

1. La estructura electrónica de los átomos

Andrés Cedillo, AT-250

cedillo@xanum.uam.mx

www.fqt.izt.uam.mx/cedillo

1. La estructura electrónica de los átomos

- 1.1. El sistema internacional de unidades (SI)
- 1.2. La radiación electromagnética
- 1.3. El modelo de Bohr
- 1.4. La teoría cuántica y los orbitales hidrogenoides
- 1.5. Los átomos polielectrónicos
- 1.6. La tabla periódica

1.1. El sistema internacional de unidades

■ Unidades

Al medir una propiedad de la materia se reporta la magnitud y el tipo de unidades.

En 1960 se eligió el sistema internacional de unidades (SI) para reportar datos científicos.

Este sistema consta de siete unidades fundamentales.

1.1. El sistema internacional de unidades ...2

cantidad	unidad	símbolo
masa	kilogramo	kg
longitud	metro	m
tiempo	segundo	s
corriente eléctrica	ampere	A
temperatura	kelvin	K
intensidad luminosa	candela	cd
cantidad de sustancia	mol	mol

1.1. El sistema internacional de unidades ...3

prefijo	significado	símbolo
peta	10^{15}	P
tera	10^{12}	T
giga	10^9	G
mega	10^6	M
kilo	10^3	k

prefijo	significado	símbolo
deci	10^{-1}	d
centi	10^{-2}	c
mili	10^{-3}	m
micro	10^{-6}	μ
nano	10^{-9}	n
pico	10^{-12}	p
femto	10^{-15}	f

1.1. El sistema internacional de unidades ...4

■ Unidades derivadas

Las unidades derivadas son combinaciones de las fundamentales.

Volumen: longitud³ (unidad: $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$)

Densidad: masa / volumen (unidad: kg m^{-3})

Para transformar unidades se recomienda el uso de factores unitarios.

1.1. El sistema internacional de unidades ...5

■ Conversión de unidades por medio de factores unitarios

Cada identidad genera dos factores unitarios:

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm} \rightarrow 1 = 1 \text{ m} / 100 \text{ cm}; 1 = 100 \text{ cm} / 1 \text{ m}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} \rightarrow 1 = 1 \text{ m}^3 / 10^3 \text{ L}; 1 = 10^3 \text{ L} / 1 \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \rightarrow 1 = 1 \text{ mL} / 1 \text{ cm}^3; 1 = 1 \text{ cm}^3 / 1 \text{ mL}$$

Las unidades se simplifican algebraicamente:

$$\begin{aligned} V &= 0.5000 \text{ L} = 0.5000 \text{ L} (1000 \text{ mL} / 1 \text{ L}) (1 \text{ cm}^3 / 1 \text{ mL}) \\ &= 500.0 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Ejercicios

1. Calcule la densidad del mercurio si $1.00 \times 10^2 \text{ g}$ de este metal ocupan 7.36 cm^3 . (13.6 g/mL)
2. Calcule la masa de 65.0 mL de mercurio. (88.3 g)
3. Se necesitan 15.0 g de etanol ($\rho=0.789 \text{ g/mL}$). Encuentre el volumen. (19.0 mL)

1.1. El sistema internacional de unidades ...6

■ Incertidumbre en la medición

- Números exactos, provienen de contar (entero) o de una definición ($1 \text{ kg} = 2.2046 \text{ lb}$).
- El proceso de medición tiene una limitación por la sensibilidad del equipo (incertidumbre), además de los posibles errores de medición.

1.1. El sistema internacional de unidades ...7

■ Las cifras significativas

El peso un objeto en un balanza es 2.2405 g. Si la sensibilidad del instrumento es 0.0001 g. Entonces, la masa se debe reportar como

$$m = 2.2405 \pm 0.00005 \text{ g.}$$

Si se omite la incertidumbre, se está asumiendo que el último dígito es correcto, es decir,

$$m = 2.2405 \text{ g,}$$

equivale a

$$2.24045 \text{ g} \leq m \leq 2.24054 \text{ g.}$$

1.1. El sistema internacional de unidades ...8

■ Cálculos entre números con incertidumbre

- La medición más imprecisa limita la certidumbre de un cálculo.
- La cantidad reportada debe tener certidumbre en todos los dígitos.

I. En multiplicaciones y divisiones, el número de cifras del resultado es igual al **número de cifras significativas** del número más impreciso.

$$A = 6.221 \text{ cm} \times 5.2 \text{ cm} (= 32.3492 \text{ cm}^2) = 32 \text{ cm}^2$$

Redondeo: cuando primer dígito no significativo es mayor o igual a 5, el último dígito significativo se aproxima al siguiente.

1.1. El sistema internacional de unidades ...9

■ Cálculos con números con incertidumbre

II. En sumas y restas, el resultado no puede tener más **decimales** que el número más impreciso.

20.4	3 cifras significativas	1 cifra decimal
+ 1.322	4 cifras significativas	3 cifras decimales
+ 83.	2 cifras significativas	0 cifras decimales
<hr/>		
(104.722)		
105.	3 cifras significativas	0 cifras decimales

Al restar dos números muy cercanos, se pierden cifras significativas.

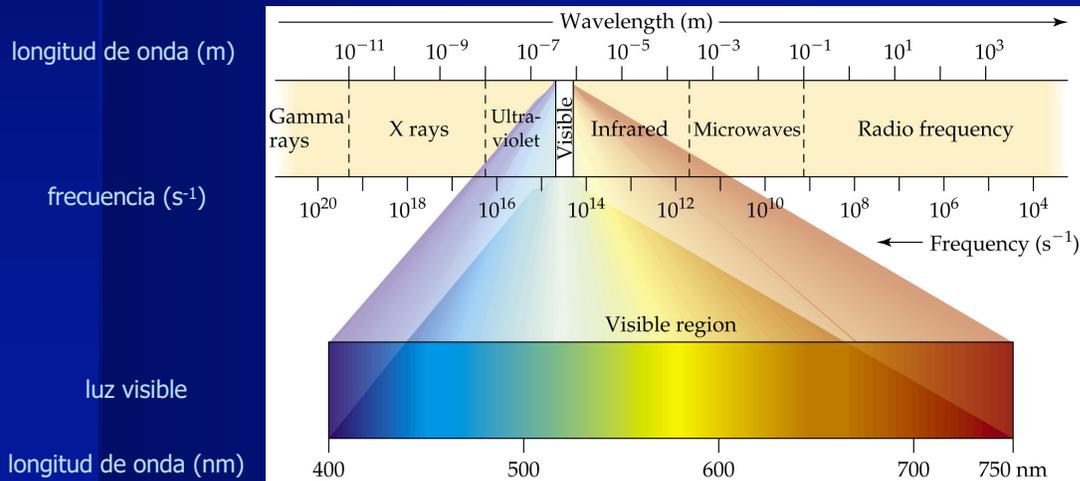
$$m_1 = 9.4414 \text{ g}, m_2 = 9.4571 \text{ g}, \Rightarrow m_2 - m_1 = 0.0157 \text{ g}$$

1.2. La radiación electromagnética

- La radiación electromagnética
 - Transporte de energía en el espacio
 - Campos eléctricos y magnéticos que oscilan
 - Ejemplos: luz visible, rayos X, etc.

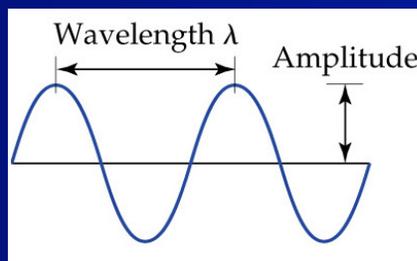
1.2. La radiación electromagnética ...2

- El **espectro electromagnético** contiene todos los tipos de radiación.



1.2. La radiación electromagnética ...3

- Una onda se caracteriza por:
 - Su longitud de onda (λ) o su frecuencia (ν), que están relacionadas por $c = \lambda\nu$,
 - y su amplitud.



Ejercicio: Calcule la frecuencia de la luz visible cuya longitud de onda es 600 nm.
($c = 2.9972 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$) ($5.00 \times 10^{14} \text{ Hz}$)

1.2. La radiación electromagnética ...4

- Los efectos corpusculares de la radiación
 - Radiación térmica (hipótesis de Planck, 1900)
Durante el intercambio de energía entre la radiación y la materia, la radiación se comporta como si estuviera hecha de partículas (fotones) con energía $E_{\text{fotón}} = h \nu$.
 - Efecto fotoeléctrico (hipótesis de Einstein, 1905)
La radiación está formada por fotones, $E_{\text{fotón}} = h \nu$.
 - Efecto Compton (colisión con electrones)

1.2. La radiación electromagnética ...5

- La radiación térmica
 - La radiación que emite un objeto debida a su temperatura.
 - La cantidad de energía total emitida es proporcional a T^4 (Stefan, 1879).
 - A mayor temperatura, la distribución de energía emitida se desplaza a frecuencias mayores (Wien, 1893).
 - La hipótesis de Planck (1900) describe correctamente todos los detalles de este fenómeno.

1.2. La radiación electromagnética ...6

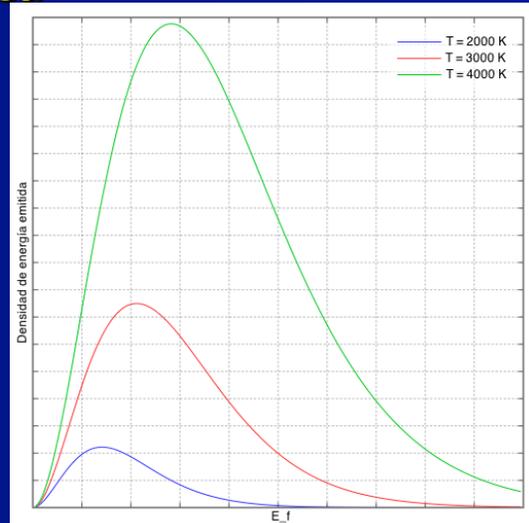
■ La radiación térmica

Ecuación de Planck:

$$E_{\text{fotón}} = h \nu$$

Ejemplos:

- Temperatura de las estrellas
- Metales fundidos



Ejercicio: Calcule la energía de un fotón de luz de 600 nm. ($h = 6.6261 \times 10^{-34}$ J s) (3.31×10^{18} J)

1.2. La radiación electromagnética ...7

■ El efecto fotoeléctrico (Hertz, 1875)

– Emisión de electrones por un metal

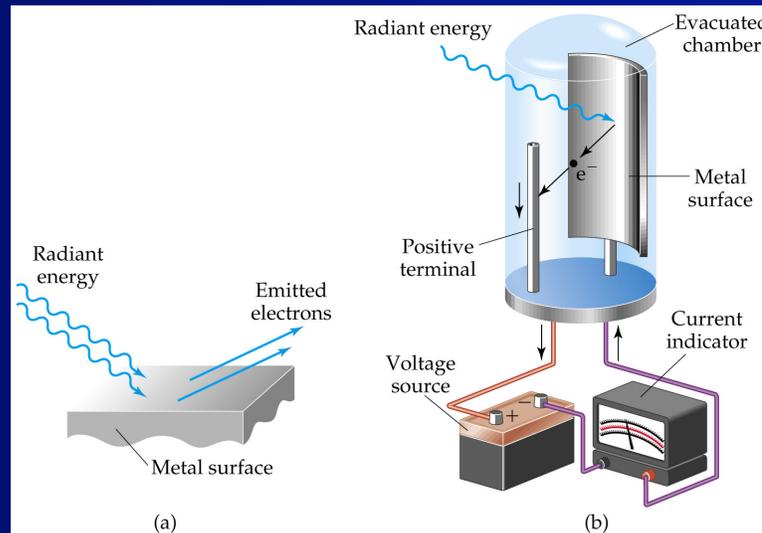
- Sólo si la frecuencia de la radiación es mayor que la frecuencia umbral del metal (ν_0).
- La frecuencia umbral es característica de cada metal.
- La corriente fotoeléctrica es proporcional a la intensidad de la radiación.
- La energía cinética de los electrones emitidos se incrementa con la frecuencia de la radiación.

– Frecuencia menor que la umbral

- No hay emisión de electrones, independientemente de la intensidad de la radiación.

1.2. La radiación electromagnética ...8

■ El efecto fotoeléctrico



1.2. La radiación electromagnética ...9

■ El efecto fotoeléctrico (Einstein, 1905)

Cuando un electrón del metal absorbe un fotón, el electrón será emitido si tiene energía suficiente para vencer la atracción que ejerce el metal sobre él (la función trabajo del metal, A).

Balance de energía: $E_{\text{inicial}} = E_{\text{final}}$

$$E_{\text{inicial}} = E_{\text{fotón}} = h\nu; \quad E_{\text{final}} = A + E_{\text{cin, electrón}}$$

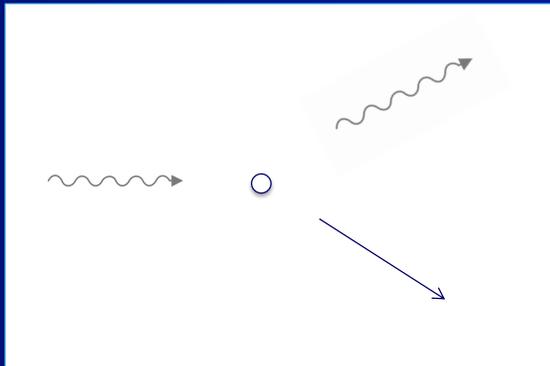
Función trabajo: $A = h\nu_0$

Energía cinética del electrón: $E_{\text{cin, electrón}} = \frac{1}{2}mv^2 > 0$

Ejercicio: La función trabajo del plomo es 4.01 eV. A) Calcule la frecuencia umbral de este metal. (9.70×10^{14} Hz) B) Si se irradia con fotones de 100 nm, indique si hay emisión de electrones y la energía cinética de los electrones emitidos. (1.34×10^{-18} J) (1 eV = 1.6022×10^{-19} J)

1.2. La radiación electromagnética ...10

- El efecto Compton (Compton, 1923)
 - En la colisión entre un fotón y un electrón, el fotón se comporta como una partícula con energía y momento.

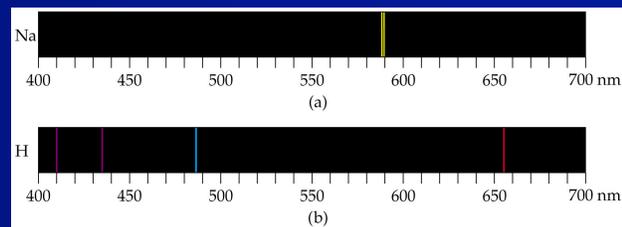


1.3. El modelo de Bohr

- La estructura del átomo
 - Descubrimiento del electrón (ligero)
 - J J Thompson (1897)
 - Descubrimiento del núcleo (masivo)
 - E Rutherford (1911)
 - Protón (Rutherford, 1919)
 - Neutrón (Chadwick, 1932)
 - Modelo planetario
 - Inestable, emisión continua de radiación

1.3. El modelo de Bohr ...2

- El espectro del átomo de hidrógeno
 - Emisión de radiación
 - Series de líneas que se localizan en diferentes regiones del espectro electromagnético.
 - Balmer: visible
 - Lyman: ultravioleta (UV)
 - etc.



1.3. El modelo de Bohr ...3

- La ecuación de Rydberg
 - J Balmer (1885)
 - Relación numérica sencilla
 - $\lambda / c = n^2 / [k_1 (n^2 / 4 - 1)]$ $k_1 = 3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$
 - J Rydberg (1888)
 - Todas las series
 - $\nu = k_1 (1 / n_i^2 - 1 / n_f^2)$ $n_i > n_f$

1.3. El modelo de Bohr ...4

■ El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno

– Hipótesis

- Las órbitas estables tienen un momento angular que es múltiplo de $h / 2\pi$.

$$L_n = n h / 2\pi \quad (n = 1, 2, 3, \dots)$$

- Cuando un electrón cambia de una órbita a otra, emite o absorbe un fotón.

$$|\Delta E| = h \nu$$

El momento angular es el vector $L = r \times p$.

1.3. El modelo de Bohr ...5

■ Propiedades de las órbitas estables

Energía: $E_n = -R_H / n^2$

$$R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

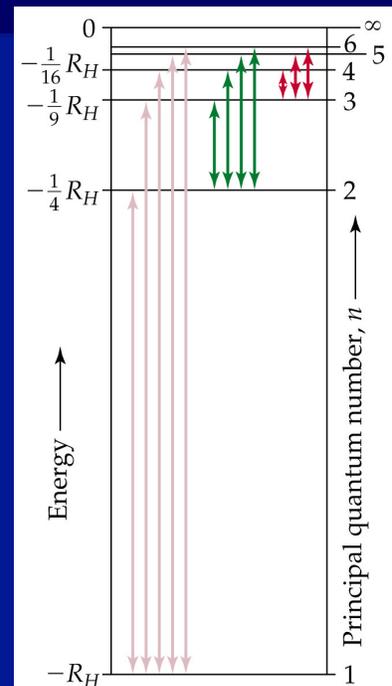
Radio: $r_n = n^2 a_0$ ($a_0 = 0.52918 \text{ \AA}$)

Estado basal: el de menor energía.

Cambio de órbita: $|\Delta E| = E_{\text{fotón}} = h \nu$

Cuando $n \rightarrow \infty$, el átomo se ioniza.

Ejercicio: Calcule el cambio en la energía cuándo un electrón pasa del estado con $n = 3$ al estado basal. ($-1.94 \times 10^{-18} \text{ J}$)



1.3. El modelo de Bohr ...6

- El espectro del átomo de hidrógeno

$$\begin{aligned} \nu &= |\Delta E| / h \\ &= R_H | 1 / n_i^2 - 1 / n_f^2 | / h \end{aligned}$$

iPor supuesto que los resultados de Bohr concuerdan con la fórmula de Rydberg!

Número cuántico: n

1.3. El modelo de Bohr ...7

- Limitaciones del modelo de Bohr
 - Sólo es válido para átomos con un electrón (átomos hidrogenoides).
 - Significado físico de las hipótesis utilizadas.
- Evolución
 - Los modelos de este tipo para los átomos polielectrónicos son muy complicados.
 - Se requiere una teoría microscópica nueva.

1.3. El modelo de Bohr ...8

- Propiedades ondulatorias de la materia
 - L de Broglie (1924)
 - Radiación: $E = p c = h \nu \Rightarrow p = h / \lambda .$
 - Materia: $p = h / \lambda !!$
 - Davidson y Germer (1927)
 - Difracción de electrones por un cristal
 - Microscopía electrónica
 - Apoyo al modelo de Bohr
 - Órbita estable = interferencia constructiva
 - $2\pi r = n \lambda ; L = n h / 2\pi !!$

1.3. El modelo de Bohr ...9

Ejercicio: Calcule la longitud de onda de corredor de 66.26 kg que viaja a una velocidad de 10 m/s. (1.00×10^{-36} m)

- El principio de incertidumbre
 - W Heisenberg (1927)
 - Es imposible determinar simultáneamente la posición y el momento de una partícula.
 - $\Delta x \Delta p > h$

1.4. Teoría cuántica y los orbitales hidrogenoides

- Leyes clásicas
 - La mecánica de Newton no funciona con las partículas microscópicas.
 - Aparente dualidad en el comportamiento de la materia y la radiación.
- Mecánica cuántica
 - E Schrödinger (1929)
 - W Heisenberg (1931)

1.4. Teoría cuántica ...2

- La ecuación de Schrödinger
 - Es una ecuación diferencial: $-\frac{\hbar^2}{2m}\nabla^2\Psi + V\Psi = E\Psi$
 - La función de onda Ψ contiene toda la información del sistema.
 - El promedio de una propiedad observable se obtiene por integración: $\langle A \rangle = \int \Psi^*(\hat{A}\Psi)$
 - El principio de incertidumbre está contenido dentro de esta teoría.
 - Algunas propiedades están “cuantizadas”.

1.4. Teoría cuántica ...3

- Los átomos hidrogenoides y sus orbitales
 - Hay solución exacta
 - Orbital = función de onda
 - Cada orbital tiene tres números cuánticos:

■ Energía (E)	n	principal	$1, 2, 3, \dots$
■ Momento angular (L)	ℓ	azimutal	$0, 1, \dots, n-1$
		(símbolo)	s, p, d, f, \dots
■ L_z	m	magnético	$-\ell, \dots, 0, \dots, \ell$
 - Orbital $\leftrightarrow |n \ell m\rangle \leftrightarrow$ símbolo $n\ell_m$
 - $1s \leftrightarrow |1 0 0\rangle$, $2s \leftrightarrow |2 0 0\rangle$,
 - $2p \leftrightarrow \{|2 1 -1\rangle, |2 1 0\rangle, |2 1 1\rangle\}$, etc.

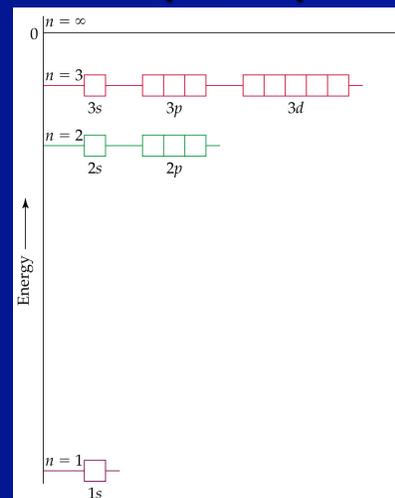
1.4. Teoría cuántica ...4

- Capa: el conjunto de todos los orbitales con el mismo número cuántico principal
 - n : capa
 - $n \ell$: subcapa

Una capa tiene n subcapas:
 $\ell = 0, \dots, n-1$

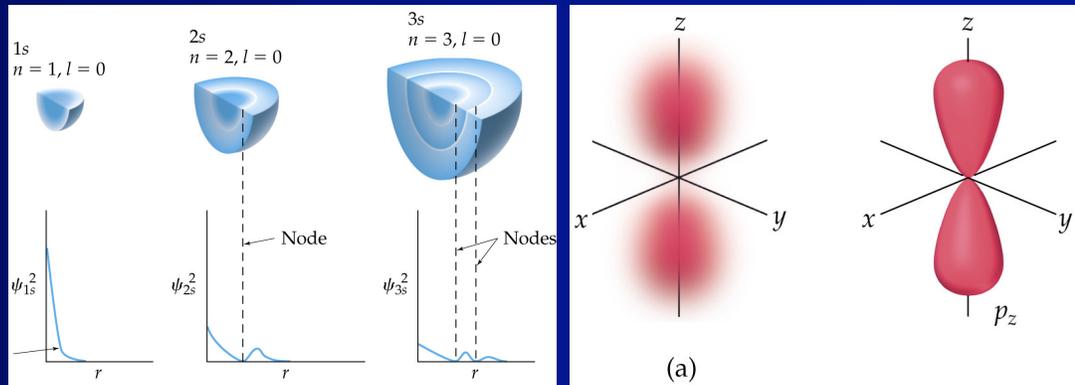
Una subcapa: $2\ell + 1$ orbitales
 \Rightarrow capa: n^2 orbitales

 - Estado basal: menor energía
 - Estados excitados: los otros

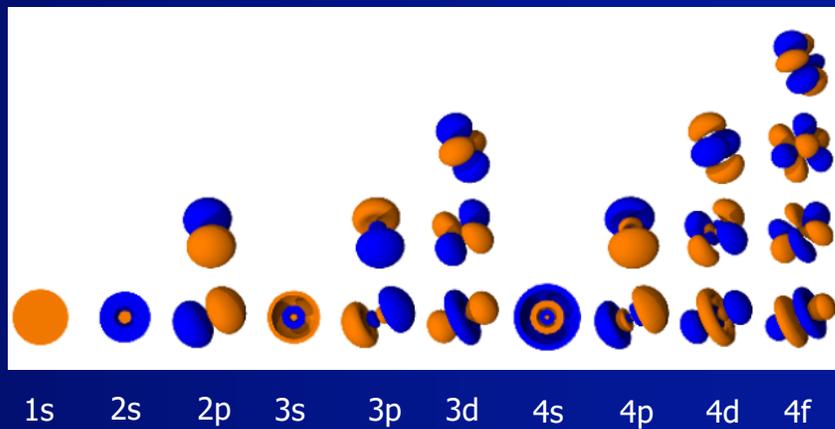


1.4. Teoría cuántica ...5

- La forma de los orbitales
 $|\Psi(\mathbf{r})|^2$ es una densidad de probabilidad.



1.4. Teoría cuántica ...6

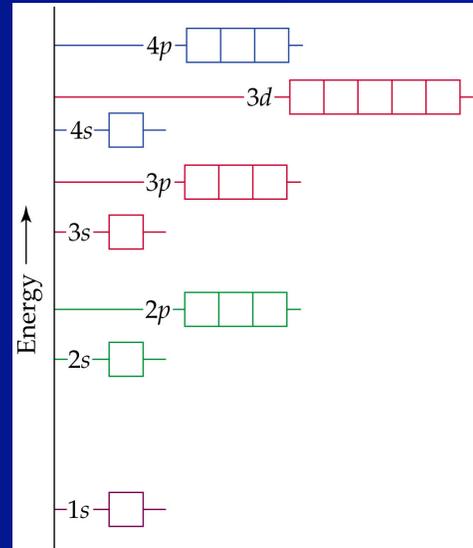


La función de onda tiene signo y puede ser positiva o negativa.

1.5. Los átomos polieletrónicos

■ Varios electrones

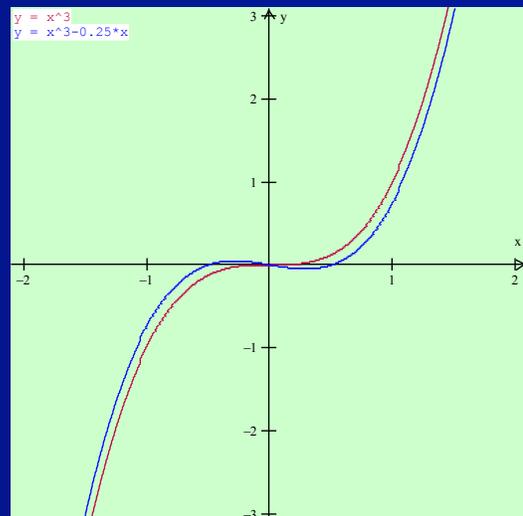
- La energía potencial de la repulsión electrónica rompe la degeneración.
- Otra ecuación diferencial => solución distinta.
- Orbitales similares, pero cambia el orden.



1.5. Los átomos polieletrónicos ...2

■ Analogía

- $f(x) = x^3$
Tres raíces iguales:
 $x = 0, 0, 0$
- $g(x) = x^3 - a^2x$
Tres raíces diferentes:
 $x = -a, 0, a$

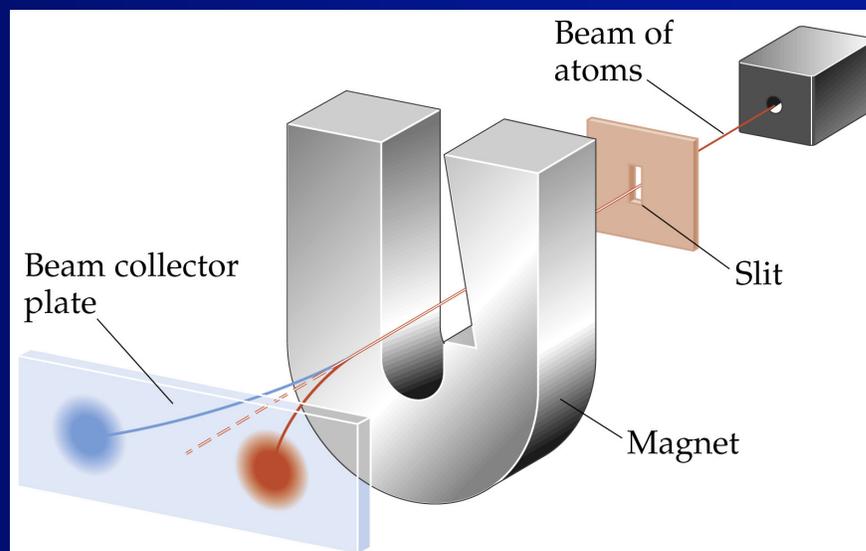


1.5. Los átomos polielectrónicos ...3

- El espín del electrón
 - Momento angular \rightarrow momento magnético
 - $L_z = m \hbar / 2\pi \rightarrow 2\ell + 1$ señales (número impar)
 - El átomo de plata tiene un electrón desapareado $5s^1$. Pero hay 2 señales (par!)
 - $2\ell^* + 1 = 2 \rightarrow \ell^* = 1/2$
momento angular intrínseco: espín
(no proviene del movimiento espacial)
 - $s = 1/2 \rightarrow m_s = -1/2, 1/2$

1.5. Los átomos polielectrónicos ...4

- El descubrimiento del espín



1.5. Los átomos polieletrónicos ...5

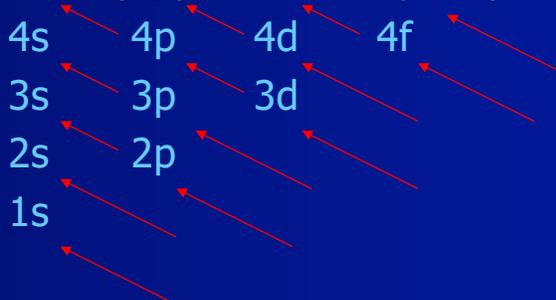
- El principio de exclusión (W Pauli, 1925)
 - Dos electrones no pueden tener los mismos números cuánticos (incluyendo al espín).

1A 1 1 H	2A 2 2 He											3A 13 B	4A 14 C	5A 15 N	6A 16 O	7A 17 F	8A 18 Ne																
3 Li	4 Be	3B 3 3 Na	4B 4 4 Mg	5B 5 5 Al	6B 6 6 Si	7B 7 7 P	8 8 8 S	9 9 9 Cl	10 10 10 Ar	11 11 11 K	12 12 12 Ca	13 13 13 Sc	14 14 14 Ti	15 15 15 V	16 16 16 Cr	17 17 17 Mn	18 18 18 Fe	19 19 19 Co	20 20 20 Ni	21 21 21 Cu	22 22 22 Zn	23 23 23 Ga	24 24 24 Ge	25 25 25 As	26 26 26 Se	27 27 27 Br	28 28 28 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	114	116	118	119	120																	

Metals	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Metalloids	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
Nonmetals														

1.5. Los átomos polieletrónicos ...6

- Configuración electrónica (estado basal)
 - La forma en que se distribuyen los electrones en los orbitales de un átomo.
 - De menor a mayor energía
 - Máximo dos electrones por orbital (Pauli)
 - En una subcapa, primero con espines paralelos (Hund)



1.5. Los átomos polielectrónicos ...7

Las propiedades magnéticas de los átomos

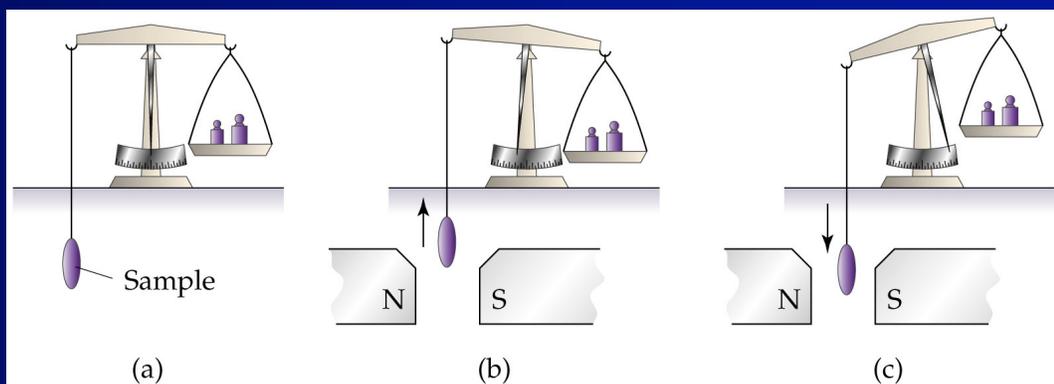
- **especie diamagnética**
 - sin electrones desapareados
 - repulsión muy débil
- **especie paramagnética**
 - con electrones desapareados
 - atracción
 - el momento magnético depende del número de electrones desapareados

1s	2s	2p	3s
↑↓	↑		
↑↓	↑↓		
↑↓	↑↓	↑	
↑↓	↑↓	↑ ↑	
↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑

Configuraciones electrónicas para los átomos del litio al sodio.

1.5. Los átomos polielectrónicos ...8

- **La balanza magnética**



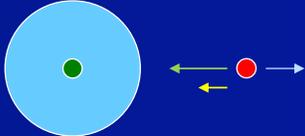
diamagnetismo

paramagnetismo

1.5. Los átomos polielectrónicos ...9

- La configuración electrónica
 - Estado basal
 - Orden de llenado
 - 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, ...
 - Estados excitados
 - Otro orden
 - Menor energía de excitación en los orbitales más cercanos
 - Hay algunas excepciones al orden de llenado.

1.5. Los átomos polielectrónicos ...10

- La carga nuclear efectiva
 - Un electrón en un átomo siente:
 - La atracción del núcleo
 - La repulsión de los electrones internos
 - El balance final: siente una atracción menor.
(efecto pantalla o apantallamiento del núcleo)
$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$
 - Z_{ef} : carga nuclear efectiva
 - Z : número atómico
 - S : Cte. de apantallamiento
 - Mayor atracción, menor energía (más negativa).

1.5. Los átomos polielectrónicos ...11

■ La carga nuclear efectiva

Un orbital con mayor contribución cerca del núcleo siente un apantallamiento menor y atracción mayor.

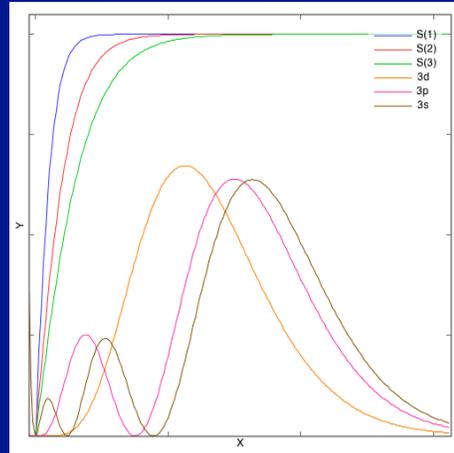
Así, en la misma capa:

$$Z_{\text{ef}}(3d) > Z_{\text{ef}}(3p) > Z_{\text{ef}}(3s)$$

Para capas diferentes:

$$r(1s) < r(2s) < r(3s) \dots$$

$$Z_{\text{ef}}(1s) > Z_{\text{ef}}(2s) > Z_{\text{ef}}(3s) \dots$$



1.5. Los átomos polielectrónicos ...12

■ Las especies isoelectrónicas

Especies con el mismo número de electrones (N).

Ej.: F^- , Ne , Na^+ , Mg^{2+} tienen 10 electrones.

■ Carga de una especie: $q = Z - N$.

■ Los iones: especies con carga eléctrica

Al añadir o remover electrones a un átomo neutro.

Ej.: O ($Z=8$): $1s^2 2s^2 2p^4$; O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$

Al ($Z=13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Al^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6$

■ En bloques d y f identificar la capa externa:

Zn ($Z=30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$;

Zn^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

1.6. La tabla periódica

– En 1869, Mendeleiev ordenó los elementos conocidos en orden creciente de masa atómica, agrupándolos por similitud química.

- Encontró huecos y predijo exitosamente las propiedades de tres elementos que se descubrieron con posterioridad (Sc, Ga, Ge).

1.6. La tabla periódica ...2

Elementos representativos: grupos 1, 2, 13-18

gases

Período: →

Grupos comunes
 1: m. alcalinos
 2: m. alcalinotérreos
 17: halógenos
 18: gases nobles

bloque *f* lantánidos
 actínidos

Grupo:
 ↓

1A 1	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18																																																			
1 H	2 He											3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne																																																			
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																																																			
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																																																			
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																																																			
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																																																			
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																																																			
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116																																																					
		<table border="1"> <tr> <td>57 La</td> <td>58 Ce</td> <td>59 Pr</td> <td>60 Nd</td> <td>61 Pm</td> <td>62 Sm</td> <td>63 Eu</td> <td>64 Gd</td> <td>65 Tb</td> <td>66 Dy</td> <td>67 Ho</td> <td>68 Er</td> <td>69 Tm</td> <td>70 Yb</td> </tr> <tr> <td>89 Ac</td> <td>90 Th</td> <td>91 Pa</td> <td>92 U</td> <td>93 Np</td> <td>94 Pu</td> <td>95 Am</td> <td>96 Cm</td> <td>97 Bk</td> <td>98 Cf</td> <td>99 Es</td> <td>100 Fm</td> <td>101 Md</td> <td>102 No</td> </tr> </table>																57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No																							
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb																																																							
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No																																																							
		<table border="1"> <tr> <td>Metals</td> <td colspan="13"></td> <td>Metals</td> <td colspan="2"></td> </tr> <tr> <td>Metalloids</td> <td colspan="13"></td> <td>Metalloids</td> <td colspan="2"></td> </tr> <tr> <td>Nonmetals</td> <td colspan="13"></td> <td>Nonmetals</td> <td colspan="2"></td> </tr> </table>																Metals														Metals			Metalloids														Metalloids			Nonmetals														Nonmetals		
Metals														Metals																																																						
Metalloids														Metalloids																																																						
Nonmetals														Nonmetals																																																						

sólidos

Metales de transición: grupos 3-12

1.6. La tabla periódica ...3

- La clasificación de los electrones
 - Electrones de valencia
 - Electrones de la última capa ocupada
 - Electrones internos
 - Electrones de la capas internas
- Relación con la configuración electrónica
 - En una familia, la configuración electrónica de los electrones de valencia es similar.

1.6. La tabla periódica ...4

	1A 1																	8A 18						
Core	1 H 1s ¹	2A 2																	2 He 1s ²					
[He]	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²																	5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
[Ne]	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶						
[Ar]	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ¹	24 Cr 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	32 Ge 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	33 As 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	34 Se 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	35 Br 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	36 Kr 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶						
[Kr]	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc 4d ⁵ 5s ²	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 5p ¹	50 Sn 5p ²	51 Sb 5p ³	52 Te 5p ⁴	53 I 5p ⁵	54 Xe 5p ⁶						
[Xe]	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	72 Hf 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	73 Ta 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	74 W 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	75 Re 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	76 Os 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶						
[Rn]	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	104 Rf 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	105 Db 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	106 Sg 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	107 Bh 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	108 Hs 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²	109 Mt 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	110	111	112	114	116										
[Xe]	Lanthanide series		57 La 5d ¹ 6s ²	58 Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²								
[Rn]	Actinide series		89 Ac 6d ¹ 7s ²	90 Th 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 7s ²	101 Md 5f ¹³ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 7s ²								
			Metals		Metalloids		Nonmetals																	