Intentos de clasificación

1. J.W. Döbereiner (tríadas)
2. A.E.B. Chancourtois (hélice)
3. A.R. Newlands (músico, octavas)
4. Lothar Meyer, Dimitri Ivanovich Mendeleev

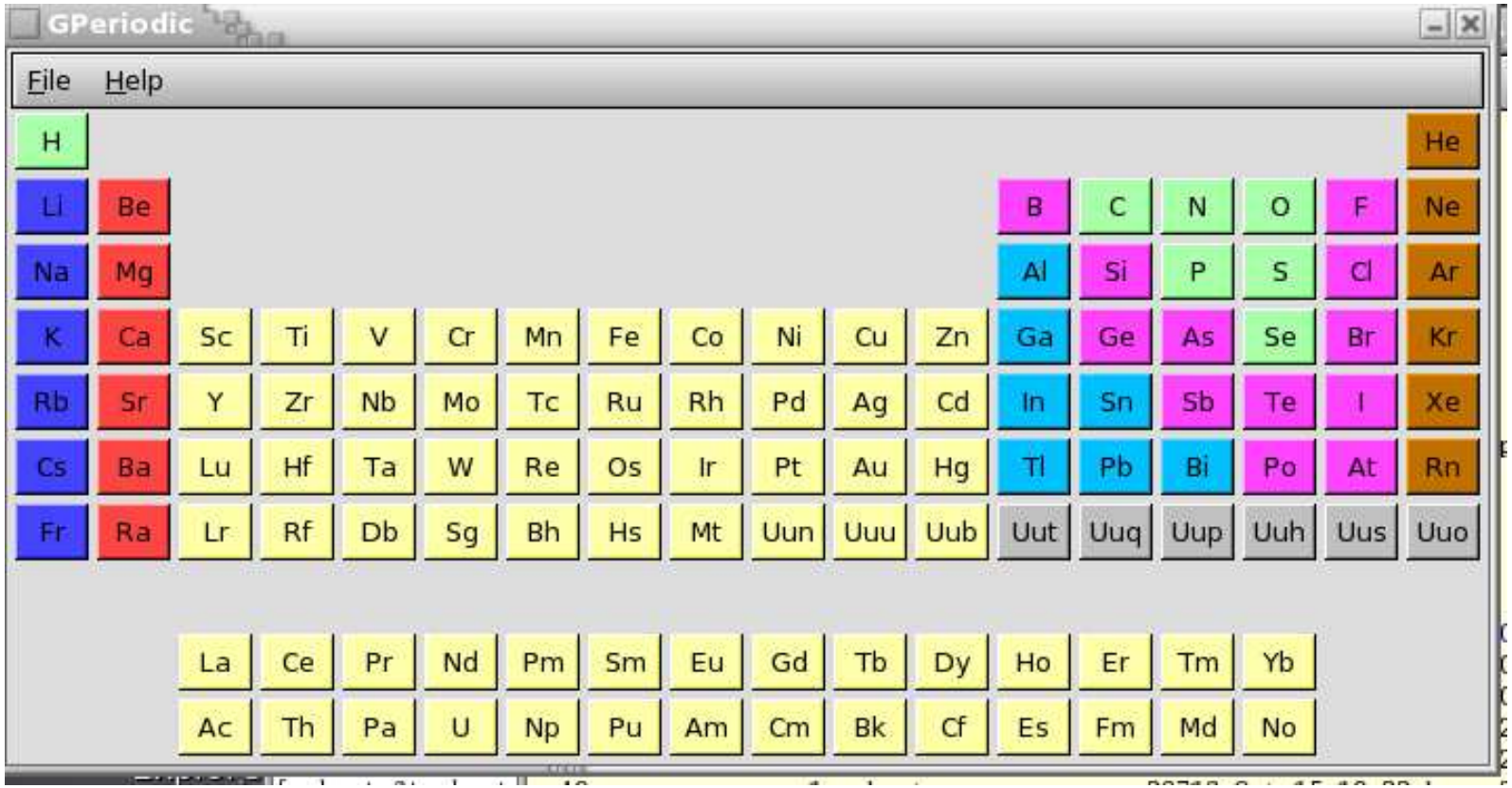
Predicciones de Mendeleev

Propiedades	Ekasilicio (1871)	Germanio (1886)
Masa atómica relativa	72	72,32
Peso específico	5,5	5,47
Volumen atómico	0,073	0,076
Color	gris oscuro	blanco grisáceo
Peso específico cloruro	4,7	4,703
Pto. ebullición tetracloruro	$< 100^{\circ}$C	87°C
Peso específico tetracloruro	1,9	1,887

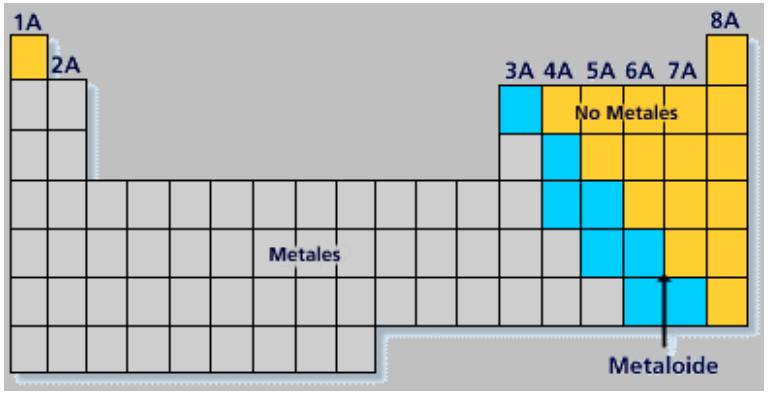
Descripción sistema periódico

1. **ocho** columnas denominadas **grupos** y
2. **siete** filas básicas que conocemos como **períodos**.
3. Los grupos se numeran del I al VIII, de izquierda a derecha
4. Los períodos se numeran del 1 al 7 de arriba hacia abajo.
5. Los elementos que se encuentran entre los grupos II y III se conocen como **elementos de transición**.
6. En períodos 4 y 5 hay 10 elementos de transición lo que hace que los períodos tengan 18 elementos en vez de los 8 de los períodos 1 y 2.
7. En el período 6 hay 14 elementos entre el lantano (La) y el hafnio (Hf) lo que da un total de 32 elementos para este período. Los 14 elementos citados se denominan *lantánidos*.
8. En el período 7 también hay un conjunto semejante que se denominan los *actínidos*.
9. Para tener una mejor manejabilidad del sistema periódico se suelen agrupar estos tipos (lantánidos y actínidos) fuera de tabla, en su parte inferior.

Ejemplo de un sistema periódico



Sistema periódico: metales y no metales



Características de los metales

- son buenos conductores del calor
- poseen conductividades eléctricas elevadas que disminuyen con la temperatura
- poseen elevada reflectividad y brillo característico
- son dúctiles y maleables
- con excepción del mercurio (pto fusión -39° C) son sólidos a temperatura ambiente
- cuando se someten a la acción de una radiación de energía suficientemente elevada, o cuando se calientan, emiten electrones. Efectos termoiónico y fotoeléctrico.

Características de los no metales

- son malos conductores del calor
- son aislantes
- no tienen ni reflectividad ni brillo
- pueden ser gases, líquidos o sólidos a temperatura ambiente
- en estado sólido son frágiles fracturándose con facilidad cuando son sometidos a tensión
- no dan lugar a los efectos termoiónico ni fotoeléctrico

Familias de elementos

- **I. Metales alcalinos**. Li, Na, K, Rb.
- **II. Metales alcalinotérreos**. Be, Mg, Ca, Sr, Ba.
- **VI. Calcógenos**. O, S, Se, Te.
- **VII. Halógenos**. F, Cl, Br, I.
- **VIII. Gases nobles**. He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

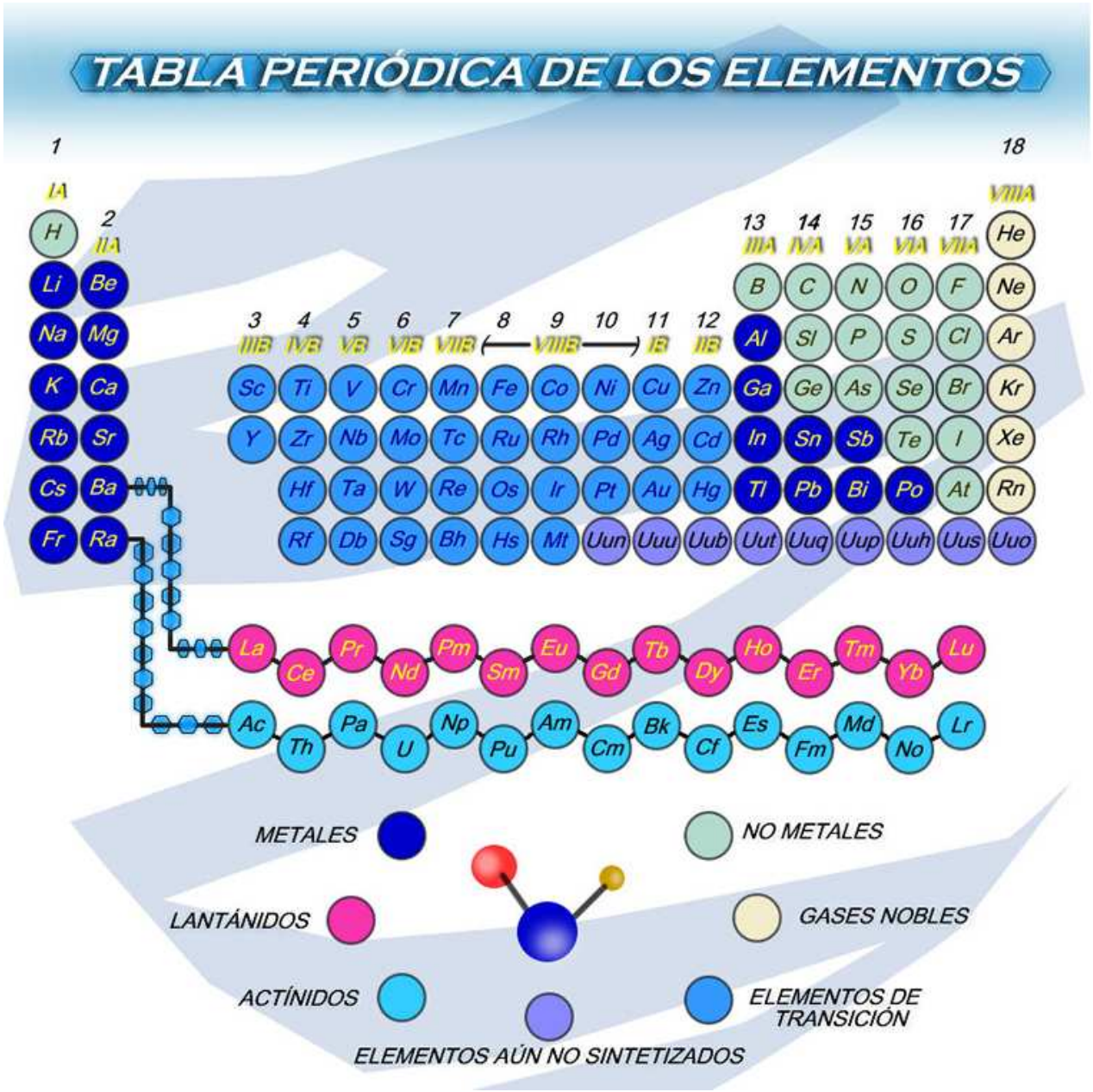


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS
1
IA
2
IIA
3
IIIB
4
IVB
5
VB
6
VIB
7
VIIB
8
9
VIIIB
10
11
IB
12
IIB
13
IIIA
14
IVA
15
VA
16
VIA
17
VIIA
18
VIIIA
H
He
Li Be
B C N O F Ne
Na Mg
Al Si P S Cl Ar
K Ca
Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn
Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr
Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd
In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba
Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg
Tl Pb Bi Po At Rn
Fr Ra
Rf Db Sg Bh Hs Mt Uun Uuu Uub
Uut Uuq Uup Uuh Uus Uuo
La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr
METALES
NO METALES
LANTÁNIDOS
GASES NOBLES
ACTÍNIDOS
ELEMENTOS DE TRANSICIÓN
ELEMENTOS AÚN NO SINTETIZADOS

Propiedad periódica: Valencia

- la valencia de un elemento indica cuál es su capacidad de combinación con otros elementos
- *Todos los elementos de un grupo tienen la misma valencia*
- En general, en un compuesto A_yB_z, los valores de y y z son tales que

  $y \times valencia\ de\ A = z \times valencia\ de\ B$

Experimentos cruciales en el estudio de la estructura atómica

- Rayos catódicos
  - Tubo de Crookes (rayos catódicos, anódicos, X)
  - J.J. Thomson, 1897, descubre el electrón
  - R. Millikan, 1909-13, mide carga del electrón
- átomo de Rutherford: bombardeo de oro con partículas α
- espectro de emisión atómico: fórmula de Balmer.

Conclusiones

- El átomo era divisible
- El átomo posee naturaleza eléctrica
- El átomo está compuesto de protones, neutrones y electrones

Espectros de emisión atómicos

- Cuando se calientan los metales alcalinos, o compuestos de metales alcalinos, a temperaturas elevadas en una llama muy caliente, la llama adquiere colores diferentes que son característicos de cada metal.

Sustancia en la llama	Color
Alambre Ni-Cr	sin color (sólo rojo-caliente)
Alambre Ni-Cr en $NaCl + HCl$	amarillo-naranja
Alambre Ni-Cr en $CaCl_2 + HCl$	rojo-naranja
Alambre Ni-Cr en $BaCl_2 + HCl$	amarillo-verdoso
Alambre Ni-Cr en $KCl + HCl$	lila

1. Cada átomo tiene su espectro de emisión diferente al resto.
2. Los espectros atómicos son *discretos*, es decir, ciertas frecuencias específicas son emitidas por cada átomo y otras nunca se emiten.
3. El espectro de cada átomo es tan diferente que puede utilizarse para identificar la presencia de un elemento particular (aplicación en química analítica, por ejemplo, o en la determinación de la existencia de un átomo analizando la luz emitida por una galaxia).

Espectros de emisión atómicos. Fórmula de Balmer

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109,768\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad J.J.\ Balmer.\ 1885 \qquad (1)$$

$n = 3, 4, 5, 6, ... \rightarrow$ líneas del visible, $n = 7, 8, 9 \rightarrow$ líneas restantes que habían sido medidas.

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109,768\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad T.\ Lymann.\ 1906 \qquad (2)$$

- El número $109768 cm^{-1}$ parecía una constante importante.
- Hoy día la conocemos como constante de Rydberg (en honor a J.R. Rydberg) y se denota por $\mathfrak{R}$, para no confundirla con la constante de los gases.

Espectros de emisión atómicos. Fórmula general

El resto de líneas aparecidas cumplen

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \mathfrak{R}\left(\frac{1}{n_l^2} - \frac{1}{n_h^2}\right) \tag{3}$$

- n_h es un número entero mayor que n_l.
- El juego de líneas que se obtiene para cierto valor de n_l se denomina **serie**, así
  1. $n_l = 1$ serie de Lymann
  2. $n_l = 2$ serie de Balmer
  3. $n_l = 3$ serie de Paschen
  4. $n_l = 4$ serie de Brackett

Interpretación de la energía radiante

1. Max Karl Ernst Ludwig **Planck**. En 1900 y partir de la relación entre la energía y los diversos colores de la luz dedujo que la energía de una radiación es inversamente proporcional a la longitud de onda de esa radiación.

$$E = h\nu = h\frac{c}{\lambda} = hc\tilde{\nu} \tag{4}$$

   donde h se denomina constante de Planck

2. Albert **Einstein**. 1905. Verificó la naturaleza de la luz en el estudio del fenómeno fotoeléctrico

$$h\nu = E_i + \frac{1}{2}mv^2 \tag{5}$$

3. Louis Victor **de Broglie**. 1923. Describió la energía de una partícula (grande o pequeña)

$$mv = \frac{h}{\lambda} \qquad ; \qquad \lambda = \frac{h}{mv} \tag{6}$$

   y demostró la **dualidad onda-corpúsculo**

Postulados de Böhr

1. Las leyes de la física clásica no son aplicables a partículas de dimensiones atómicas o subatómicas.
2. La energía de un electrón en un átomo está **cuantizada**, es decir limitada a una serie de valores. Hay una energía, E_1, el valor más bajo permitido para un electrón en el átomo que se denomina **estado fundamental**. El siguiente valor permitido será, por ejemplo, E_2 pero entre E_2 y E_1 cualquier valor está **prohibido**. Cada valor permitido representa un estado permitido del electrón. Cuando nos referimos a ellos hablamos de **estados estacionarios**
3. Un átomo de hidrógeno sólo irradia energía cuando se produce el salto de un electrón entre dos estados permitidos. $\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$
4. En cada estado estacionario el electrón se mueve alrededor del núcleo en una órbita circular con radio fijo.
5. En cada estado permitido el momento angular del electrón está cuantizado, $2\pi r \times mv = nh$

Limitaciones de la teoría de Böhr

1. No explica los espectros de átomos polielectrónicos.
2. No explica el hecho de líneas espectrales múltiples.
3. No se explica la llamada **estructura fina** de los espectros (que veremos un poco más adelante).
4. No explica las diferencias de intensidad entre las líneas espectrales (relacionado con la diferencia de probabilidad entre transiciones) que se había encontrado experimentalmente.

Con posterioridad a Böhr, Sommerfeld (1916) consideró que las órbitas podían ser elípticas. El modelo de Böhr-Sommerfeld tiene como principales defectos:

1. Sólo es aplicable al átomo de hidrógeno o hidrogenoides (un electrón únicamente).
2. No explica porqué los átomos se unen para dar moléculas.

Modelo actual de la mecánica cuántica

Principio de incertidumbre de Heisenberg Es imposible predecir con absoluta certeza dónde se encuentra el electrón y como se está moviendo. O lo que es lo mismo, Es imposible conocer con entera exactitud la posición y el momento de una partícula.

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} = \frac{\hbar}{2} \tag{7}$$

Mecánica clásica: el electrón es una partícula cuya órbita queda totalmente definida cuando se conoce la variación de sus coordenadas con el tiempo.

Mecánica cuántica: encuentra la definición anterior demasiado precisa. No es posible conocer la posición y la velocidad del electrón en un momento dado. No existen órbitas sino **funciones de distribución** o probabilidad de encontrar al electrón en un punto dado del espacio.

Función de onda, Ψ

- Cuerda de violín sujeta por los extremos

$$\lambda = \frac{2L}{n} \;\; ; \;\; donde\, n = 1, 2, 3, ...$$

- Las soluciones de la ecuación de Schrödinger para un cierto sistema constitutyen un conjunto de funciones matemáticas denominadas **funciones de onda** o **funciones propias**.
- Las funciones de onda se denominan en general, Ψ. Cada estado del sistema tiene una Ψ y una vez conocida ésta se conoce tanta información del sistema como es posible.
- Ψ es función de las coordenadas y el tiempo, $\Psi = \Psi(x, y, z, t)$ y no tiene ningún significado físico ya que puede adquirir valores imaginarios.
- La característica fundamental de Ψ fue enunciada por Max **Born**: **el cuadrado del valor absoluto de Ψ representa la probabilidad de encontrar al electrón en un lugar dado a un tiempo dado**, así, $\Psi^2 d\tau = |\Psi(x, y, z, t)|^2 \, dx \, dy \, dz = \rho^2$

Ecuación de ondas de Schrödinger

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

$$\hat{H}\Psi = -\frac{h}{2\pi i}\frac{\delta\Psi}{\delta t}$$

$$\hat{H} = T + V = -\frac{h^2}{8\pi^2 m}\left(\frac{\delta^2}{\delta x^2} + \frac{\delta^2}{\delta y^2} + \frac{\delta^2}{\delta z^2}\right) + V$$

Independiente del tiempo

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

- ecuación diferencial de segundo orden de cuya solución se obtienen E y V simultáneamente.
- Para cada valor de E puede haber uno o varios valores de Ψ (funciones propias), al segundo caso pertenecen los llamados **estados degenerados** caracterizados por distintas Ψ e igual E.

Condiciones aceptabilidad Ψ

Para que las Ψ u orbitales sean aceptables han de ser

1. finitas
2. único valor
3. continuas

Orbitales atómicos y números cuánticos

- **principal,** n
  - n puede tomar los valores $n = 1, 2, 3, ...\ ;\ \ n > 0$
  - n determina el tamaño del orbital, la energía del electrón.
- **azimutal,** l
  - l puede tomar los valores $l = 0, 1, 2, 3, ...(n-1)$
  - l determina la forma del orbital
  - a los valores se le asignan letras por razones históricas

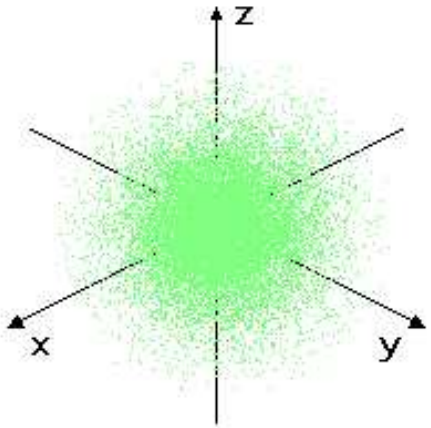
valor de l	0	1	2	3
letra	**s**	**p**	**d**	**f**

- **magnético,** m
  - m puede tomar los valores $m = 0, \pm 1, \pm 2, ..., \pm l$
  - m representa la **degeneración** del nivel energético

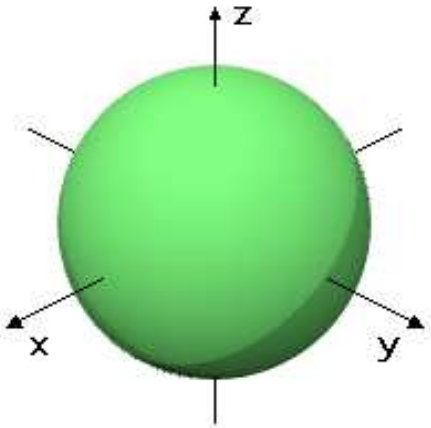
Cuadro resumen números cuánticos

Capa	n	l	orbital	m_l	Degeneración
K	1	0	1s	0	1
L	2	0	2s	0	1
	2	1	2p	-1,0,+1	3
M	3	0	3s	0	1
	3	1	3p	-1,0,+1	3
	3	2	3d	-2,-1,0,+1,+2	5
N	4	0	4s	0	1
	4	1	4p	-1,0,+1	3
	4	2	4d	-2,-1,0,+1,+2	5
	4	3	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7

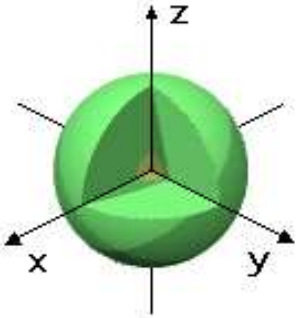
Forma de los orbitales s

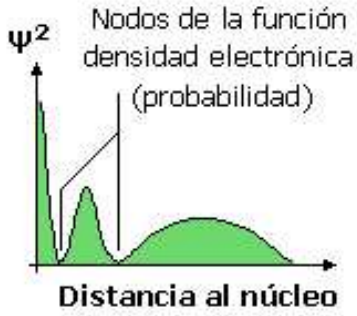


Orbital s ($\ell = 0, m_\ell = 0$)



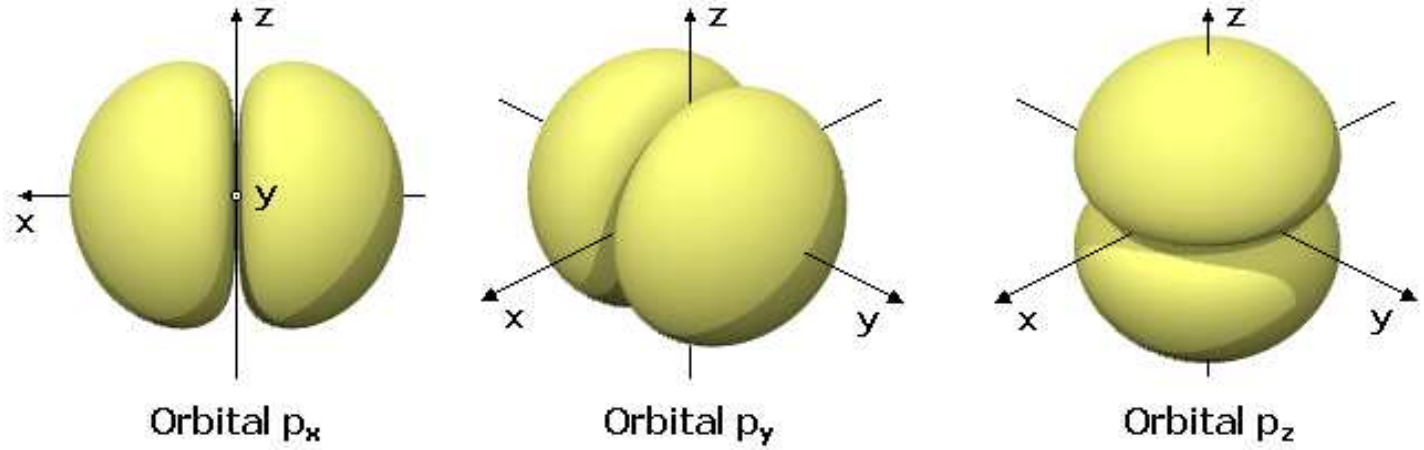
n = 1 (H)





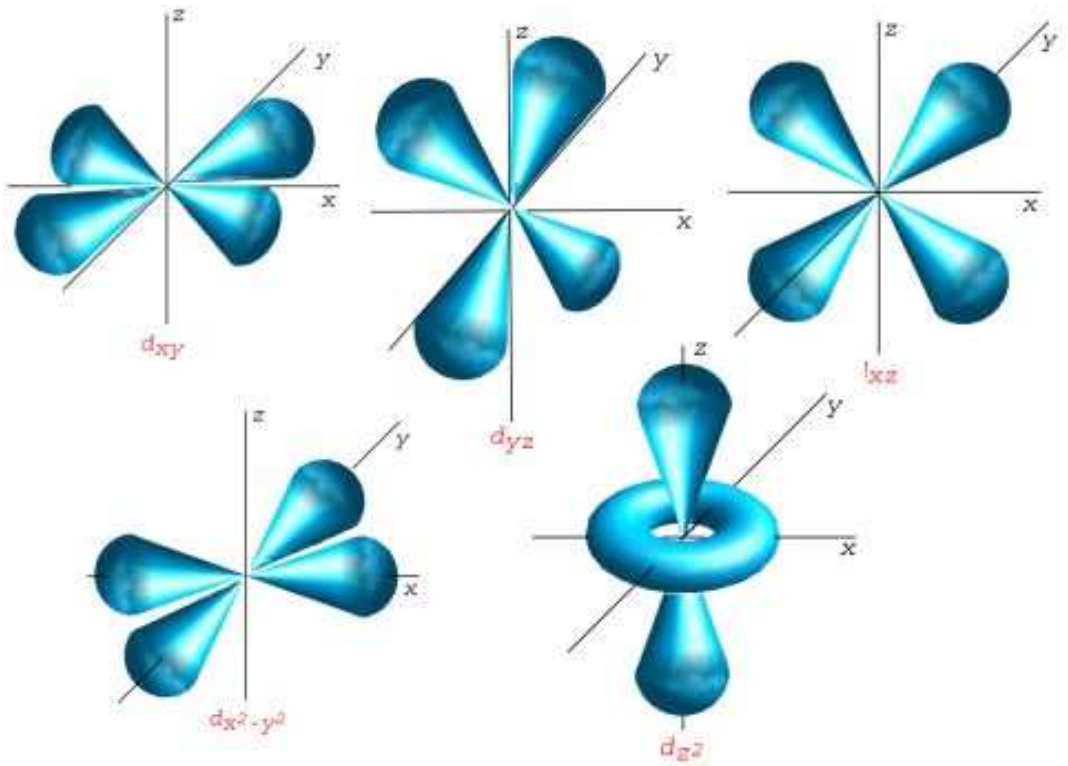
n = 3 (Na)

Forma de los orbitales p

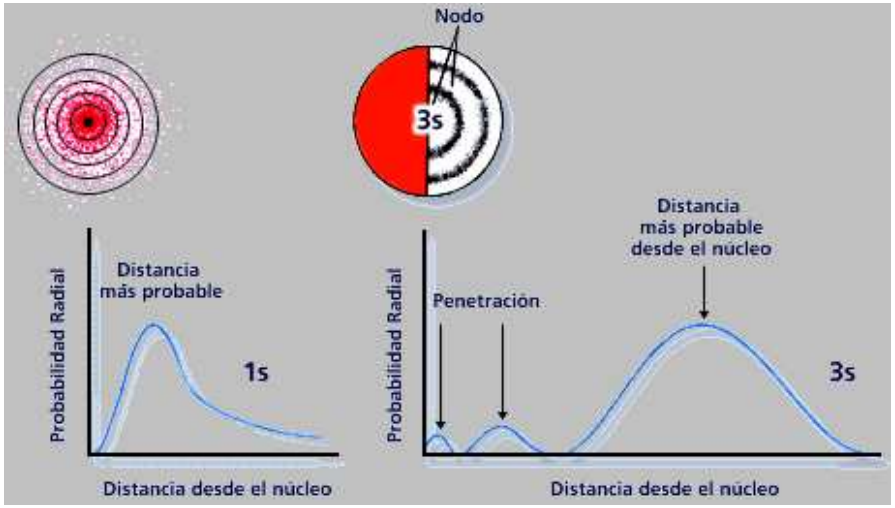


Orbital p_x Orbital p_y Orbital p_z

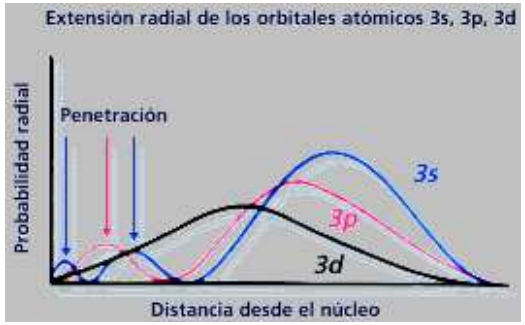
Forma de los orbitales d



Nodos y penetración



Penetración de los orbitales

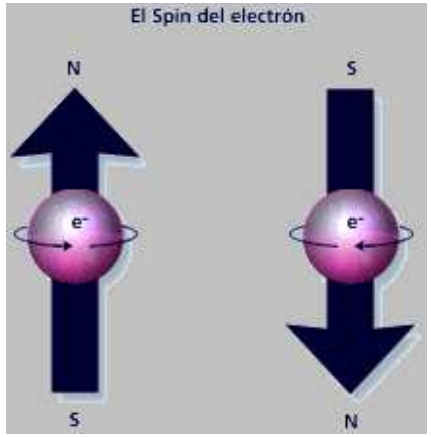


Efecto Zeeman, estructura fina

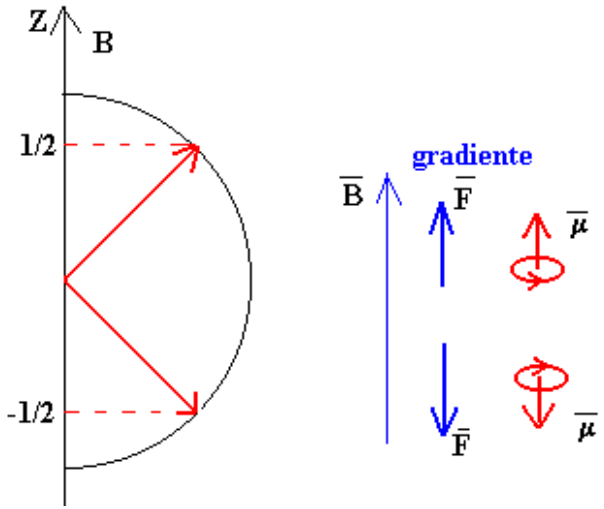
- **Estructura fina**. Cuando un átomo se coloca en un campo magnético aparecen líneas adicionales en el espectro. Conocido también como efecto Zeeman.
- **Necesidad de un cuarto número cuántico**. No podía explicarse con los tres números cuánticos, n, l, m_l
- **S. Goudsmith y G. Uhlenbeck** ya habían sugerido la necesidad de un cuarto número cuántico para resolver la ecuación de Schrödinger en función del tiempo, uno para cada dimensión (coordenada) y el cuarto para el tiempo.
- **Goudsmith y Uhlenbeck** llamaron **espín** al cuarto número cuántico asociándolo con un giro alrededor de sí mismo.
- Estaba cuantizado: sólo eran posibles dos valores, $m_s = \frac{1}{2}$ y $m_s = -\frac{1}{2}$.
- **P.A.M. Dirac**: en su especial formulación de la mecánica cuántica el cuarto número aparece de forma natural

Espín del electrón

- Estado α cuando $m_s = \frac{1}{2}$, se representa por $\uparrow$
- Estado β cuando $m_s = -\frac{1}{2}$, se representa por $\downarrow$.



Espín en un campo magnético



Principio de exclusión de Pauli

- Para determinar el estado de un electrón se necesitan cuatro números cuánticos
- Principio de Pauli $\longrightarrow$ *en un átomo con varios electrones no pueden existir dos electrones con el mismo juego de valores de los cuatro números cuánticos*
- Principio de exclusión de Pauli $\longrightarrow$ *un orbital atómico sólo puede estar ocupado por dos electrones como máximo*

Propiedades magnéticas de la materia

- Como los electrones tienen asociado el momento magnético de espín y el momento magnético orbital $\longrightarrow$ *todas las sustancias poseen propiedades magnéticas*
- **diamagnéticas:** aquellas sustancias con todos los electrones *apareados*. Son débilmente repelidas por un campo magnético.
- **paramagnéticas:** aquellas sustancias con uno o más electrones *desapareados*. Son atraídas con relativa fuerza por un campo magnético.
- A mayor número de electrones *desapareados*, mayor será el **paramagnetismo por mol** de la sustancia.

Principio de Aufbau y sistema periódico

- Aufbau: construcción en alemán.
- En el estado fundamental (estado de menor energía) de un átomo con varios electrones, cada electrón ocupará el estado de mínima energía permitido que no viole el principio de exclusión de Pauli.
- La energía de un electrón depende de tanto de n como de l, se debe a
  1. repulsiones electrónicas dentro del átomo con varios electrones
  2. el electrón a cierta distancia del núcleo está **apantallado** de la magnitud total de la carga por los electrones que están más cerca del núcleo que él ("core" o resto del átomo)
- para un n dado, a menor $l \longrightarrow$ menor energía. Relacionado con el fenómeno de la *penetración*, o la fracción de tiempo que el electrón permanece cerca del núcleo

Energía orbitales

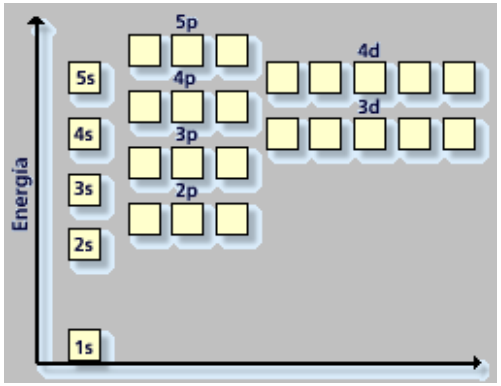
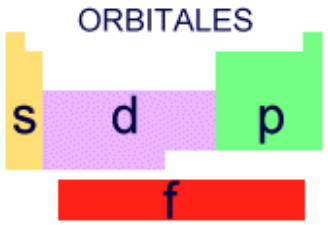
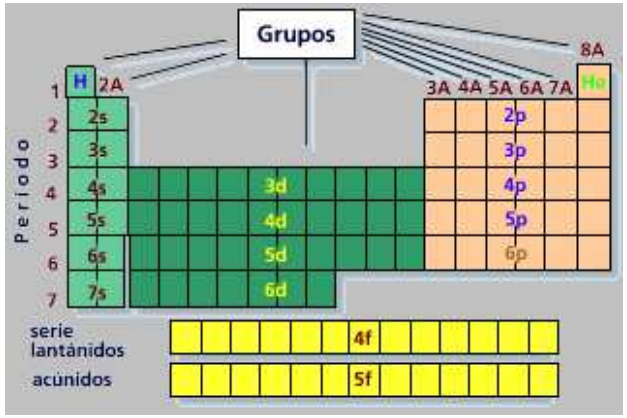


Tabla periódica y orbitales

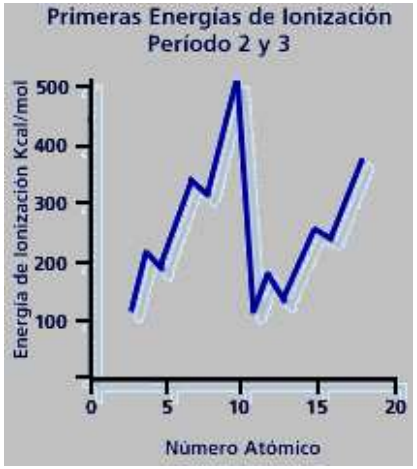




Modelo de capas

			Número de electrones en cada capa			
Período	Z	Elemento	n=1	2	3	4
1	1	H	1			
	2	He	2			
2	3	Li	2	1		
	4	Be	2	2		
	5	B	2	3		
	6	C	2	4		
	7	N	2	5		
	8	O	2	6		
	9	F	2	7		
	10	Ne	2	8		
3	11	Na	2	8	1	
	12	Mg	2	8	2	
	13	Al	2	8	3	
	14	Si	2	8	4	
	15	P	2	8	5	
	16	S	2	8	6	
	17	Cl	2	8	7	
	18	Ar	2	8	8	
4	19	K	2	8	8	1
	20	Ca	2	8	8	2

Energía de Ionización

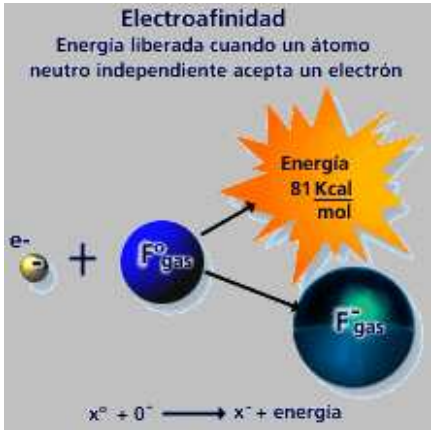


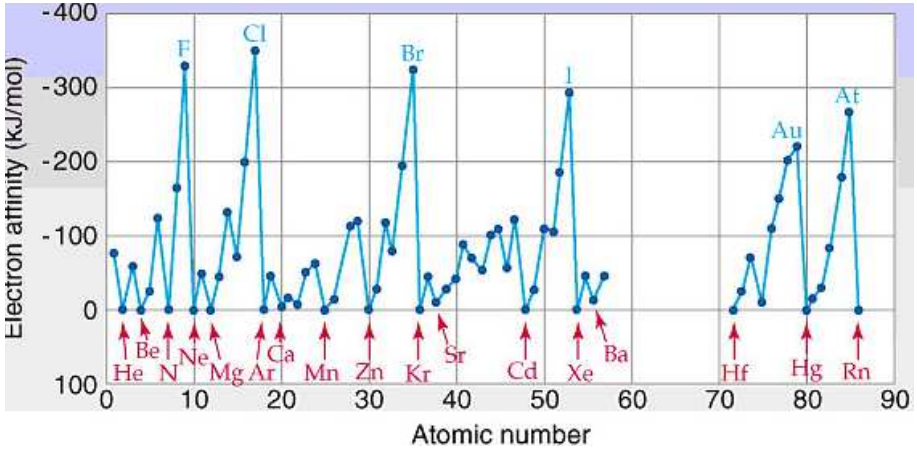
1. *La energía de ionización disminuye a medida que se desciende en un grupo (aumento de Z)*. La capa, n, aumenta y el electrón se encuentra apantallado por los electrones internos $\longrightarrow$ menos fuerza de atracción $\longrightarrow$ menor energía de ionización.

2. *La energía de ionización aumenta a medida que avanzamos a lo largo de un período (aumento de Z)*. La carga nuclear aumenta y la capa, n, es la misma por los que los electrones están a la misma distancia aproximada del núcleo. Mayor carga $\longrightarrow$ mayor fuerza de atracción $\longrightarrow$ mayor energía de ionización.

Afinidad electrónica

Electroafinidad $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$





1. *La afinidad electrónica aumenta al aumentar Z (de izquierda a derecha) en un período*.
2. *La afinidad electrónica disminuye al aumentar Z (de arriba a abajo) en un grupo (con algunas notables excepciones)*.

Radio atómico

1. *El radio atómico aumenta a medida que se desciende en un grupo*. Tendencia que está de acuerdo con el hecho de que cuando se pasa de un elemento al siguiente del grupo se añade una capa electrónica.

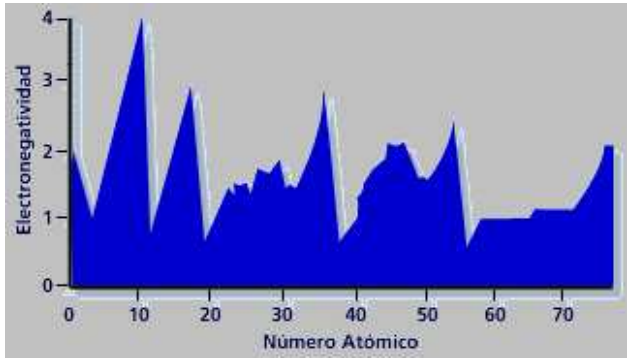
2. *El radio atómico disminuye a medida que avanzamos a lo largo de un período*. Aunque los electrones externos de todos los átomos de un período pertenecen a la misma capa de valencia, la carga del “core” que actúa sobre ellos aumenta al avanzar en el período. La carga mayor atrae con más fuerza a los electrones hacia el núcleo.

Electronegatividad

- Introducido por Linus Pauling
- Medida de la capacidad que un átomo enlazado a otro tiene para atraer los electrones del enlace
- Existen varias escalas y es difícil de medir cuantitativamente
- La escala con mayor base teórica se debe a R.S. Mulliken

$$\chi_M = \frac{1}{2}\left(P.I + E.A.\right)$$

Electronegatividad, variación periódica



- El flúor es el elemento más electronegativo y el cesio el menos
- En general, la electronegatividad aumenta al aumentar Z en un período.
- En general, la electronegatividad disminuye al aumentar Z en un grupo o familia
- De forma "*casera*" podemos decir que para una electronegatividad inferior a 2,1 estamos hablando de metales y para valores mayores a 2,1 hablamos de no metales. Los metaloides o semimetales tienen valores de electronegatividad en torno a 2.

Enlaces químicos y estructuras de Lewis

- **Capa de valencia:** La capa más externa de un átomo.
- **Electrones de valencia:** Los electrones de la capa más externa.
- **Valencia iónica:** El número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ión. La valencia es positiva si pierde electrones y negativa si gana electrones.
- **Valencia covalente:** es el número de electrones desapareados que tiene el átomo.
- **Lewis, en 1916,** propuso que los átomos pueden alcanzar la configuración estable del gas noble no sólo ganando o perdiendo electrones sino también **compartiendo** electrones
- **Regla del octeto:** En la formación de un compuesto, un átomo tiende a ganar, perder o compartir electrones hasta que el número de electrones de su capa de valencia sea igual a ocho.

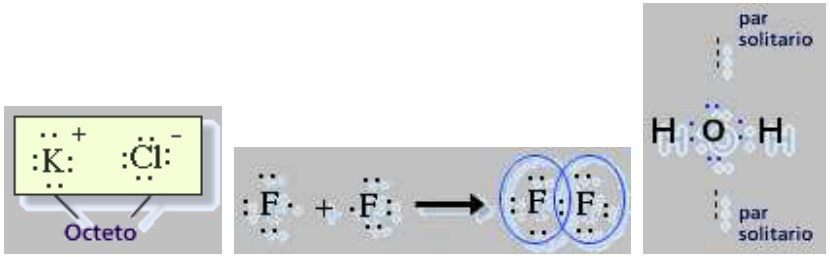
Enlace químico

- Siempre que existan átomos unidos entre sí por **fuerzas intensas** se dice que existe un **enlace químico** entre los átomos.
- Debemos diferenciar de las **fuerzas intermoleculares** que son mucho más débiles como veremos.
- Los electrones de las capas internas, como hemos dicho, no se ven implicados en los procesos en que se combinan átomos, es decir en los enlaces químicos

Diagramas y símbolos de Lewis

$$Na\cdot + :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot \rightarrow (Na^{+})\left(:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:^{-}\right)$$

$$:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot \rightarrow :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}$$

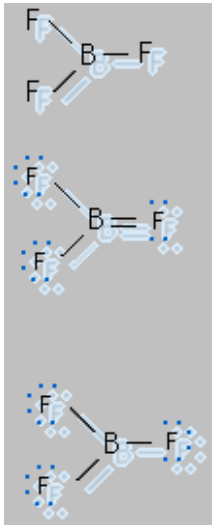


Excepciones a la regla del octeto

- **Especies con número impar de electrones**. Son ejemplos de ello, NO, NO_2 y ClO_2 con 11, 17 y 19 electrones respectivamente. Para el NO, la mejor estructura de Lewis es ($: \dot{N} : \; : \ddot{O} :$), que da al elemento más electronegativo, el O, ocho electrones y sólo siete para el N, uno de los cuales estará, necesariamente, desapareado. Ya sabemos que las sustancias con electrones desapareados tienen propiedades magnéticas, por ello NO, NO_2 y ClO_2 son paramagnéticas.

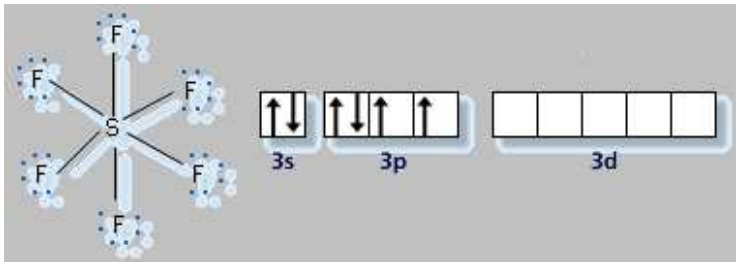
Excepciones a la regla del octeto

- **Compuestos deficientes en electrones**. El boro es el elemento formador de compuestos deficientes en electrones por excelencia. En ellos el número de electrones disponibles es inferior al número necesario para completar el octeto alrededor del átomo de B. Implican un nuevo tipo de enlace, el **enlace covalente dativo** en el que uno de los átomos participantes, en este caso el F, cede un par de electrones que irían a ocupar el orbital vacío del B.



Excepciones a la regla del octeto

- **Capas de valencia expandidas**. Expansión del octeto. Hay muchas excepciones a la regla del octeto en las que existen más de ocho electrones alrededor de un átomo. Dichas estructuras suelen presentarse cuando $n \geq 3$ (del átomo central).



La expansión del octeto es común cuando el átomo central es grande y está unido a átomos pequeños y muy electronegativos (flúor, por ejemplo).

Cargas formales

- Suponiendo que los electrones de los enlaces se reparten por igual entre los átomos enlazados se puede calcular la carga formal

$$Carga\ formal = carga\ core - n^{\circ}\ electrones\ no\ compatidos - \frac{1}{2} n^{\circ}\ electrones\ compartidos$$

- o, dado que la carga del “core” es igual al **número del grupo** y dado que $\frac{1}{2}$(número de electrones compartidos) = número de enlaces, se puede escribir también

$$Carga\ formal = n^{\circ}\ del\ grupo - n^{\circ}\ electrones\ no\ compatidos - n^{\circ}\ de\ enlaces$$

Reglas para obtener la estructura

1. Se suman **todos** los electrones de valencia de todos los átomos en el compuesto. Si es un **anión** se añade 1 electrón más por cada carga negativa. Si es un **catión** se quita un electrón por cada carga positiva.

2. Dibujar un enlace simple por cada par de átomos que se encuentren enlazados. Antes deberíamos conocer qué átomos están enlazados con qué ya que existen fórmulas tales como C_3H_6O que no dan suficiente información. En cualquier caso algunas líneas generales son:

   a) En moléculas pequeñas generalmente hay un átomo al que están enlazados los otros. Se conoce como **átomo central**.

   b) Generalmente, el átomo central es el menos electronegativo, excepto el hidrógeno que **nunca** es átomo central.

   c) Los átomos de oxígeno no se unen con otros átomos de oxígeno salvo en casos muy concretos como en los peróxidos O_2^{2-} y en los superóxidos, O_2^-.

   d) Las moléculas o iones con dos átomos centrales, C_2H_4, N_2O_5, $Cr_2O_7^{2-}$, son, en general, simétricas.

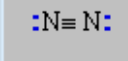
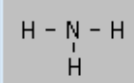
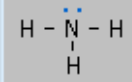
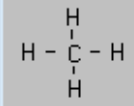
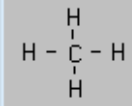
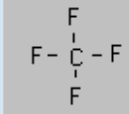
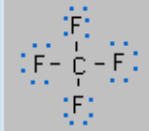
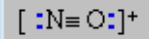
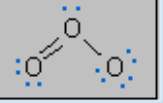
3. Después de dibujar los enlaces simples usar los electrones restantes para repartir los pares solitarios en cada átomo para satisfacer la regla del octeto.

4. Si no se puede satisfacer la regla del octeto habrá que usar enlaces dobles o triples partiendo de los pares electrónicos solitarios.

5. Empíricamente se observa que las estructuras más estables son aquellas que

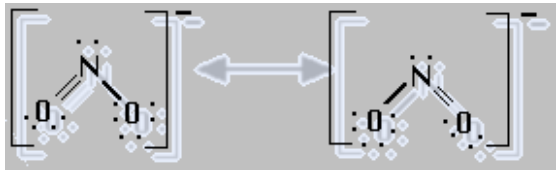
   - tienen cargas formales más pequeñas
   - tienen las cargas negativas preferentemente sobre los átomos más electronegativos

Algunos ejemplos de estructuras de Lewis

	Total e^- de valencia	Enlaces simples	Cálculo de e^- Remanentes	Configuración gas noble
HF	1+7 =8	H-F	6	
N_2	5+5 =10	N-N	8	
NH_3	5+3 =8		2	
CH_4	4+4 =8		0	
CF_4	4+28 = 32		24	
NO^+	5+6-1 = 10	N - O	8	
O_3	6+6+6=18		14	

Concepto de resonancia

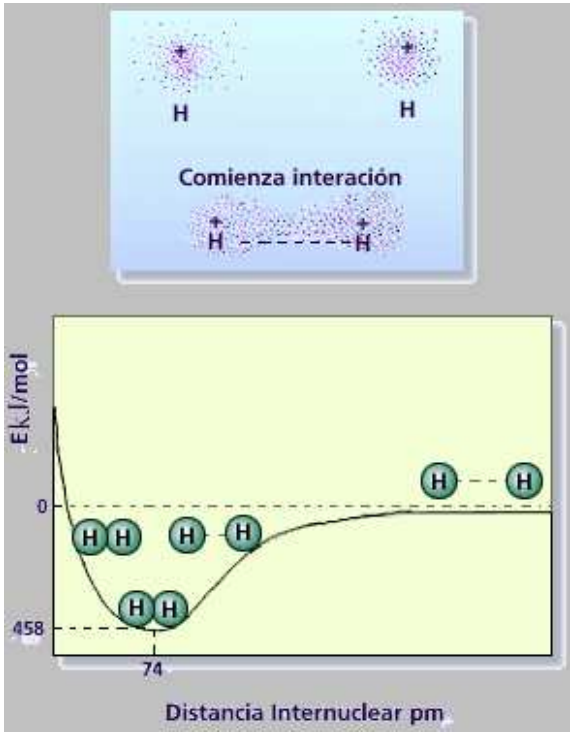
- Existen muchas moléculas e iones para los cuales es posible dibujar más de una estructura de Lewis que represente adecuadamente los enlaces. Es decir, existen varias estructuras compatibles con la regla del octeto.
- la molécula real es un **híbrido de resonancia** entre las estructuras propuestas
- Un ejemplo es, NO_2^-



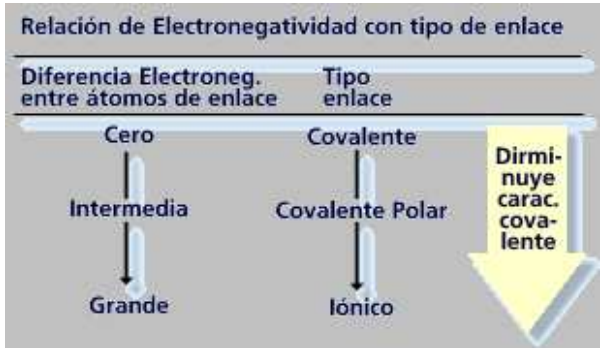
- La necesidad de introducir el concepto de resonancia procede de la incapacidad de representar la molécula mediante una sola estructura que cumpla el juego de reglas de Lewis. Ninguna de las estructuras resonantes es real para el caso del SO_2.
- El término resonante, a su vez, es bastante desafortunado ya que implica vibración y oscilación (por estar asociado con esas palabras) y nada de esto se encuentra en las estructuras resonantes.

Formación de enlace

- ¿Porqué se forman los enlaces?. Debido a que los agregados finales tienen menor energía que los átomos separados.



Electronegatividad y tipo de enlace



Energía de enlace

- Magnitud más representativa de la fortaleza de un enlace. Es la energía necesaria para separar los átomos hasta el infinito

$$H_2(g) \rightarrow H(g) + H(g) \quad \Delta H \equiv D$$

D (energía de disociación) $\equiv \Delta H$ (entalpía de disociación)

- Algunos valores de energía de enlace

Molécula	Δ H (kcal/mol)	Molécula	Δ H (kcal/mol)	Molécula	Δ H (kcal/mol)	Molécula	Δ H (kcal/mol)
LiH	58	HF	135	F_2	37	N_2	226
NaH	47	HCl	103	Cl_2	59	O_2	118
KH	43	HBr	87	Br_2	37	F_2	37
RbH	39	HI	71	I_2	37	H_2	104
CsH	42					CO	258