



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FCEN

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES
Naturaleza – Ciencia – Humanismo

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

ESTRUCTURA ATÓMICA

**TABLA PERIÓDICA DE LOS
ELEMENTOS**

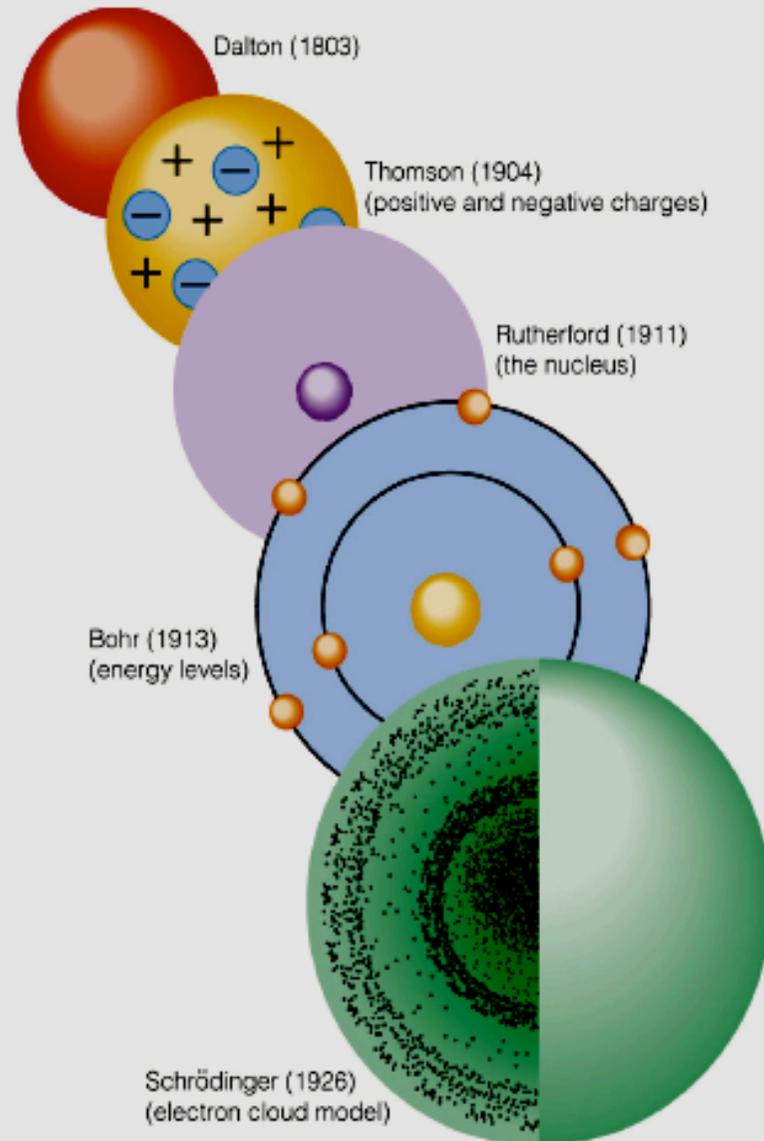
2018



¿Porqué estudiar la estructura interna de la materia?

- ▶ ¿Por qué los átomos se combinan en ciertas relaciones y no en otras?
- ▶ ¿Por qué distintos elementos tienen diferentes propiedades?
- ▶ ¿Por qué los elementos de un mismo grupo tienen propiedades similares?
- ▶ ¿Por qué existen líquidos, sólidos, gases, metales, no-metales, etc.?

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



Teoría atómica de Dalton (1800)



- Los elementos están constituidos por partículas indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento poseen las mismas propiedades, y difieren de las propiedades de los átomos de otros elementos.
- Los átomos no pueden ser creados, destruidos o transformados en átomos de otro elemento.
- Los compuestos se forman cuando átomos de distintos elementos se combinan manteniendo relaciones enteras y pequeñas.

Naturaleza Eléctrica de la Materia

- Evolución histórica de los modelos atómicos
- Relación con los Experimentos

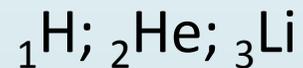
“La materia macroscópicamente es eléctricamente neutra, pero internamente está constituida por partículas subatómicas con cargas positivas, negativas y neutras”

Número atómico

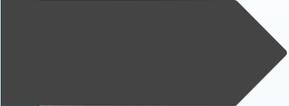
El número de protones del núcleo de un átomo determina su identidad.

Ese número se denomina **NÚMERO ATÓMICO (Z)**.

Cada elemento difiere del que le precede por una carga positiva más en su núcleo atómico.



En un átomo neutro cada núcleo contiene un número entero de protones e igual al número de electrones en la corteza.



El neutrón

- ▶ James Chadwick (1933)
- ▶ Premio nobel de Física: 1935
- ▶ Demostró la existencia de los neutrones bombardeando elementos (hasta K, elemento 19) con partículas α .
- ▶ Partículas neutras y con masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

Número de masa e isótopos

El **número de masa (A)** de un átomo es la suma de protones y neutrones de su núcleo

$${}^A_ZX \quad \begin{array}{l} A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ A = \text{número atómico} + \text{número de neutrones} \end{array}$$

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento pero con masas diferentes. Tienen igual número de protones pero diferente número de neutrones.

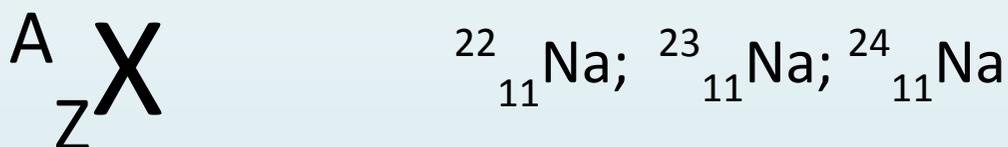


TABLE 2.1 Mass and Charge of Subatomic Particles

Particle	Mass (g)	Charge	
		Coulomb	Charge Unit
Electron*	9.10939×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Proton	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutron	1.67493×10^{-24}	0	0

*More refined measurements have given us a more accurate value of an electron's mass than Millikan's.



Ejercitación:

Se tienen los elementos $^{10}_5\text{A}$, $^{11}_5\text{B}$ y un tercer elemento C del cual se sabe que tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones. Se pide:

- a) ¿Cuáles de las tres especies indicadas son átomos neutros?
- b) ¿Algunas de ellas representa un ion? En caso afirmativo indica cuál sería la carga y si esta sería la más estable del elemento.
- c) ¿Cuáles son isótopos? ¿Por qué?

Radiación Electromagnética

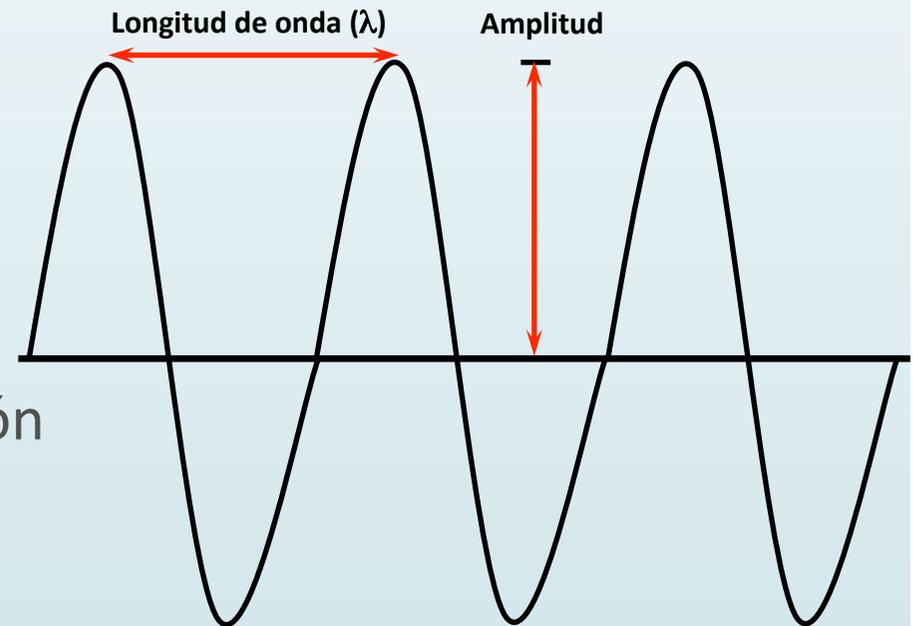
➤ Es una perturbación vibracional por medio de la cual se transmite energía.

- Está compuesta por un campo eléctrico y uno magnético (Maxwell, 1873)

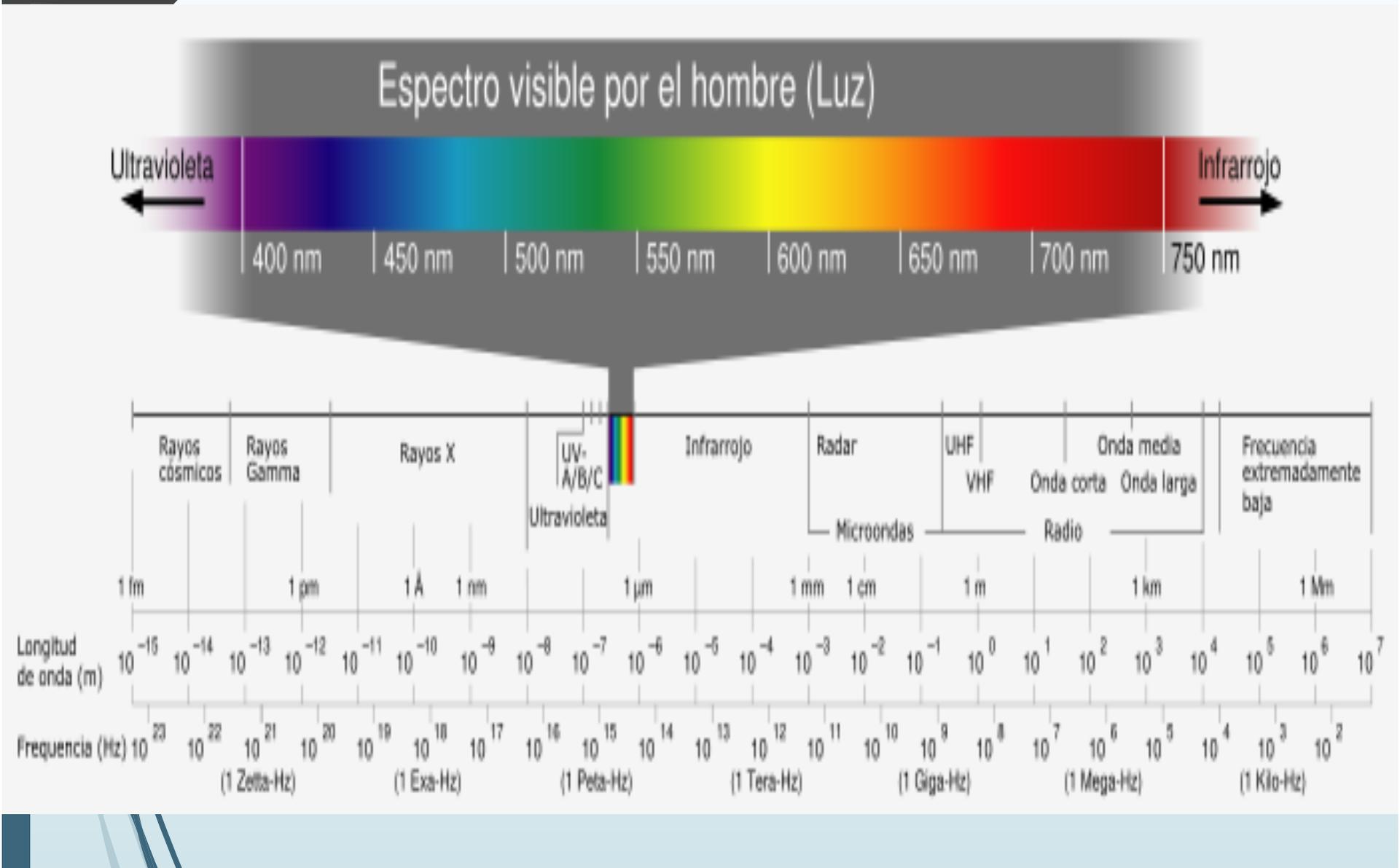
➤ Características de las ondas electromagnéticas:

- Longitud de onda (λ)
- Frecuencia (ν)
- Amplitud (A)
- Energía (E)
- Velocidad de propagación (c) velocidad de la luz

$$\lambda \cdot \nu = c$$



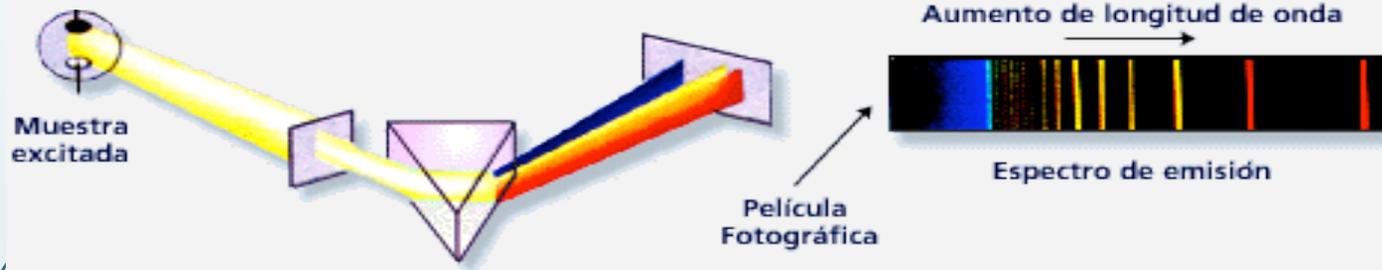
Espectro electromagnético



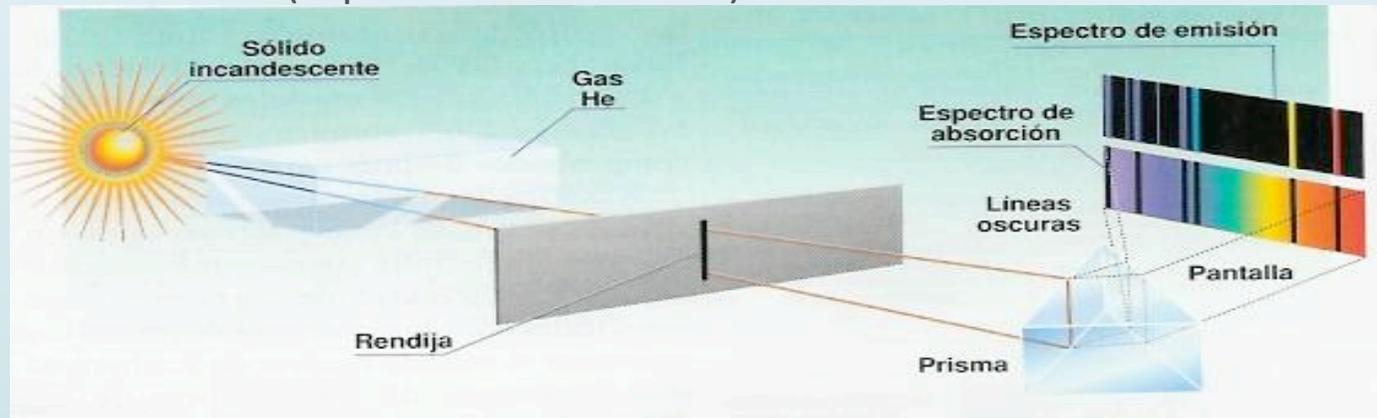
ESPECTROS ATÓMICOS

- ▶ Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento), emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.
- ▶ Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como

Espectro de emisión



- ▶ Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo (espectro de absorción).



Naturaleza Corpuscular

► Observación de espectros atómicos

► **Cuantización de la energía:**

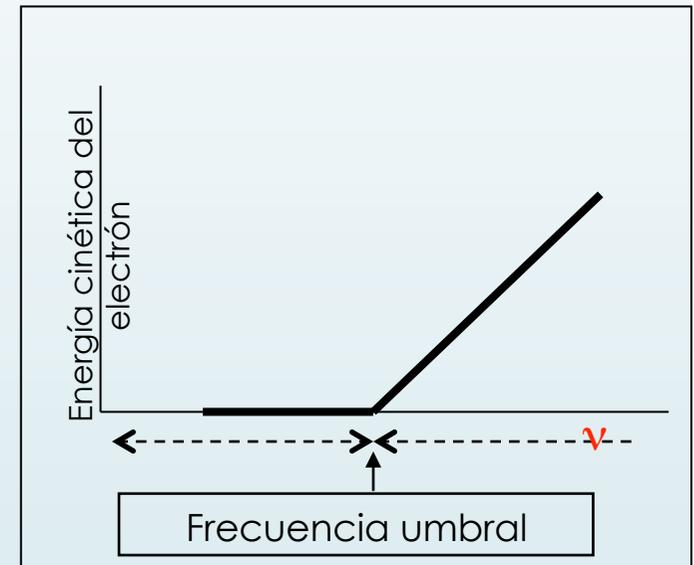
- Planck (1900) planteó la existencia de cuantos discretos de energía para explicar la emisión de radiación de un cuerpo negro.

$$\text{Ecuación de Planck: } E = h \cdot \nu$$

► Efecto fotoeléctrico

- Einstein (1905) denominó a una cantidad discreta de energía fotón.

- Un electrón puede ser arrancado del metal solo si recibe por lo menos una determinada energía mínima del fotón durante la colisión.
- Siempre que un fotón tenga la energía suficiente, una colisión produce la expulsión inmediata del electrón.
- La energía cinética de los electrones expulsados aumenta linealmente con la frecuencia de la radiación incidente.



Modelo Atómico de Bohr

Para desarrollar su modelo Bohr se apoyó en:

- El modelo atómico nuclear diseñado por Rutherford.
- La teoría cuántica de la radiación del físico Max Planck.
- La interpretación del efecto fotoeléctrico dada por Albert Einstein.

Bohr afirmó que el electrón sólo puede girar en determinadas órbitas y que no absorbe ni desprende energía mientras no cambie de órbita.

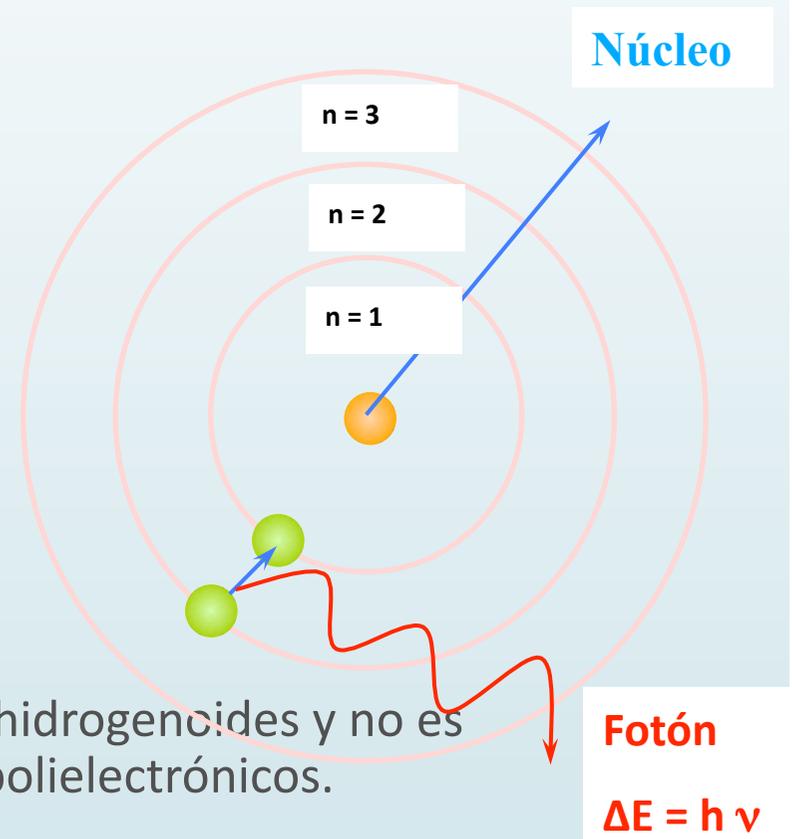
Supuso que la radiación se emite o se absorbe cuando el electrón cambia de una órbita a otra.

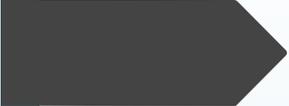
A las órbitas más alejadas del núcleo les corresponden niveles de energía más elevados que a las más próximas a él.

La energía del fotón emitido o absorbido es igual a la diferencia entre las energías de los dos niveles.

Modelo Atómico de Bohr (1913)

- Similar a un sistema planetario, donde los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo
- Postulados de Bohr:
 - Los e^- se mueven en ciertas órbitas circulares permitidas ($n = 1, 2, 3\dots$)
 - Un e^- puede cambiar su estado absorbiendo o emitiendo un fotón
 - La frecuencia del fotón está dada por el cambio de energía
- Limitaciones del modelo:
 - Sólo explica los espectros de átomos hidrogenoides y no es suficiente para los casos de átomos polielectrónicos.





Dualidad “Onda-Partícula”

De Broglie (1925):

- Si la luz tiene un comportamiento corpuscular, ¿por qué el electrón no puede tener uno ondulatorio?
- Propuso que todas las partículas debían ser consideradas como provistas de propiedades ondulatorias. Asoció al electrón una longitud de onda, dada por la ecuación: $\lambda = h/mv$

Donde $mv = p$ (momento del electrón).

- <http://www.youtube.com/watch?v=fUZZgDOrY30>

Principio de Incertidumbre

Heisenberg (1925):

- La ubicación y el momento de una partícula son complementarios, es decir, **no pueden conocerse simultáneamente con certeza la posición y la velocidad de una partícula en movimiento**".



Mecánica Cuántica u Ondulatoria

► Erwin Schrödinger (1925)

- En el átomo (tridimensional) $\Psi = \Psi(x,y,z) = \Psi(r,\theta,\phi)$
 - Función de onda Ψ (Psi), donde está el contenido de toda la información del sistema mecánico-cuántico.
 - Ψ^2 Describe la probabilidad de encontrar el electrón en un volumen del espacio.
- Interpretación física de la ubicación de los electrones: **orbitales**
 - La ubicación de un electrón en un átomo se describe por una función de onda que define al orbital atómico; los orbitales atómicos se designan por lo números cuánticos y se agrupan en niveles y subniveles.

Números Cuánticos

De los orbitales

➤ n = número cuántico principal

- $n = 1, 2, 3, \dots$
- A mayor n , mayor energía y tamaño del orbital

➤ l = número cuántico azimutal

- $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
- **Determina la forma del subnivel orbital**
- Hay tantos subniveles como nivel principal

➤ m_l = número cuántico magnético

- $m_l = -l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (+l-1), +l$
- Determina la **orientación** en el espacio del orbital
- Hay n^2 orbitales por nivel

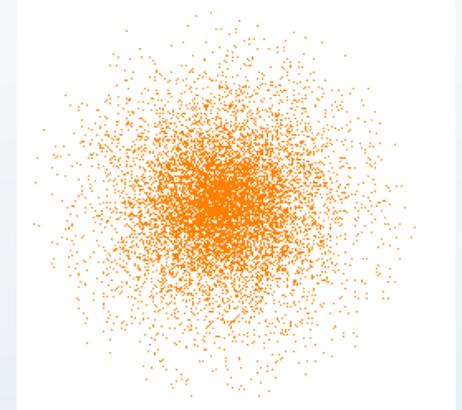
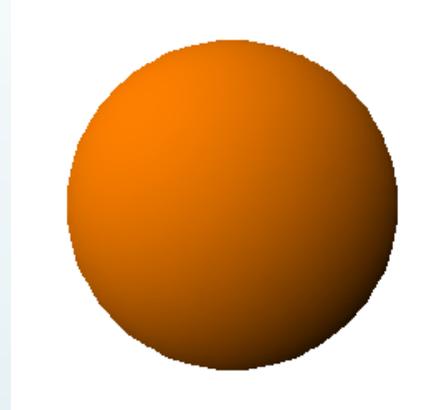
De los electrones

➤ m_s = número cuántico de spin ($+\frac{1}{2}$; $-\frac{1}{2}$)

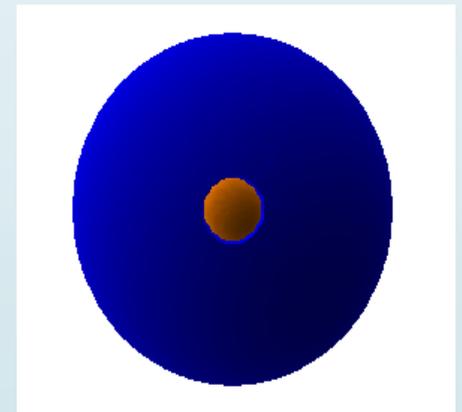
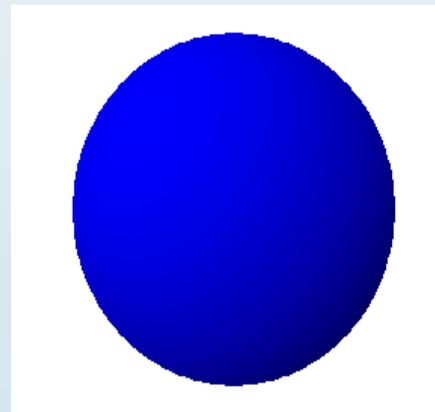
- Permite explicar propiedades magnéticas
- Hay $2n^2$ electrones por nivel

Forma y Tamaño de los Orbitales

- $n = 1$
- $l = 0 \rightarrow$ orbital 1s
- Geometría esférica

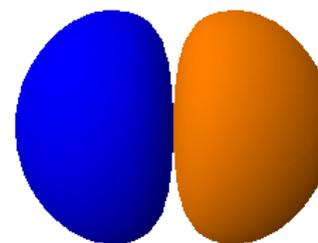
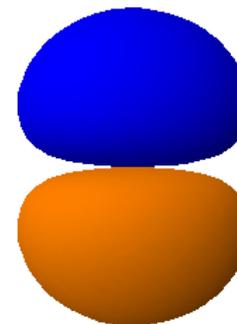
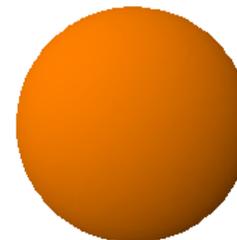


- $n = 2$
- $l = 0 \rightarrow$ orbital 2s
- Geometría esférica

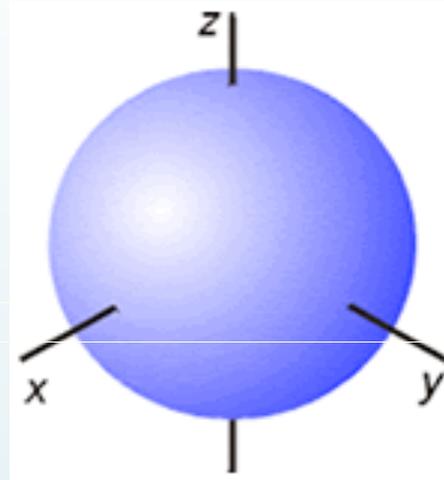


Forma y Tamaño de los Orbitales

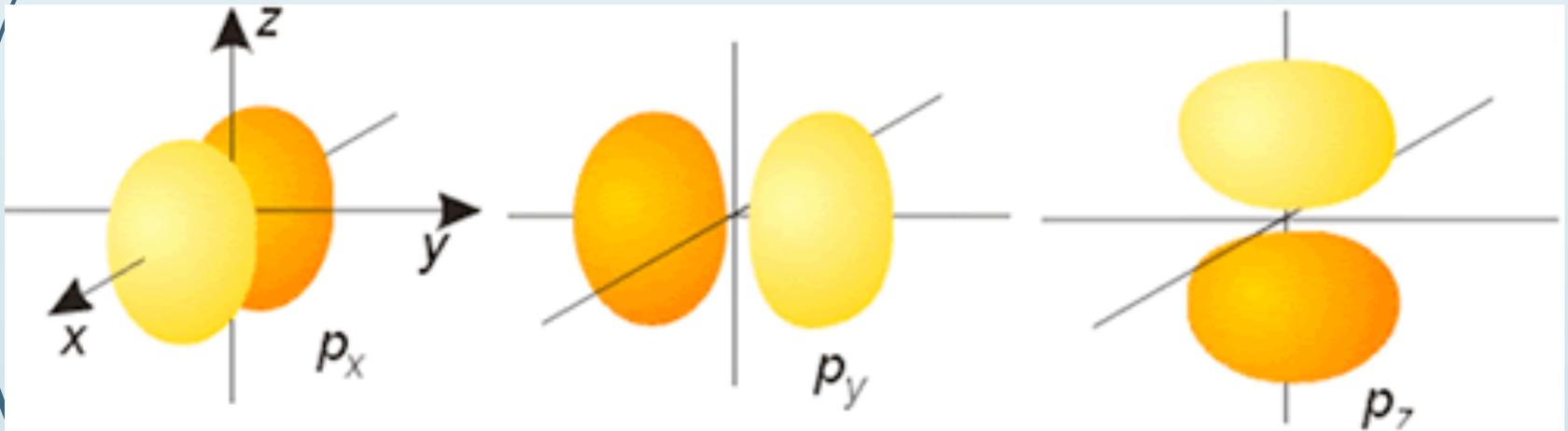
- ▶ $n = 2$
- ▶ $l = 1 \rightarrow$ orbital 2p
- ▶ $m_l = -1, 0, 1$
 - La orientación en el espacio depende del valor de m_l .



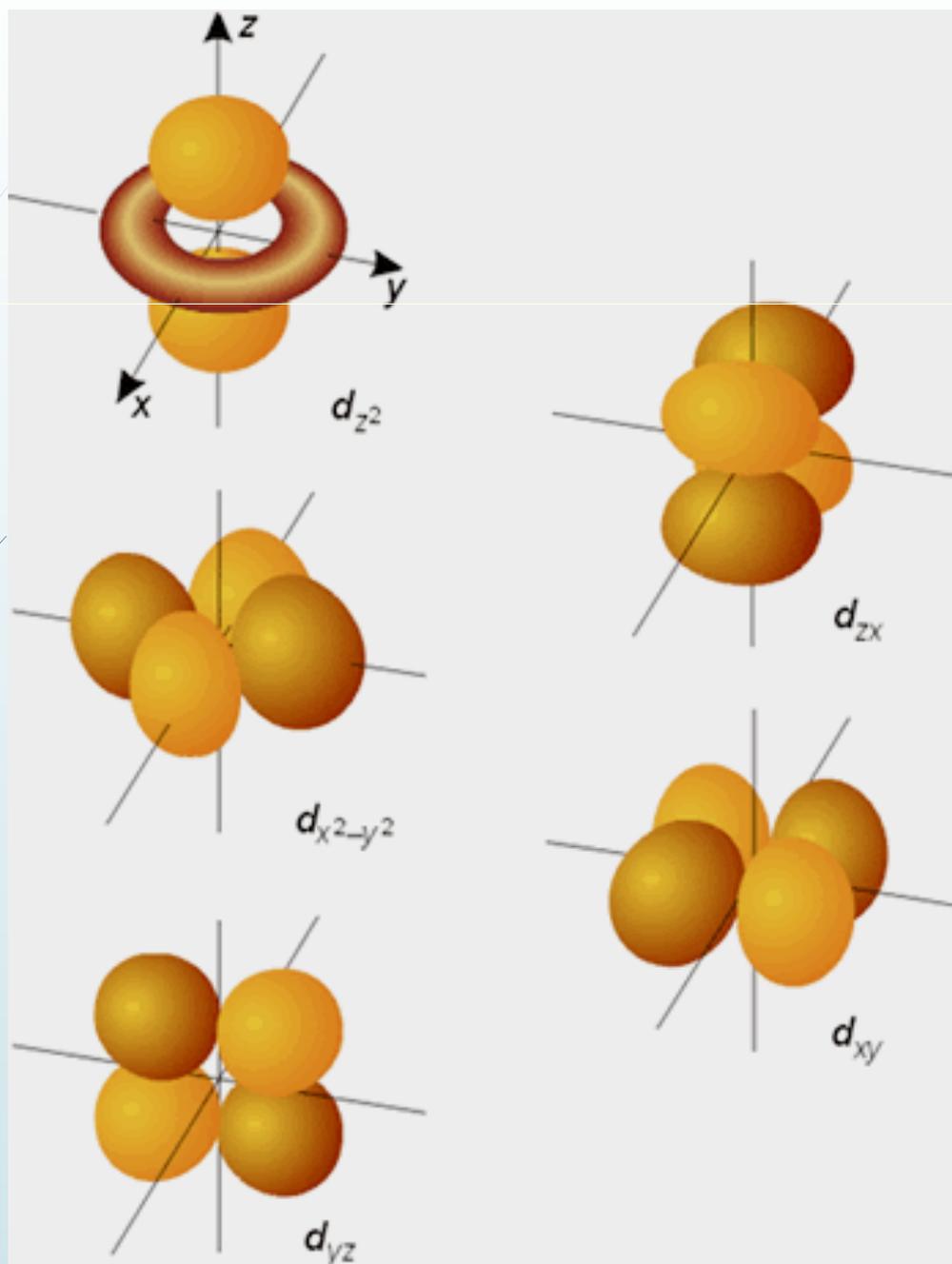
Orbitales s



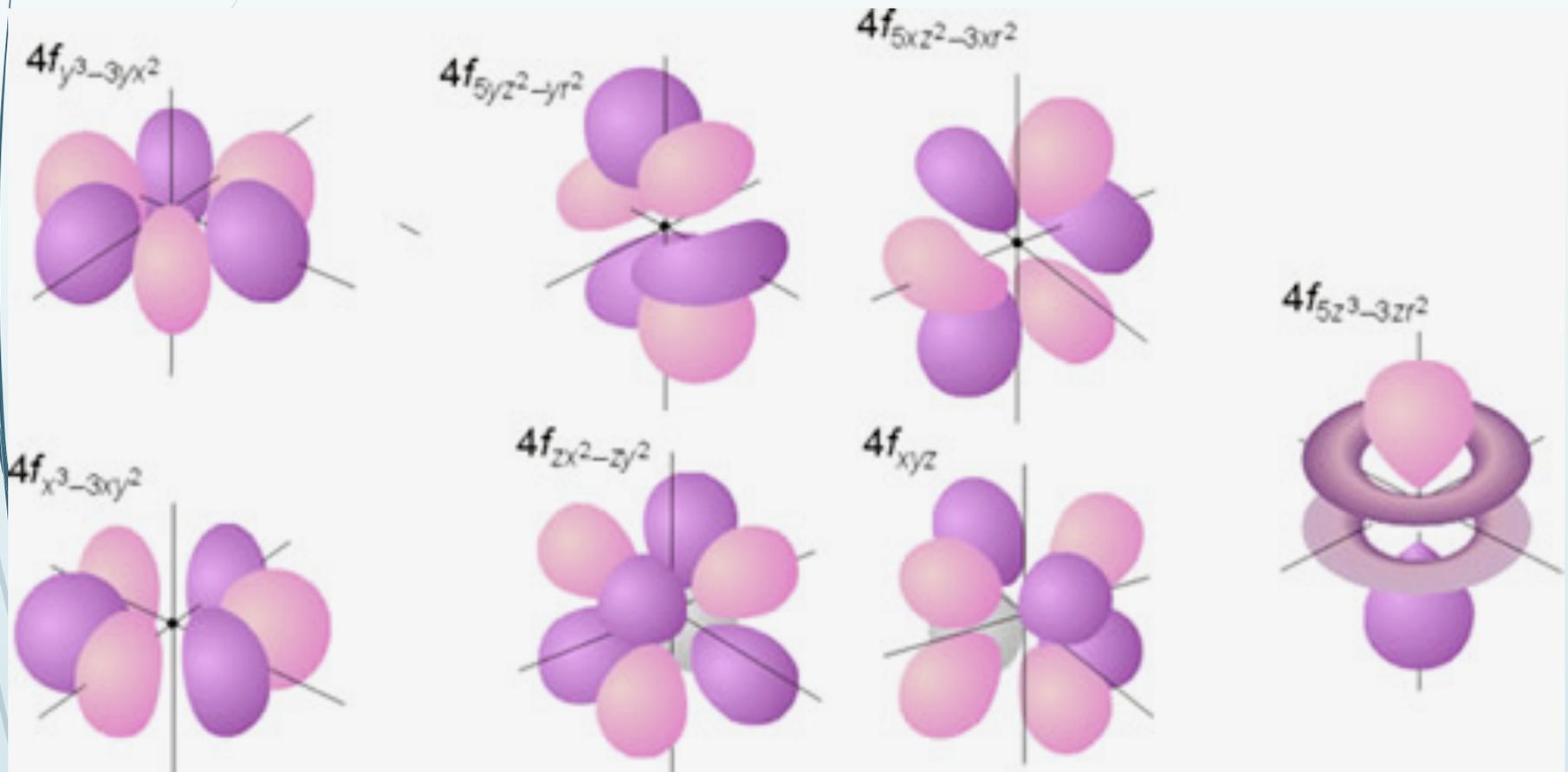
Orbitales p



Orbitales d



Orbitales f



Términos importantes en relación a los electrones:

- **Electrón diferenciante o diferencial:** Se llama **electrón diferencial**, al **electrón** que se añade al pasar de un elemento al siguiente. Dicho de otra forma, al último e⁻ de un átomo.
- **Orbitales degenerados:** orbitales atómicos que tienen la misma energía, es decir, están en la misma subcapa.
- **Especie neutra:** átomo que tiene igual número de protones y electrones
- **Especie iónica:** átomo o grupo de átomos con carga eléctrica. La carga, positiva o negativa, depende de si los átomos perdieron electrones (iones positivos) o ganaron electrones (iones negativos)
- **Estado fundamental o basal:** es el estado de más baja energía, o más estable.
- **Estado excitado:** estado de mayor energía que el estado basal.



Ejercitación

Para un orbital 3d:

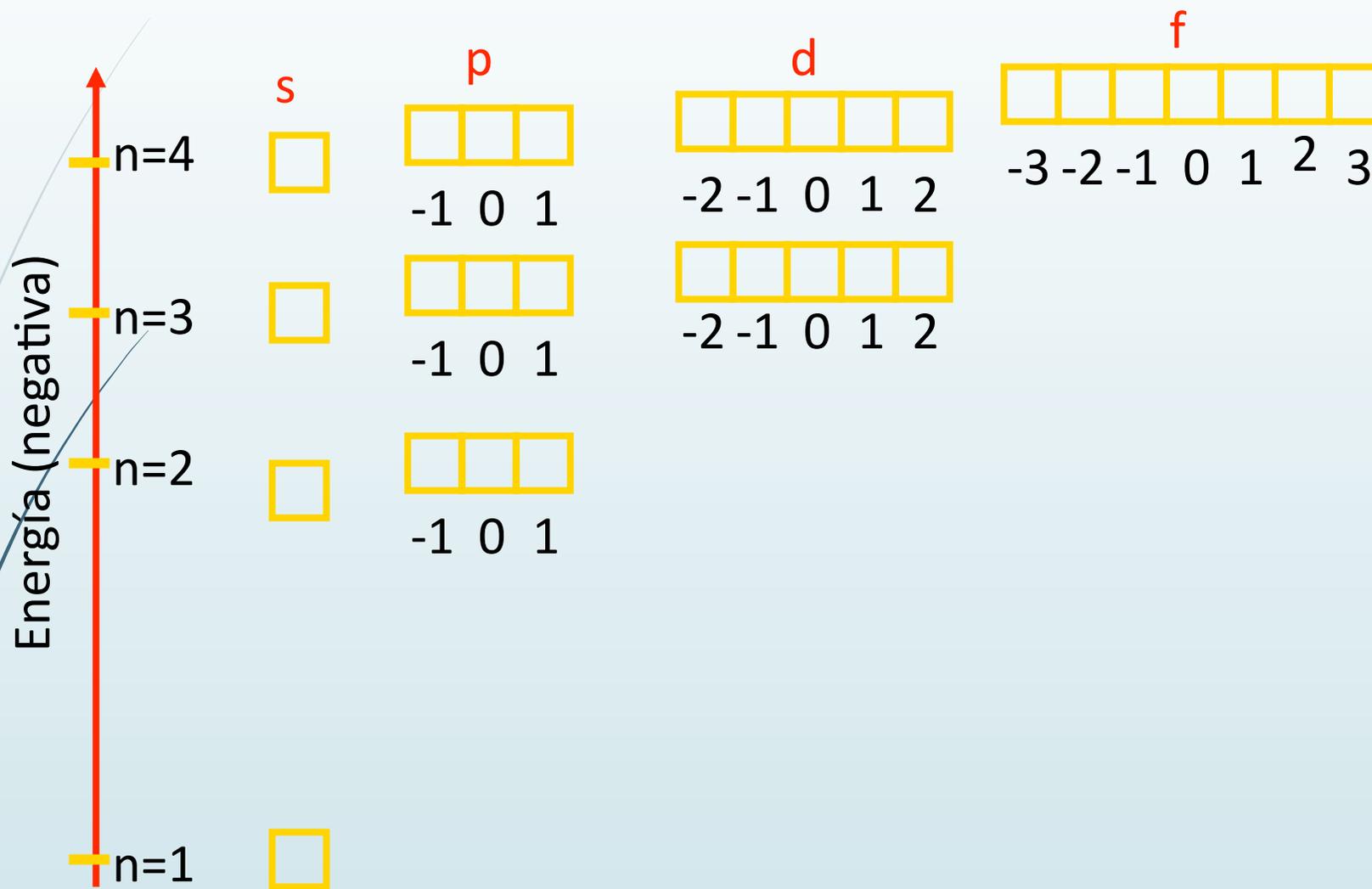
- ▶ ¿Qué valor posee n ?
- ▶ ¿Qué valor posee l ?
- ▶ ¿Qué valores puede tomar m_l ?
- ▶ ¿Cuántos electrones posee como máximo?
- ▶ ¿Cuántos orbitales totales posee el nivel con $n = 3$?

Ejercitación:

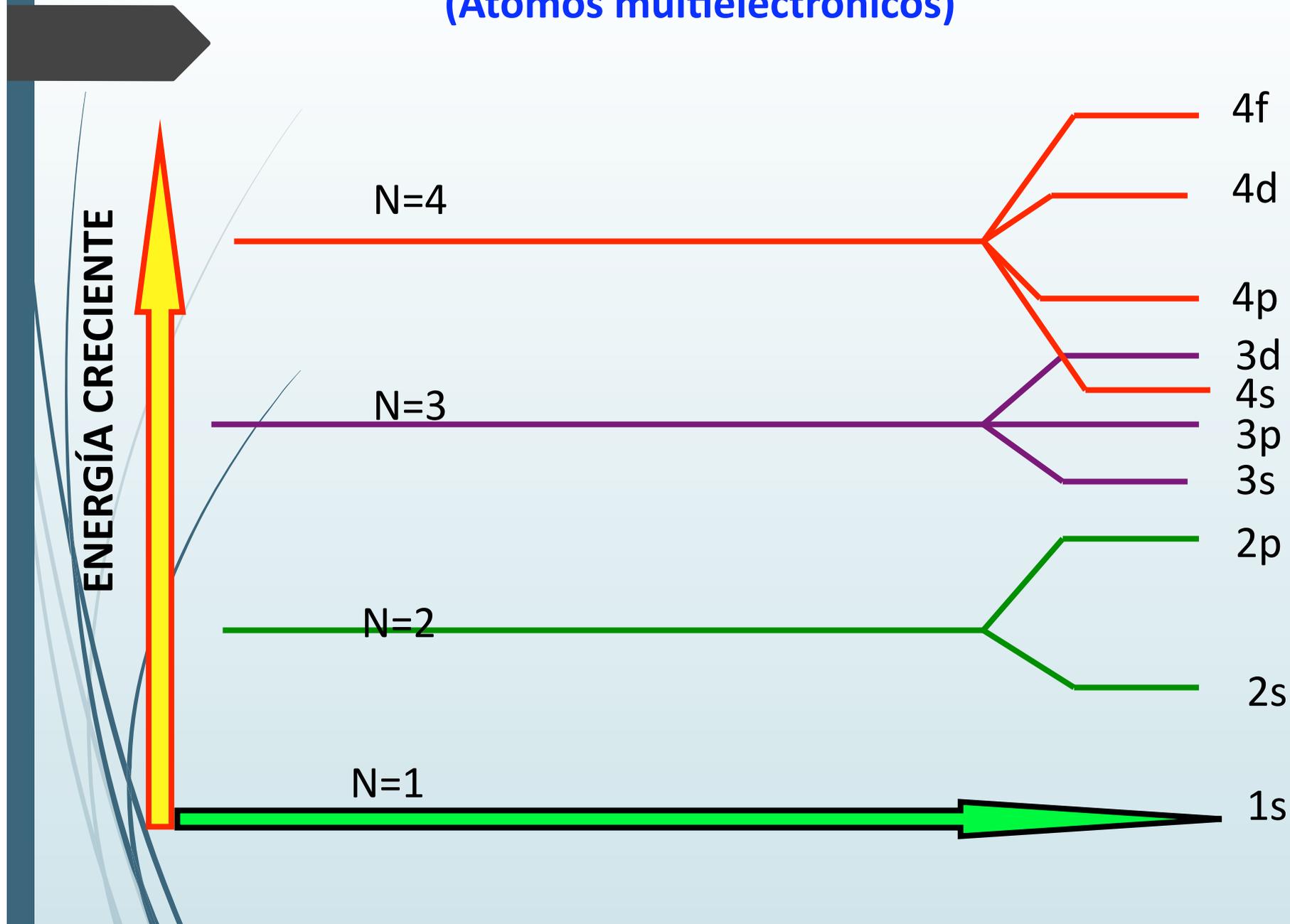
Complete los siguientes datos:

Nivel de energía	Número máximo de electrones para	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel
1			
2			
3			
4			
5			

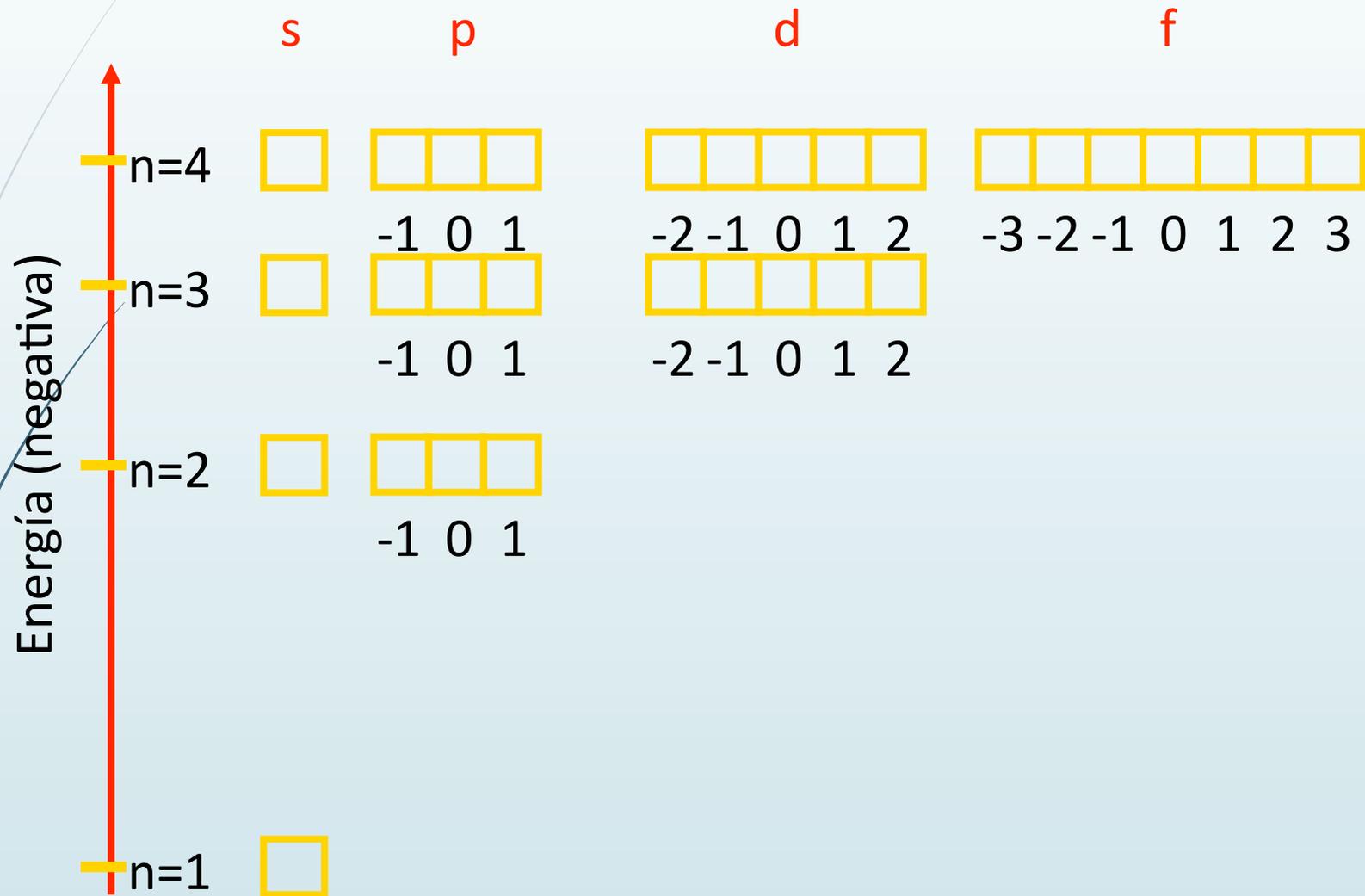
Niveles de Energía de los Orbitales Átomos hidrogenoides



Desdoblamiento de los niveles de Energía (Átomos multielectrónicos)



Niveles de Energía de los Orbitales Átomos multielectrónicos

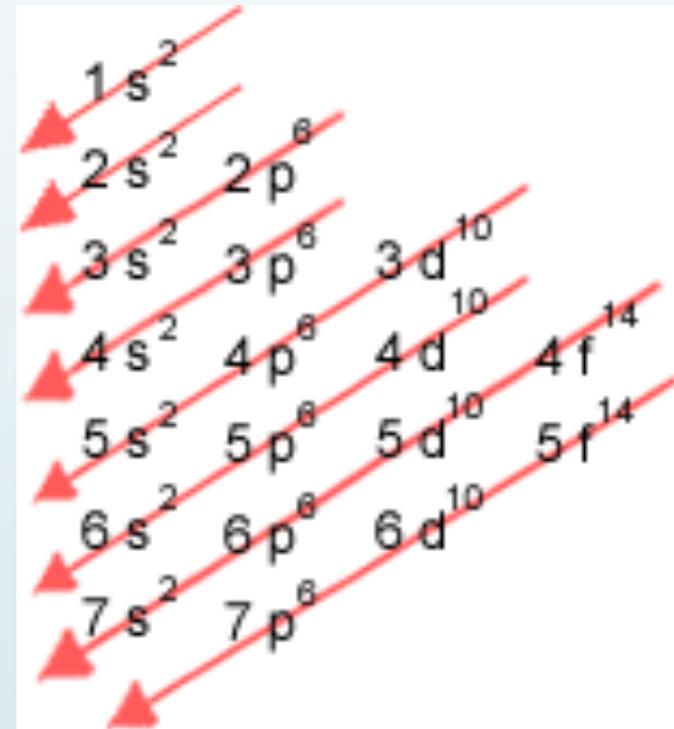


Configuración Electrónica (CE)

- ▶ Permiten llenar casilleros en los diagramas de niveles y subniveles
- ▶ Reglas de Llenado - Principio de construcción (Principio “Aufbau”)
 - Principio de exclusión de Pauli:
“Dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos.”
 - Regla de Hund de Máxima multiplicidad:
“En los orbitales degenerados se alcanza el estado de menor energía cuando el número de electrones con el mismo spin es el máximo posible.”

Reglas para el llenado de Orbitales

- Máxima cantidad de electrones por orbital
 - Orbital s $\rightarrow 2 e^-$
 - Orbital p $\rightarrow 6 e^-$
 - Orbital d $\rightarrow 10 e^-$
 - Orbital f $\rightarrow 14 e^-$
- Regla de las diagonales
 - El orbital 4s se llena antes que el 3d
- Capas llenas o semillenas confieren estabilidad adicional



Configuración electrónica de iones:

En el caso de cationes (iones con carga positiva), para determinar el número de electrones para hacer la configuración, se restan tantos electrones como carga positiva tiene el ión al número atómico.

Considerando ${}_3\text{Li}$, por lo tanto, para su catión Li^{+1} : $1s^2$

En el caso de aniones (iones con carga negativa), para determinar el número de electrones para hacer la configuración, se suman tantos electrones como cargas negativas tiene el ión al número atómico.

Considerando ${}_8\text{O}$, por lo tanto, para su anión O^{-2} : $1s^2, 2s^2, 2p^6$

Estabilidad adicional

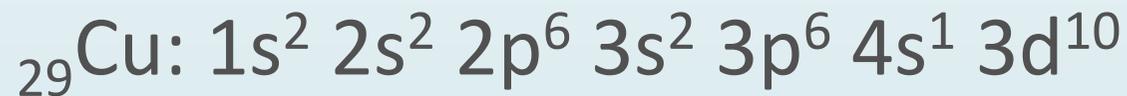
► Excepciones:

► Configuración Electrónica del Cu

- Teórica:



- Real/Experimental



Capas llenas o semillenas confieren estabilidad adicional.

Formación de IONES: Cationes y Aniones

Ejercitación:

Ejercicio de práctica:

Realice la distribución electrónica de las siguientes especies químicas:

Fe^0 (Hierro):

Fe^{+2} (catión ferroso):

Fe^{+3} (catión férrico):

Ba^0 (Bario):

Ba^{+2} (catión bario):

S^0 (Azufre):

S^{-2} (Anión sulfuro):

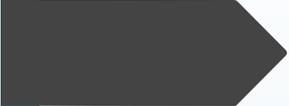
K^0 (Potasio):

Cu^{+1} (Cati3n cuproso):

Cu^{+2} (Cati3n cúprico):

Ejercicio de Práctica:

Escribir un conjunto aceptable de cuatro números cuánticos que describan al último electr3n de un átomo de cloro y de un átomo de azufre en su estado de anión sulfuro.

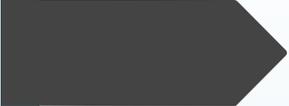


Ejercitación

- Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Na, Cl, O, Ne, Fe, Cu

- Escriba la configuración electrónica de los iones más estables que forman dichos elementos.
- Reconozca la existencia de capas o niveles completos o semicompletos.



Ejercitación

- Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Na, Cl, O, Ne

Escriba la configuración electrónica de los iones más estables que forman dichos elementos.

- Reconozca la existencia de niveles y orbitales completos o semicompletos y cuantifíquelos .

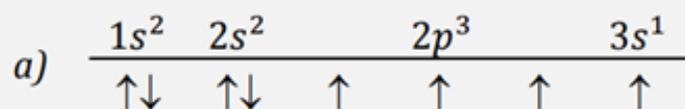


Ejercitación:

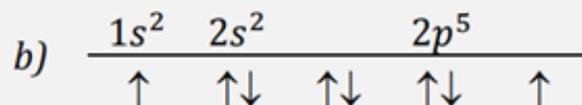
- a) ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo: ^{23}Na o $_{11}\text{Na}$? ¿Por qué?
- b) Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del $_{33}\text{As}$
- c) Si el átomo de $_{33}\text{As}$ gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

Ejercitación

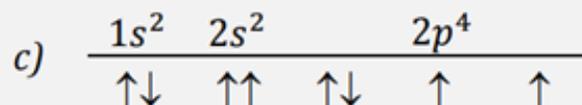
Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta: Para el oxígeno ($Z = 8$)



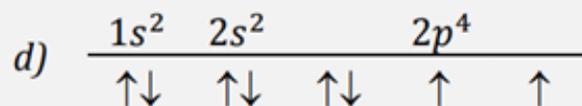
Es un estado imposible



Es un estado imposible



Es un estado excitado



Es un estado fundamental



TABLA PERIÓDICA

TABLA PERIÓDICA

		Grupo																		
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo		IA	IIA		Metales										No metales					
					Alcalinos	Alcalinotérreos	Metales de transición	Metales del bloque p	Lantánidos	Actínidos					III A	IV A	V A	VIA		
1		1 H																		2 He
2		3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3		11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4		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	
5		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	
6		55 Cs	56 Ba		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	
7		87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
					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	71 Lu	
					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	103 Lr	

TABLA PERIÓDICA: BLOQUES

Los bloques de la Tabla Periódica se designan según el último orbital ocupado de acuerdo con el principio de construcción. Los periodos se numeran según el número cuántico principal de la capa de valencia.

Bloque s

Bloque p

Bloque d

Bloque f

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

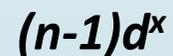
Elementos Representativos



$$a = 1, 2$$

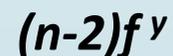
$$b = 1, \dots, 6$$

Elementos de Transición

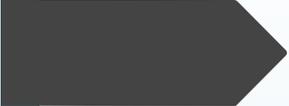


$$x = 1, \dots, 9, 10$$

Elementos Transición Interna



$$y = 1, \dots, 14$$



PROPIEDADES PERIÓDICAS



Periodicidad de las propiedades

- Radio Atómico
- Radio Iónico
- Energía de Ionización (Potencial de Ionización)
- Afinidad Electrónica
- Electronegatividad



Relación con la Configuración Electrónica

► Apantallamiento – Carga Nuclear Efectiva (Z_{ef})

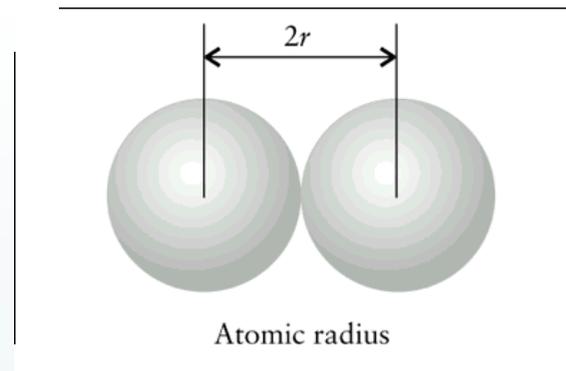
- La presencia de electrones internos provoca que los electrones externos sientan menos atracción hacia el núcleo (Z_{ef}).

$$Z_{ef} = Z - \sigma$$

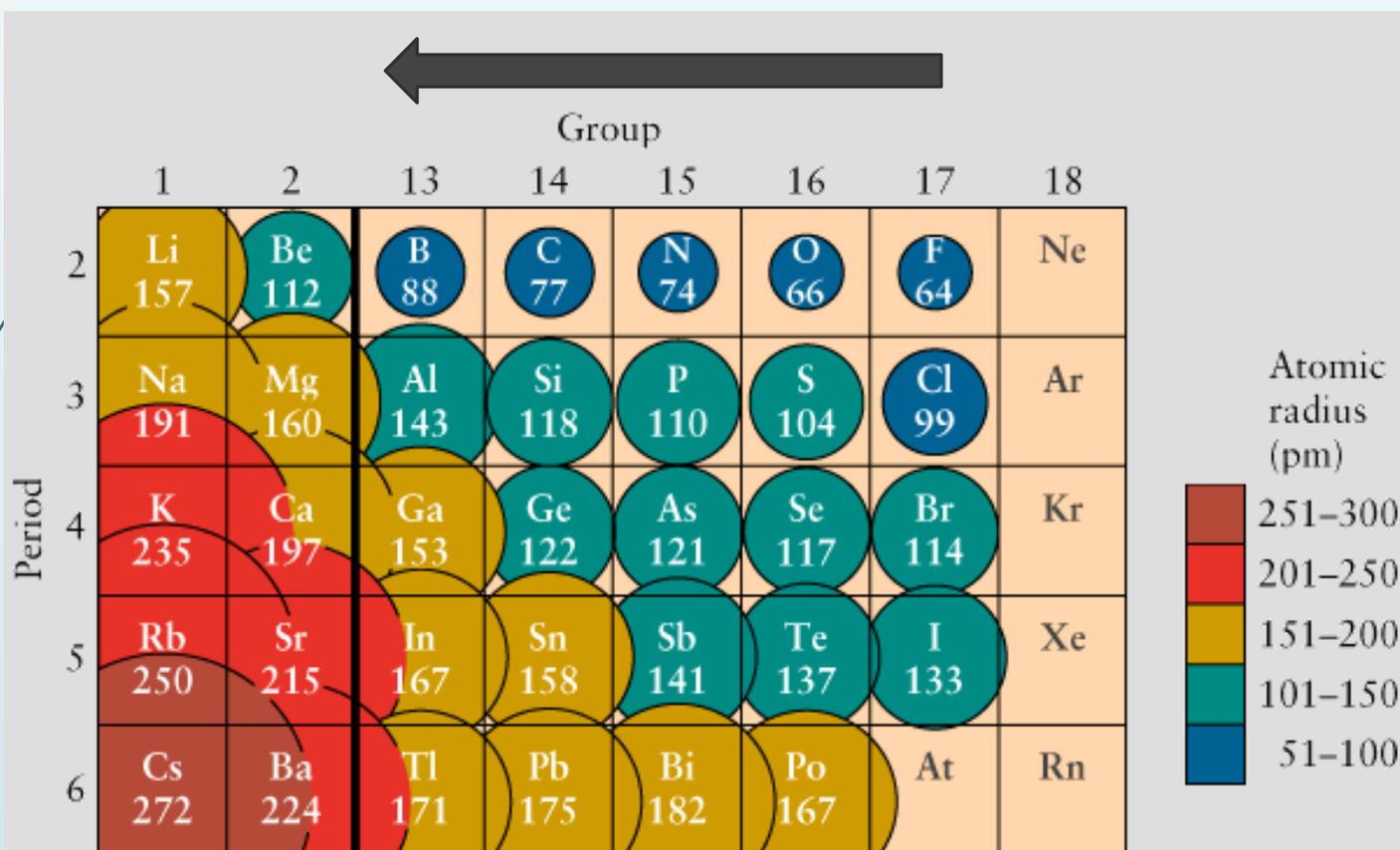
- **En un grupo:** Al aumentar n el efecto pantalla aumenta sobre los electrones de valencia que experimentan menor atracción y por lo tanto el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.
- **En un período:** Los átomos se vuelven más pequeños debido a que el **efecto pantalla (σ)** es el mismo, pero se incrementa la carga nuclear efectiva cada vez que se agrega un protón al núcleo y un electrón a una capa en particular.



RADIO ATÓMICO



- Mitad de la distancia entre núcleos de dos átomos iguales vecinos, en estado sólido.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN



- Energía mínima que hay que entregar a un átomo neutro en estado gaseoso para arrancarle el e^- más externo y formar un catión.

AFINIDAD ELECTRÓNICA

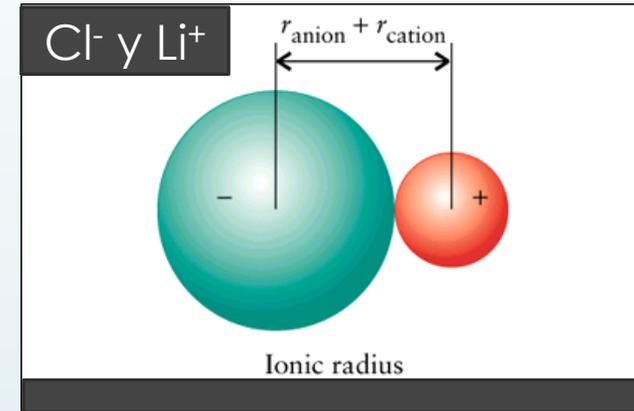
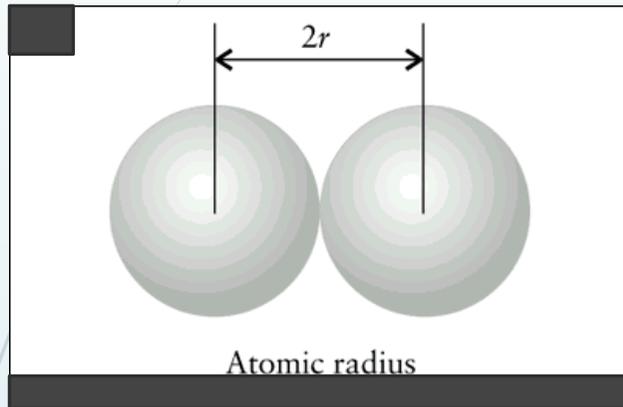


- La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía puesta en juego cuando un átomo neutro al estado gaseoso capta un electrón y forma un anión.

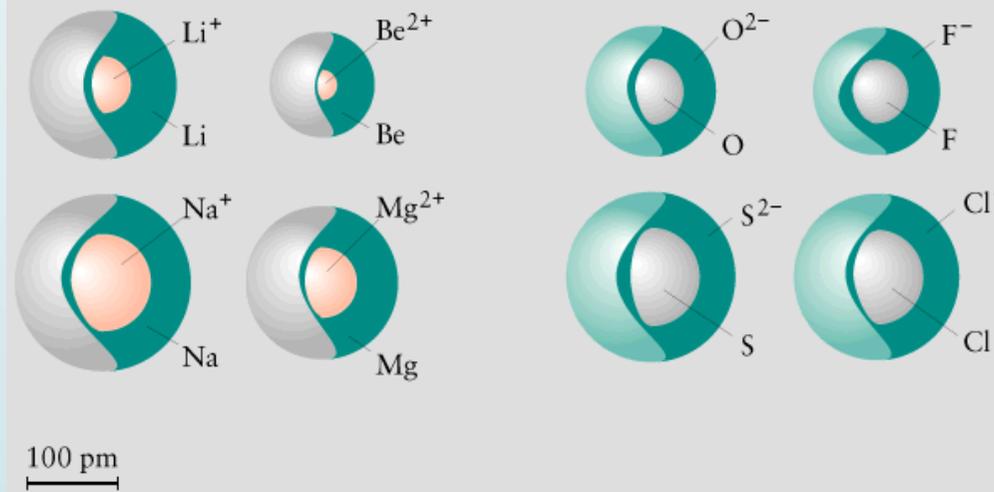
No confundir con la electronegatividad

RADIO IÓNICO

- La distancia entre los núcleos de dos iones vecinos en un sólido iónico es la suma de los dos radios iónicos.



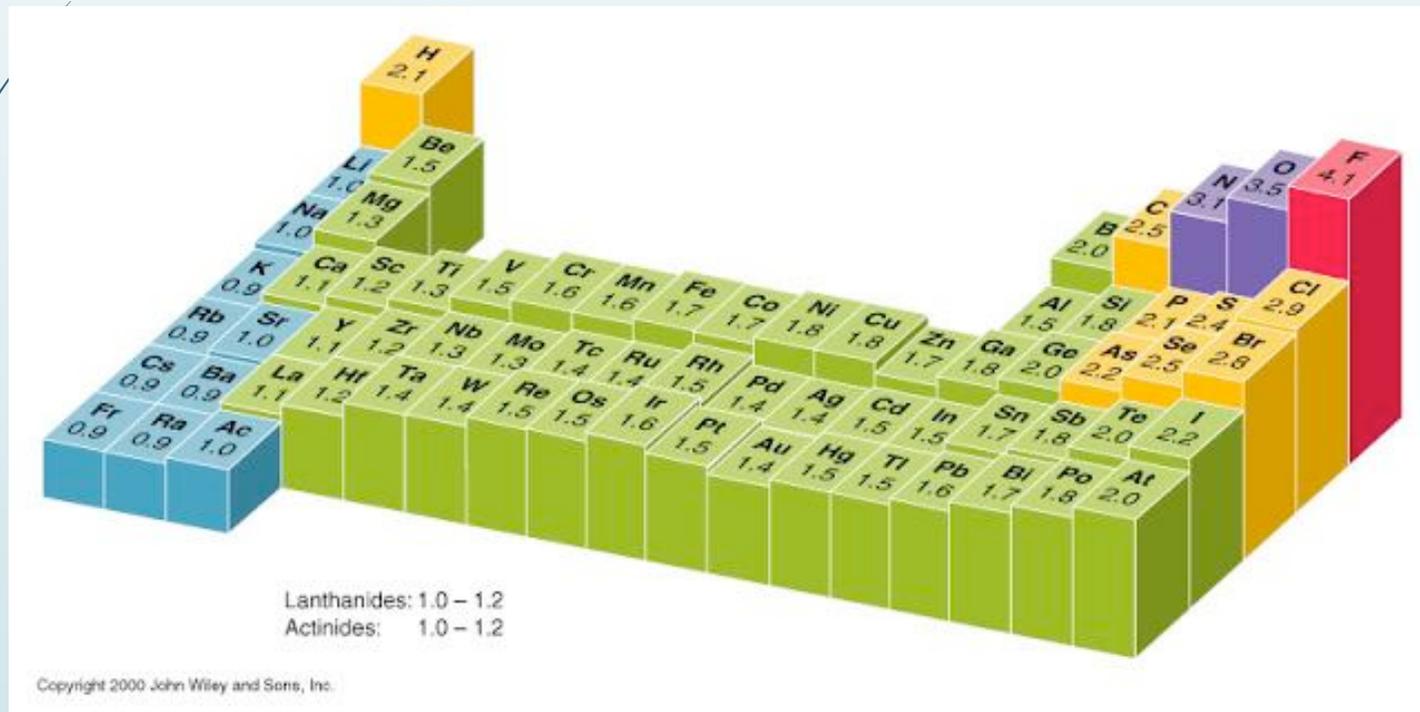
Cationes:
Disminuyen
su tamaño



Aniones:
Aumentan
su tamaño

ELECTRONEGATIVIDAD

- Capacidad de un átomo de atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro (formando un enlace).



Estado de Oxidación. Relación con la Configuración Electrónica (CE) de gas noble.

► Aniones:

Los elementos con altas Afinidades Electrónicas (AE) tenderán a ganar e^- hasta obtener la CE del gas noble que le sigue.

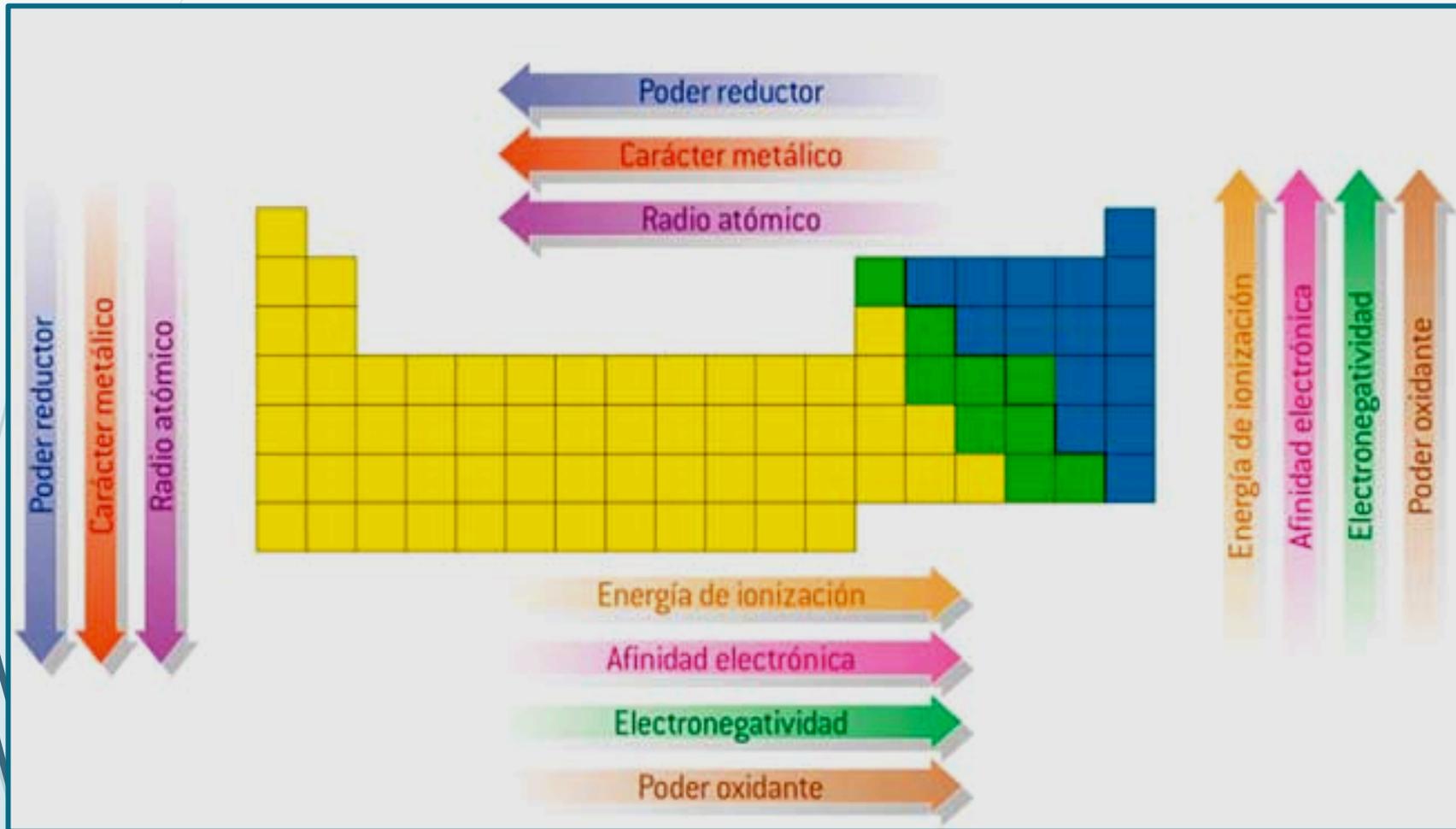
► Cationes:

Los elementos con bajas Energías de Ionización (EI) tenderán a perder e^- hasta obtener la CE del gas noble que le antecede.

► Serie isoelectrónica



Resumen de Propiedades Periódicas



PERIODIC TABLE of the ELEMENTS



Proudly sponsored by the
**SHUTTLEWORTH
FOUNDATION**
[Supporting social innovation]
Tel: 02021 638 100 | Fax: 02021 638 101 | www.shuttleworthfoundation.org

VIII A 18
He
Helium 2
4.00

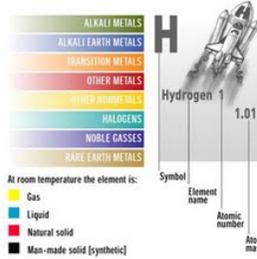
IA 1
H
Hydrogen 1
1.01

2
Li
Lithium 3
6.94

IIA 2
Be
Beryllium 4
9.01

3
Na
Sodium 11
22.99

Mg
Magnesium 12
24.31

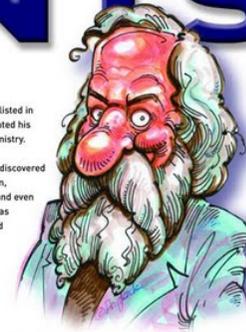


DMITRI MENDELEYEV (1834 - 1907)

The Russian chemist, Dmitri Mendeleev, was the first to observe that if elements were listed in order of atomic mass, they showed regular (periodical) repeating properties. He formulated his discovery in a periodic table of elements, now regarded as the backbone of modern chemistry.

The crowning achievement of Mendeleev's periodic table lay in his prophecy of then, undiscovered elements. In 1869, the year he published his periodic classification, the elements gallium, germanium and scandium were unknown. Mendeleev left spaces for them in his table and even predicted their atomic masses and other chemical properties. Six years later, gallium was discovered and his predictions were found to be accurate. Other discoveries followed and their chemical behaviour matched that predicted by Mendeleev.

This remarkable man, the youngest in a family of 17 children, has left the scientific community with a classification system so powerful that it became the cornerstone in chemistry teaching and the prediction of new elements ever since. In 1955, element 101 was named after him: Md, Mendeleevium.



4
K
Potassium 19
39.10

Ca
Calcium 20
40.08

IIIB 3
Sc
Scandium 21
44.96

IVB 4
Ti
Titanium 22
47.88

V B 5
V
Vanadium 23
50.94

VI B 6
Cr
Chromium 24
52.00

VII B 7
Mn
Manganese 25
54.94

VIII 8
Fe
Iron 26
55.85

VIII 9
Co
Cobalt 27
58.93

VIII 10
Ni
Nickel 28
58.69

IB 11
Cu
Copper 29
63.55

IIB 12
Zn
Zinc 30
65.39

IIIA 13
Al
Aluminium 13
26.98

IIIA 13
Ga
Gallium 31
69.72

IVA 14
Ge
Germanium 32
72.61

VA 15
As
Arsenic 33
74.92

VA 15
Se
Selenium 34
78.96

VIA 16
Br
Bromine 35
79.90

5
Rb
Rubidium 37
85.47

Sr
Strontium 38
87.62

Y
Yttrium 39
88.91

IVB 4
Zr
Zirconium 40
91.22

V B 5
Nb
Niobium 41
92.91

VIB 6
Mo
Molybdenum 42
95.94

VII B 7
Tc
Technetium 43
(98)

VIII 8
Ru
Ruthenium 44
101.07

VIII 9
Rh
Rhodium 45
102.91

VIII 10
Pd
Palladium 46
106.42

IB 11
Ag
Silver 47
107.87

IIB 12
Cd
Cadmium 48
112.41

IIIA 13
In
Indium 49
114.82

IIIA 13
Sn
Tin 50
118.71

IVA 14
Sb
Antimony 51
121.76

VA 15
Te
Tellurium 52
127.60

VIA 16
I
Iodine 53
126.90

VIA 16
Xe
Xenon 54
131.29

6
Cs
Caesium 55
132.91

Ba
Barium 56
137.33

Lanthanide Series

Hf
Hafnium 72
178.49

Ta
Tantalum 73
180.95

W
Tungsten 74
183.85

Re
Rhenium 75
186.21

Os
Osmium 76
190.23

Ir
Iridium 77
192.22

Pt
Platinum 78
195.08

Au
Gold 79
196.97

Hg
Mercury 80
200.59

Tl
Thallium 81
204.38

Pb
Lead 82
207.20

Bi
Bismuth 83
208.98

Po
Polonium 84
(209)

At
Astatine 85
(210)

Rn
Radon 86
(222)

7
Fr
Francium 87
(223)

Ra
Radium 88
(226)

Actinide Series

Rf
Rutherfordium 104
(261)

Db
Dubnium 105
(262)

Sg
Seaborgium 106
(263)

Bh
Bohrium 107
(262)

Hs
Hassium 108
(265)

Mt
Meitnerium 109
(266)

La
Lanthanum 57
138.91

Ce
Cerium 58
140.12

Pr
Praseodymium 59
140.90

Nd
Neodymium 60
144.24

Pm
Promethium 61
(145)

Sm
Samarium 62
150.36

Eu
Europium 63
151.96

Gd
Gadolinium 64
157.25

Tb
Terbium 65
158.93

Ac
Actinium 89
227.03

Th
Thorium 90
232.04

Pa
Protactinium 91
231.04

U
Uranium 92
238.03

Np
Neptunium 93
(237)

Pu
Plutonium 94
(244)

Am
Americium 95
(243)

Cm
Curium 96
(247)

Bk
Berkelium 97
(247)

Cf
Californium 98
(251)

Es
Einsteinium 99
(252)

Fm
Fermium 100
(257)

Md
Mendelevium 101
(258)

No
Nobelium 102
(259)

Lr
Lawrencium 103
(260)

