Ar] 4s ² 3d ⁵	3d ¹ n:3 l:2 ml: 1 ms:1/2	paramagnético
⁵³ I	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p 6s ² 4d ¹⁰ 5p _x ² 5p _y ² 5p _z	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	5p _y ² n:5 l:1 ml: 1 ms:-1/2	paramagnético
¹⁵ P	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p _x ¹ 3p _y ¹ 3p _z ¹	[Ne] 3s ² 3p ⁶	3p ¹ n:3 l:1 ml: 0 ms:1/2	paramagnético
¹⁹ K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	[Ar] 4s ¹	4s ¹ n:4 l:0 ml: 0 ms:1/2	paramagnético

Ejercicio 15: Para los siguientes iones, escribir la configuración electrónica completa y abreviada, e indicar si son para o diamagnéticos.

Elemento	Configuración electrónica elemento	Configuración electrónica ion	Configuración electrónica abreviada del ion	Comportamiento magnético
${}_{25}\text{Mn}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d_1^1 3d_2^1 3d_3^1 3d_4^1 3d_5^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$	[Ar] $4s^2 3d^5$	paramagnético
${}_{53}\text{I}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p_x^2 5p_y^2 5p_z^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	[Xe]	diamagnético
${}_{15}\text{P}^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ar]	diamagnético
${}_{19}\text{K}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$	[Ar]	diamagnético

109

1	H	$1s^1$	} Grupo 1 (metales alcalinos): un único e en la capa exterior (de valencia) - ns^1
	Li	[He] $2s^1$	
	Na	[Ne] $3s^1$	
	K	[Ar] $4s^1$	
	Rb	[Kr] $5s^1$	
	Cs	[Xe] $6s^1$	
	Fr	[Rn] $7s^1$	
17	F	[He] $2s^2 2p^5$	} Grupo 17 (halógenos): 7 e en la capa exterior (de valencia) - $ns^2 np^5$
	Cl	[Ne] $3s^2 3p^5$	
	Br	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	
	I	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$	
	At	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$	
18	He	$1s^2$	
	Ne	[He] $2s^2 2p^6$	
	Ar	[Ne] $3s^2 3p^6$	
	Kr	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$	
	Xe	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^6$	
	Rn	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	

110

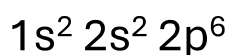
Configuraciones Isoelectrónicas

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

Cada una de estas especies



tienen la misma configuración electrónica



111

Tarea

I) Para las especies indicadas, escribir la configuración electrónica completa, extendida y abreviada, indicar los números cuánticos de los electrones de valencia señalados y decir si son para o diamagnéticos.

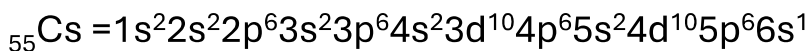
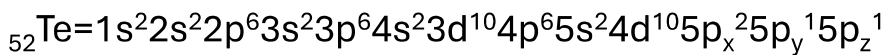
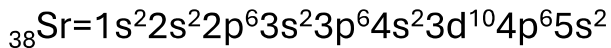
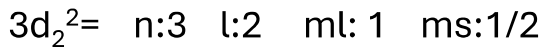
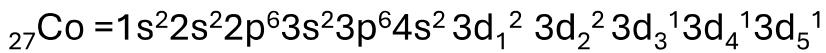
- a) ${}_{27}\text{Co} - 3d_x^2$
- b) ${}_{38}\text{Sr} - 5s^2$
- c) ${}_{52}\text{Te} - 5p_x^2$
- d) ${}_{55}\text{Cs} - 6s^1$

II) Indicar la configuración electrónica de los siguientes iones:

- a) ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$
- b) ${}_{16}\text{S}^{2-}$
- c) ${}_{15}\text{P}^{+3}$
- d) ${}_{27}\text{Co}^{+3}$
- e) ${}_{24}\text{Cr}^{+3}$

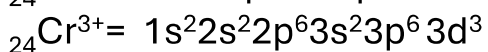
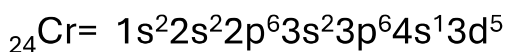
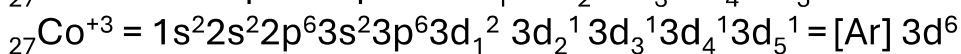
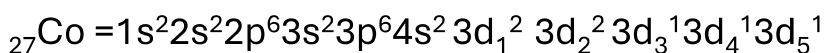
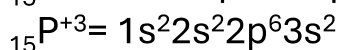
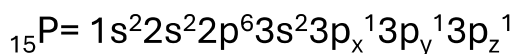
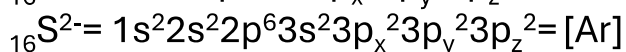
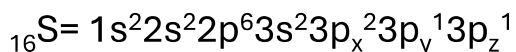
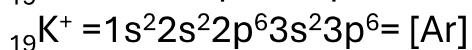
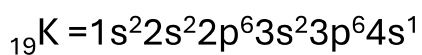
112

I) Para las especies indicadas, escribir la configuración electrónica completa, extendida y abreviada, indicar los números cuánticos de los electrones de valencia señalados y decir si son para o diamagnéticos.



113

II) Indicar la configuración electrónica de los siguientes iones:



114