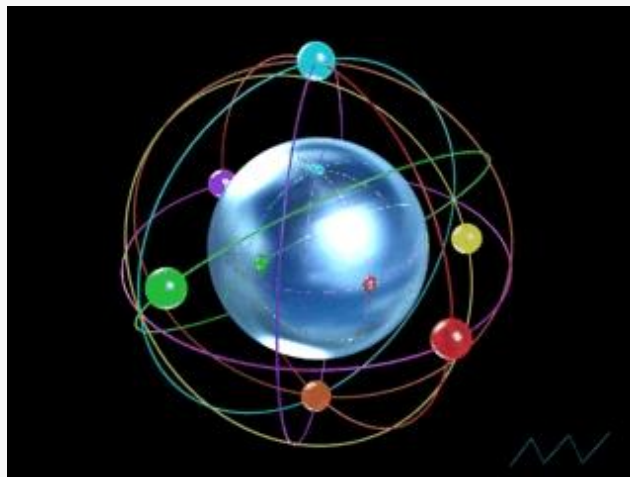


ESTRUCTURA ATÓMICA



QUÍMICA GENERAL
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

FACULTAD DE INGENIERÍA
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

<https://youtu.be/iDyWEjTI5xM>

Dra. Graciela Valente

MATERIA

Todo lo que tiene masa

MEZCLAS

- Composición variable.
- Los componentes conservan sus propiedades.
- Pueden separarse en sustancias puras por métodos físicos.
- Las mezclas de composición diferente pueden tener propiedades muy distintas.

SUSTANCIAS PURAS

- Composición fija.
- No pueden separarse en sustancias más simples por métodos físicos.
- Su identidad y propiedades solo pueden modificarse por métodos químicos.
- Sus propiedades no varían.

Cambios físicos

Mezclas homogéneas
Tienen la misma composición en todas sus partes.
Sus componentes son indistinguibles.

Mezclas heterogéneas
No tienen la misma composición en todas sus partes.
Sus componentes se pueden distinguir.

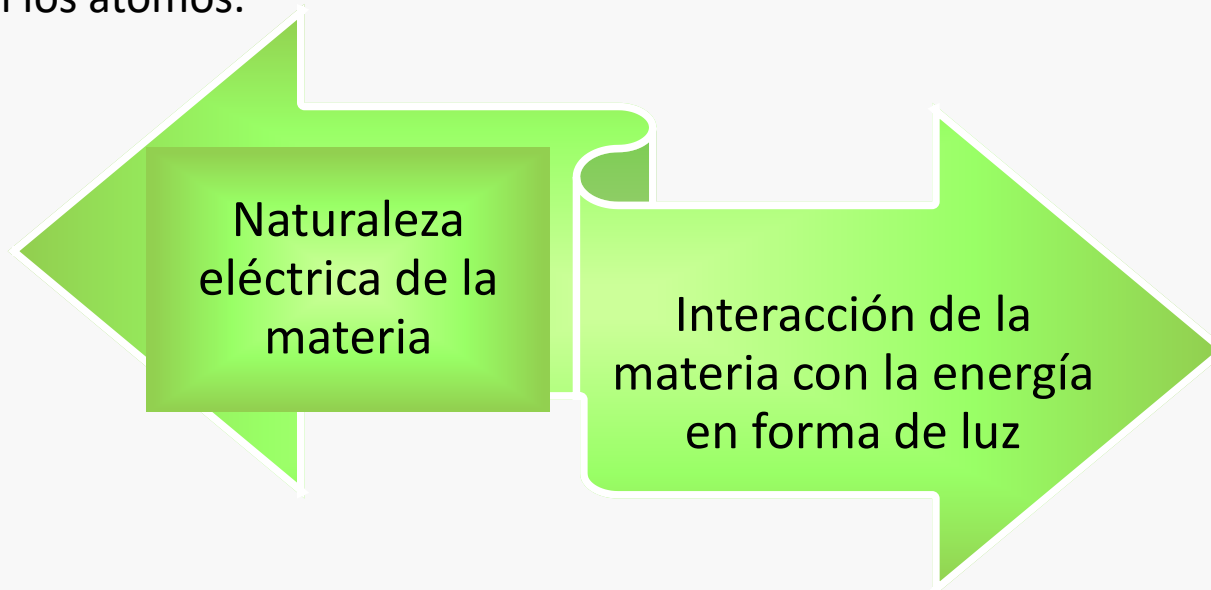
Compuestos
Pueden descomponerse en sustancias más simples mediante cambios químicos siempre en proporción definida.

Elementos
No pueden descomponerse en sustancias más sencillas por medios de cambios químicos.

Cambios químicos

Los primeros descubrimientos químicos y la teoría atómica

Estos estudios indican que los átomos se componen de partículas fundamentales y ayudan a describir la distribución de esas partículas en los átomos.



Esta investigación comprende el estudio de los colores de la luz que absorben o emiten las sustancias. Condujeron a conocer con más detalle la distribución de las partículas en los átomos.

La distribución de las partículas determina las propiedades químicas y físicas de cada elemento.

Partículas subatómicas

Un **átomo** es la unidad constituyente más pequeña de la materia que tiene las propiedades de un elemento químico y que puede intervenir en una combinación química.

Los átomos y, por lo tanto, toda la materia, se componen principalmente de tres partículas fundamentales: **electrones**, **protones** y **neutrones**. Es esencial conocer las naturaleza y funciones de estas partículas para comprender las relaciones químicas.

Partícula	Masa (uma)	Carga (escala relativa)
Electrón (e ⁻)	0,00054858	1-
Protón (p o p ⁺)	1,0073	1+
Neutrón	1,0087	Sin carga

El número de protones en un átomo recibe el nombre de **número atómico (Z)**. En un átomo, que debe ser eléctricamente neutro, el número de electrones es igual al número de protones. Todos los átomos de un determinado elemento tienen el mismo número atómico.

El número total de protones y neutrones de un átomo se llama **número másico (A)**. Este número es diferente para los isótopos de un mismo elemento.

Todos los átomos que tienen igual número atómico (Z) pero distinto número másico (A) se denominan **isótopos**.

Cada elemento químico se representa a través de su **símbolo químico**.



Ejemplo

Símbolo	Número atómico	Número másico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17	$^{36}_{17}\text{Cl}$
$^{64}_{29}\text{Cu}$						

TABLA PERIÓDICA

En 1869, Dimitri Mendeleev y Lothar Meyer publicaron en forma independiente , ordenamientos de los elementos que se asemejan a la Tabla Periódica actual.

Mendeleev

- **Propiedades químicas**
Incremento de la masa atómica

Meyer

- **Propiedades físicas**

Ordenamiento de la Tabla Periódica
Según el **número creciente** de los
Números Atómicos



PERIODICIDAD



Ordenamiento de la Tabla Periódica
Columnas: **Grupos o familias**
Líneas horizontales: **Períodos**

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

TABLA PERIÓDICA

METALES, NO METALES Y METALOIDES O SEMI-METALES

A

Representativos

A

Representativos

B																		Transición																																																									
Metal																		Meta-loide																		No Metal																																							
1	H																		2	He																																																							
3	Li		Be																				5	B		C		N		O		F		Ne																																									
11	Na		Mg																				13	Al		Si		P		S		Cl		Ar																																									
19	K		Ca		3	Sc		4	Ti		5	V		6	Cr		7	Mn		8	Fe		9	Co		10	Ni		11	Cu		12	Zn		31	Ga		32	Ge		33	As		34	Se		35	Br		36	Kr																								
37	Rb		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		Ba		57-71		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		Ra		89-103		104	Rf		105	Db		106	Sg		107	Bh		108	Hs		109	Mt		110	Ds		111	Rg		112	Cn		113	Uut		114	Fl		115	Uup		116	Lv		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	

Los elementos de un grupo tienen propiedades químicas y físicas semejantes y, las propiedades de los elementos de un período cambian de manera progresiva al recorrer la Tabla.

TABLA PERIÓDICA

Metales

- Las capas externas tienen pocos electrones, por lo general 3 o menos.
- Forman cationes (iones positivos) por pérdida de electrones.
- Forman compuestos iónicos con los no metales.
- Estado sólido caracterizado por enlace metálico.

No metales

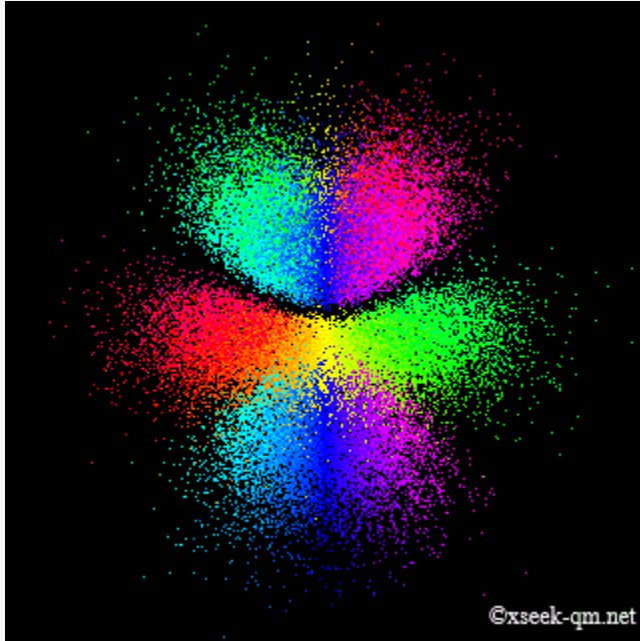
- Las capas externas tienen 4 o más electrones (excepto H y He).
- Forman aniones (iones negativos) por ganancia de electrones (excepto los gases nobles).
- Forman compuestos iónicos con los metales y compuestos moleculares (covalentes) con otros no metales.
- Moléculas enlazadas covalentemente, los gases nobles son monoatómicos.

Metaloides

- Exhiben algunas propiedades que son características tanto de metales como de no metales.
- Actúan como semiconductores, importantes en los circuitos electrónicos.

Para estudiar las propiedades periódicas de los elementos es importante conocer los arreglos de electrones dentro de los átomos. Tales arreglos permiten explicar, además de las propiedades de los elementos, los enlaces químicos.

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS



Cuando se observa un objeto cotidiano o la muestra de una sustancia química es preciso imaginar los átomos que los componen.

Para comprender la materia que nos rodea es preciso descubrir cómo son los átomos que la forman, lo que se logra comprendiendo la estructura electrónica de los átomos, esto es, la descripción de cómo se disponen los electrones alrededor de su núcleo.

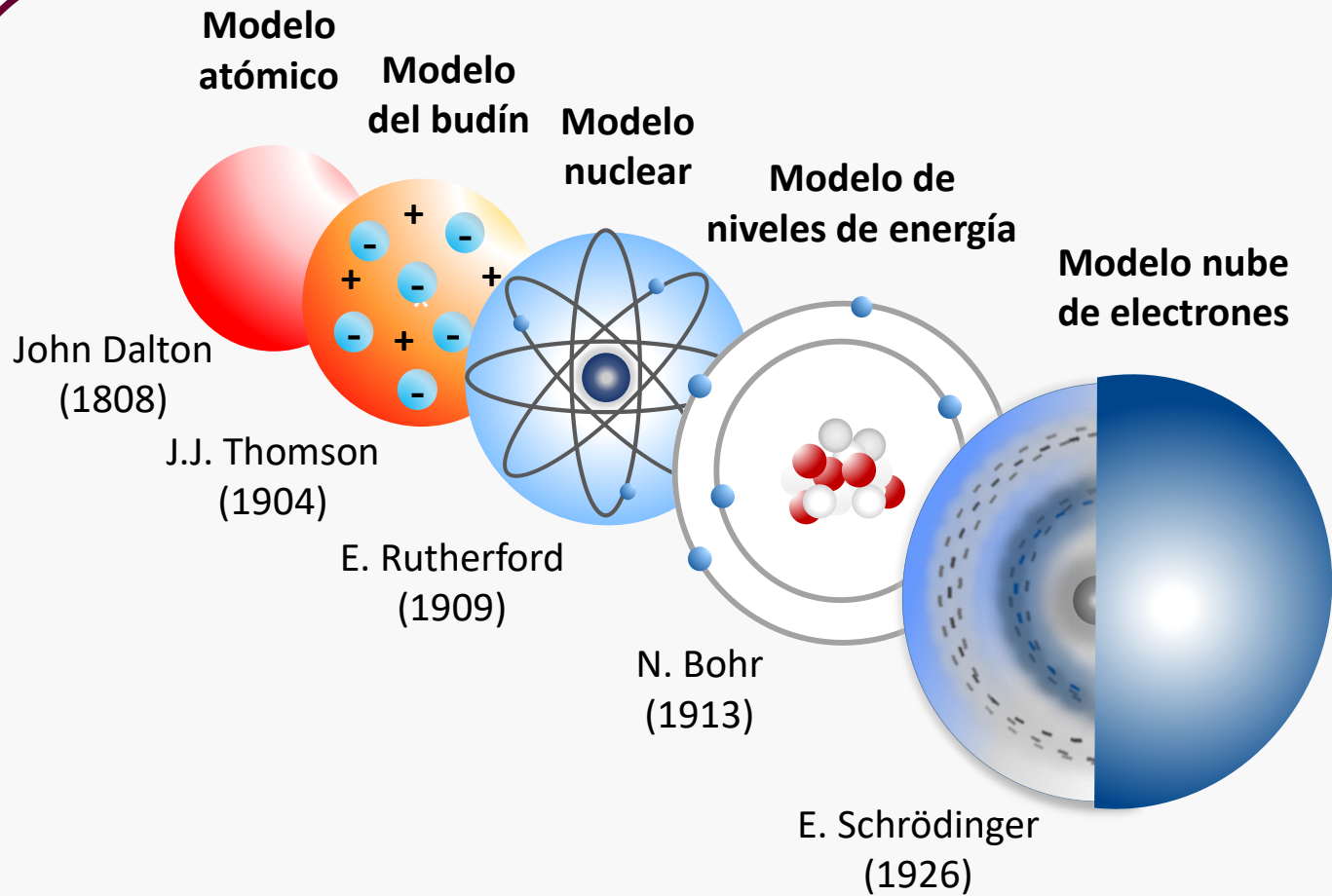
Cuando se inicia la travesía al interior del átomo, se descubre un escenario fascinante, que la Física Clásica no puede explicar.

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

El abordaje del estudio del interior de los átomos se construye desde cuatro aspectos:

1. Revisión de los experimentos que condujeron al modelo nuclear actual del átomo y de la implicancia de la espectroscopia para brindar información acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo.
2. Descripción de los experimentos que llevaron a la sustitución de la mecánica clásica por la mecánica cuántica, incorporando algunas características centrales.
3. Aplicación de los conceptos analizados para el átomo de Hidrógeno.
4. Extensión a todos los elementos y el análisis de las bases de la Tabla Periódica.

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



LIMITACIONES DE LA FÍSICA CLÁSICA

A finales del siglo XIX aparecieron algunos fenómenos físicos experimentales que pusieron en duda las leyes clásicas aplicadas a la interacción entre la radiación electromagnética y la materia.


Tres de estos fenómenos fueron claves para el desarrollo de la denominada revolución científica: la radiación térmica del cuerpo negro (que se explica mediante la hipótesis de Planck), el efecto fotoeléctrico y los espectros atómicos.

VISIÓN DEL ÁTOMO A TRAVÉS DE LA MECÁNICA CUÁNTICA

Gracias a los aportes de investigadores como Planck, Einstein, De Broglie, Davisson y Germer, entre otros, resulta más eficaz tratar a los electrones en los átomos como ondas y no como partículas compactas viajando en órbitas definidas.

Los objetos grandes (macroscópicos) como una pelota de golf, obedecen a las leyes de la física clásica (Leyes de Newton) pero esto no sucede con las partículas pequeñas, como los átomos (microscópicos).


Para estudiar estos “sistemas microscópicos” aparece una mecánica diferente, la física cuántica, que se basa en las propiedades ondulatorias de la materia. La cuantización de la energía es una consecuencia de este comportamiento.



Uno de los principios fundamentales de la mecánica cuántica es que no puede determinarse con precisión la trayectoria que siguen los electrones cuando se están moviendo alrededor del núcleo atómico.

Principio de incertidumbre de Heisenberg

Es imposible determinar con exactitud el momento y la posición de un electrón (o de cualquier otra partícula muy pequeña) en forma simultánea.



PROBABILIDAD

MECÁNICA CUÁNTICA

IDEAS BÁSICAS

Los átomos y las moléculas solo pueden existir en ciertos estados de energía. En cada estado posee una energía definida. Para cambiar de estado deber absorber o emitir energía suficiente para alcanzar otro estado.

Cuando los átomos o moléculas emiten o absorben radiación (luz), modifican su energía. Este cambio de energía está relacionado con la frecuencia o con la longitud de onda de la luz que emite o absorbe. La energía que gana o pierde un átomo al cambiar de estado es igual a la energía del fotón emitido o absorbido durante la transición.

Los estados permitidos de los átomos o moléculas pueden describirse mediante una serie de números llamados **números cuánticos**.

El enfoque matemático de la mecánica cuántica implica el tratamiento del electrón en un átomo como una onda estacionaria.

ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

El tratamiento mecánico cuántico de átomos y moléculas es en esencia matemático, a través de una ecuación de onda propuesta en 1926 por Erwin Schrödinger.

Cada solución de la ecuación de onda describe un estado de energía posible para los electrones de un átomo.

Cada solución se describe utilizando una serie de tres números cuánticos.

En 1928 Paul Dirac volvió a formular la mecánica electrónica a fin de tomar en cuenta los efectos de la relatividad, dando origen a un cuarto número cuántico.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Las soluciones de las ecuaciones de Schrödinger y Dirac para átomos de hidrógeno dieron **funciones de onda**, ψ , que describen los estados del electrón del átomo de hidrógeno.

Posteriormente estos **números cuánticos** se aplicarán para designar la distribución electrónica de todos los átomos, las llamadas **configuraciones electrónicas**.

Estos números cuánticos definen los niveles de energía de los electrones y las formas de los **orbitales** que describen la distribución de los electrones en el espacio.

Un orbital atómico es una región del espacio en la que existe una gran probabilidad de encontrar un electrón.

NÚMEROS CUÁNTICOS

NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL

- Describe el nivel principal de energía o capa que ocupa un electrón.
- Se representa con **n** y puede tomar valores enteros y positivos: 1, 2, 3, 4, ...

NÚMERO CUÁNTICO DEL MOMENTO ANGULAR

- Designa un subnivel o una forma específica del orbital atómico que puede ocupar un electrón.
- Se representa con la letra **l** y puede tomar valores enteros que van desde 0 hasta (n-1).

NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO

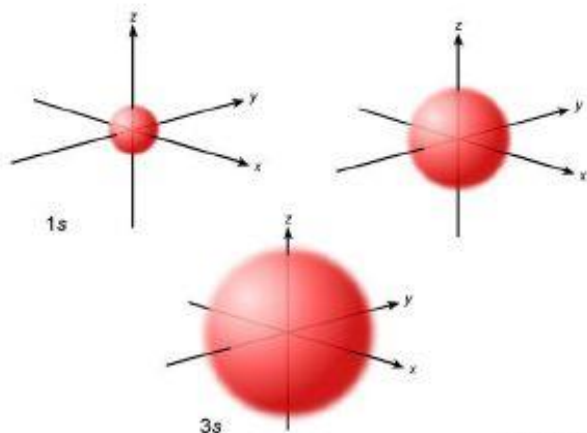
- Designa a un orbital específico en un subnivel y su orientación en el espacio.
- Se representa con la letra **m** y puede tomar valores que van desde $-l$, pasando por 0, hasta $+l$

NÚMERO CUÁNTICO DEL ESPÍN

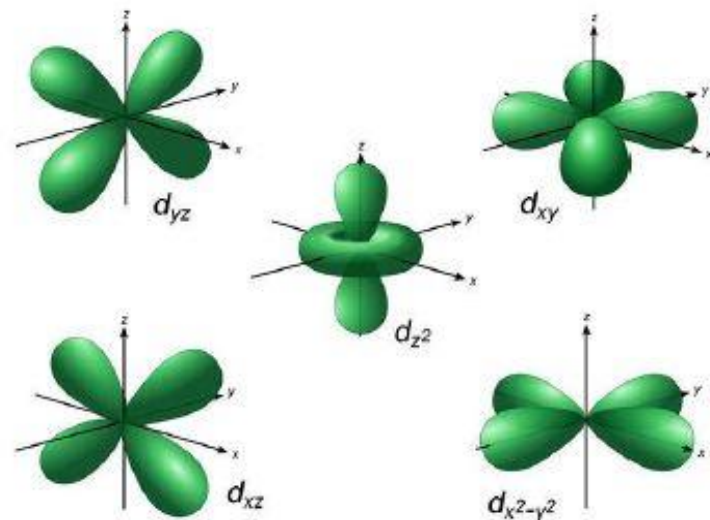
- Se refiere al giro del electrón y a la orientación del campo magnético que genera este giro.
- Puede tomar valores de $+1/2$ y $-1/2$.

n	l	m	s	Electrones por subnivel	Electrones por nivel
1	0 (1s)	0	+1/2, -1/2	2	2
2	0 (2s)	0	+1/2, -1/2	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	+1/2, -1/2 Por cada valor de m	6	
3	0 (3s)	0	+1/2, -1/2	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	+1/2, -1/2	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0 +1, +2	+1/2, -1/2 Por cada valor de m	10	
4	0 (4s)	0	+1/2, -1/2	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	+1/2, -1/2	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0 +1, +2	+1/2, -1/2	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	+1/2, -1/2 Por cada valor de m	14	

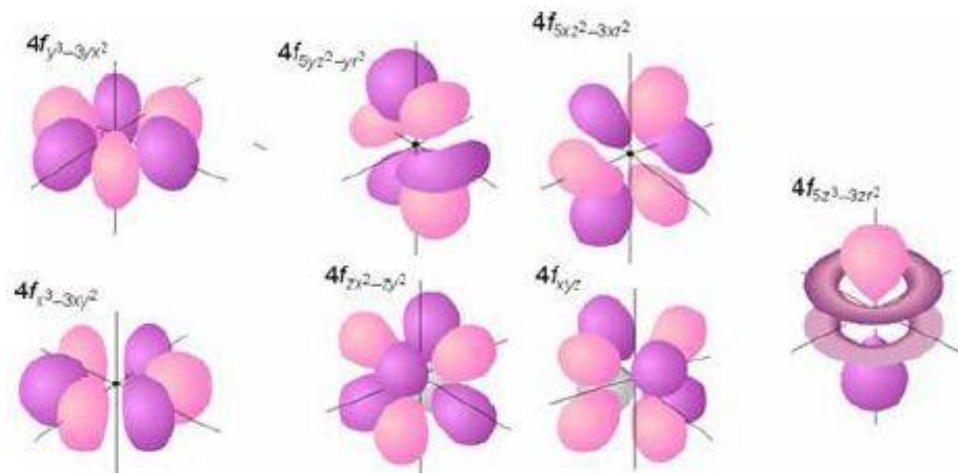
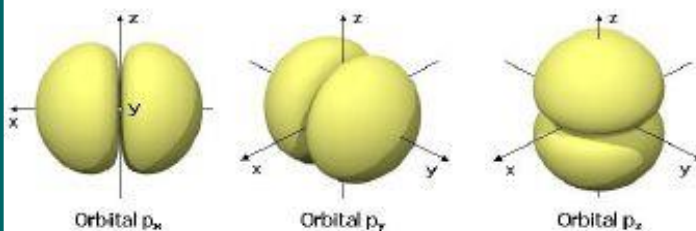
FORMA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS (s, p, d y f)



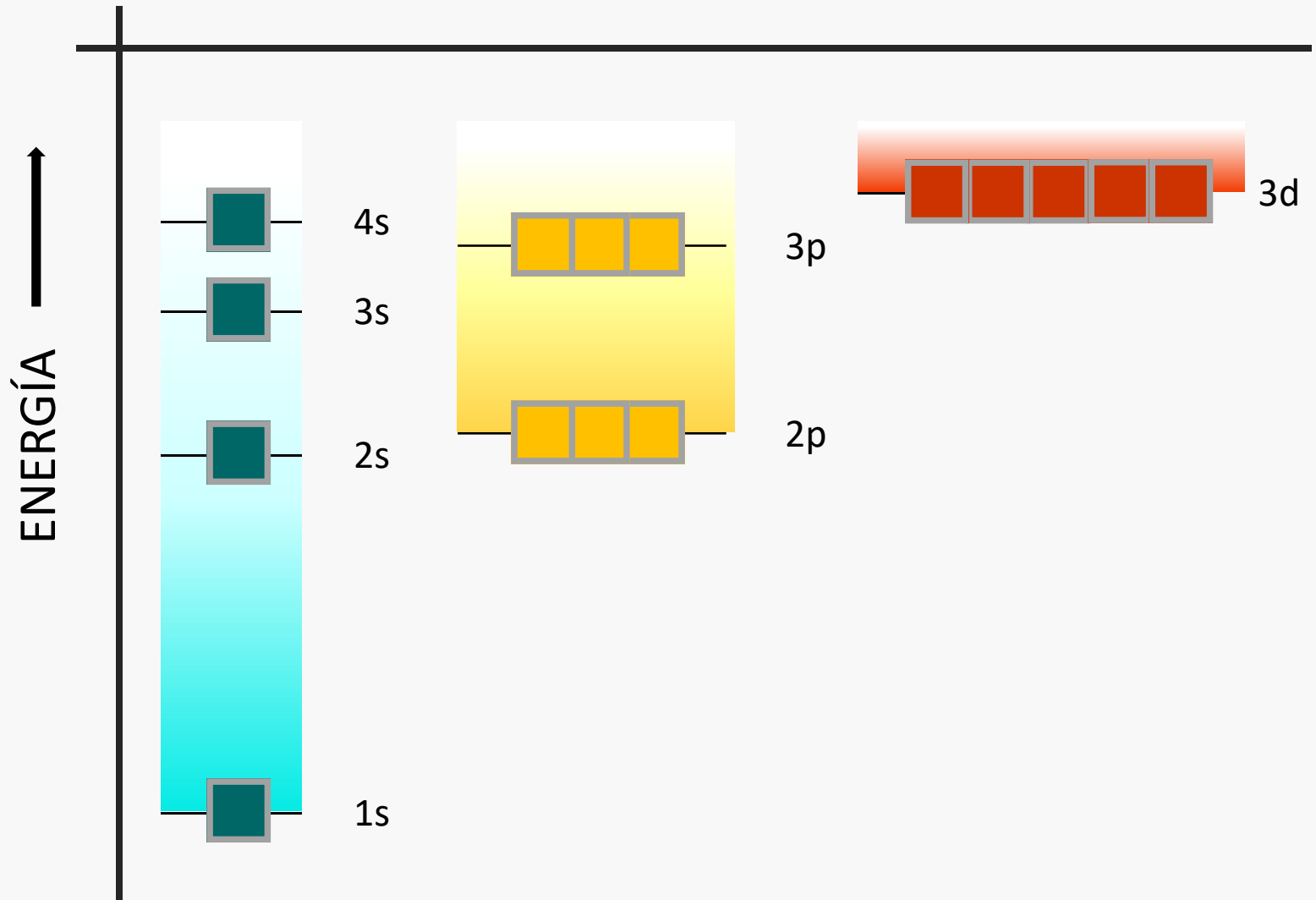
©NCSSM 2003



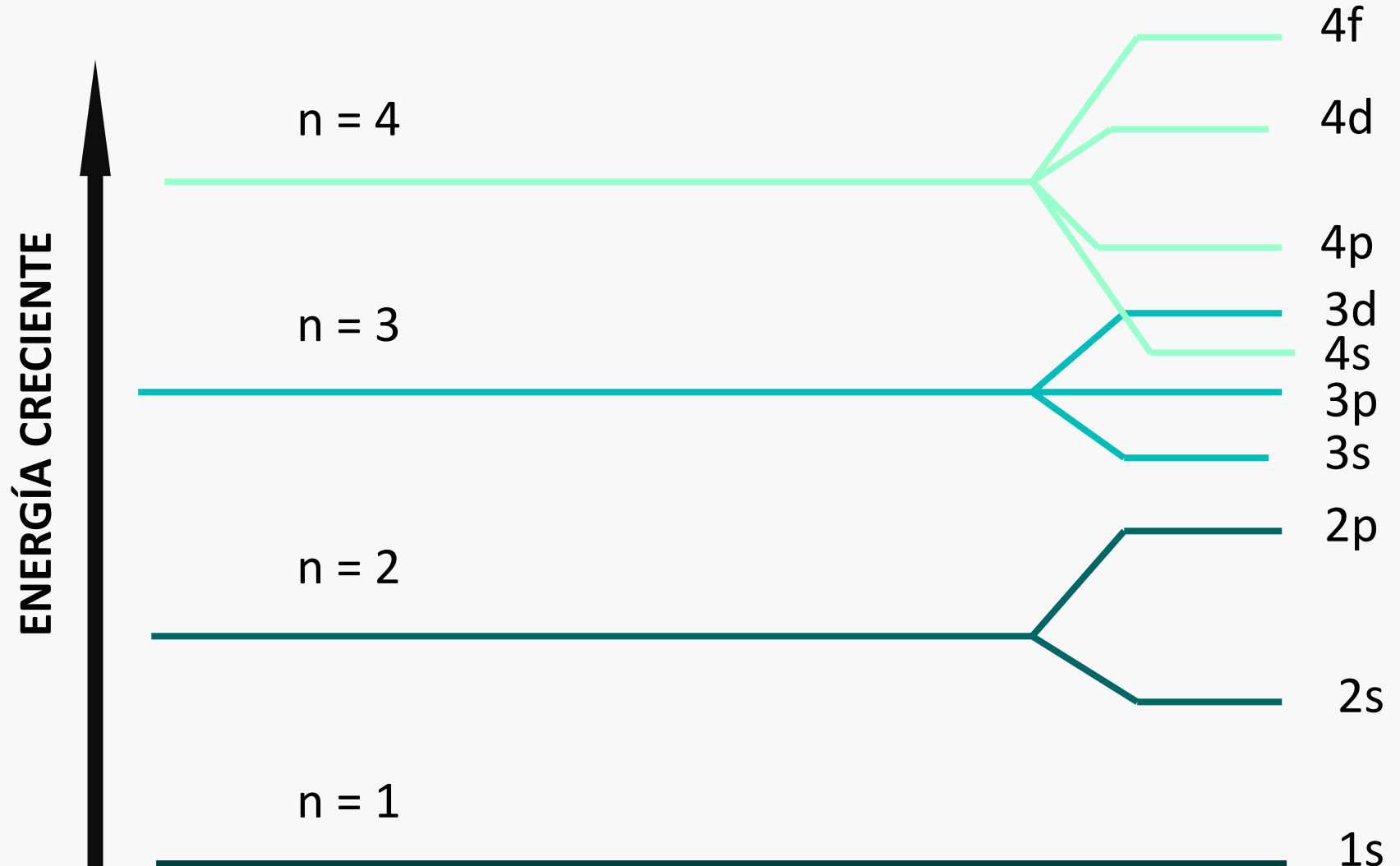
©NCSSM 2003



ENERGÍAS RELATIVAS DE LOS NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES



Desdoblamiento de los niveles de Energía (Átomos multielectrónicos)



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de la mecánica cuántica. Permite llenar casilleros en los diagramas de niveles y subniveles.

Para el llenado de los orbitales se deben cumplir ciertas reglas:

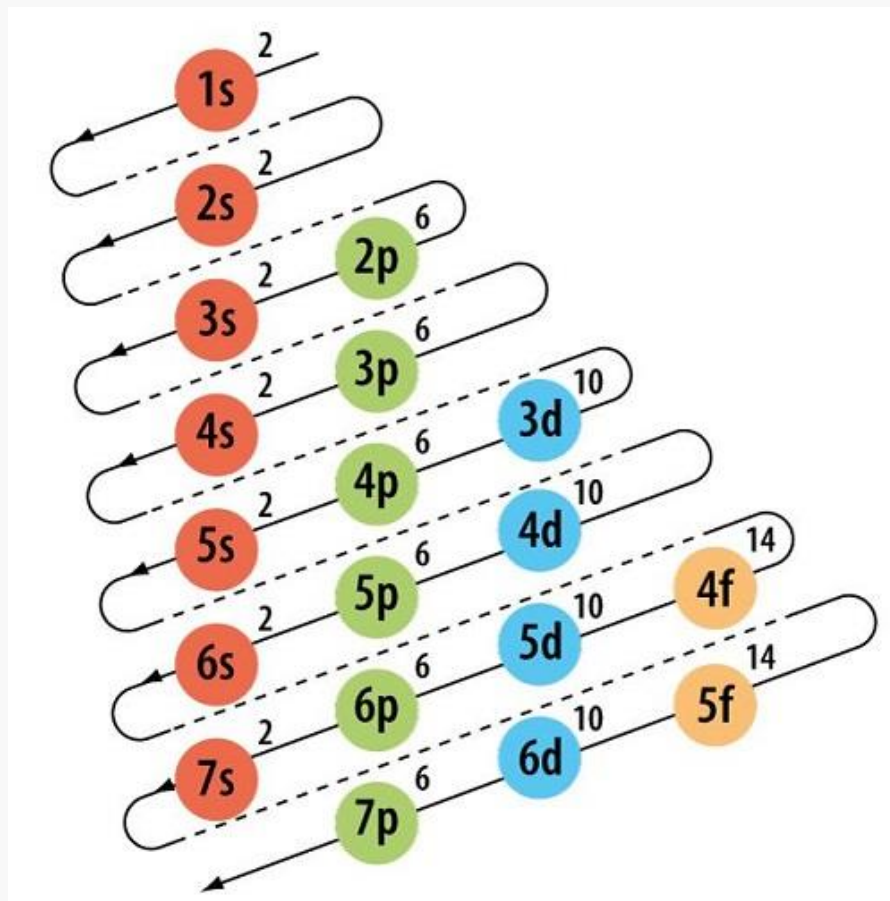
1-Principio de exclusión de Pauli: “Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.”

2-Regla de Hund de Máxima multiplicidad:

“Todos los orbitales de un subnivel dado primero se ocupan con un solo electrón antes de comenzar el apareamiento. Estos electrones desapareados tienen espines paralelos.”

3- En la descripción de la configuración electrónica del estado fundamental, la idea conductora es que la energía total del átomo es la más baja posible. Para determinar estas configuraciones se utiliza el **Principio de Construcción de Aufbau.**

ORDEN DE LLENADO



Máxima cantidad de electrones por orbital

- *Orbital s* $\rightarrow 2 e^-$
- *Orbital p* $\rightarrow 6 e^-$
- *Orbital d* $\rightarrow 10 e^-$
- *Orbital f* $\rightarrow 14 e^-$

Configuración electrónica de iones

Para escribir la configuración de un catión se resta al número atómico (número de electrones del elemento neutro), la carga positiva que tiene el catión.

Ejemplo:

Elemento ${}_3\text{Li}$

Configuración: es **$1s^2 2s^1$**

Catión Li^{+1}

Configuración: es **$1s^2$**

Para escribir la configuración de un anión se suma al número atómico (número de electrones del elemento neutro), la carga negativa que tiene el anión.

Ejemplo:

Elemento ${}_8\text{O}$

Configuración: es **$1s^2 2s^2 2p^4$**

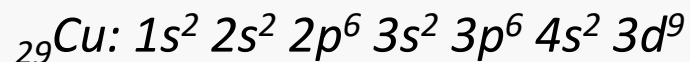
Anión O^{-2}

Configuración: es **$1s^2 2s^2 2p^6$**

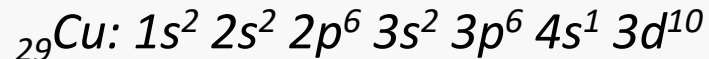
Estabilidad adicional

Configuración Electrónica del Cu.

- ***Teórica:***



- ***Real***



Niveles completos o semicompletos confieren estabilidad adicional.

Ejercitación

- Realice la distribución electrónica de las siguientes especies químicas:

Hierro

Catión ferroso

Catión férrico

Azufre

Anión sulfuro

Cromo

- Escribir un conjunto aceptable de cuatro números cuánticos que describan al último electrón de un átomo de cloro.

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

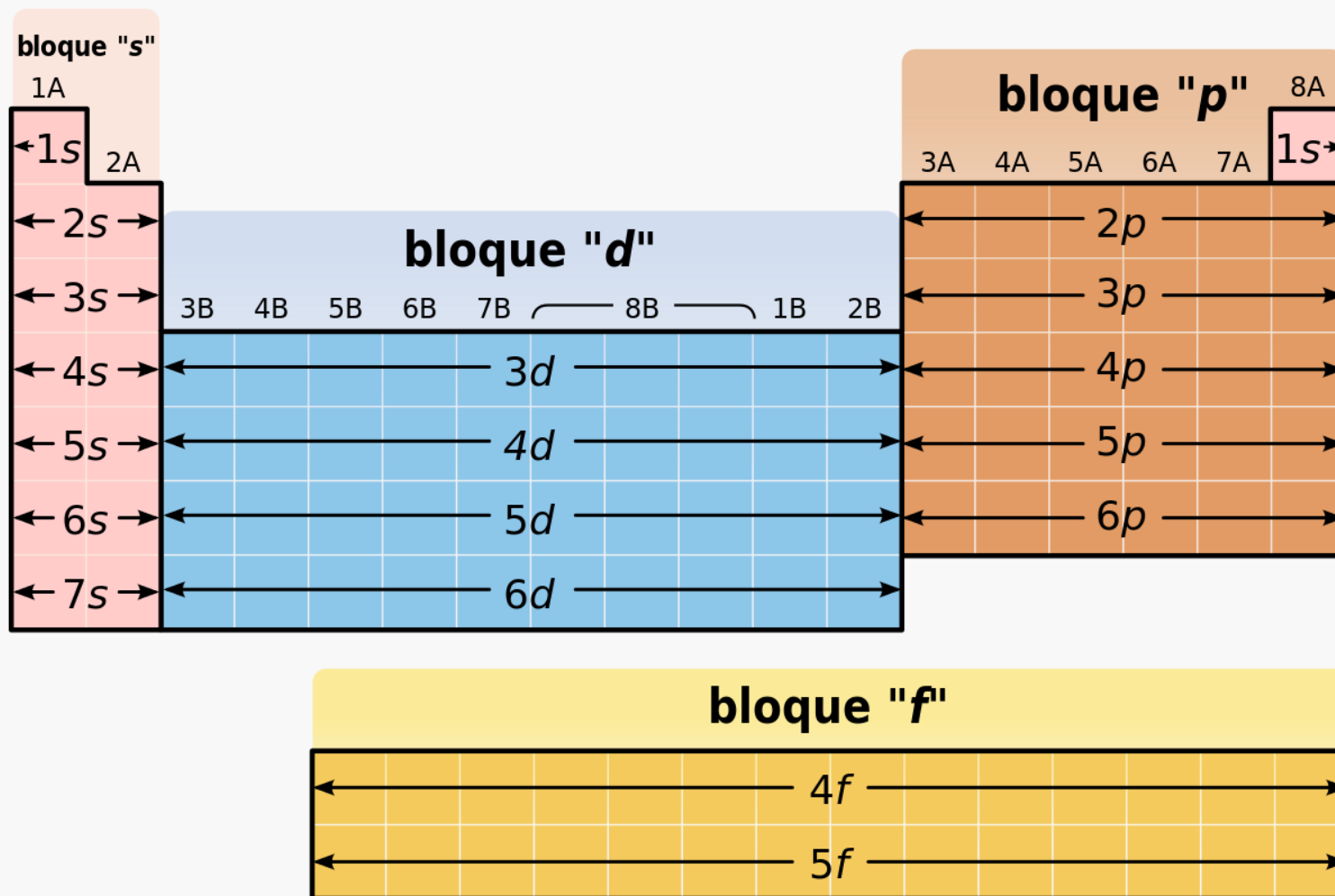
La Tabla Periódica puede analizarse desde una perspectiva más útil como una representación sistemática de las configuraciones electrónicas.

En la Tabla Periódica, los elementos se distribuyen en bloques en base a los tipos de orbitales atómicos que se están llenando.

Se clasifican en elementos A y B. Los del grupo A son aquellos que están llenando orbitales s y p. En el grupo B se incluyen los metales de transición en los cuales hay uno o dos electrones en los orbitales s de la capa ocupada más externa y orbitales d de una capa anterior.

Los períodos se numeran según el número cuántico principal de la capa de valencia.

TABLA PERIÓDICA Y BLOQUES



Elementos Representativos	$ns^a np^b$	$a = 1, 2$ $b = 1, \dots, 6$
Elementos de Transición	$(n-1)d^c$	$c = 1, \dots, 9, 10$
Elementos Transición Interna	$(n-2)f^d$	$d = 1, \dots, 14$

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de su número atómico.

Conocer la periodicidad en las propiedades de los elementos es muy valioso para predecir el comportamiento químico ya que los cambios en estas propiedades dependen de las configuraciones electrónicas. Permite además comprender los enlaces entre los átomos.

Las propiedades periódicas más importantes son:

- Radio atómico
- Energía de ionización
- Afinidad electrónica
- Electronegatividad

PROPIEDADES PERIÓDICAS

RADIO ATÓMICO

- Se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de átomos vecinos

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

- Cantidad mínima de energía necesaria para separar al electrón menos fuertemente unido de un átomo gaseoso aislado para formar un catión.

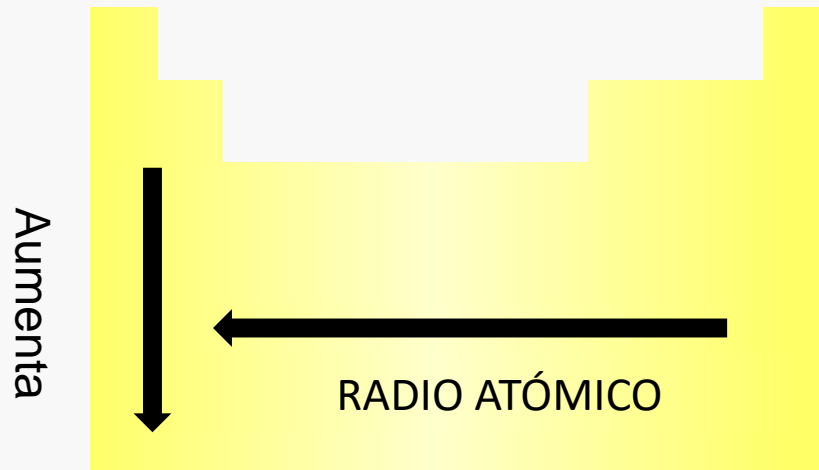
AFINIDAD ELECTRÓNICA

- Cantidad de energía que se absorbe cuando se añade un electrón a un átomo gaseoso aislado para formar un anión.

ELECTRONEGATIVIDAD

- Es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro átomo.

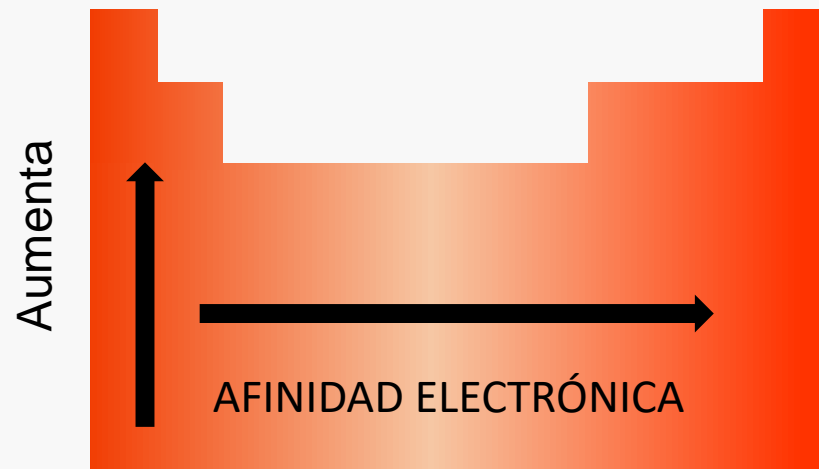
TENDENCIAS DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



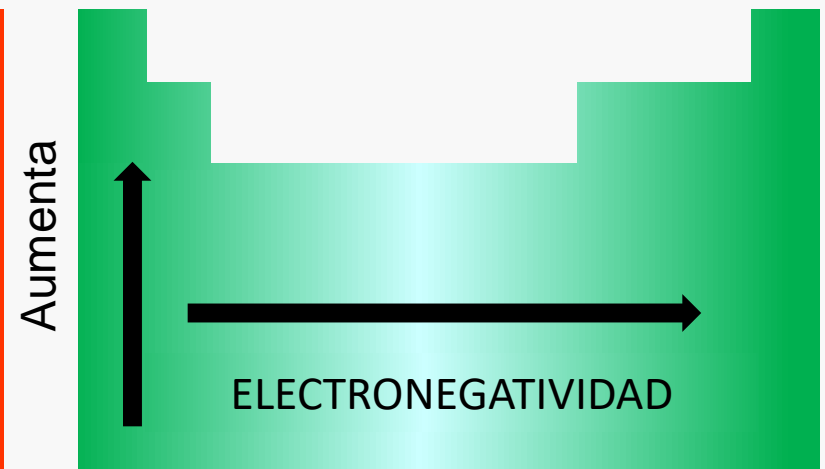
Aumenta



Aumenta



Aumenta



Aumenta

BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P. Jones, L. 2012. Principios de Química. Quinta edición. Ed. Panamericana.
- Brown, LeMay y Bursten. 1998. Química: La Ciencia Central. Séptima edición. Ed. Prentice Hall
- Chang, R. 1998. Química General. Sexta edición. Ed. Mc Graw Hill.
- Kotz, J. Treichel, M. 2003. Química y reactividad química. Quinta edición. Ed. Thomson.
- Petrucci, R. Harwood, W. Herring F. 2002. Química General. Vol. I y II. Octava edición. Ed. Prentice Hall.
- Whiten, Davis y Peck. 2015. Química General. Octava edición. Ed. Mc Graw Hill.