

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

ESTRUCTURA ATÓMICA

**TABLA PERIODICA DE LOS
ELEMENTOS**

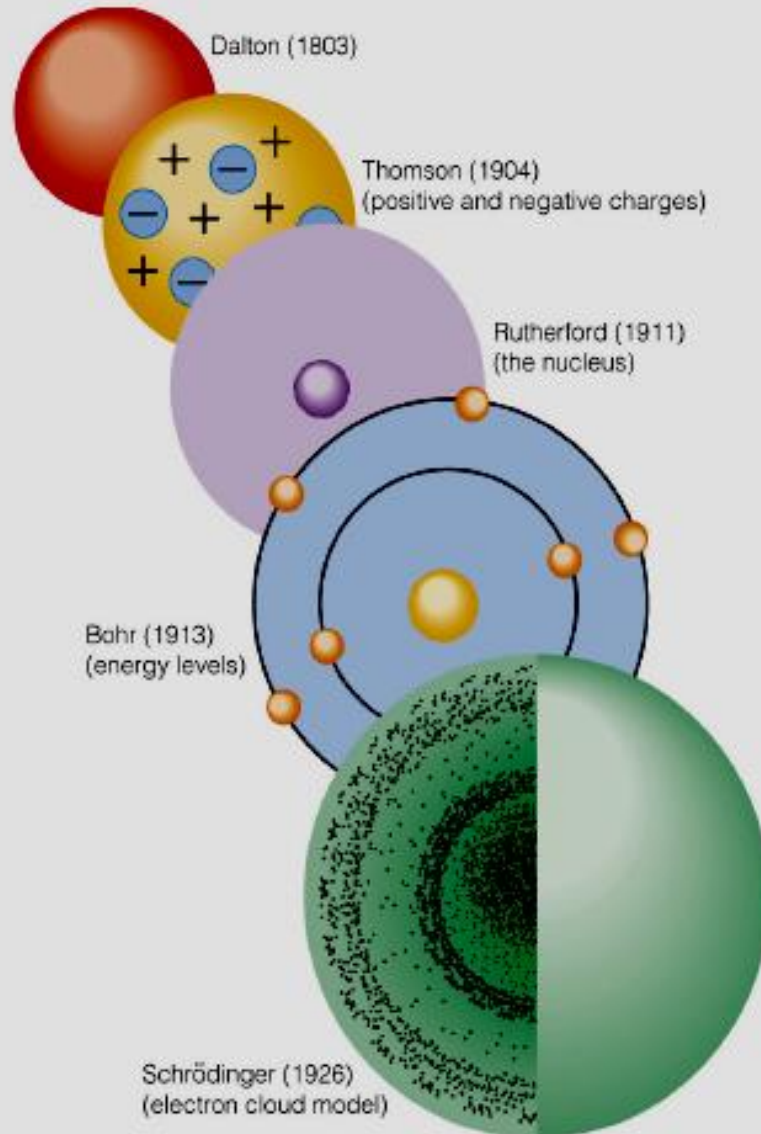
2019



¿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

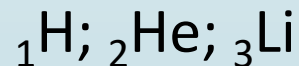
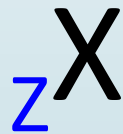
“La materia macroscópicamente es eléctricamente neutra, pero internamente está constituida por partículas subatómicas con cargas positivas, negativas y neutras”

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

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

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

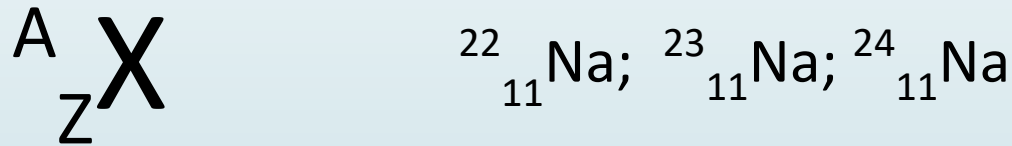


TABLE 2.1 Mass and Charge of Subatomic Particles

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:

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

Radiación Electromagnética

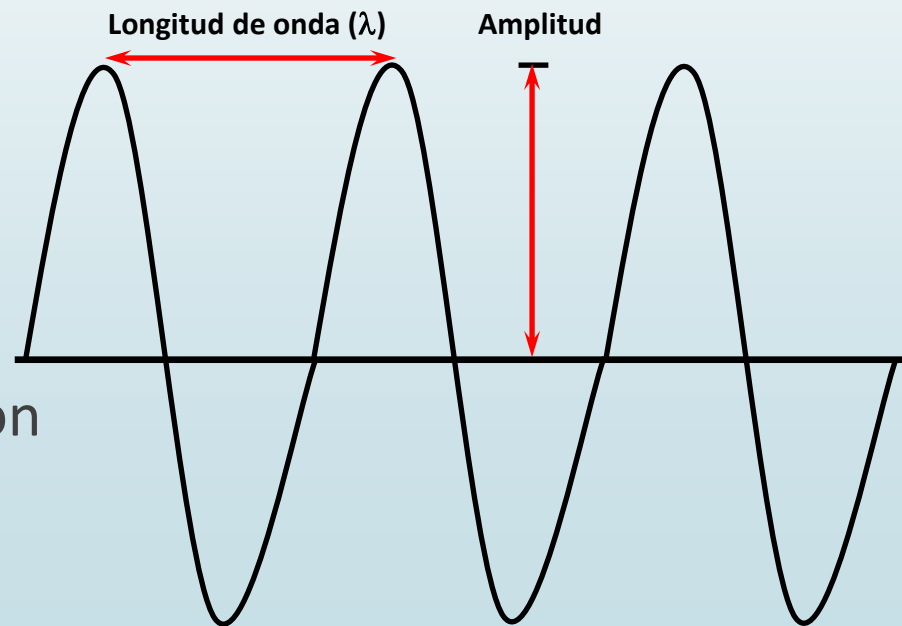
➤ Es una perturbación vibracional por medio de la cual se transmite energía.

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

➤ Características de las ondas electromagnéticas:

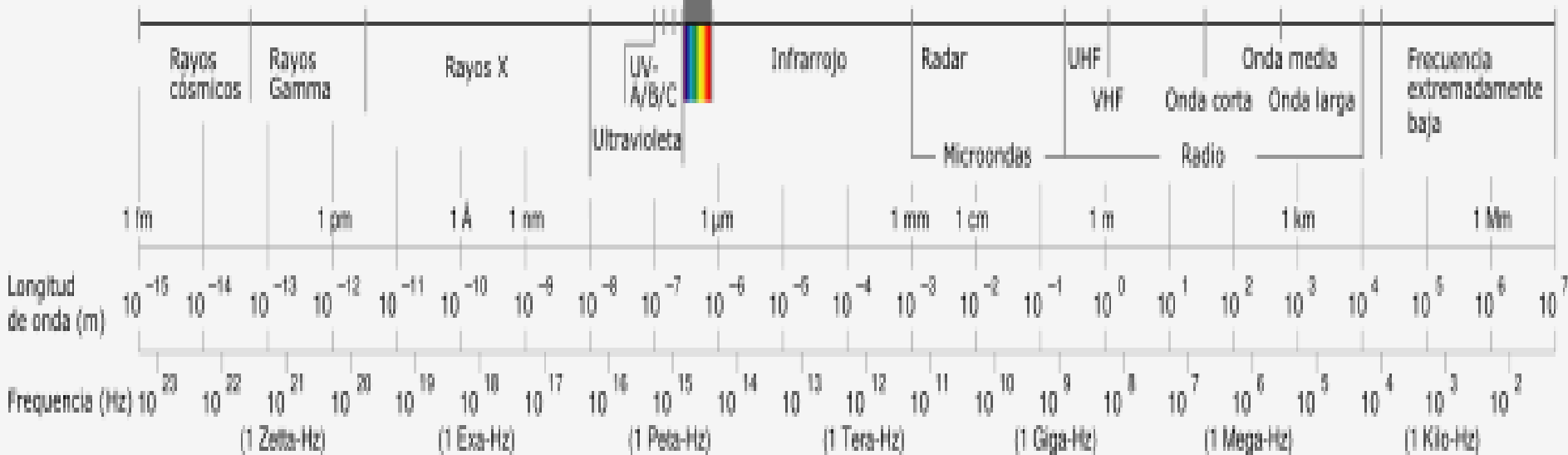
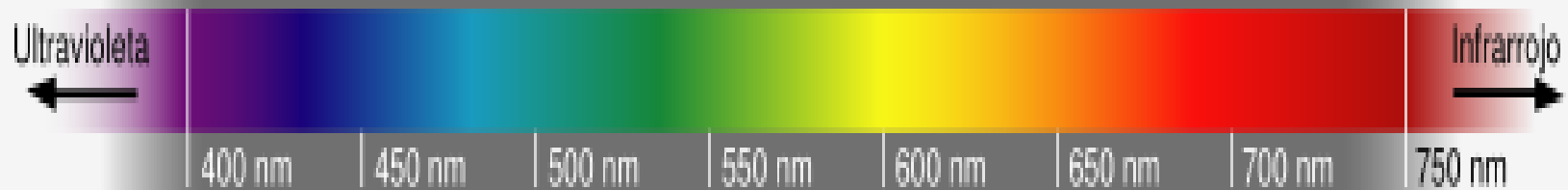
- Longitud de onda (λ)
- Frecuencia (ν)
- Amplitud (A)
- Energía (E)
- Velocidad de propagación (c) velocidad de la luz

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



Espectro electromagnético

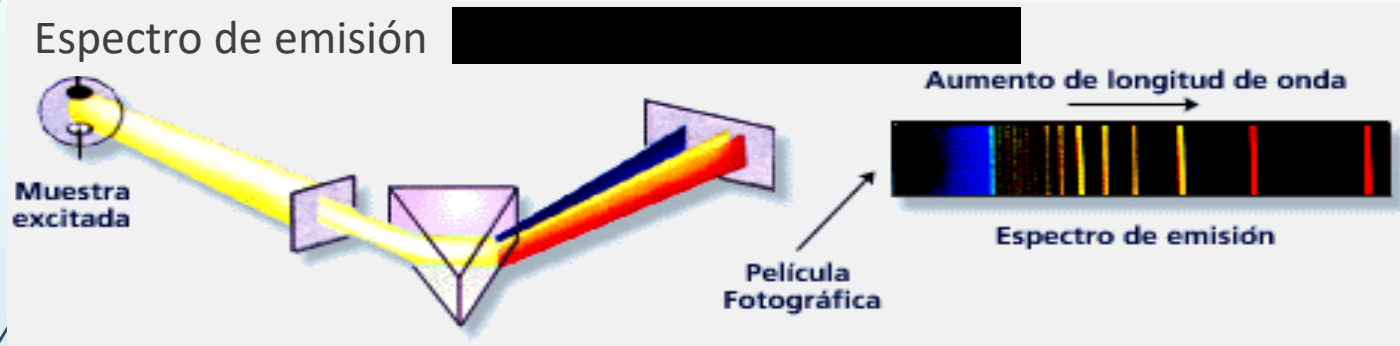
Espectro visible por el hombre (Luz)



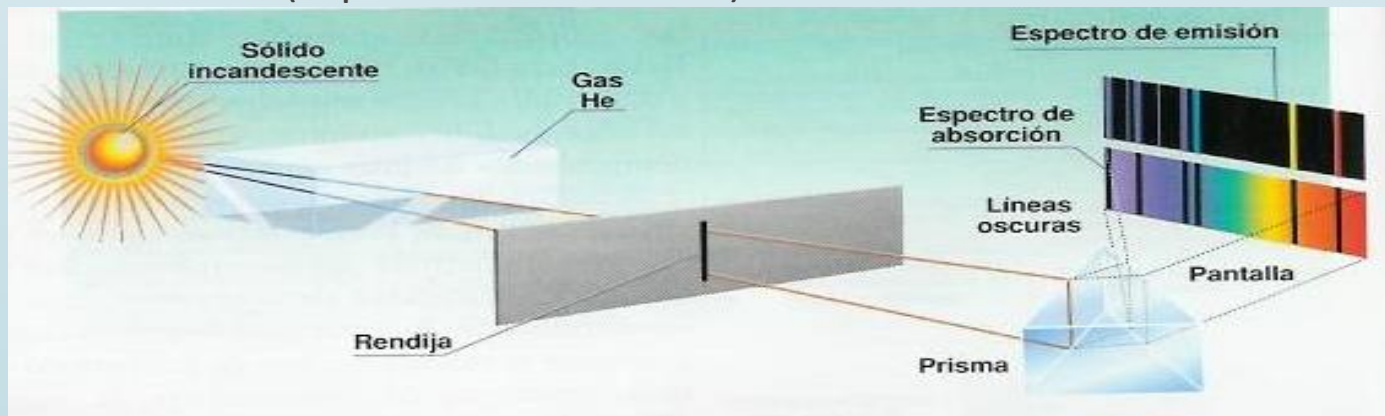
ESPECTROS ATÓMICOS

- ▶ 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:**

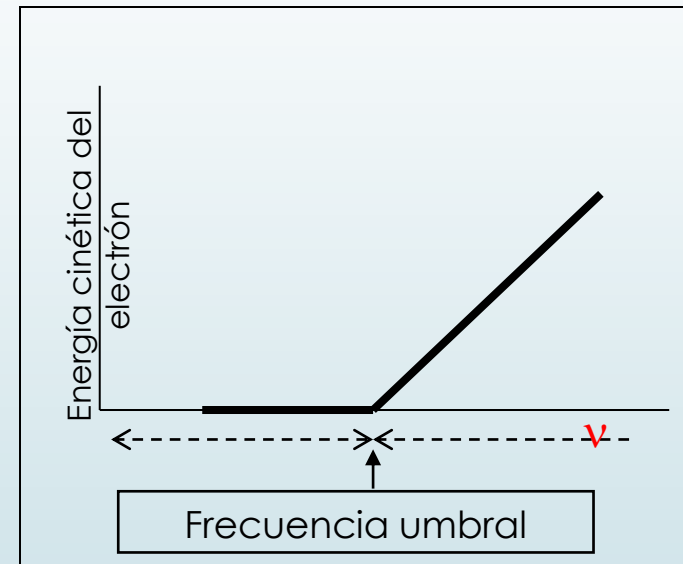
- Planck (1900) planteó la existencia de cuantos discretos de energía para explicar la emisión de radiación de un cuerpo negro.

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

► 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.

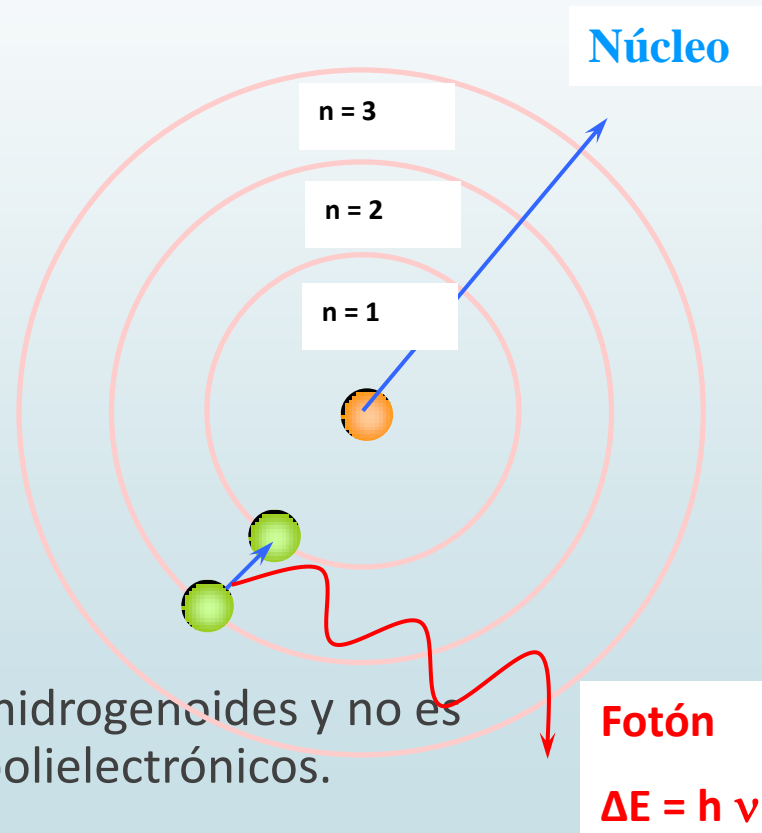
Supuso que la radiación se emite o se absorbe cuando el electrón cambia de una órbita a otra.

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 ($n = 1, 2, 3...$)
 - 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: $\lambda = h/mv$

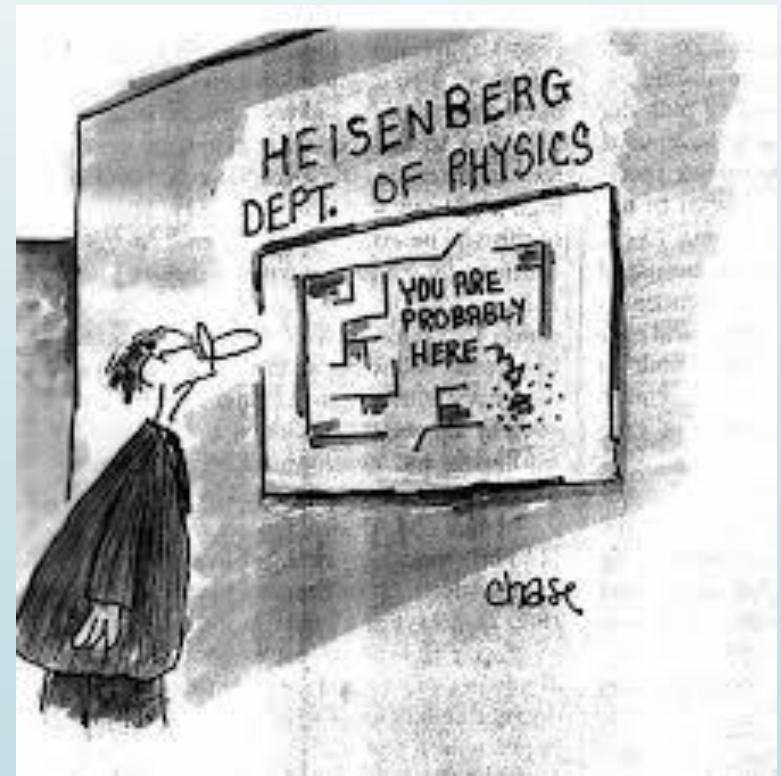
Donde $mv = p$ (momento del electrón).

- <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

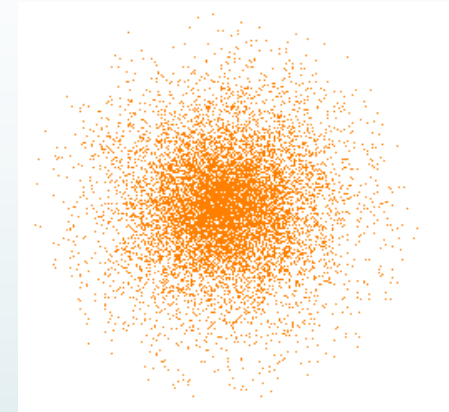
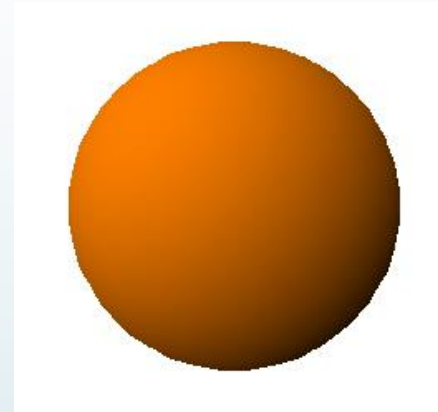
► De los electrones

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

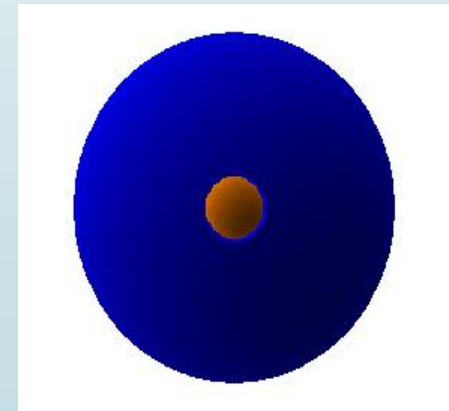
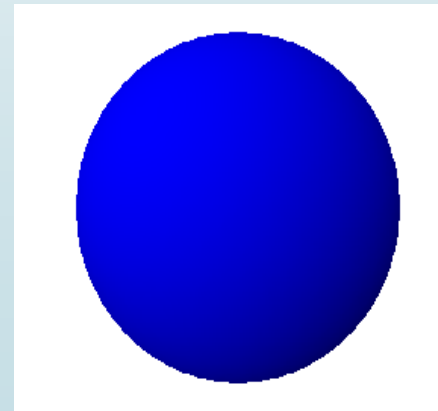
- Permite explicar propiedades magnéticas
- Hay $2n^2$ electrones por nivel

Forma y Tamaño de los Orbitales

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

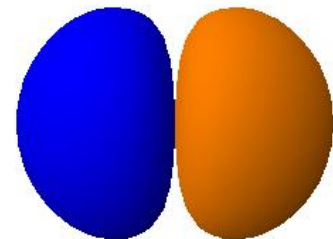
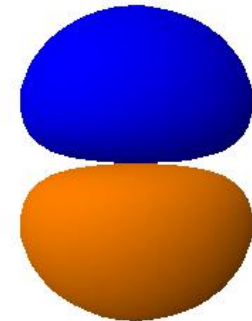
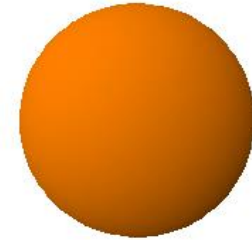


- $n = 2$
- $l = 0 \rightarrow$ orbital 2s
- Geometría esférica

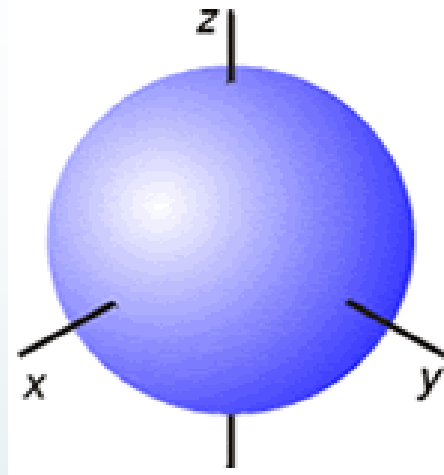


Forma y Tamaño de los Orbitales

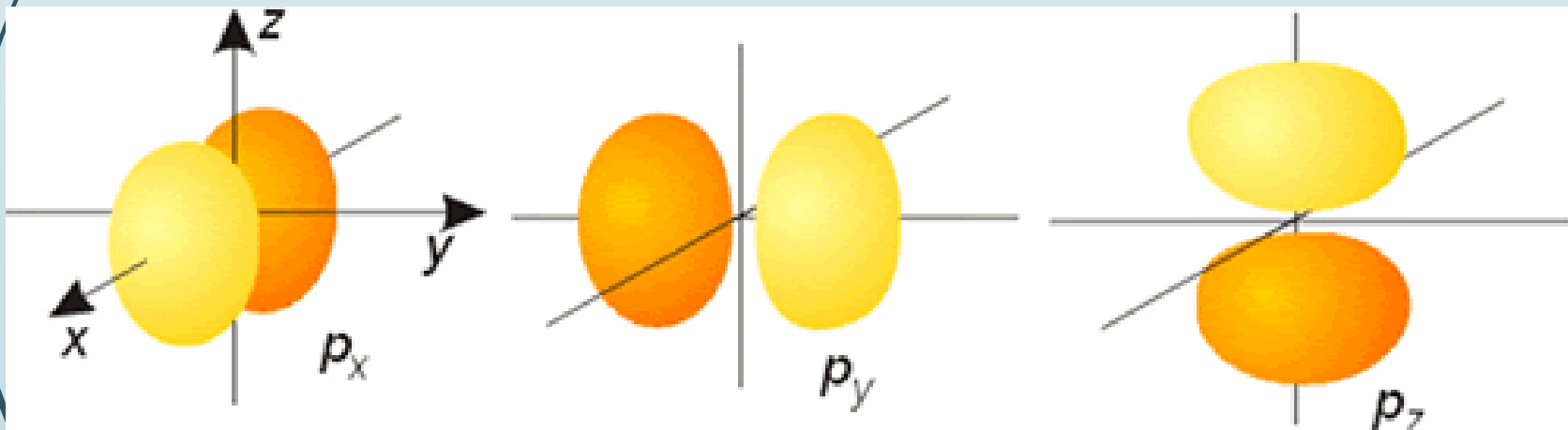
- $n = 2$
- $l = 1 \rightarrow$ orbital 2p
- $m_l = -1, 0, 1$
 - La orientación en el espacio depende del valor de m_l .



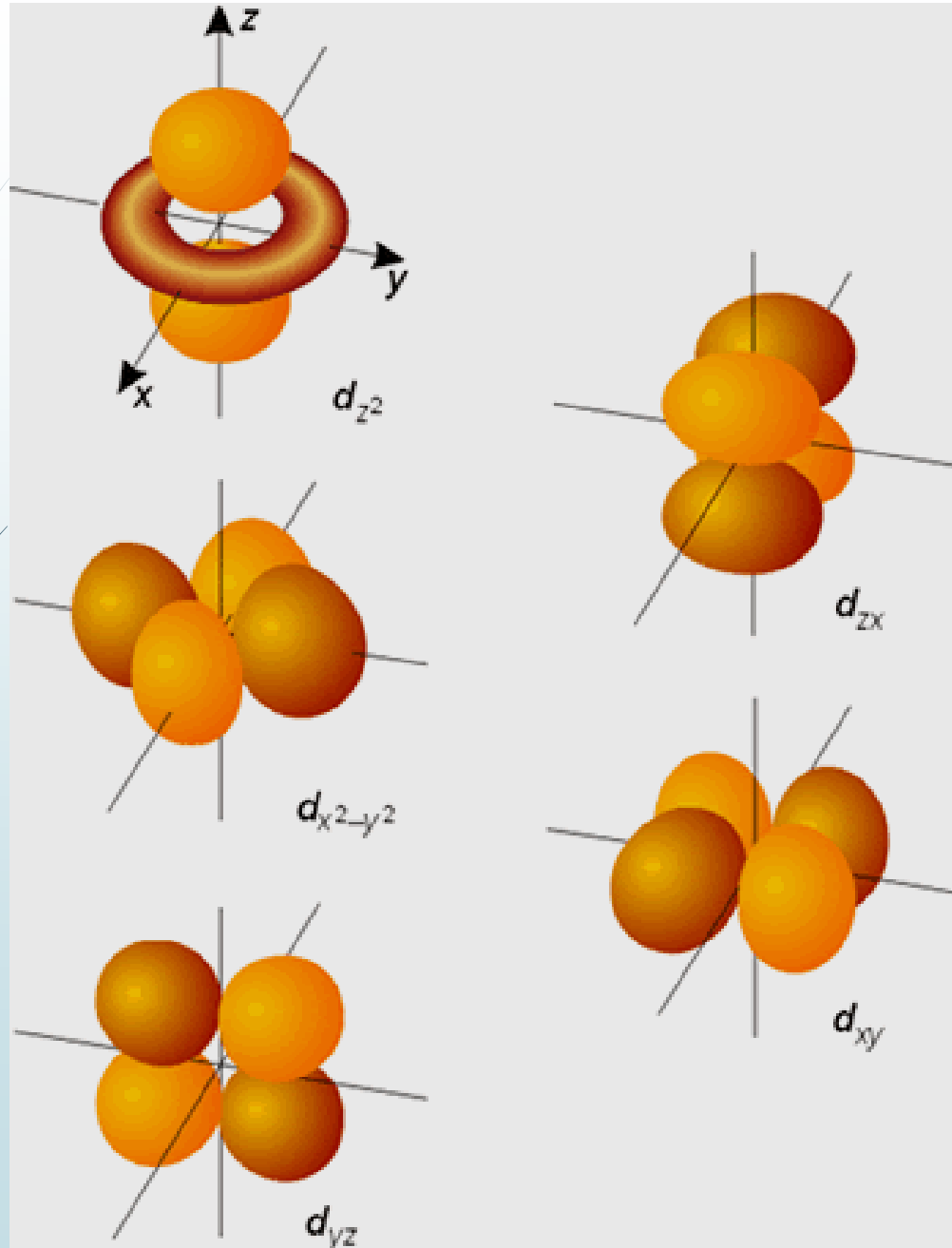
Orbitales s



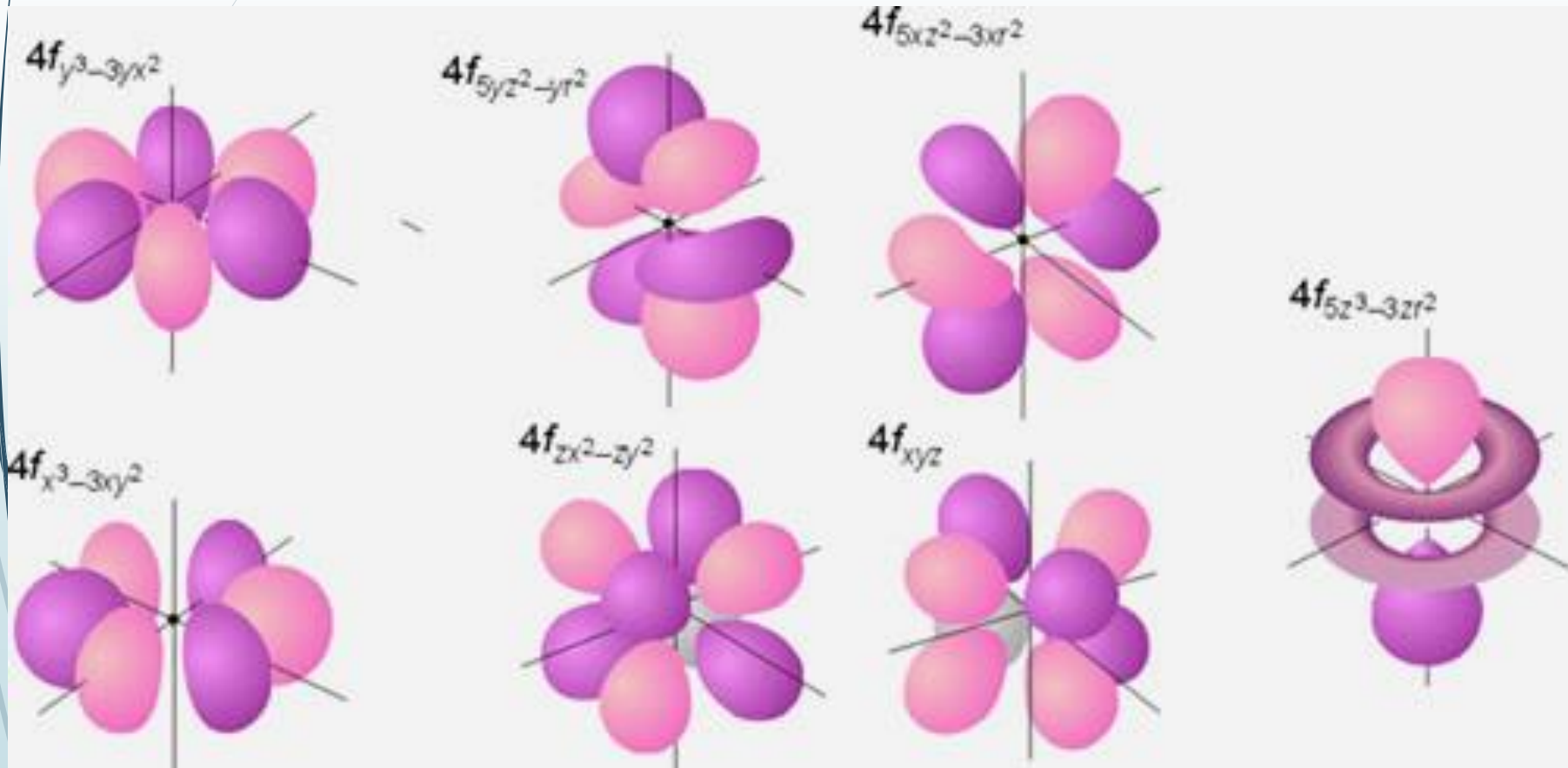
Orbitales p



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 $n = 3$?

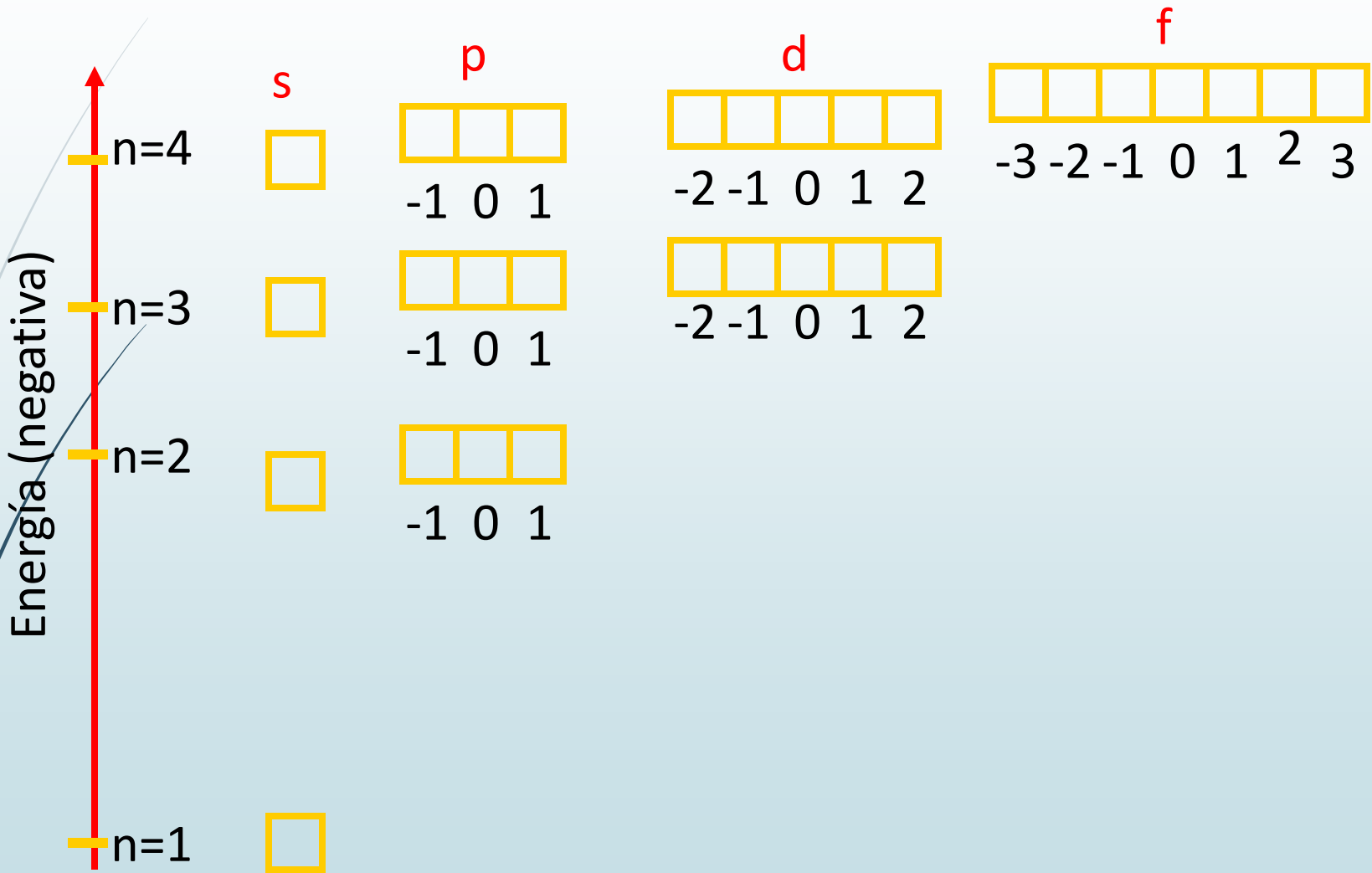
Ejercitación:

Complete los siguientes datos:

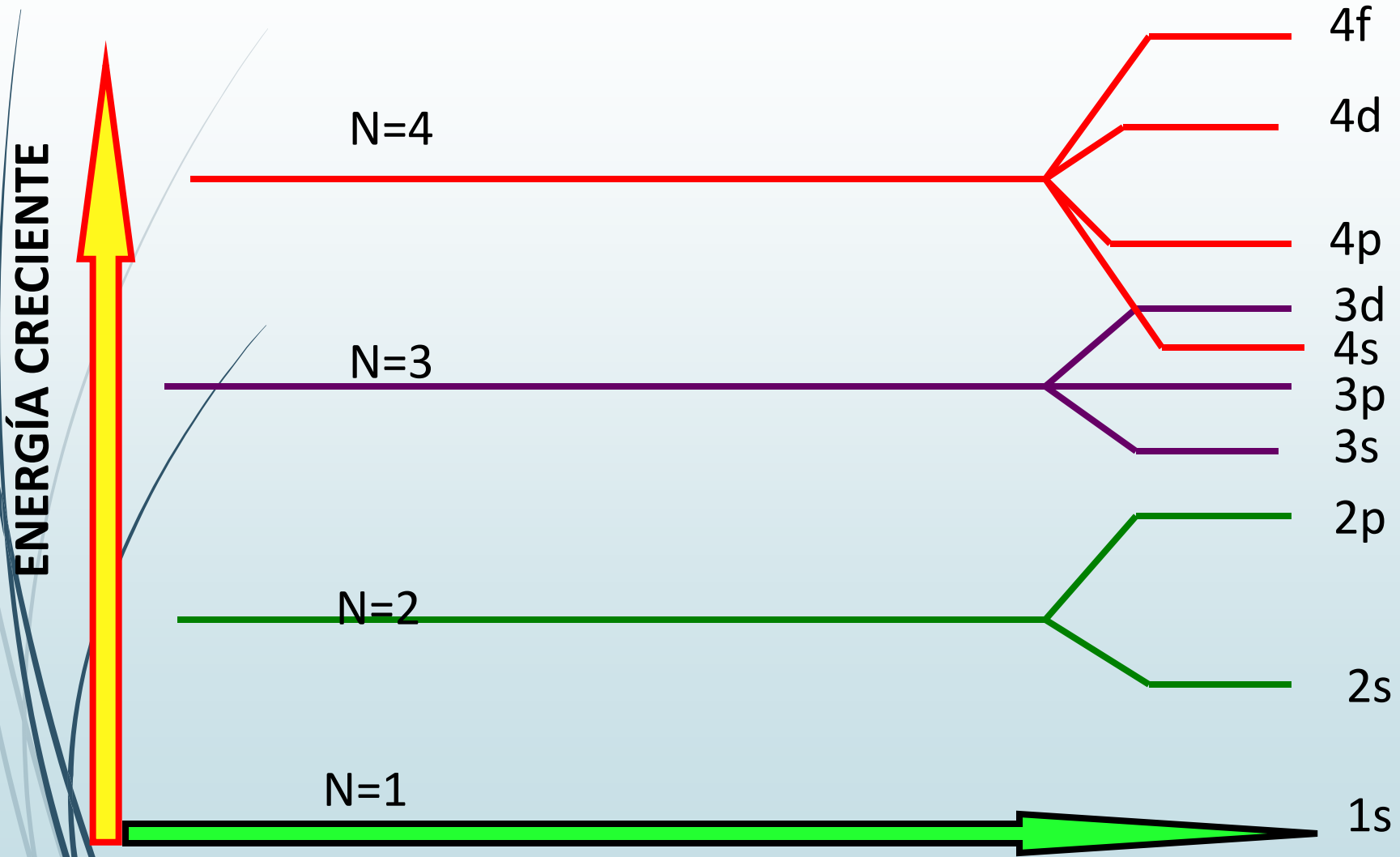
Nivel de energía	Número máximo de electrones para	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel
1			
2			
3			
4			
5			

Niveles de Energía de los Orbitales

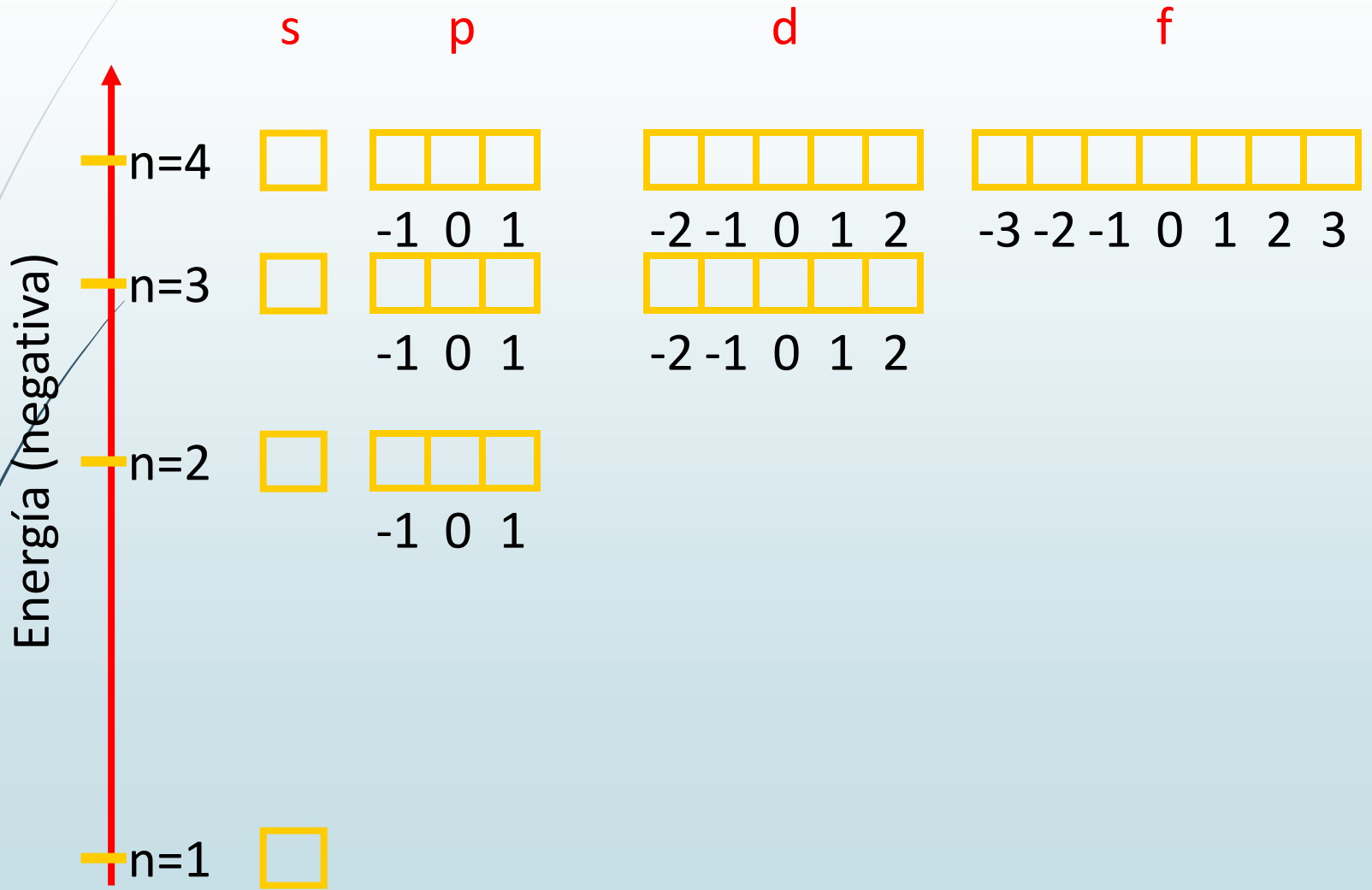
Átomos hidrogenoides



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

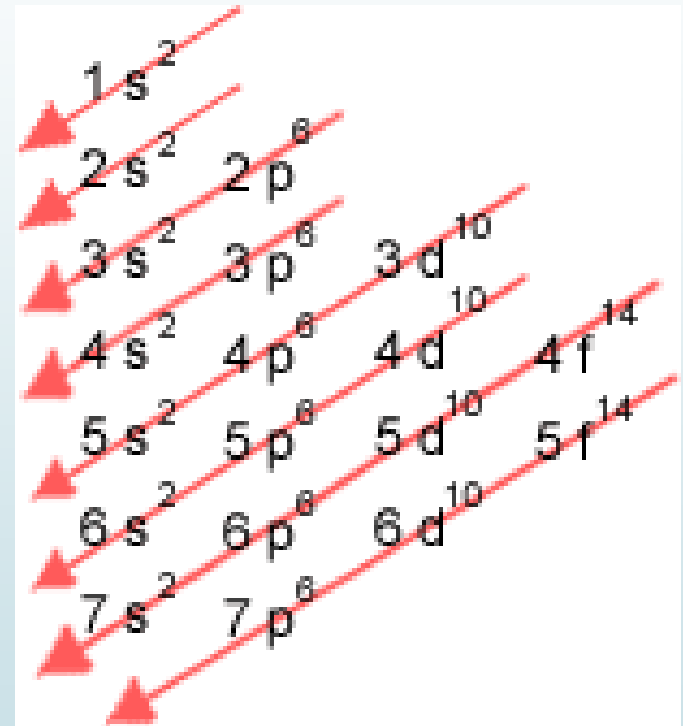
➤ Máxima cantidad de electrones por orbital

- 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.

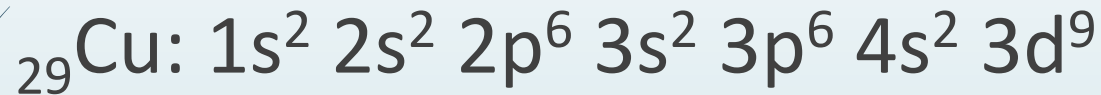
Considerando ${}_8\text{O}$, por lo tanto, para su anión O^{-2} : $1s^2, 2s^2, 2p^6$

Estabilidad adicional

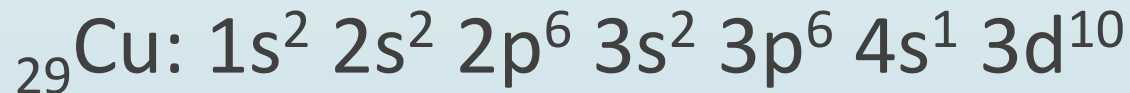
► Excepciones:

► 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:

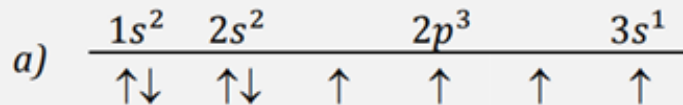
- a) ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo: ^{23}Na o $_{11}\text{Na}$? ¿Por qué?

- b) Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del $_{33}\text{As}$

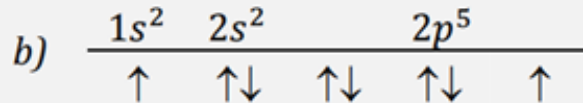
- c) Si el átomo de $_{33}\text{As}$ gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

Ejercitación

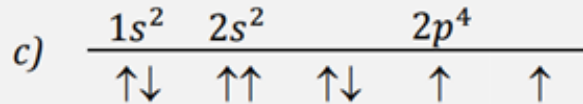
Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta: Para el oxígeno ($Z = 8$)



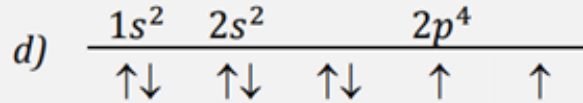
Es un estado imposible



Es un estado imposible



Es un estado excitado



Es un estado fundamental

A dark grey arrow points to the right from the left edge of the slide. Below it, several thin, curved lines in shades of blue and grey sweep across the left side of the page.

TABLA PERIÓDICA

TABLA PERIÓDICA

		Grupo																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo	1	IA 1 H																	2 He
	2	3 Li	IIA 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	III B 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	

Metales

- Alcalinos
- Alcalinotérreos
- Metales de transición
- Metales del bloque p
- Lantánidos
- Actínidos

No metales

- Semimetales
- No metales
- Gases nobles

TABLA PERIÓDICA: BLOQUES

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

Bloque s

Bloque p

Bloque d

Bloque f

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											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	57 La	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	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									
		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		
		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		

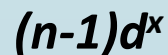
Elementos Representativos



$$a = 1, 2$$

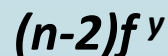
$$b = 1, \dots, 6$$

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})

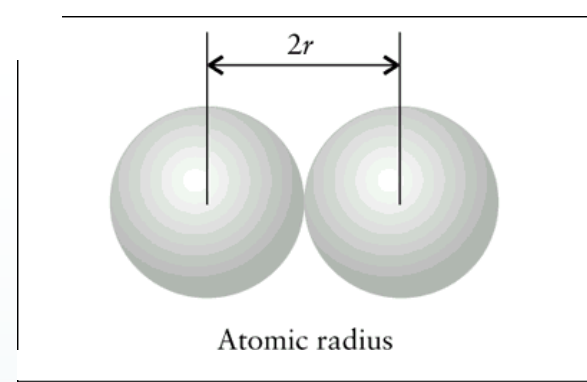
- La presencia de electrones internos provoca que los electrones externos sientan menos atracción hacia el núcleo (Z_{ef}).

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

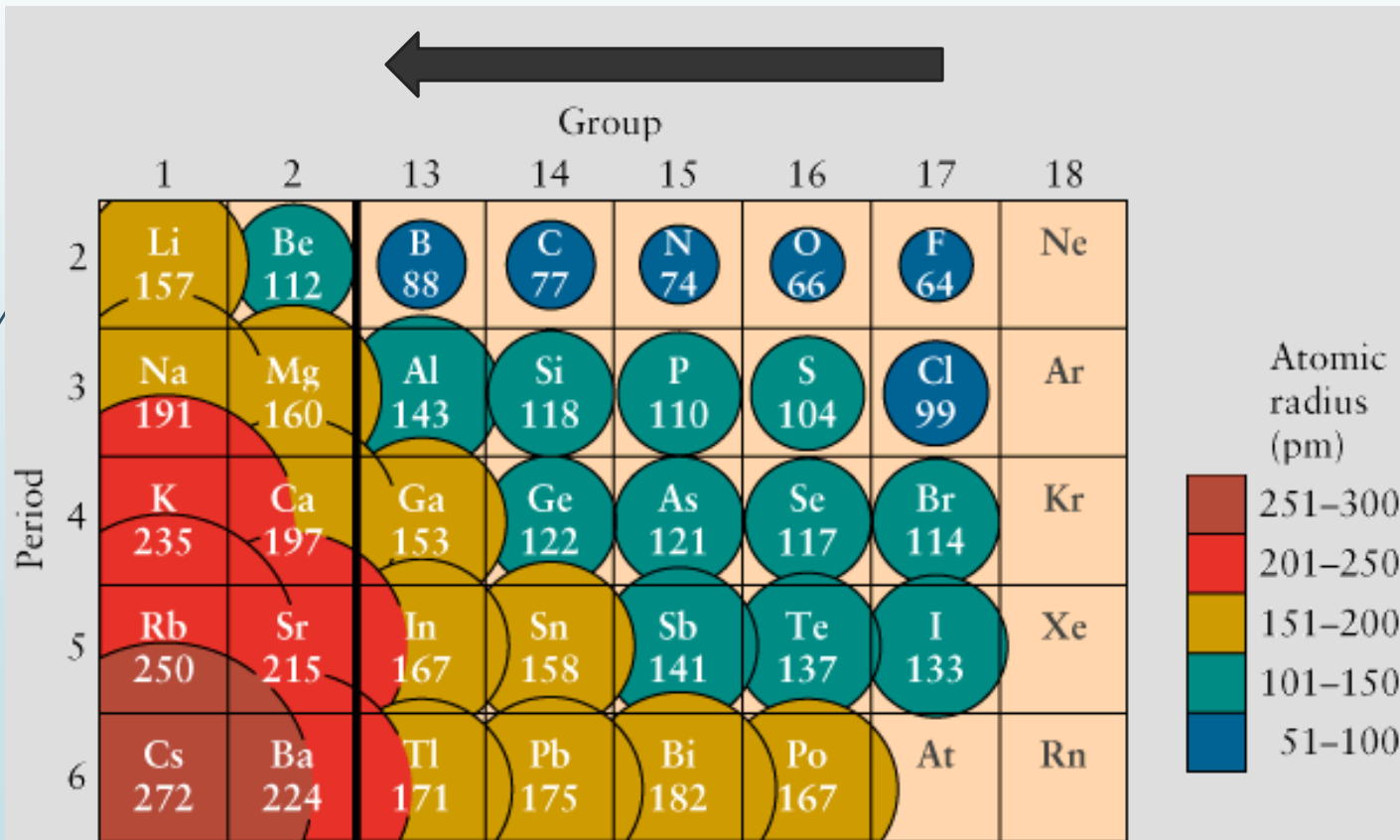
- **En un grupo:** Al aumentar n el efecto pantalla aumenta sobre los electrones de valencia que experimentan menor atracción y por lo tanto el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.
- **En un período:** Los átomos se vuelven más pequeños debido a que el **efecto pantalla (σ)** es el mismo, pero 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

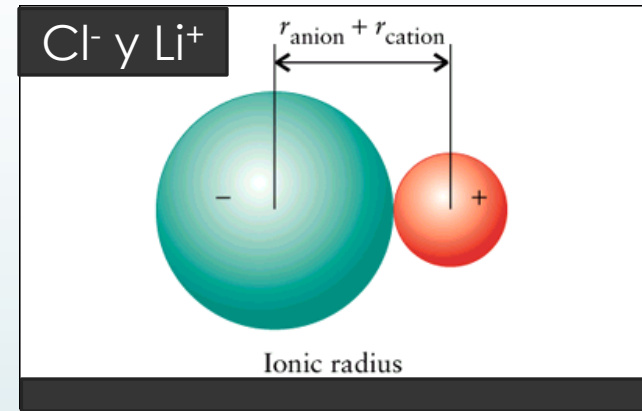
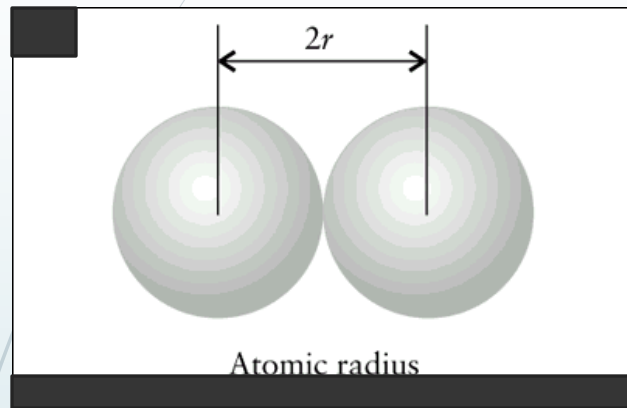


- La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía puesta en juego cuando un átomo neutro al estado gaseoso capta un electrón y forma un anión.

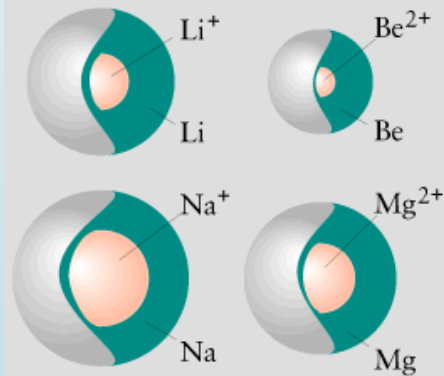
No confundir con la electronegatividad

RADIO IÓNICO

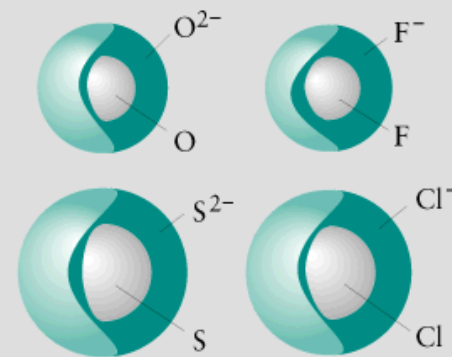
- La distancia entre los núcleos de dos iones vecinos en un sólido iónico es la suma de los dos radios iónicos.



Cationes:
Disminuyen
su tamaño



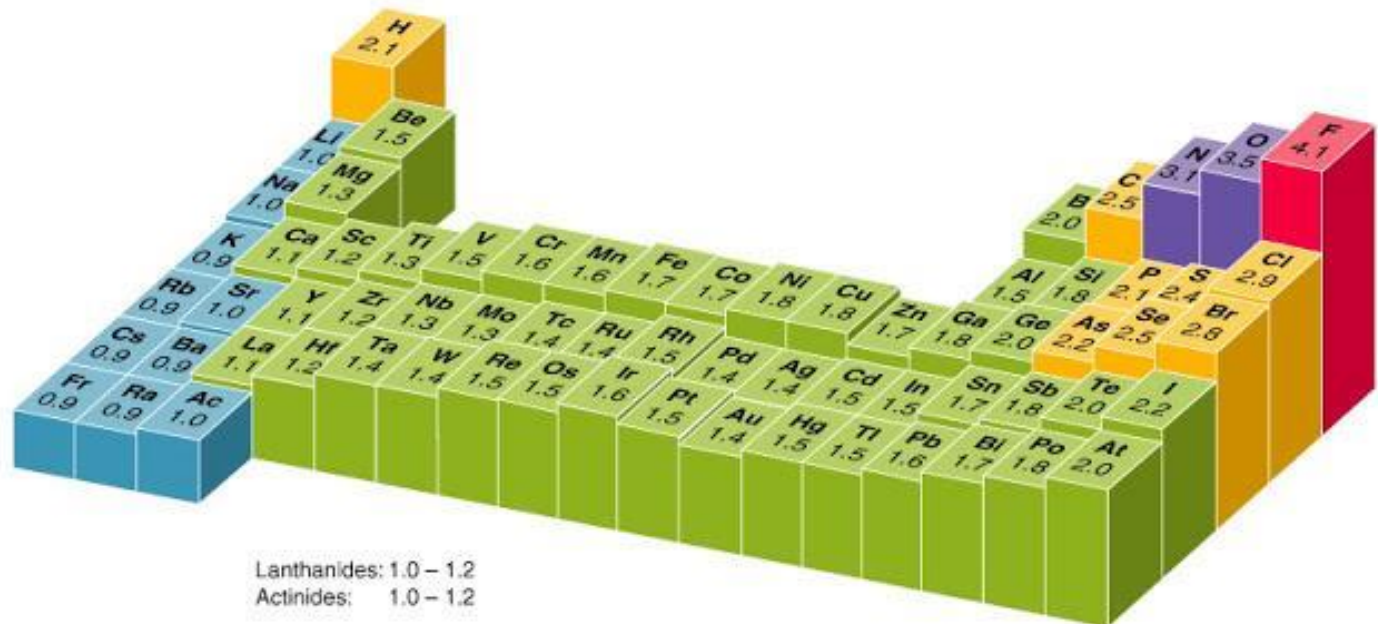
100 pm



Aniones:
Aumentan
su tamaño

ELECTRONEGATIVIDAD

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



Lanthanides: 1.0 – 1.2
Actinides: 1.0 – 1.2

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.

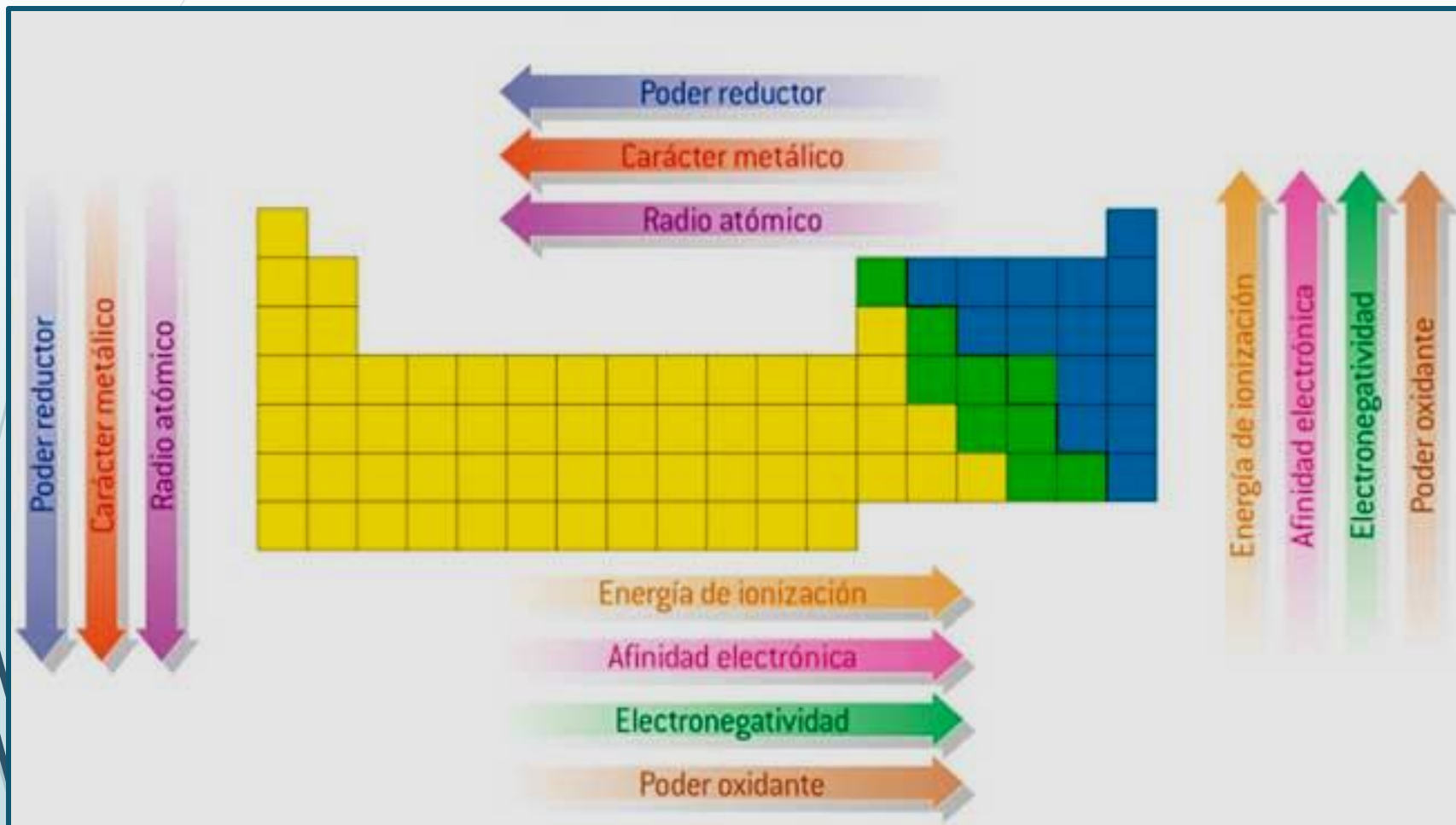
► Cationes:

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



A dark grey arrow points to the right from the left edge of the slide. Below it, several thin, light blue lines curve upwards and to the right, creating a decorative effect on the left side of the page.

CONFORMACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

METALES ALCALINOS

- ▶ Los metales alcalinos corresponden al **Grupo 1** de la Tabla Periódica (anteriormente grupo I A), son **metales muy reactivos**, se oxidan con facilidad por lo que no se encuentran libres en la naturaleza. El nombre proviene de sus propiedades básicas (alcalinas).
- ▶ Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre, incluyendo capa acuosa y atmósfera. El sodio y el potasio son los más abundantes; el resto es raro.
- ▶ Su configuración electrónica es ns^1 . Son muy **electropositivos**: **baja energía de ionización**. Por tanto, pierden este electrón fácilmente (número de oxidación +1) y se unen mediante **enlace iónico** con otros elementos.
- ▶ **Son maleables, dúctiles y buenos conductores del calor y la electricidad**. Son blanco-plateados, con **puntos de fusión bajos** que decrecen según se desciende en el grupo y blandos, siendo el litio el más duro.
- ▶ Los metales alcalinos se recubren rápidamente de una **capa óxido en contacto con el aire** y reaccionan violentamente en contacto con el agua, liberando hidrógeno. Deben guardarse en líquidos no polares anhidros.
- ▶ Son **reductores poderosos**, sus óxidos son básicos así como sus hidróxidos. Reaccionan directamente con los halógenos, el hidrógeno, el azufre y el fósforo originando los haluros, hidruros, sulfuros y fosfuros correspondientes.
- ▶ **Casi todas las sales son solubles en agua**, siendo menos solubles las de litio. Se emplean como refrigerantes líquidos en centrales nucleares (litio, sodio, potasio) y como conductores de corriente dentro de un revestimiento plástico.
- ▶ Sus compuestos tienen un gran número de aplicaciones.

METALES ALCALINOTÉRREOS

- Son los elementos metálicos del **grupo 2** (antiguo IIA) de la Tabla Periódica. El nombre del grupo proviene de la situación entre los metales alcalinos y los elementos térreos y del hecho de que sus "tierras" (nombre antiguo para los óxidos de calcio, estroncio y bario) son básicos (álcalis).
- Constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro.
- Se obtienen por electrólisis de sus haluros fundidos o por reducción de sus óxidos.
- Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con **dureza variable** (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos. Su configuración electrónica es ns^2 . Tienen todos el número de oxidación **+2** y son **muy reactivos**, aumentando la reactividad al descender en el grupo. Se oxidan superficialmente con rapidez. **Son buenos reductores**.
- Sus propiedades son intermedias a las de los grupos entre los que se encuentran: sus óxidos son básicos (aumentando la basicidad según aumenta el número atómico) y sus hidróxidos (excepto el de berilio que es anfótero) son bases fuertes.
- Reaccionan directamente con halógenos, hidrógeno, oxígeno, carbono, azufre, selenio y telurio formando, excepto el berilio, compuestos **mayoritariamente iónicos**.
- Todos los compuestos suelen ser menos solubles en agua que los del grupo 1.
- Se emplean en la tecnología nuclear (berilio) y en aleaciones de baja densidad, elevada solidez y estabilidad frente a la corrosión (berilio, magnesio).
- El berilio y el bario son venenosos, mientras que el **magnesio y el calcio son oligoelementos** fundamentales de los seres vivos.

METALOIDES

- El término metaloide significa "parecido a un metal" y sirve para agrupar elementos que tienen algunas **propiedades de metales y no metales**.
- Los metaloides son elementos que se encuentran en la línea que separa metales y no metales. Esta línea pasa entre el boro y aluminio y acaba entre el polonio y el astato.
- El aluminio se considera metal. El resto de los elementos vecinos a esta línea tienen características intermedias metal-no metal. Los más claros son los cinco que se mencionan a continuación y que se emplean en la fabricación de dispositivos de estado sólido en ordenadores y calculadoras (son **semiconductores**: pueden conducir la corriente en determinadas condiciones).
- Grupo 14: Silicio, germanio
- Grupo 15: Arsénico y antimonio
- Grupo 16: Teluro

NO METALES

- ▶ Los no metales son los elementos situados por encima de la línea quebrada de los grupos 13 a 17 de la Tabla Periódica y el hidrógeno.
- ▶ Tienen muchos electrones en su capa externa, elevado potencial de ionización, elevada afinidad electrónica, son electronegativos, son oxidantes, forman aniones y los óxidos son ácidos.
- ▶ Tienen en común ser malos conductores de la electricidad y del calor. Al contrario de los metales, son muy frágiles y no pueden estirarse en hilos ni en láminas.
- ▶ Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (como el oxígeno), líquidos (bromo) y sólidos (como el carbono).
- ▶ No tienen brillo metálico y no reflejan la luz. Suelen presentar enlace covalente. Los números de oxidación suelen ser negativos: ± 4 , -3 , -2 , -1 ; para el hidrógeno ± 1 .
- ▶ Muchos no metales se encuentran en todos los seres vivos: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre en cantidades importantes. Otros son oligoelementos: flúor, silicio, arsénico, yodo, cloro.
- ▶ Grupo 1: Hidrógeno
- ▶ Grupo 13: Boro
- ▶ Grupo 14: Carbono
- ▶ Grupo 15: Nitrógeno, fósforo
- ▶ Grupo 16: Oxígeno, azufre, selenio
- ▶ Grupo 17: Halógenos.

HALÓGENOS

- Los halógenos son los cinco elementos no metálicos que se encuentran en el Grupo 17 de la Tabla Periódica.
- El término "halógeno" significa "formador de sales" y a los compuestos que contienen halógenos con metales se les denomina "sales".
- No se encuentran libres en la naturaleza, pero sí, mayoritariamente, en forma de haluros alcalinos y alcalinotérreos. El astato es muy raro, ya que es producto intermedio de las series de desintegración radiactiva.
- Aunque su electronegatividad es elevada, el carácter metálico aumenta según lo hace el número atómico, así, el yodo tiene brillo metálico.
- Se presentan en moléculas diatómicas cuyos átomos se mantienen unidos por enlace covalente simple y la fortaleza del enlace disminuye al aumentar el número atómico. A temperatura ambiente, los halógenos se encuentran en los tres estados de la materia.
- Los halógenos tienen 7 electrones en su capa más externa, lo que les da un número de oxidación de -1 y son enormemente reactivos (oxidantes), disminuyendo la reactividad según aumenta el número atómico. Excepto el flúor, presentan también los estados de oxidación +1, +3, +5, +7. El flúor es el elemento más reactivo y más electronegativo del Sistema Periódico.
- Reaccionan con el oxígeno, formando óxidos inestables.
- Reaccionan con el hidrógeno para formar haluros de hidrógeno, que se disuelven en agua, formando disoluciones ácidas, ácidos hidrácidos.
- Todos los halógenos son tóxicos. Algunas combinaciones halogenadas (fluoruros, cloratos y bromatos) son muy venenosos.
- El flúor, el cloro y el yodo son oligoelementos importantes para los seres vivos.

METALES DE TRANSICIÓN

- Los 40 elementos de los grupos 3 al 12 ubicados en la parte central de la Tabla Periódica se denominan **metales de transición** debido a su carácter intermedio o de transición entre los metales de la izquierda (más electropositivos, alcalinos y alcalinotérreos) y los elementos de la derecha (más electronegativos, formadores de ácidos).
- Llenan **orbitales d** de la penúltima capa; estos electrones d son los responsables principales de sus propiedades.
- Como el resto de los metales, **son dúctiles y maleables, conductores del calor y de la electricidad. Son más duros, más quebradizos y tienen mayores puntos de fusión y ebullición y mayor calor de vaporización** que los metales que no son de este grupo. Sus iones y compuestos suelen ser coloreados. **Forman iones complejos.**
- Muchos son **buenos catalizadores** de muchas reacciones.
- Sus **electrones de valencia**, es decir, *los que utilizan para combinarse con otros elementos, se encuentran en más de una capa*, la última y la penúltima, que están muy próximas. Esta es la razón por la que muestran varios estados de oxidación y éstos son variables. El carácter no metálico aumenta según lo hace el número de oxidación del metal. **Los óxidos e hidróxidos en los estados de oxidación superiores son más ácidos** que los mismos compuestos con estados de oxidación inferiores del mismo elemento, mientras que los compuestos con **números de oxidación intermedios son anfóteros.**
- Hay tres elementos que destacan: el hierro, cobalto y níquel, con interesantes **propiedades magnéticas** (son ferromagnéticos), que corresponden a elementos de los grupos 8, 9 y 10.

TIERRAS RARAS O METALES DE TRANSICIÓN INTERNA

- Los treinta elementos denominados **tierras raras** constituyen las series de los lantánidos y actínidos.
- Uno de los lantánidos y casi todos los actínidos se denominan transuránidos, ya que no existen de forma natural. Estos metales pertenecen al grupo 3 de la Tabla Periódica y a los períodos 6 y 7.
- Tienen **3 electrones en sus capas más externas** (2 electrones s de la última capa y 1 o ninguno d de la penúltima, pasando, en este último caso, el electrón a orbitales f de la antepenúltima) completando los orbitales f de la antepenúltima capa: 4f (lantánidos) y 5f (actínidos).

Lantánidos:

- Su proporción en la corteza terrestre es del orden del 0,02% en peso. Debido a que la mayoría de las propiedades son parecidas y se encuentran en los mismos minerales son difíciles de separar.
- Son elementos del **período 6 que llenan orbitales 4f teniendo las capas 5 y 6 incompletas**.
- Los metales se obtienen metalotérmicamente con sodio, calcio, magnesio o lantano en atmósfera inerte. La electrólisis de una mezcla fundida de cloruros de lantánidos conduce a una aleación.
- Son metales de **brillo argentífero que se oxidan rápidamente** al aire y son bastante reactivos. Se disuelven en agua y en ácidos con desprendimiento de hidrógeno.
- Se utilizan como **catalizadores** en el craqueo del petróleo, como material luminoso en los televisores en color, lámparas de mercurio, etc.

Actínidos:

- Son elementos del **período 7 que llenan orbitales 5f teniendo las capas 6 y 7 incompletas**, por lo que sus propiedades químicas son muy parecidas entre sí y a las de los lantánidos, salvo que presentan mayor número de estados de oxidación, pues los electrones 5f están más alejados del núcleo.
- Son raros, excepto torio y uranio.
- Son **metales blanco plateados**, reactivos que se **oxidan rápidamente** en contacto con el aire. Reaccionan con el agua y los ácidos desprendiendo hidrógeno.
- Todos son radiactivos, aunque los primeros miembros del grupo tienen períodos de semidesintegración bastante grandes.

GASES NOBLES O INERTES

- ▶ Los gases nobles se encuentran en **el grupo 0 o 18** de la Tabla Periódica.
- ▶ Estos elementos se consideraron inertes hasta 1962, debido a que su estado de **oxidación es 0, teniendo 8 electrones en su última capa** (2 electrones s y 6 electrones p), lo que les impide formar compuestos fácilmente.
- ▶ Tienen una **energía de ionización muy alta**, por lo que son **muy estables**.
- ▶ El helio es el segundo elemento más abundante del Universo. En la atmósfera hay un 1% de gases nobles, fundamentalmente argón (0,94%).
- ▶ Se obtienen por licuación fraccionada de aire.
- ▶ Todos son **gases incoloros, inodoros e insípidos, solubles en agua**.
- ▶ Tienen **puntos de fusión muy bajos** ya que las únicas fuerzas existentes entre los átomos en estado líquido y sólido son las de London.
- ▶ Excepto el helio, que lo hace en el sistema hexagonal, cristalizan en el sistema cúbico.
- ▶ En 1962 se informó de la formación del XePtF_6 . Posteriormente se han obtenido compuestos de criptón, xenón y radón con flúor, cloro, oxígeno y nitrógeno.
- ▶ Su uso principal está en iluminación: **tubos de descarga** (helio da color marfil, neón rojo, argón azul rojizo, criptón azul verdoso y xenón violeta); bombillas incandescentes (criptón y xenón, que impiden la difusión térmica del metal del filamento y aumentan la temperatura de trabajo y el rendimiento luminoso).
- ▶ Otros usos son la creación **de atmósferas inertes** en soldadura y corte (argón), relleno de globos (helio), gases de inmersión (helio), refrigerantes para bajas temperaturas y superconductividad (helio, neón).

PERIODIC TABLE of the ELEMENTS



Proudly sponsored by the
**SHUTTLEWORTH
FOUNDATION**
[Supporting social institutions]
Tel: +27 21 970 1200 | Fax: +27 21 970 1200 | www.shuttleworthfoundation.org

H Hydrogen 1.01

Symbol: H
Element name: Hydrogen
Atomic number: 1
Atomic mass: 1.01

At room temperature the element is:

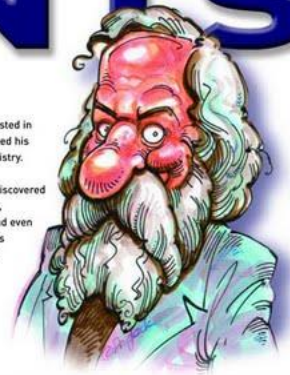
- Gas
- Liquid
- Natural solid
- Man-made solid [synthetic]

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.



IIA 2	III A 13	IV A 14	V A 15	VI A 16	VII A 17										
Li Lithium 3 6.94	B Boron 5 10.81	C Carbon 6 12.01	N Nitrogen 7 14.01	O Oxygen 8 16.00	F Fluorine 9 19.00										
Be Beryllium 4 9.01	Al Aluminium 13 26.98	Si Silicon 14 28.09	P Phosphorus 15 30.97	S Sulphur 16 32.06	Cl Chlorine 17 35.45										
Mg Magnesium 12 24.31	Ga Gallium 31 69.72	Ge Germanium 32 72.61	As Arsenic 33 74.92	Se Selenium 34 78.96	Br Bromine 35 79.90										
Ca Calcium 20 40.08	Zn Zinc 30 65.39	In Indium 49 114.82	Sb Antimony 51 121.76	Te Tellurium 52 127.60	I Iodine 53 126.90										
Sc Scandium 21 44.96	Cu Copper 29 63.55	Ag Silver 47 107.87	Cd Cadmium 48 112.41	Sn Tin 50 118.71	Xe Xenon 54 131.29										
Ti Titanium 22 47.88	Ni Nickel 28 58.69	Pd Palladium 46 106.42	Hg Mercury 80 200.59	Pb Lead 82 207.20	Rn Radon 86 [222]										
V Vanadium 23 50.94	Co Cobalt 27 58.93	Rh Rhodium 45 102.91	Au Gold 79 196.97	Bi Bismuth 83 208.98	At Astatine 85 [210]										
Cr Chromium 24 52.00	Fe Iron 26 55.85	Ru Ruthenium 44 101.07	Pt Platinum 78 195.08	Po Polonium 84 [209]											
Mn Manganese 25 54.94	Co Cobalt 27 58.93	Rh Rhodium 45 102.91													
Mo Molybdenum 42 95.94	Ni Nickel 28 58.69	Pd Palladium 46 106.42													
Tc Technetium 43 [98]	Cu Copper 29 63.55	Ag Silver 47 107.87													
Zr Zirconium 40 91.22	Zn Zinc 30 65.39	Cd Cadmium 48 112.41													
Nb Niobium 41 92.91															
Mo Molybdenum 42 95.94															
Ta Tantalum 73 180.95															
Hf Hafnium 72 178.49															
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]															
Ra Radium 88 [226]															
Ac Actinium 89 [227]															
Rf Rutherfordium 104 [261]	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 65 158.92	Dy Dysprosium 66 162.50	Ho Holmium 67 164.93	Er Erbium 68 167.26	Tm Thulium 69 168.93	Yb Ytterbium 70 173.04	Lu Lutetium 71 174.96
Db Dubnium 105 [262]	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]	

