



QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

Dra. Verónica Daier
Comisiones 3 y 4
Farmacia y Bioquímica

Estimados alumnos:

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

1

ORGANIZACIÓN DE LA MATERIA:

Primer cuatrimestre:

TAREAS DE AULA:

1 clase de 2h + 1 clase de 1,5 h. Actividad obligatoria

TEORÍAS:

2 clases semanales de 1,5 h. Miércoles y Jueves 8 -9:30 h

Además se ofrecen clases de acompañamiento pedagógico de 1,5 h para cada comisión

Primer Examen parcial

Primer Parcial Sábado 13/6

Recuperatorio Sábado 27/6

2

CRONOGRAMA - 2026

Sem	1º Teoría 2 hs	2º Teoría 2 hs	T. DE AULA 1	T. DE AULA 2
23/3	Estructura Atómica	Estructura Atómica	Lu y Martes Feriado fórmulas y nomenclatura. Unidades (mol, peso fórmula, vol. molar gases, etc)	fórmulas y nomenclatura. Unidades (mol, peso fórmula, vol. molar gases, etc)
30/3	Tabla periódica (estruct. Electrónica)	Jueves 2 de abril Semana Santa	Juev 2 y Vien 3 abril Formula empírica y molecular	Métodos de balance de ecuaciones redox
6/4	Tabla periódica (propiedades periódicas)	Gases ideales	Métodos de balance de ecuaciones redox	Estequiometría. Reactivo Limitante
13/4	Gases ideales	Termodinámica (1ra ley) Termoquímica	Estequiometria integrada: RL, pureza, rendim	Soluciones. Unidades de concentración.
20/4	Termodinámica (2da. y 3ra. ley)	Termodinámica (2da. y 3ra. ley)	Estructura atómica Estruct electrónica / tabla/prop periódicas	Vie 1 de mayo Estructura atómica Estruct electrónica / tabla/prop periódicas

3

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

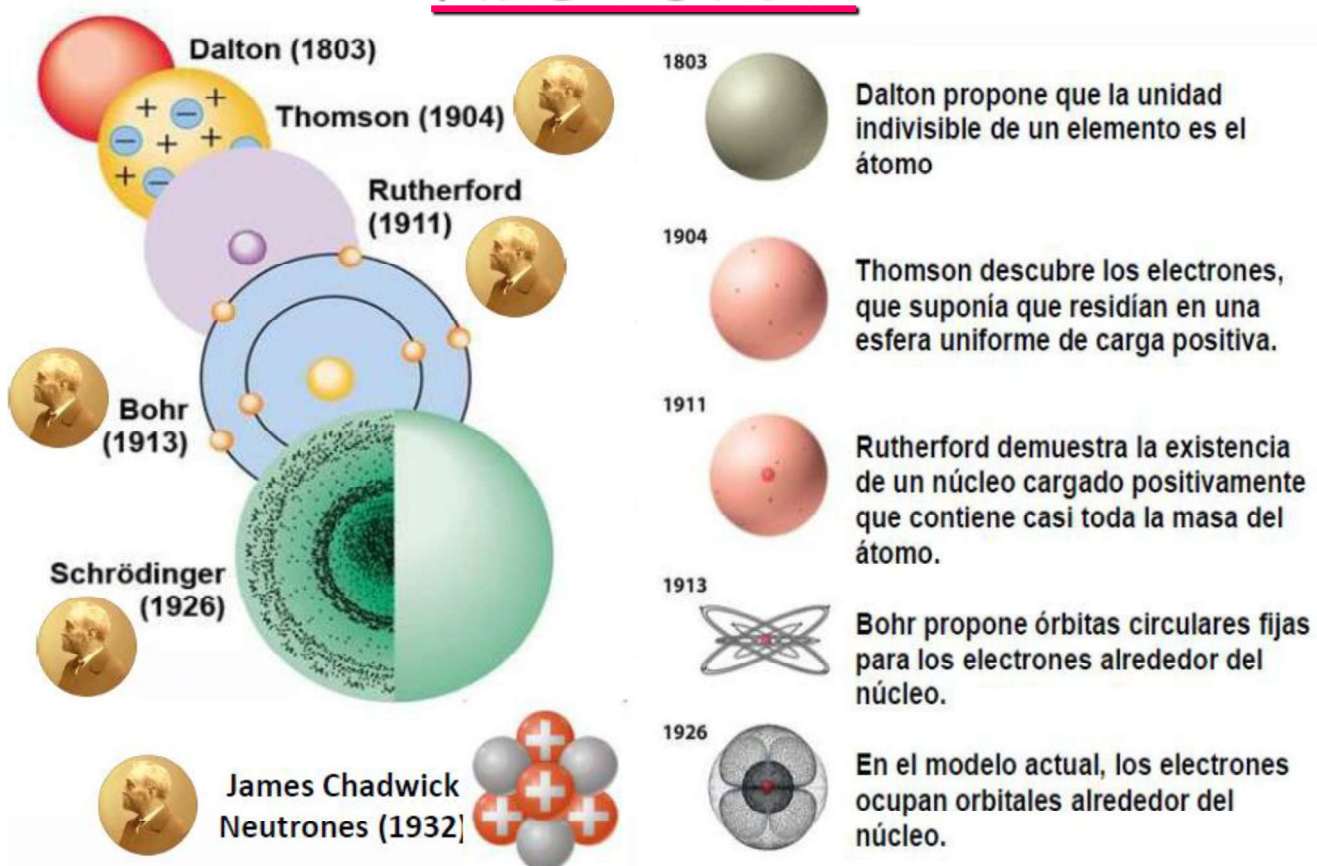
2026

4

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., 5^{ta} 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, 5^{ta} Ed Saunders College Publishing (2003).

HISTORIA



Modelo atómico de **Demócrito** (460 - 370 a. C.), quien sostenía que todas las cosas están compuestas por pequeñas partículas indivisibles. A estas partículas les dio el nombre de ἄτομος (átomo) que literalmente significa "que no puede cortarse".

Aunque más tarde otros filósofos como Platón y Aristóteles debatieron sus postulados, pasarían muchos años para que existiera otra aportación en la evolución del modelo atómico.

1808- **John Dalton** (1766 - 1844) En 1808: Los postulados de Dalton se resumen de la siguiente forma:

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

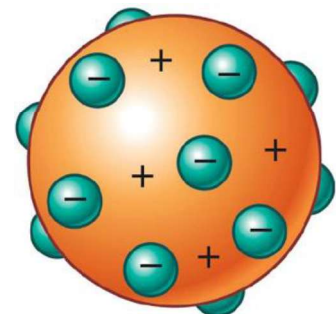
Gracias al modelo atómico de Dalton, los científicos concibieron a los átomos como la **unidad básica de la materia que conservan la identidad química de los elementos.**

1897- Modelo atómico de **Thomson** (1856 - 1940).

A partir de una serie de experimentos con rayos catódicos, descubrió partículas contenidas dentro del átomo con carga negativa. Estas partículas recibieron el nombre de electrones.

1. El modelo es concebido como una esfera uniforme con carga positiva.
2. Dentro de esta esfera se encuentran
3. incrustados los electrones.

Por la forma que describe, también se le conoce como el "modelo de pastel de pasas"



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

1911- Modelo atómico de **Rutherford** (1871 - 1937), Nuevo modelo atómico tras haber realizado experimentos con la dispersión de partículas a través de una laminilla de oro. Al descubrir que algunas se desviaban o rebotaban, llegó a las siguientes conclusiones:

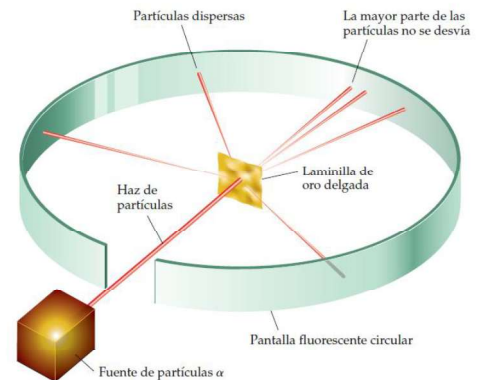
El átomo se compone de espacio vacío en su mayoría. Los electrones se mueven en este espacio. Existe una concentración de cargas positivas en el centro: **núcleo**.

Se identificó a partículas con carga

Positiva: **protones**.

Junto con Chadwick (1891 - 1972), que descubrió los **neutrones**, es decir, las partículas subatómicas con carga neutra, el átomo sería concebido como un **sistema solar**, donde las partículas girarían en torno al **núcleo**, que sería el centro de todo.

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



9

1913- Modelo atómico de **Bohr** (1885 - 1962) estudió el átomo del hidrógeno, lo que le ayudó a establecer ciertas adecuaciones al último modelo atómico:

1. Los átomos que tienen el mismo número de electrones de valencia y que poseen distintos números, tienen características similares.
2. Los átomos tienen un núcleo demasiado pequeño y denso que contiene partículas subatómicas.
3. Los electrones se encuentran en diferentes **órbitas alrededor del núcleo**. Estas órbitas tienen una carga distinta y, entre más lejana sea la órbita, mayor será su carga positiva.

Estos modelos fueron mejorando el concepto real del átomo hasta llegar al actual, representado por Sommerfeld y Schrödinger, quienes hicieron aportaciones importantes al modelo más actual que se tenía.

10

1926- El modelo atómico de **Schrödinger** es un modelo cuántico que describe: estructura del átomo y comportamiento de los electrones.

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.

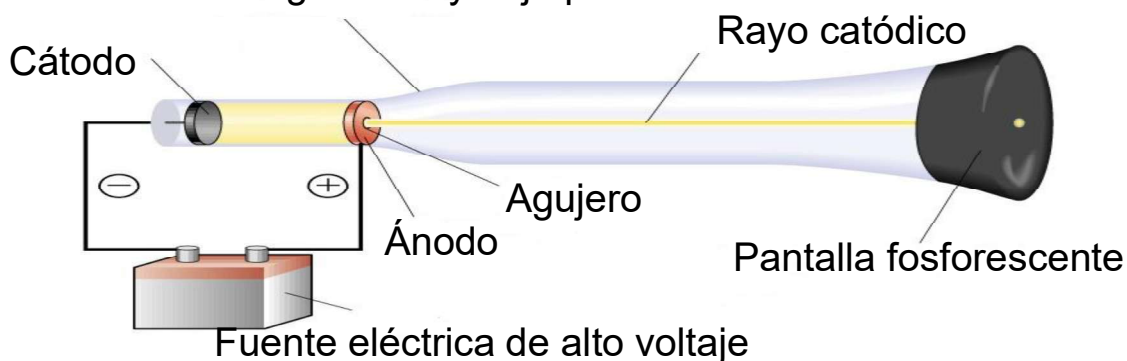
Ecuación de Schrödinger

La ecuación de Schrödinger describe la evolución temporal de las partículas subatómicas cuánticas. Permite describir la estructura de los átomos, incluidos los niveles de energía de los electrones. 11

Siglo XIX: El descubrimiento del electrón

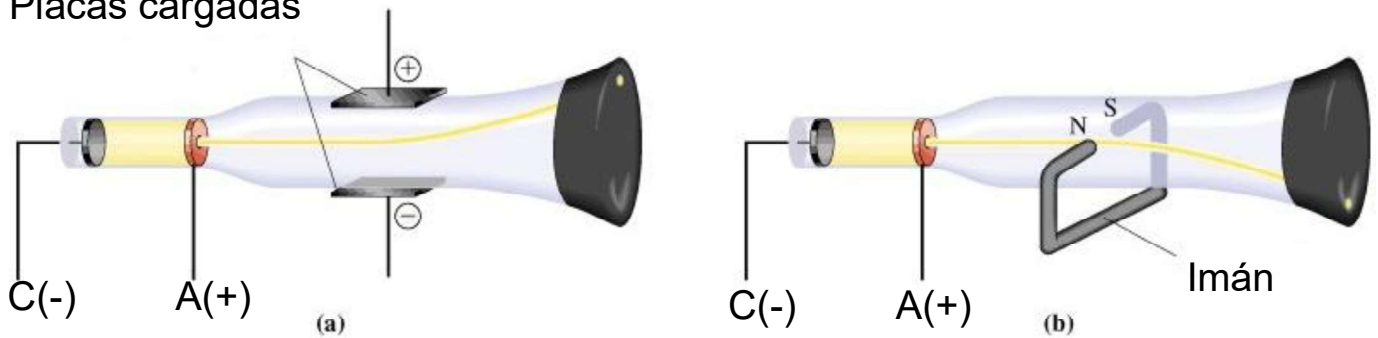
Un tubo de rayos catódicos

Tubo de vidrio con gas a muy baja presión



El ánodo y el cátodo se hallan conectados a una fuente de alto voltaje (más de 10.000 volts). En el tubo de vidrio se encuentra un gas a baja presión (aproximadamente 0,001 mm de Hg). La consecuencia es la ionización del gas

Placas cargadas

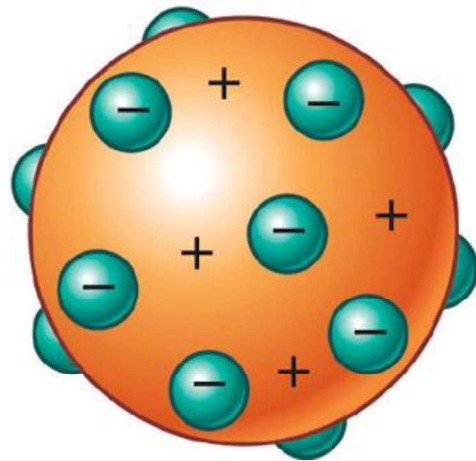


Utilizando un campo eléctrico o un campo magnético, comprobó que los rayos se desviaban alejándose del polo negativo del campo y se acercaban al polo positivo. Este comportamiento indicaba que **los rayos eran partículas negativas**.

13

Thomson

No pudo medir ni la masa, ni la carga del electrón.



Determinó la relación masa/carga
 $- 6,0 \times 10^{-12} \text{ kg/C}$

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

14

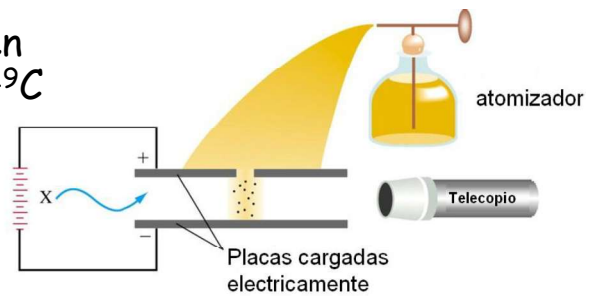
CARGA DEL ELECTRÓN

Millikan experimentos con gotas de aceite cargadas eléctricamente

Variando el campo eléctrico, las gotas tienen carga con múltiplos enteros de $1,5924 \times 10^{-19}C$

Esto representa la carga del electrón.

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



MASA DEL ELECTRÓN

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

$$\begin{aligned} m_e &= (\text{relación masa/ carga}) (\text{carga}) \\ &= (6,0 \times 10^{-12} \text{ kg } C^{-1}) (1,5924 \times 10^{-19} C) \\ &= 1,0 \times 10^{-30} \text{ kg} \end{aligned}$$

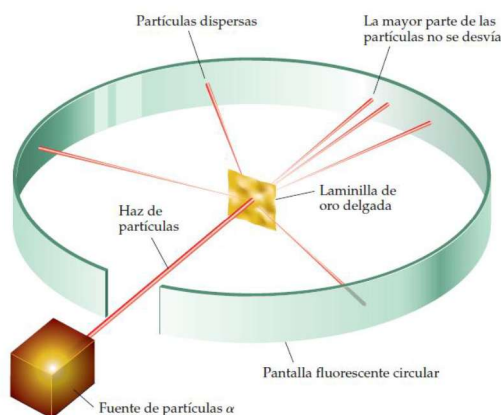
El valor actual de la masa del electrón es: $9,109 390 \times 10^{-31} \text{ kg}$

15

NUCLEO DEL ÁTOMO

1909 Rutherford

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 deflecionadas por la lámina.

Esto indica la presencia de un núcleo pequeño, denso y cargado positivamente

"La mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva se encuentra en una región muy pequeña, extremadamente densa: NUCLEO. La mayor parte del volumen total es un espacio vacío donde los electrones se mueven alrededor del núcleo"

16

Partículas Nucleares: protones y neutrones

1932 Chadwick

NEUTRÓN partículas con la misma masa que el protón, pero sin carga. Se encuentran presentes en todos los átomos.

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

17

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}

MASA DEL ÁTOMO: peso atómico

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

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

Es la doceava parte de la masa de un átomo neutro y libre de carbono 12 (^{12}C).

18

1 mol ---- 1 número de Avogadro de sustancias

Número Avogadro: $6,023 \cdot 10^{23}$ elementos

1 átomo C----- 12 uma

1 mol átomo C ----- 12 g

CO_2 12uma (C) + 16 uma(O) x2 : 44 uma 1 molécula de CO_2

1 mol de moléculas de CO_2 : 44 g

Peso atómico CO_2 : 44 uma / 1 molécula
44 g/mol moléculas

19

ISÓTOPOS

* Para un elemento: todos los átomos tienen igual número de protones

Cada elemento tiene un número distinto de protones.

El número de protones de un átomo recibe el nombre de número atómico, Z

• número de p^+ = número de e^-

Como un átomo debe ser **eléctricamente neutro**, Z tiene que ser igual al número de electrones (e) $\rightarrow Z = e$

* **difieren en los neutrones: ISOTOPOS**

O 8 protones 8 electrones ???neutrones

20

$\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}$

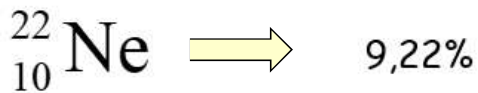
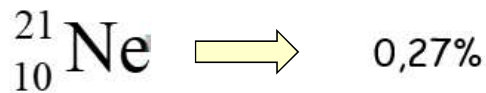
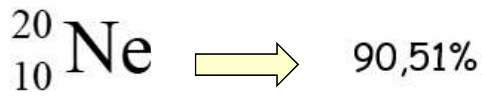
Z: número atómico: número de protones de un átomo

Z: p^+ ($= e^-$)

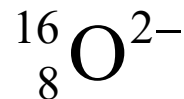
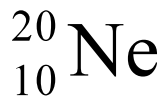
A: número másico: suma del número de protones y neutrones

A: $p^+ + n^0$

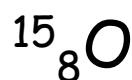
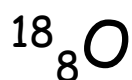
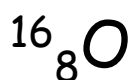
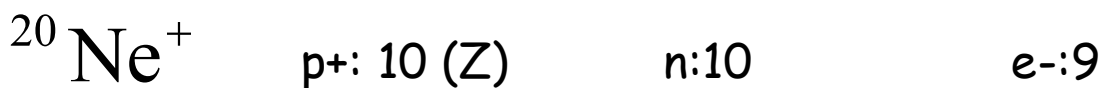
El número de neutrones puede ser calculado como $n^0: A-Z$



Ejercicio, indique el número de protones, electrones y neutrones de:



21



Mezcla isotópica natural. Cálculo del peso atómico

Ejercicio 1: Luego de utilizar un espectrómetro de masas con una muestra de cloro gaseoso se obtuvieron los siguientes resultados: 75.78% como ^{35}Cl , el cual tiene una masa atómica de 34.969 uma, y 24.22% como ^{37}Cl , que tiene una masa atómica de 36.966 uma. Calcule la masa atómica promedio (el peso atómico) del cloro.



$$m: 0,7578 \cdot 34,969 + 0,2422 \cdot 36,966: 35,453 \text{ uma}$$

Ejercicio 2: 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.

Respuesta: 28,08 g/mol

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

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

23

Los electrones en los átomos

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

Radiación electromagnética (EM):

La radiación electromagnética es una 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.

La radiación electromagnética se mueve en el vacío a una velocidad de $3 \times 10^8 \text{ m/s}$.

Velocidad de la luz en el vacío (c): $3 \times 10^8 \text{ m/s}$

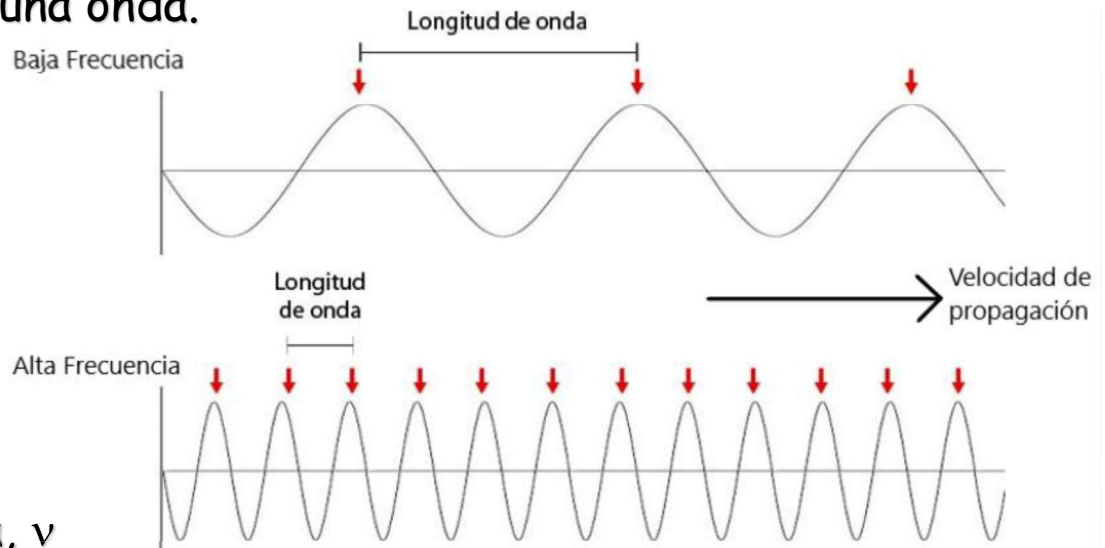
ONDAS

Longitud de onda, λ

Es la distancia entre dos máximos o mínimos sucesivos.

Amplitud, A

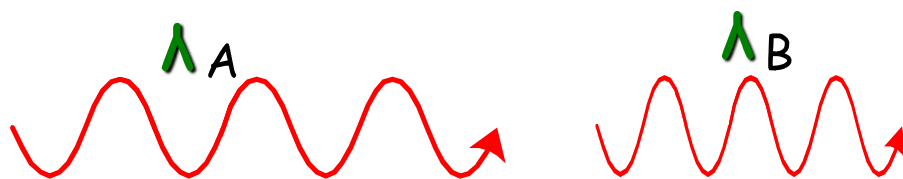
Es la mitad de la distancia vertical desde el máximo hasta el mínimo de una onda.



Frecuencia, ν

es el número de máximos o mínimos que pasan por un punto dado en la unidad de tiempo (normalmente un segundo).²⁵

El sistema internacional de unidades para la frecuencia (ν) es el hercio (o en inglés hertz), Hz
 $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$



$$\lambda_A > \lambda_B$$

menos ciclos pasan por un punto en un segundo

Longitud de onda y frecuencia se relacionan inversamente:

$$\lambda \nu = c$$

c es la velocidad de la luz: $3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$

Ejercicio:

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

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

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

27

Energía cuantizada y fotones

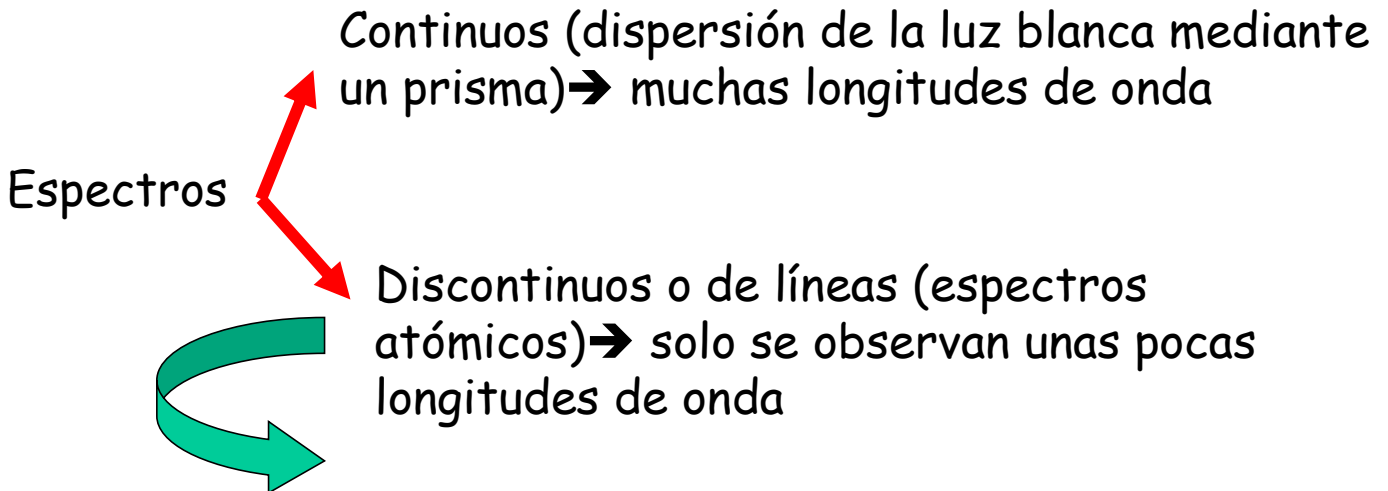
Si bien el modelo ondulatorio explica muchos procesos, existen fenómenos que no se pueden explicar:

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

28

Espectros de emisión

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



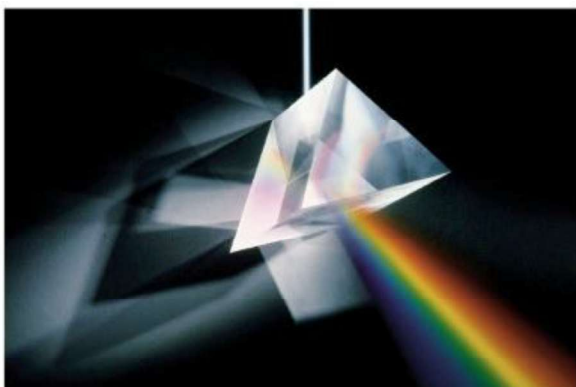
Descarga eléctrica en un gas

Llama de gas coloreada por la presencia de un ión

29

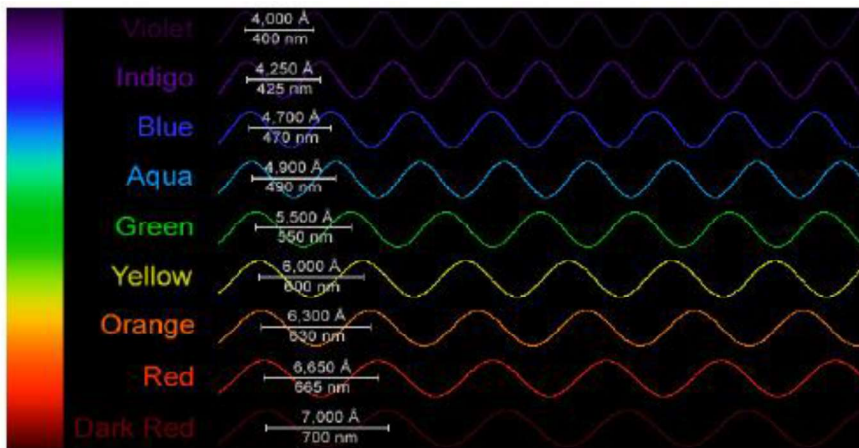
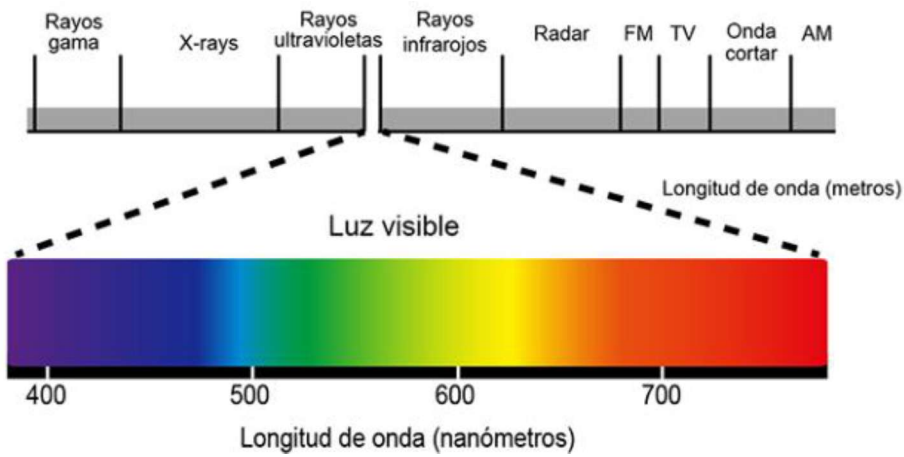
La luz blanca se puede separar en sus componentes a través de un prisma.

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



(a)

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

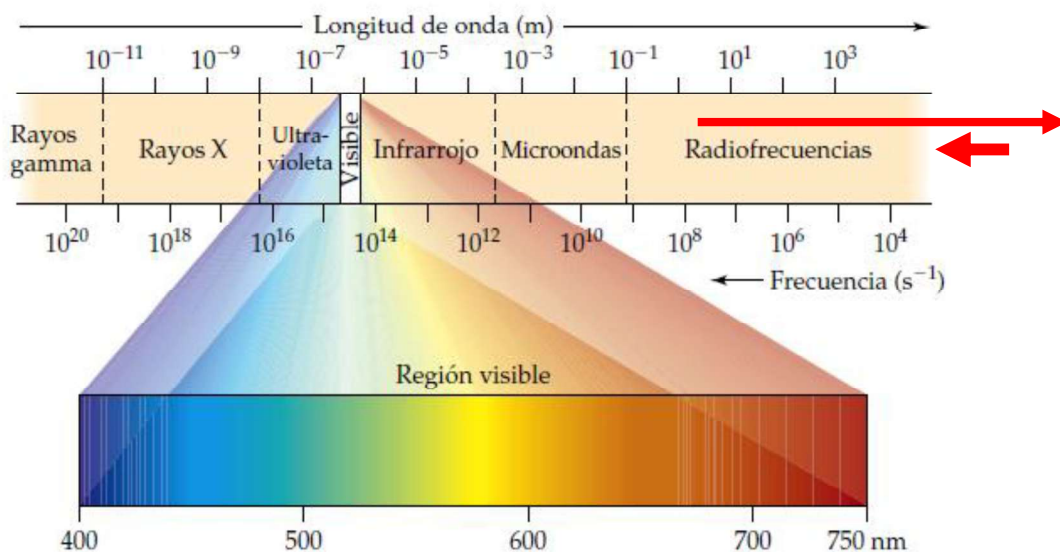


menor λ mayor ν

mayor λ menor ν

31

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



La región visible es solo una pequeña fracción del espectro electromagnético

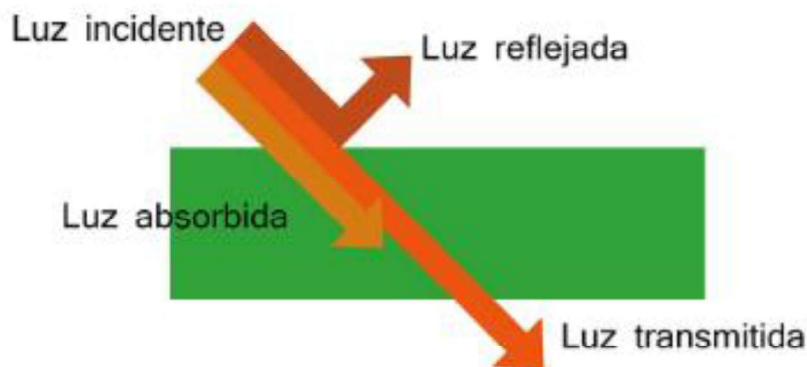
32

ABSORCIÓN Y EMISIÓN DE RADIACIÓN

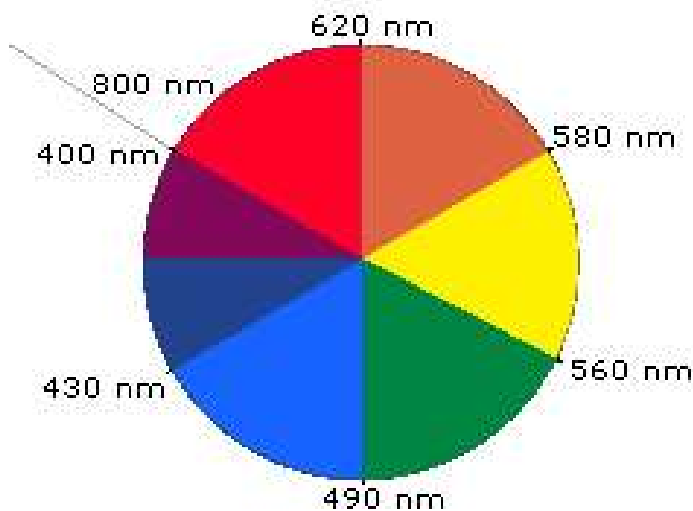
Transmisión-La radiación EM pasa a través de la materia --no hay interacción.

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.



33



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

Absorción entre 400-430 nm: se ve amarillo (complementario)

Absorción entre 490- 560 nm: se ve rojo

Absorción total: se ve negro

Reflexión total: se ve blanco

34

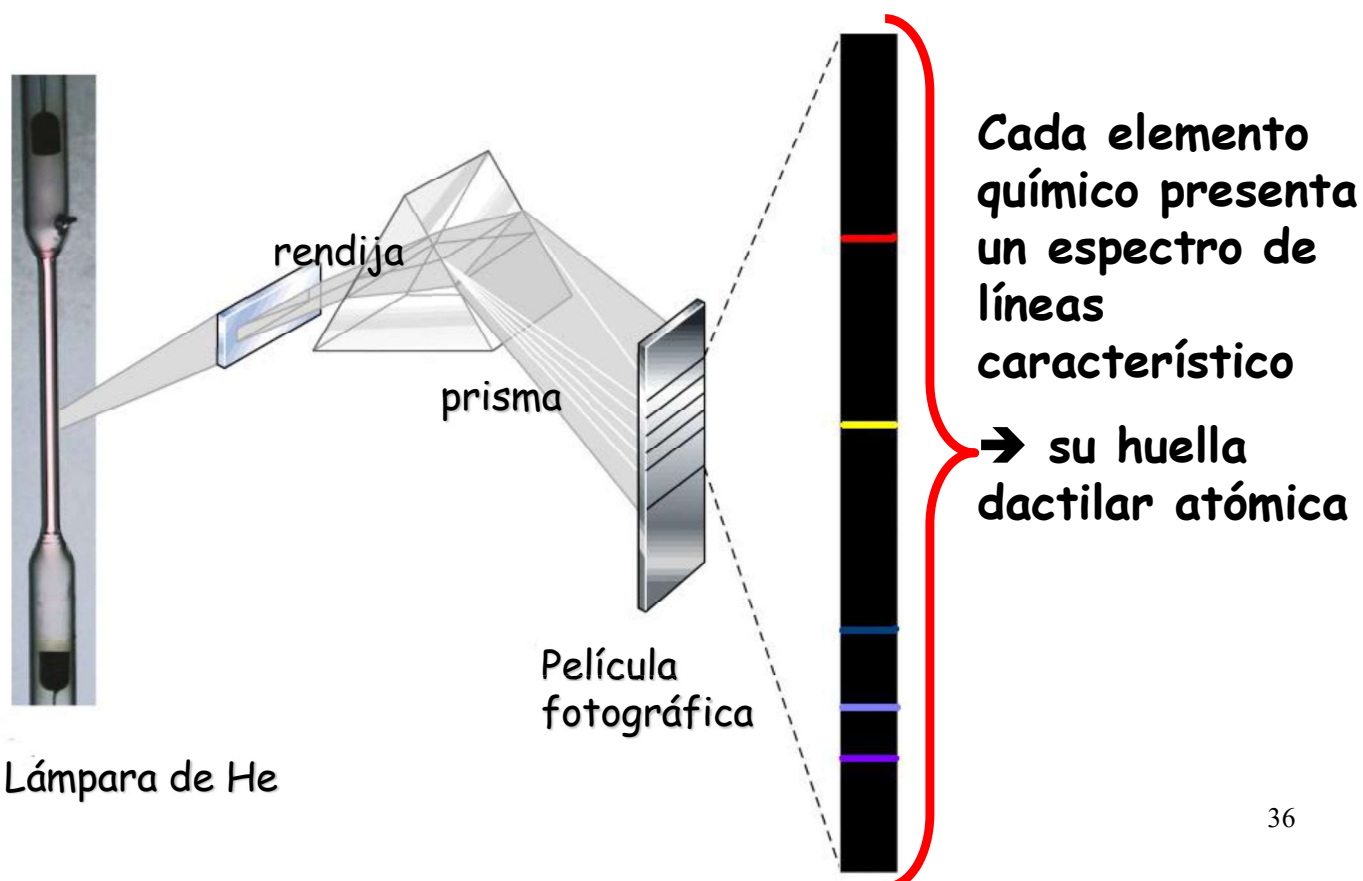
Las posiciones de las líneas de los espectros de emisión y absorción de un elemento son las mismas.

Cada elemento emite su propio color característico



35

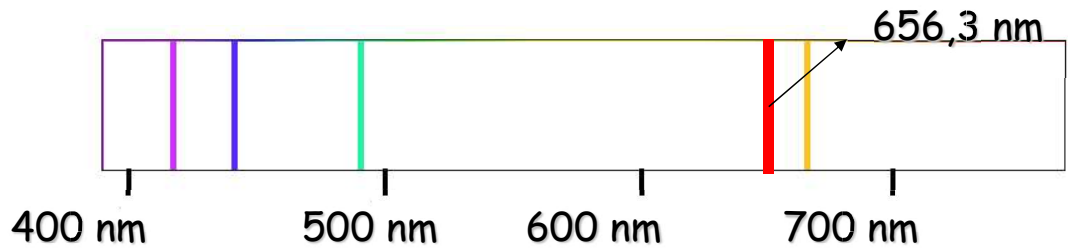
Descarga eléctrica en un gas: el espectro atómico, o espectro de líneas, del He



36

El espectro atómico del hidrógeno

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.



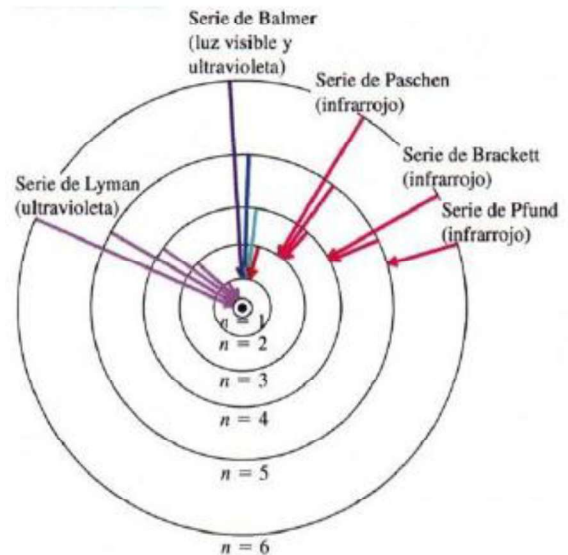
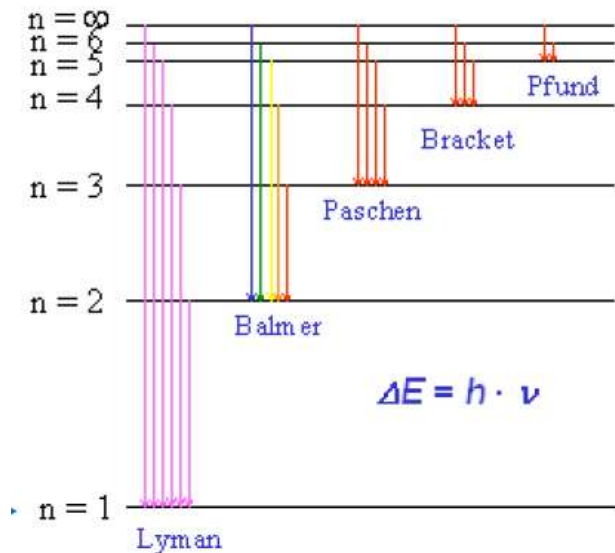
Ecuación de J. Balmer modificada por J. Rydberg

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

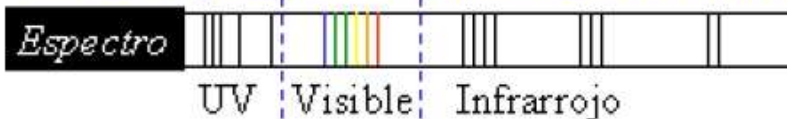
ν = frecuencia de la línea espectral; n entero > 2

37

Series espectrales



SERIES: Lyman | Balmer | Paschen Brackett Pfund



38

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

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

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

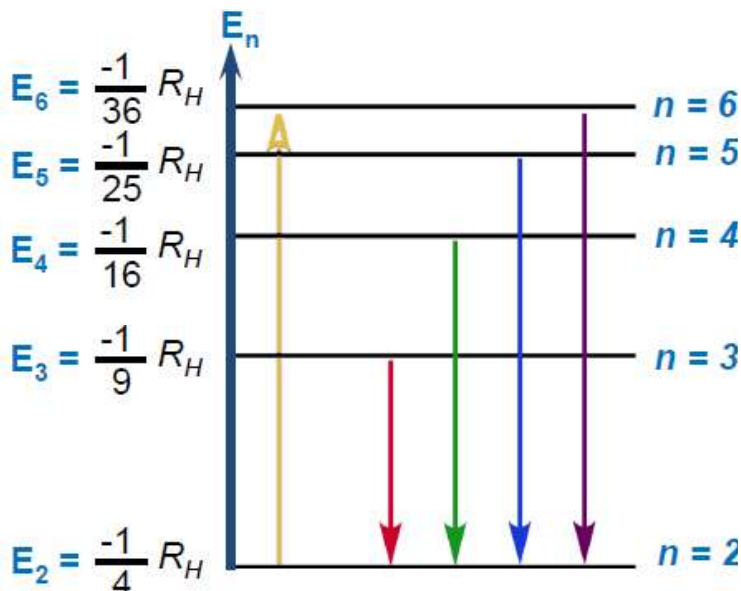
$n = 1$: Estado Basal
 $n = 2, 3, 4...$: Estados Excitados

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

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

39

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
 $n = 2, 3, 4...$: Estados Excitados

Absorbe $\Delta E_n =$ positivo
 Emite $\Delta E_{\text{energía}} =$ libera $E_n =$ negativo

40

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



Li



Na



K

41

Ejercicio:

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

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

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} \rightarrow 589 \text{ nm} = 5,87 \times 10^{-7} \text{ m}$$

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

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

42

Teoría cuántica de Planck (1900)

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

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

$$\boxed{E = h\nu} \quad E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad E \uparrow \quad \lambda \downarrow$$

h : Constante de Planck = $6,626 \times 10^{-34} \text{Js}$

43

Esto llevó a nuevas teorías para entender fenómenos que hasta entonces no tenían explicación:

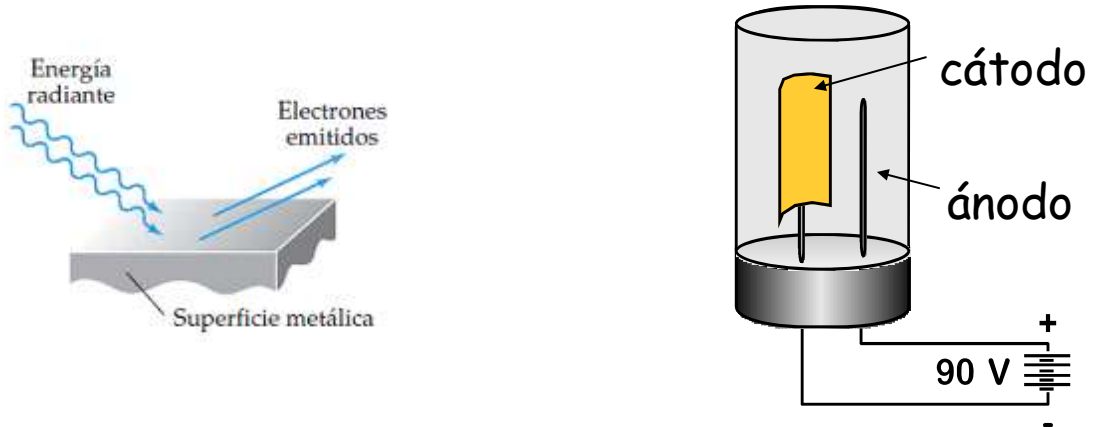
1. La emisión de electrones por superficies metálicas al ser iluminadas, fenómeno conocido como **efecto fotoeléctrico**.

2. La emisión de luz por átomos de gas excitados electrónicamente, lo que dio lugar al estudio de los **espectros de emisión**.

44

Efecto fotoeléctrico- Einstein 1905

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



El cátodo emite fotones.

Al incidir la luz sobre el cátodo, emite electrones.

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

45

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) →

1.905 Einstein propone que la radiación electromagnética tiene propiedades de partícula

"Partículas de luz" → fotones → $E = h \nu$

46

Efecto fotoeléctrico

Einstein (1905)

La luz existe como pequeños paquetes de energía llamados **FOTONES**.

La energía del fotón es proporcional a la frecuencia

$$\text{Energía del fotón} = h \nu$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda.

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

$$h = \text{constante de Plank } 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \quad 47$$

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

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

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

$$4,09 \times 10^{-19} \text{ J / foton}$$

Para determinar la energía de un mol de fotones (6,022 × 10²³):

$$E_n = (4,09 \times 10^{-19} \text{ J / foton}) (6,022 \times 10^{23} \text{ fotones/mol}) = 246 000 \text{ J/mol}$$

Convertir a kJ

$$= (246 000 \text{ J/mol})$$

$$= 246 \text{ kJ/mol}$$

ECUACIÓN DE DE BROGLIE

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

$$\lambda = \frac{h}{mv} \rightarrow \text{Cantidad de movimiento}$$

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

49

Usando la ecuación de DeBroglie, 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: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2$

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

Ej.: 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 ?

$$\lambda = h/mv = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ Kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{91 \text{ Kg} \cdot 6 \cdot 10^7 \text{ m s}^{-1}} = 1,21 \cdot 10^{-43} \text{ m}$$

Valor muy pequeño para poder observarse

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

50

El átomo de Bohr

¿Cómo se ordenan los e⁻ alrededor del núcleo?

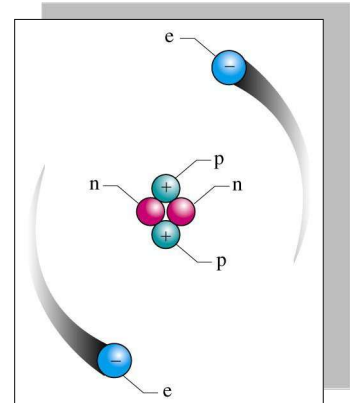
Física clásica

Los e⁻ no pueden ser estacionarios

Están en movimiento

Los e⁻ en órbitas se aceleran continuamente

Los e⁻ pierden energía y el átomo colapsa



51

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

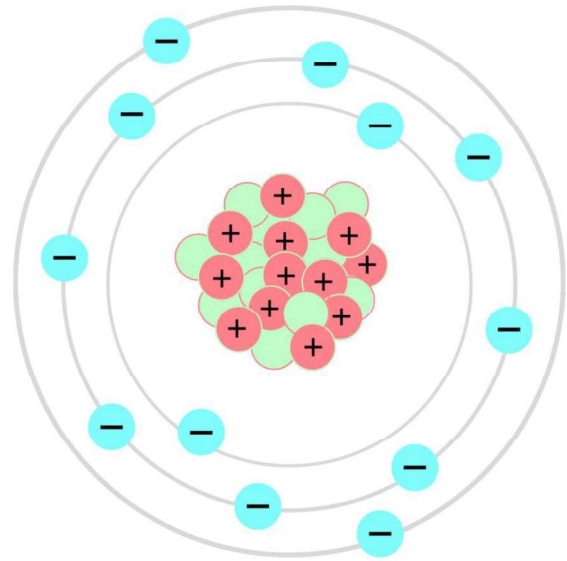
Asume que los electrones estaban confinados a estados energéticos específicos: ORBITAS

- ★ En estas órbitas estables los e⁻ giran sin radiar energía
- ★ e⁻ en órbitas permitidas (estados estacionarios) no caen en espiral.; $n = 1, n = 2, \dots \rightarrow n$ son números enteros llamados "números cuánticos". \rightarrow su energía es constante (contradice la física clásica)
- ★ un e⁻ emite o absorbe energía cuando pasa de un nivel permitido de energía a otro

52

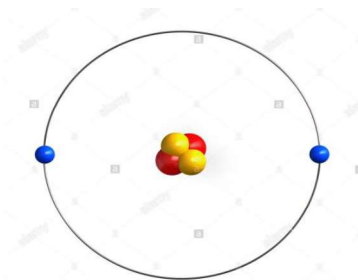
Modelo de Bohr

- Modelo tipo sistema planetario
- Cada número cuántico representa una orbita nueva o nivel.
- El centro es el nucleo.

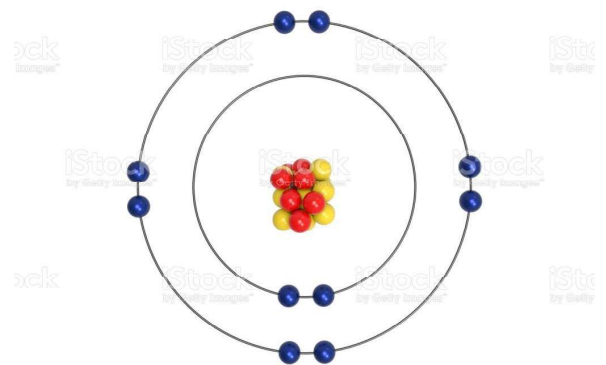


53

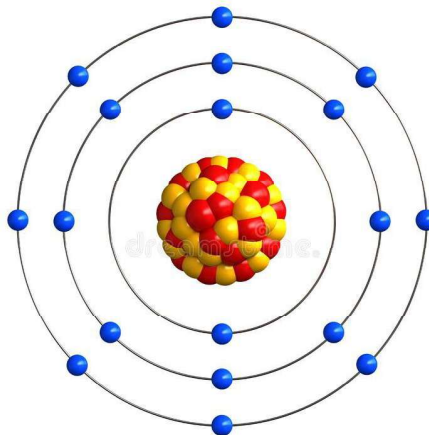
Esquema de la configuración electrónica de algunos gases nobles según el modelo de Bohr



Helio



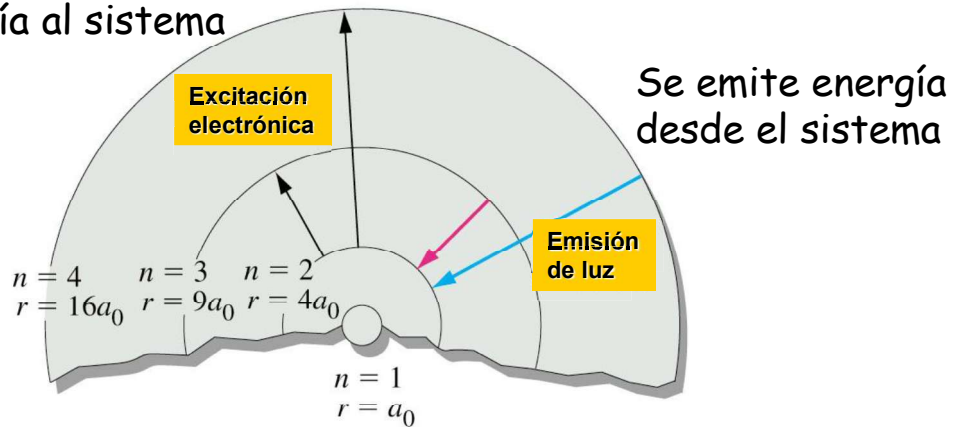
Neón



Argón

54

Se entrega energía al 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 ($n = \infty$) tiene una energía igual a cero $\rightarrow E_n = 0$ 55

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

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

$$\Delta E = \frac{h \times c}{\lambda} \rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{h \times c}$$

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

Considerar: n_f menor que n_i

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

h = constante de Planck = $6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}$

c = velocidad de la luz en el vacío = $3,0 \times 10^8 \text{ m} \times \text{s}^{-1}$

R_H : Constante de Rydberg

$$R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} = 1,10 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$n=6 \rightarrow n=2 \quad \Delta E \quad \lambda \quad \downarrow \Delta E < 0$$

$$\Delta E = -R_H \left(\frac{1}{n_f} - \frac{1}{n_i} \right) = -2,18 \cdot 10^8 \text{ J} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{36} \right) = 4,8 \cdot 10^{19} \text{ J}$$

$$\Delta E = h \nu = 6,26 \cdot 10^{34} \text{ J s } (\nu)$$

$$\nu = \frac{|\Delta E|}{h} \rightarrow \text{s}^{-1}$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$1,10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{36} \right) \rightarrow n_2 > n_1$$

$$c = \lambda \nu \rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu}$$

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

$$\lambda = \frac{|\Delta E|}{h c}$$

Ejercicio no 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. **Rta.:** $\Delta E = -1260,0 \text{ kJ/mol}$ (emisión), $\lambda = 95 \text{ nm}$, $\nu = 3,16 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

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

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

$$= -2,092 \cdot 10^{-18} \text{ J} \times 6,023 \cdot 10^{23} = \text{J/mol} \dots /1000 = -1260 \text{ kJ/mol}$$

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

$$= 1,10 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{25} \right) = 10,56 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

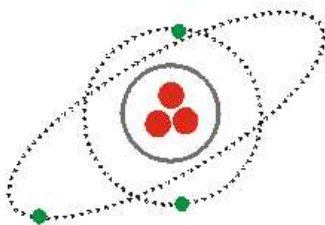
$$1/10,56 \cdot 10^6 = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

- 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:
- Atomos distintos de hidrogeno.
- Porque la energia es cuantizada.

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

59

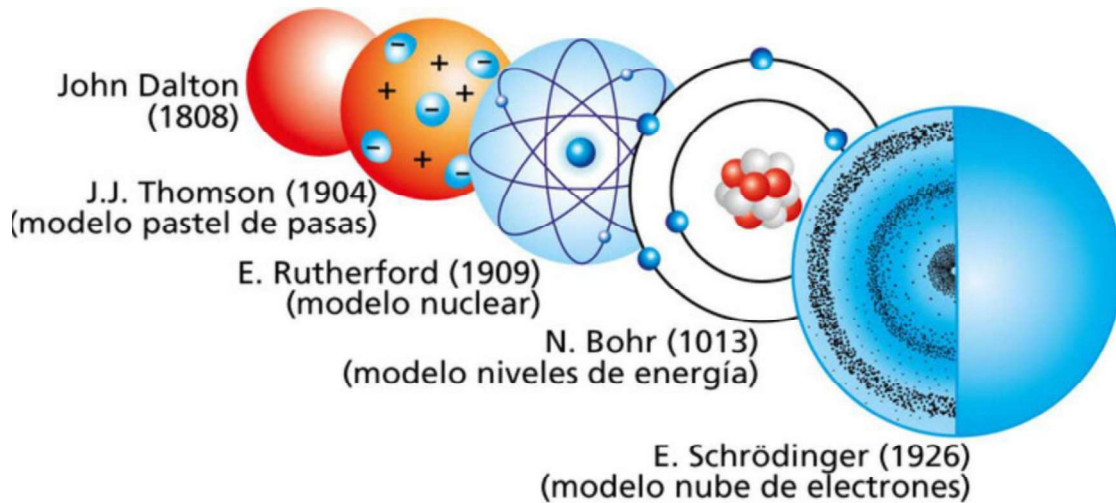
El modelo de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. En los espectros realizados para otros átomos se observaba que electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía. Algo andaba mal. La conclusión fue que dentro de un mismo nivel energético existían SUBNIVELES.



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

60

Modelo cuántico del átomo



61

Modelo cuántico del átomo

1926 Schrödinger desarrolló una ecuación que describe el comportamiento y energía de los electrones 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 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**.

62

Ecuación de onda de **Schrödinger**



soluciones

Orbitales o funciones de onda

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:

$$n, l, m_l$$

63

Números cuánticos

1) 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 → $n = 1, 2, 3, \dots$

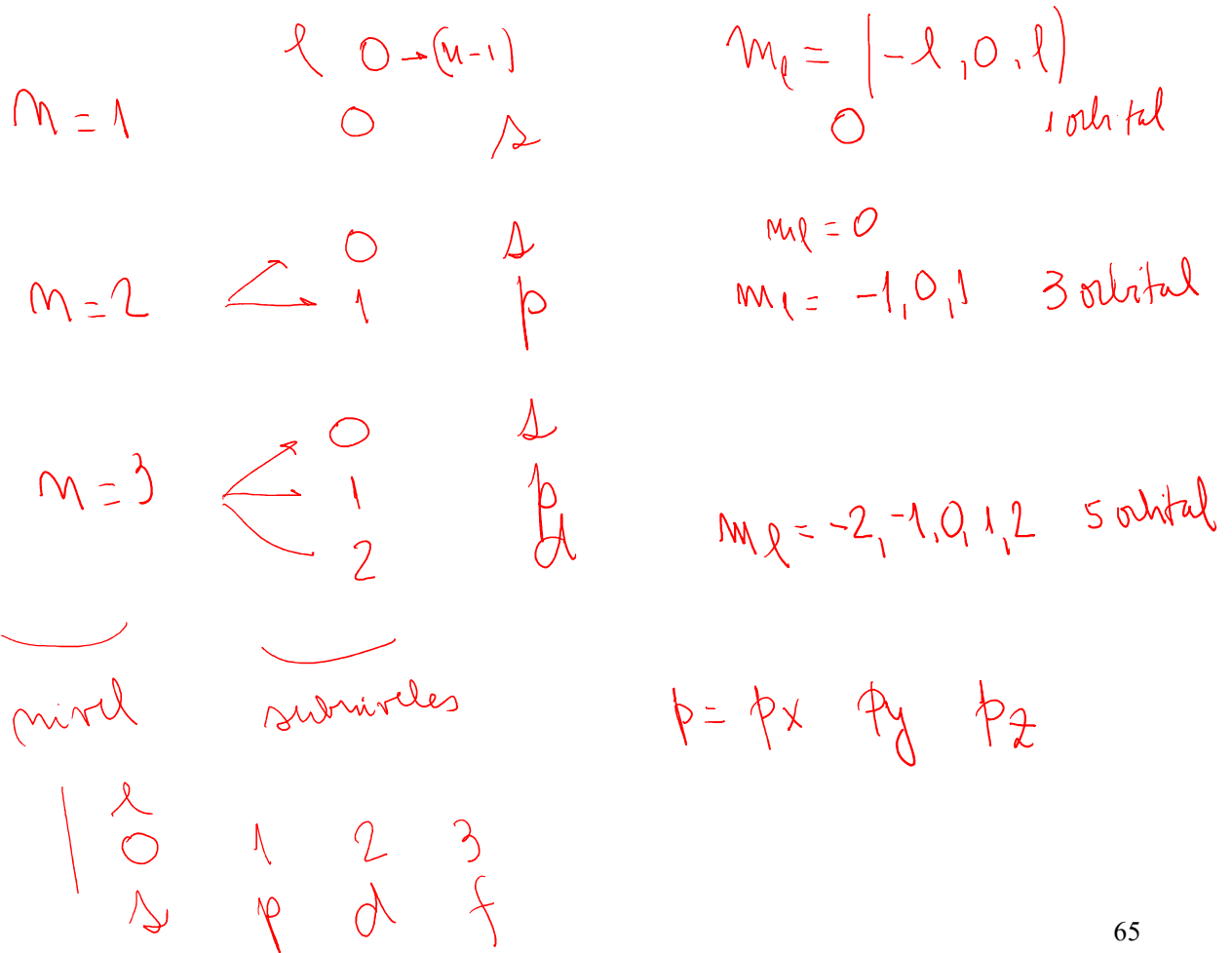
2) Momento angular orbital (o azimutal): l

Indica el número de subcapas que contiene un nivel principal. Nos 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

64



Cada subcapa recibe un nombre especial dependiendo del valor de l (independientemente de la capa en la que se encuentre) \rightarrow

$l = 0$
subcapa s

$l = 1$
subcapa p

$l = 2$
subcapa d

$l = 3$
subcapa f

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 $2l + 1$

3) 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. Tiene valores positivos, negativos e incluye al cero)

	$l = 0 - (n-1)$	$m_l = -l \quad 0 \quad +l$
$n=1$	$l=0$ (s)	$m=0$
$n=2$	$l=0$ (s) $l=1$ (p)	$m=0$ $m=-1, 0, 1$
$n=3$	$l=0$ (s) $l=1$ (p) $l=2$ (d)	$m=0$ $m=-1, 0, 1$ $m=-2, -1, 0, 1, 2$

Cada valor de m
es un orbital

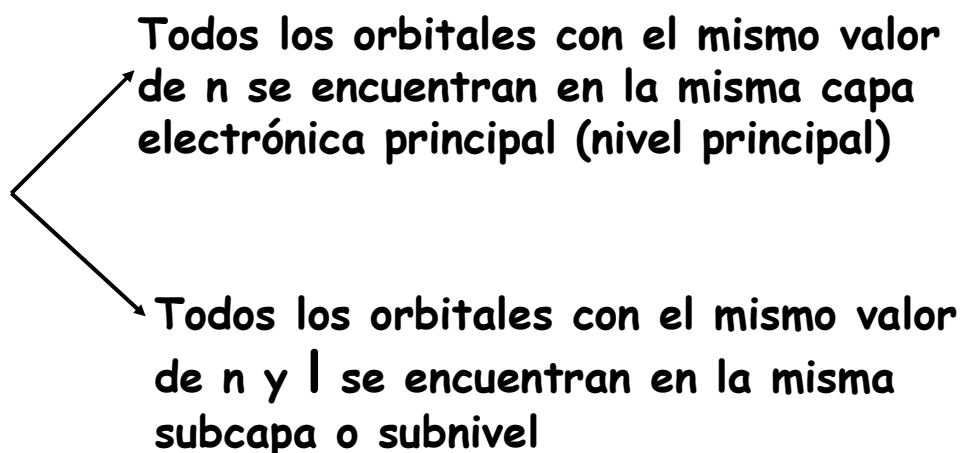
67

Números cuánticos

n	l	m_l	nivel	nro. de orbitales
1	0	0	1s	1 $1s^2$
2	0	0	2s	1 $2s^2$
	1	-1, 0, 1	2p 6	3 $(2p_x)^2 2p_y^2 2p_z^2$
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, 1	3p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d 10	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 14	7

68

Capas y subcapas electrónicas



El número de subcapas de un nivel (n) depende de los valores permitidos de $l \rightarrow$ por lo tanto coincide con el valor de n

69

Ejercicio:

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

a) $n = 2$; $l = 0$; $m_l = 0$ $2s$

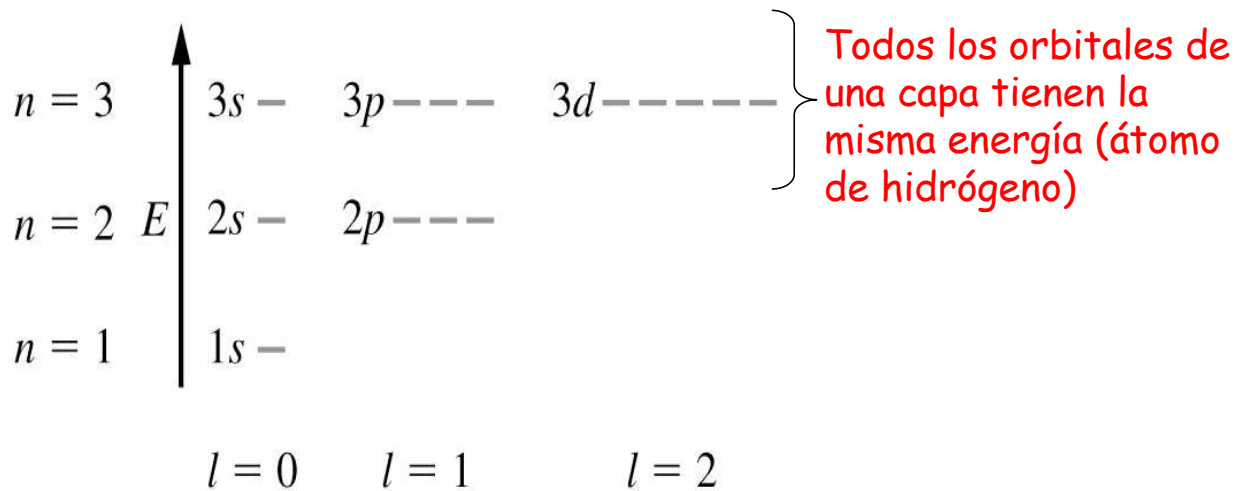
b) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = 0$ $4d$

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

a) Así, una valor de l igual a 0 indica un orbital tipo s y como n es igual a 2 \rightarrow el orbital será $2s$

70

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)

71

Capa electrónica: igual n
 Subcapa electrónica: igual n y l

Restricciones:

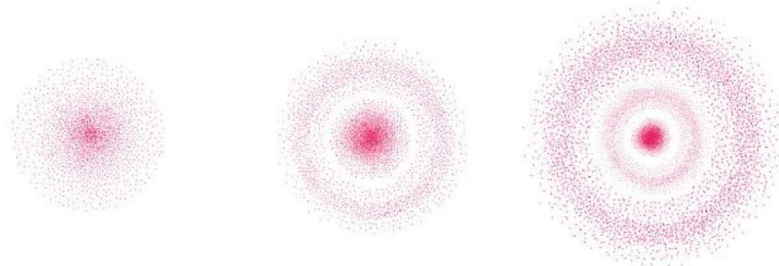
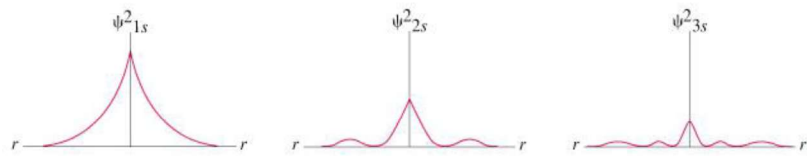
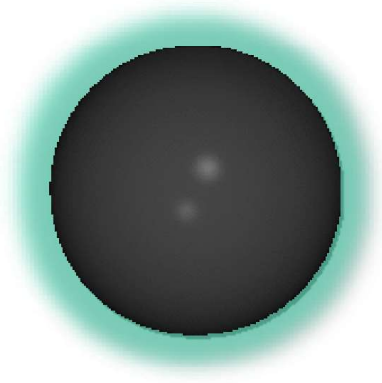
1- capas con número cuántico n , tienen n subcapas

2- cada subcapa tiene :	s	1 orbital
	p	3 orbitales
	d	5 orbitales

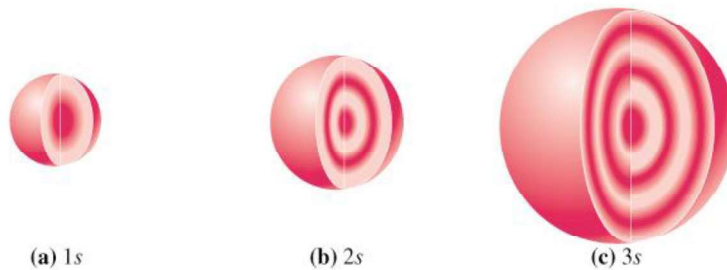
3- número total de orbitales: n^2

72

El orbital s



El orbital s es una esfera. Cada nivel tiene un orbital s.

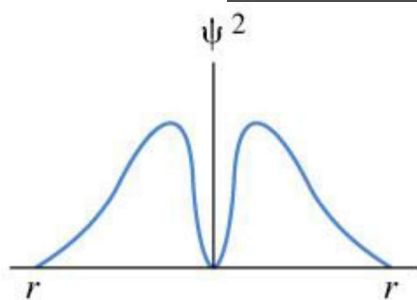
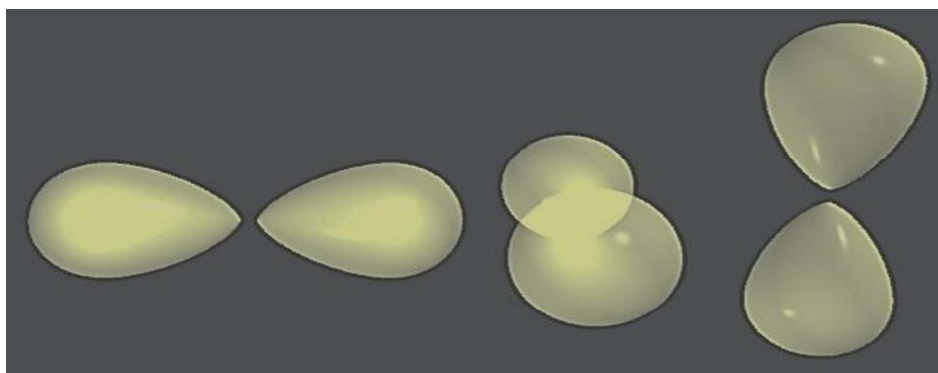


(a) 1s

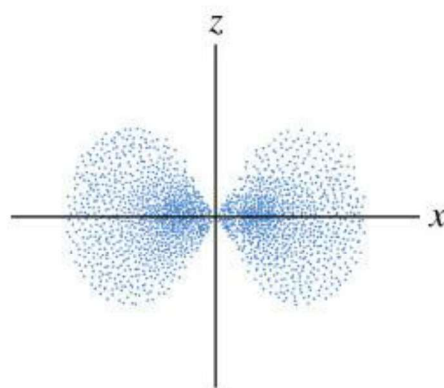
(b) 2s

(c) 3s

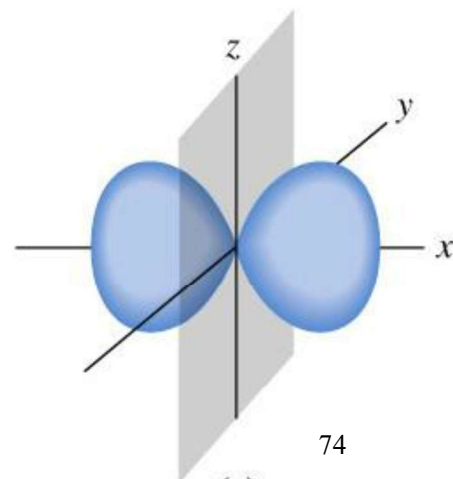
Orbitales p: Existen tres orbitales p : p_x , p_y Y p_z



(a)

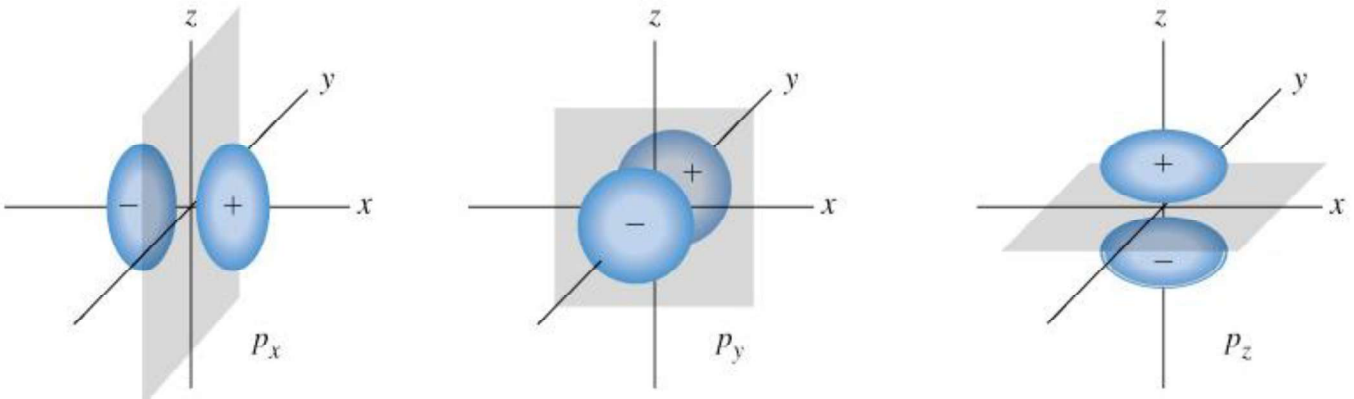


(b)



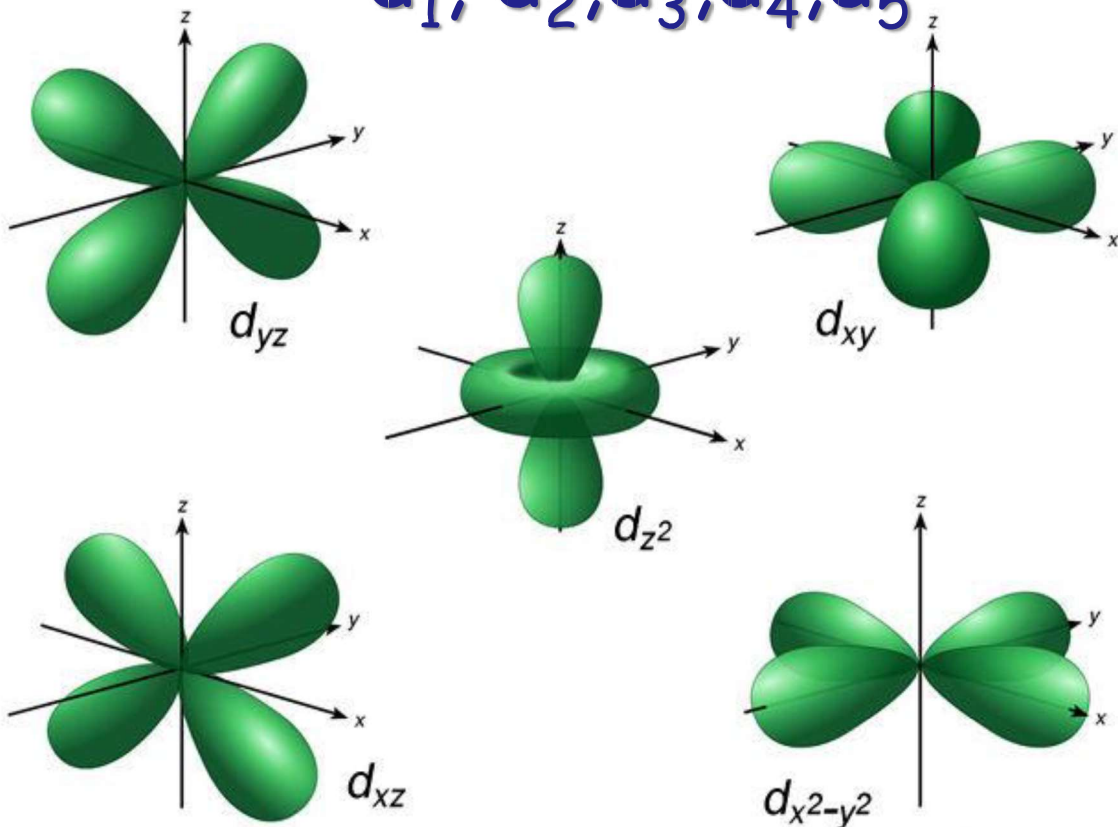
(c)

Orbitales p



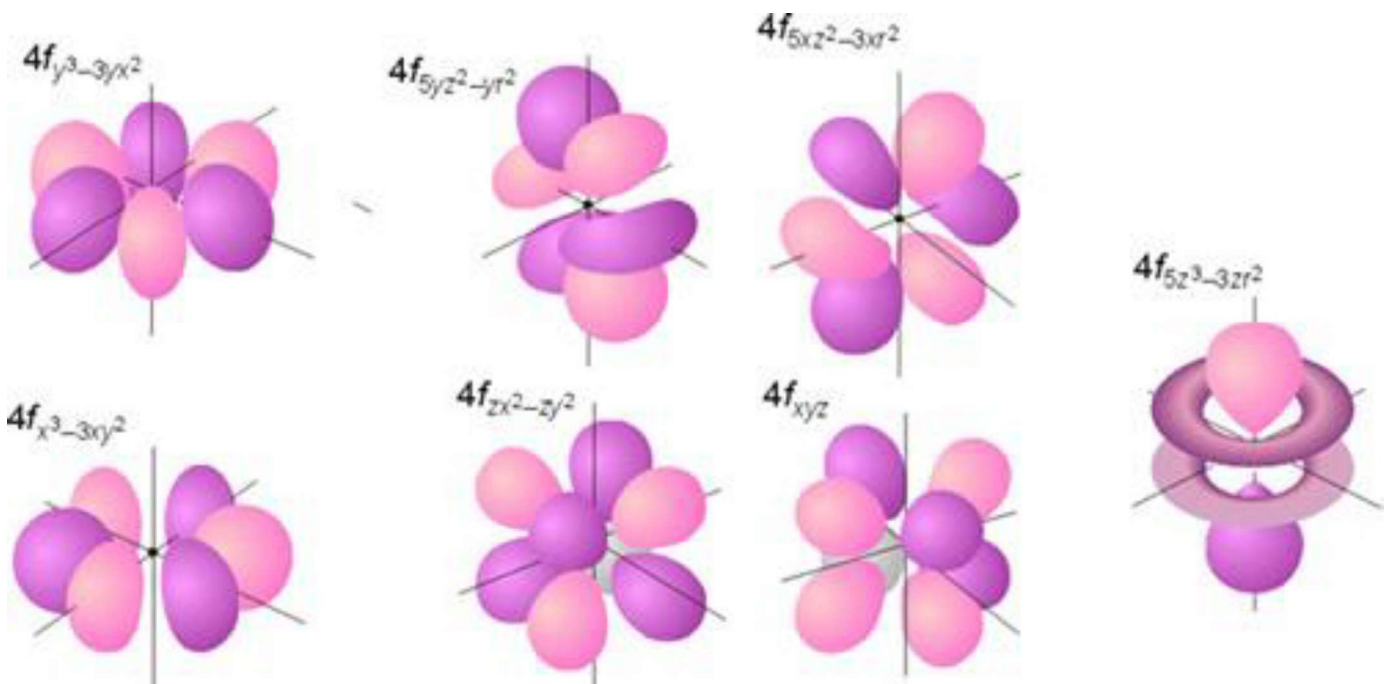
75

Orbitales d representativos d_1, d_2, d_3, d_4, d_5



76

orbitales f representativos



77

Espín Electrónico

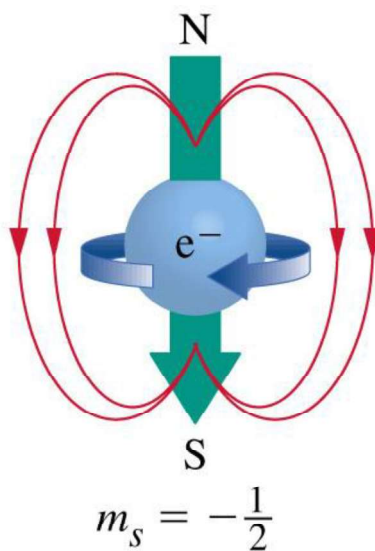
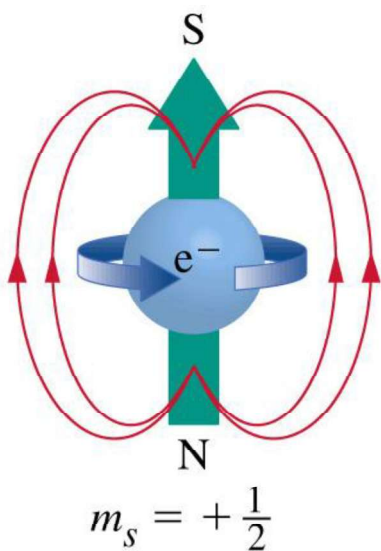
Pauli adiciona un número cuántico adicional, por ello sólo dos electrones pueden encontrarse en un orbital

Número cuántico de espín, m_s .

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

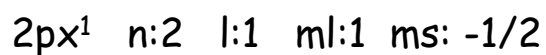
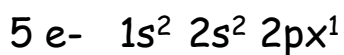
Principio de exclusión de Pauli: propone que dos electrones en un mismo átomo no pueden tener los cuatro mismos números cuánticos.

78

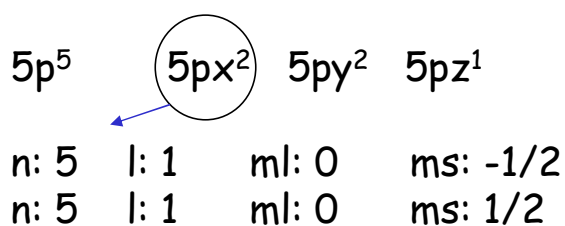
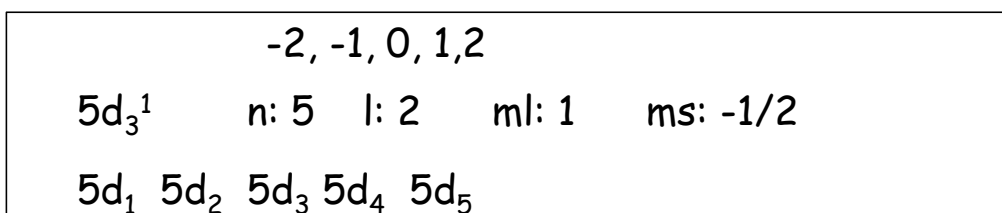
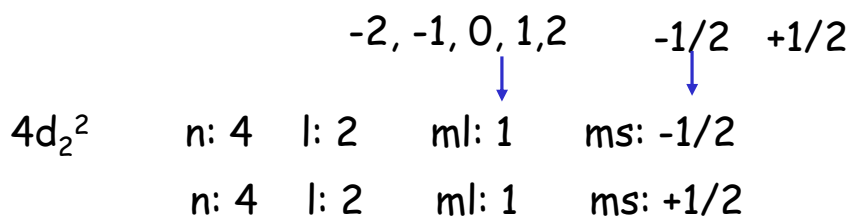


PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI: "en un átomo no pueden haber 2 e⁻ con el mismo conjunto de números cuánticos n, l ml y ms"

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



79



→ p d f

$(3d_2)^2$
 $-2, -1, 0, 1, 2$

$n = 3$
 $l = 2$
 $m_l = 1$
 $m_s = +\frac{1}{2}$

$n = 3$
 $l = 2$
 $m_l = 1$
 $m_s = -\frac{1}{2}$

elegido $\begin{matrix} -1 \\ 0 \\ +1 \end{matrix}$

$4p_x^1$
 $n = 4$
 $l = 1$
 $m_l = -1$
 $m_s = -\frac{1}{2}$

$n = 4$
 $l = 1$
 $m_l = 0$
 $m_s = \frac{1}{2}$

81

Átomos multielectrónicos

La ecuación de Schrödinger fue desarrollada para el átomo de hidrógeno → solo un electrón

Átomos multielectrónicos → se manifiestan repulsiones entre los electrones

Consecuencias de la repulsión

Las energía 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

82

Penetración y apantallamiento

Apantallamiento → es la reducción de la atracción del núcleo hacia el electrón más distante → reducen en forma efectiva la carga nuclear

Electrones en orbitales s → alta probabilidad en el núcleo

Electrones en orbitales p y d → mínima probabilidad en el núcleo

Los electrones s son los más efectivos apantallando el núcleo a los electrones más externos → son penetrantes

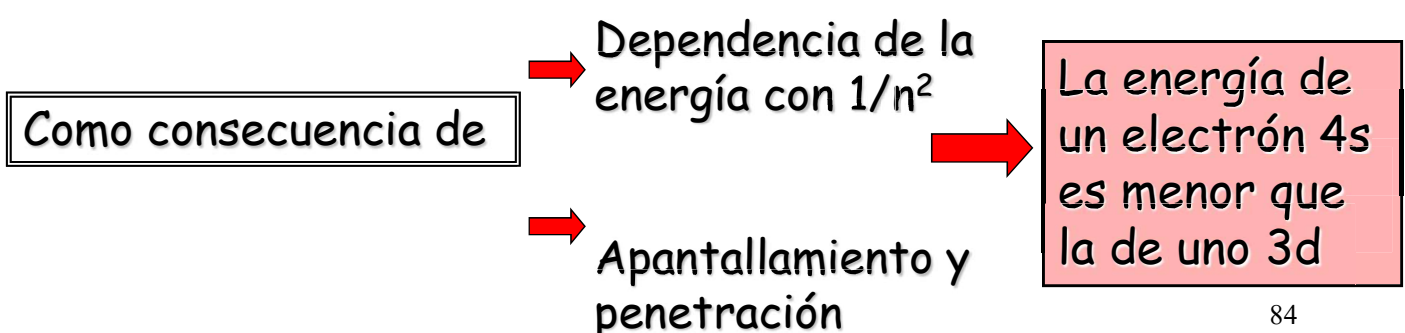
Carga nuclear → Z (para el átomo de hidrógeno)
→ $< Z$ → para átomos multielectrónicos → Z_{ef} (carga nuclear efectiva)

83

Penetración y apantallamiento

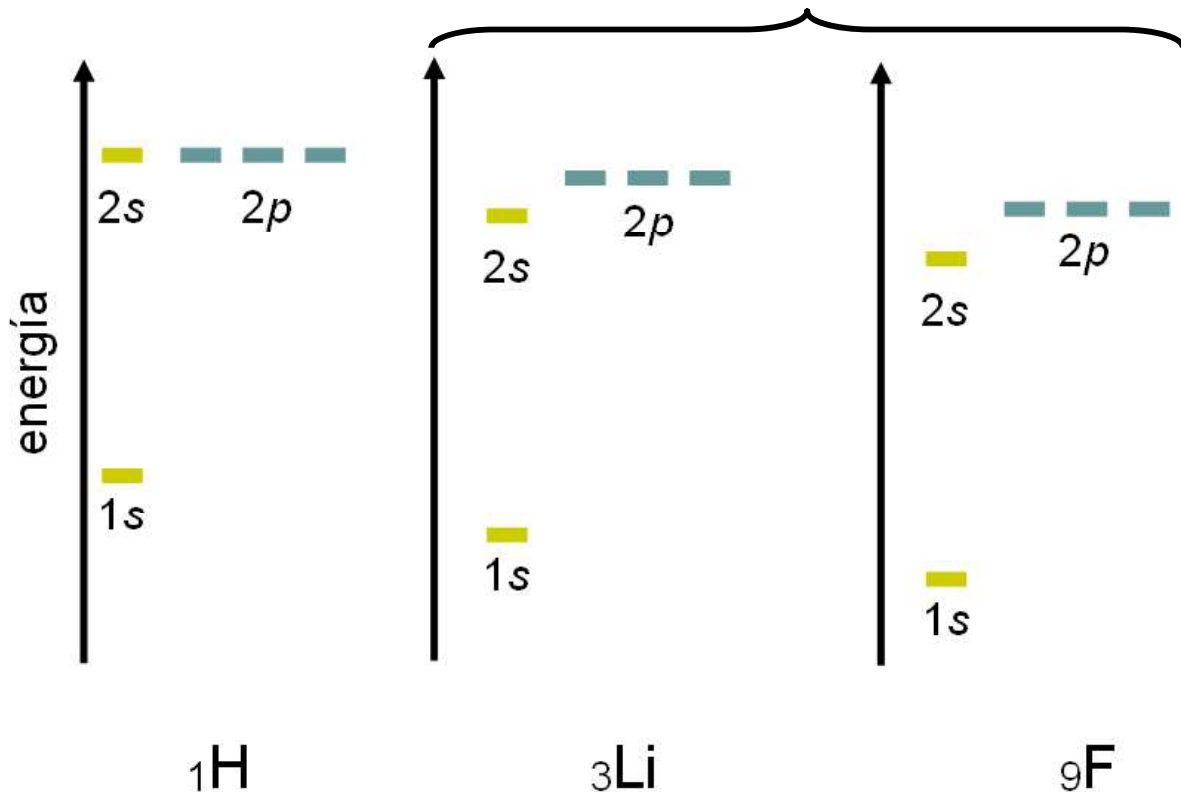
El resultado es el desdoblamiento de energías dentro de un nivel **en subniveles o subcapas**

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



84

Átomos multielectrónicos



85

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)

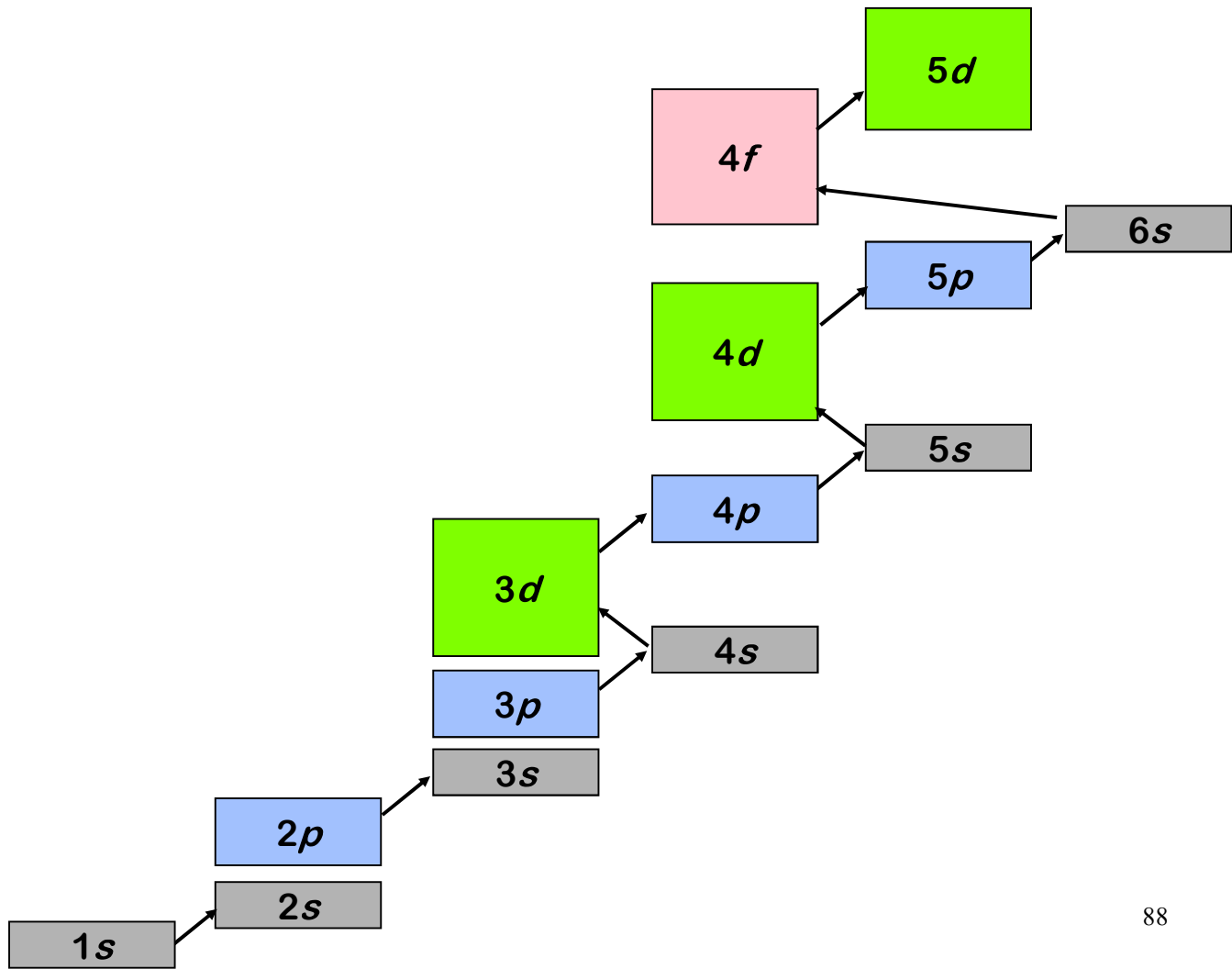
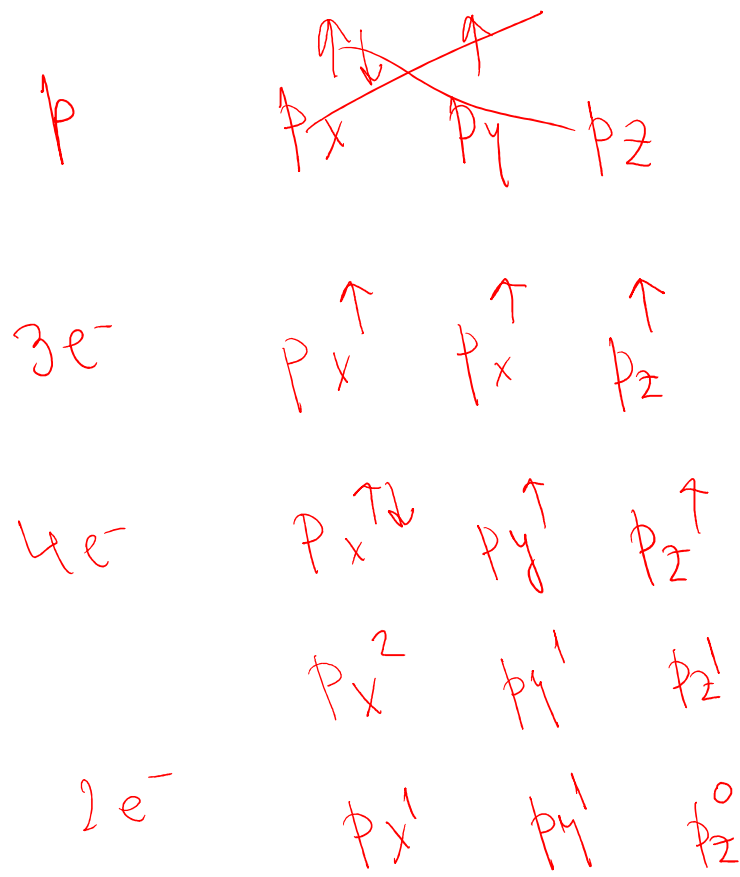
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

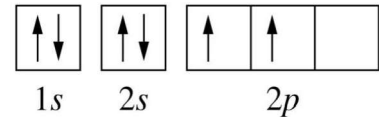
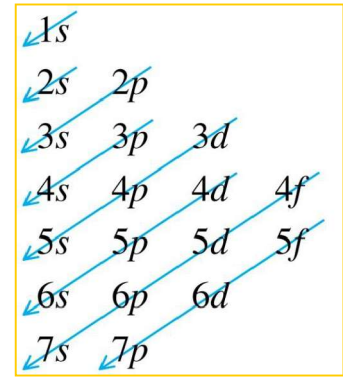
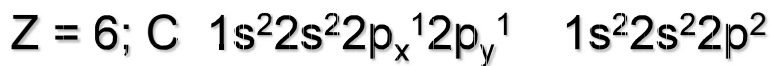
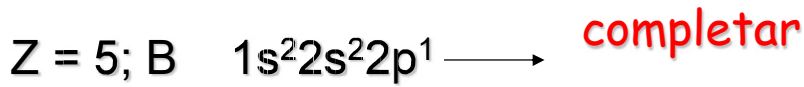
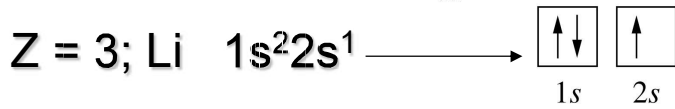
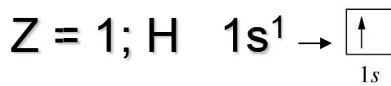
2- El principio de exclusión de Pauli: dos electrones de un átomo no pueden tener los 4 números cuánticos iguales →

Dos electrones pueden tener los mismos valores de n , l y m_l pero deben tener distinto valor de m_s

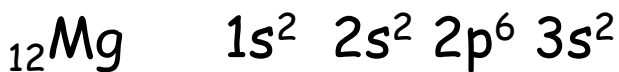
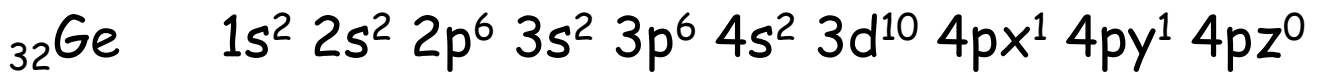
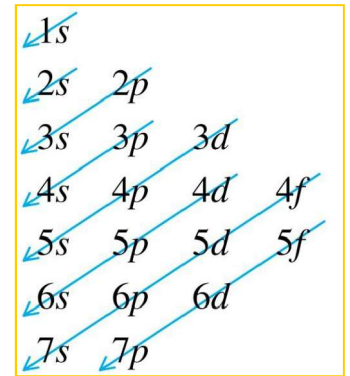
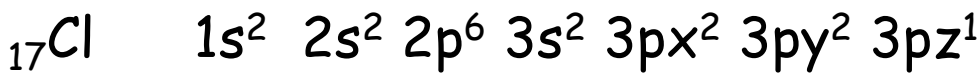
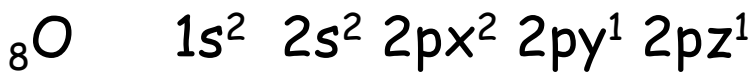
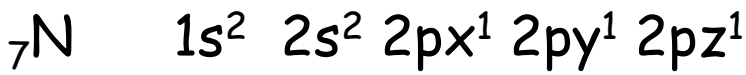
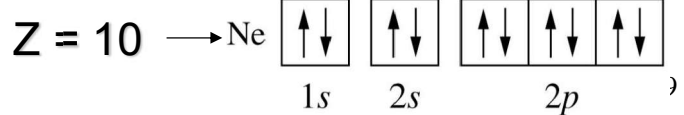
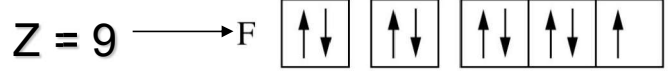
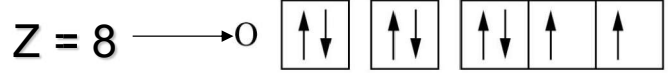
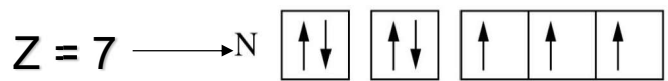
3- La regla de Hund: si los orbitales son degenerados, los electrones los ocupan inicialmente en forma desapareada → un átomo tiende a tener tantos electrones desapareados como sea posible

86





completar }





DIAMAGNÉTICOS: todos los electrones están apareados



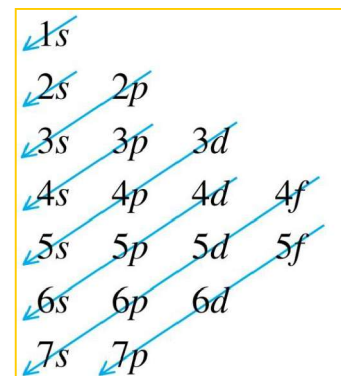
PARAMAGNÉTICOS: al menos un electrón desapareado

91

Orbitales d

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

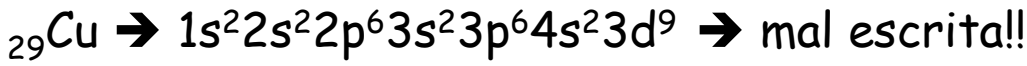
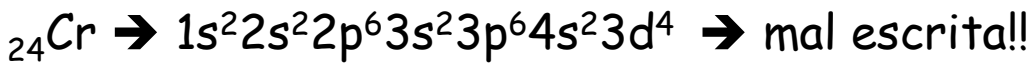
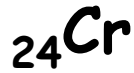
3d 4s



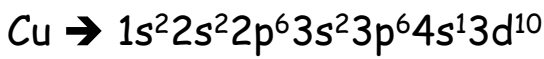
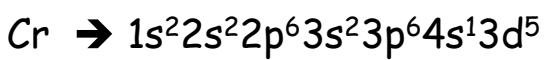
DIAMAGNÉTICO

92

Excepciones en las configuraciones electrónicas



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



} Estas son las configuraciones electrónicas correctas y fueron determinadas experimentalmente

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

Excepciones en las configuraciones electrónicas

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Legend:

- Gases nobles
- Halógenos
- No metales
- Metaloides
- Otros metales
- Metales de transición
- Alcalinotérreos
- Metales alcalinos
- Lantánidos
- Actinidos

Handwritten note: $ns^2 p^6$

Configuración electrónica abreviada:

Na: [Ne] 3 s¹ e- de capa externa o de valencia
 símbolo de gas noble

Ejemplos

- ₈O 1s² 2s² 2p⁴ 1s² 2s² 2p_x² 2p_y¹ 2p_z¹
- ₂₂Ti 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d² 3d₁¹ 3d₂¹
- ₃₅Br 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁵ 4p_x² 4p_y² 4p_z¹

Core

- O [He] 2s² 2p⁴
- Ti [Ar] 4s² 3d²
- Br [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵
 core e- de valencia

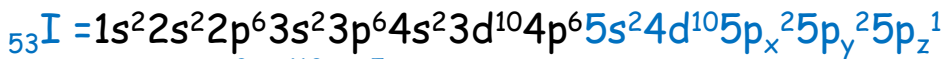
95

Escribir la configuración electrónica de:

Escribir números cuánticos del último electrón que llenaron



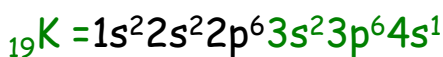
$$3d^1 = n:3 \quad l:2 \quad ml:1 \quad ms:1/2$$



$$5p_y^2 = n:5 \quad l:1 \quad ml:1 \quad ms:-1/2$$



$$3p^1 = n:3 \quad l:1 \quad ml:0 \quad ms:1/2$$

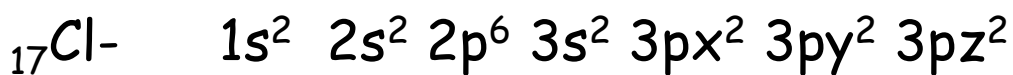
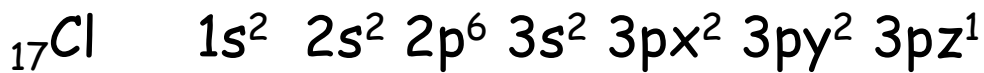


$$4s^1 = n:4 \quad l:0 \quad ml:0 \quad ms:1/2$$

96

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE IONES

- Comenzar con el estado fundamental del átomo
- CATIONES retirar el número de electrones mas externos, según la carga del catión. Comienzo por el nivel de energía ocupado mas alto
- ANIONES adicionar electrones igual a la carga del anion. Segun reglas de llenado

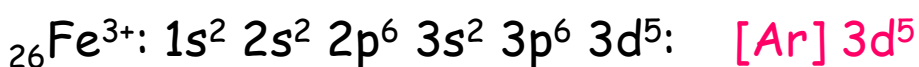
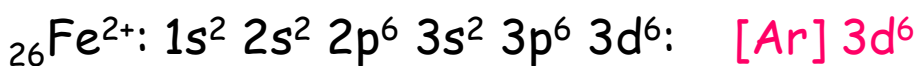
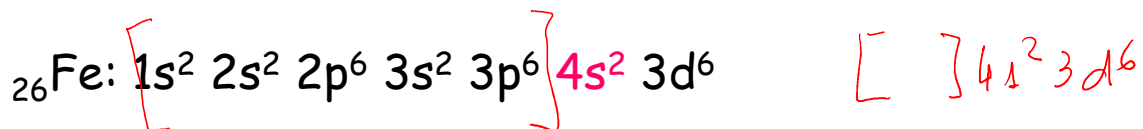


97

NO SIEMPRE LOS ÚLTIMOS ELECTRONES
AGREGADOS SON LOS PRIMEROS EN SACAR:

Ejemplo: Lleno 4s 3d

Saco 4s y después 3d



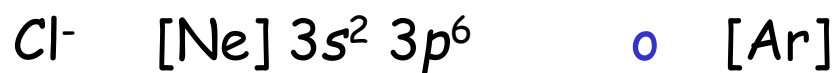
98

	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

	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 ⁹⁹	Xe

Escritura de configuración electrónica de iones

- **${}_{17}\text{Cl}^-$**



- **Ba^{2+}**



Escribir:

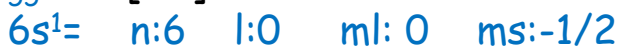
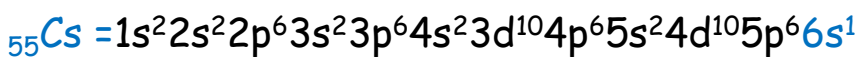
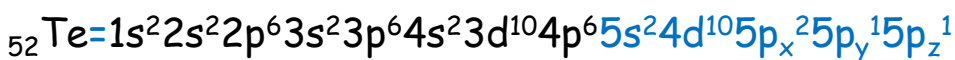
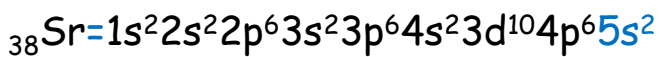
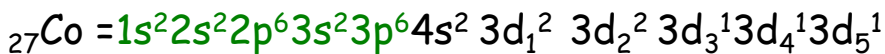
- * configuración electrónica
- * configuración electrónica abreviada y
- * los números cuánticos del último electrón que llenaron

Co Sr Te Cs

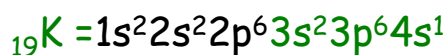
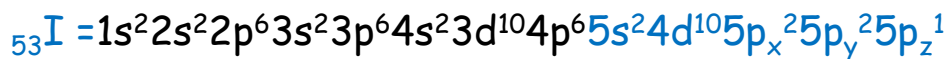
Mn⁺² I⁻ P⁻³ K⁺

101

Escribir la configuración electrónica y la abreviada de:
Escribir números cuánticos del último electrón que llenaron

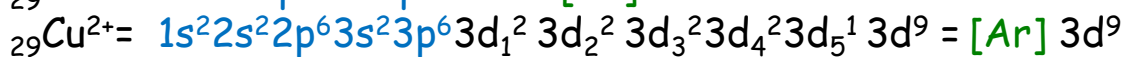
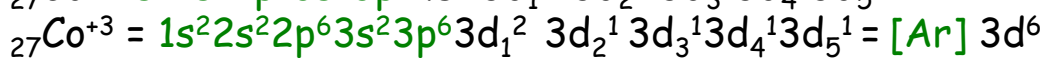
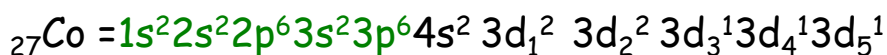
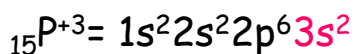
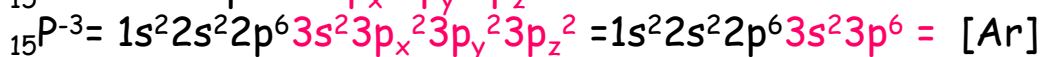
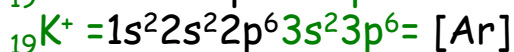
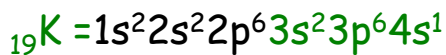


102



103

Configuración electrónica de los siguientes iones:



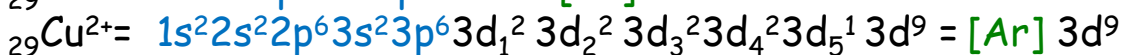
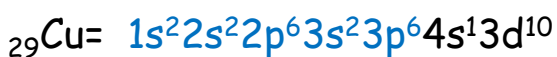
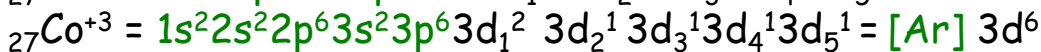
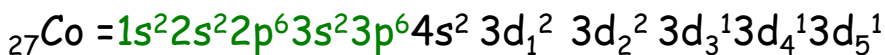
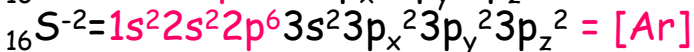
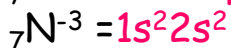
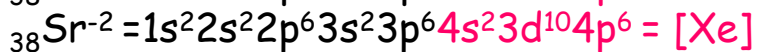
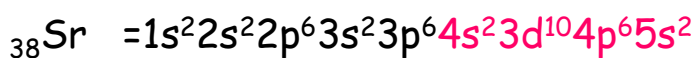
104

Escribir configuración electrónica, configuración electrónica abreviada y los números cuánticos del último electrón que llenaron



105

Escribir la configuración electrónica y la abreviada de:
Escribir números cuánticos del último electrón que llenaron



106

1	H	$1s^1$	} Grupo 1 (metales alcalinos)
	Li	$[\text{He}]2s^1$	
	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	
	K	$[\text{Ar}]4s^1$	
	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$	
	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$	
	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$	
17	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$	} Grupo 17 (halógenos)
	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$	
	Br	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$	
	I	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$	
	At	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$	
18	He	$1s^2$	
	Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	
	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	
	Kr	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$	
	Xe	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$	
	Rn	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	

Grupo 1 → un único e en la capa exterior (de valencia) → ns^1

Grupo 17 → 7 e en la capa exterior (de valencia) → $ns^2 np^5$

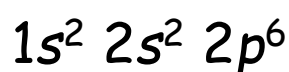
107

Configuraciones Isoelectrónicas

Denominamos 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:



108