

P1. Deducir la ecuación de energía de la partícula en la caja a partir de la relación de De Broglie.

Solución:

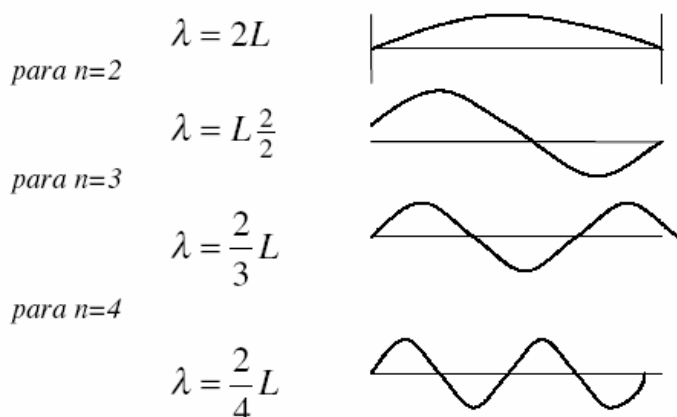
Relación de De Broglie

$$p = \frac{h}{\lambda}$$

Ecuación de la energía

$$E = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \cdot \frac{m^2 \cdot v^2}{m} = \frac{1}{2} \cdot \frac{p^2}{m}$$

Ahora vemos cada onda como un armónico en un espacio de largo L para $n=1$ (primer armónico)



Notamos la relación entre los armónicos es proporcional a L es decir:

$$n \cdot \lambda = 2 \cdot L$$

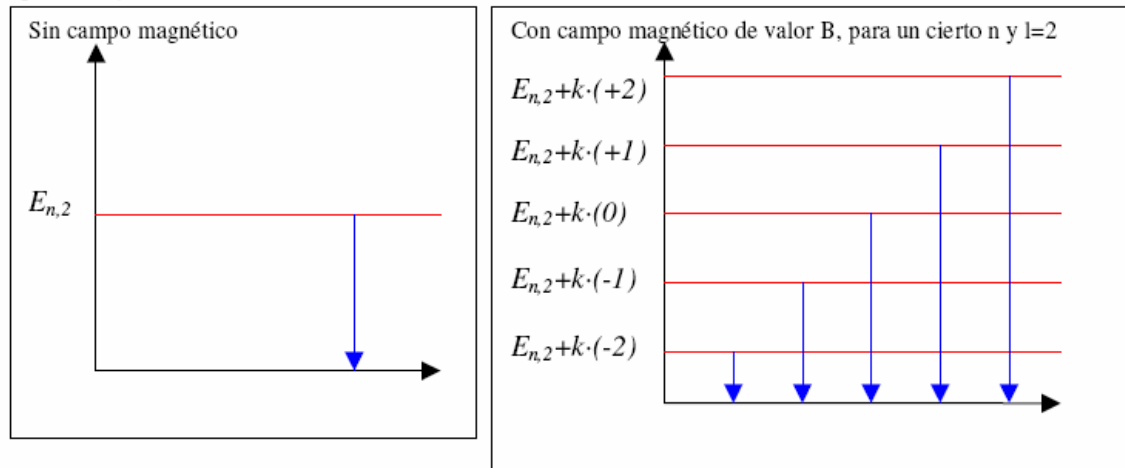
Entonces:

$$p = \frac{h \cdot n}{2 \cdot L} \rightarrow p^2 = \frac{h^2 \cdot n^2}{4 \cdot L^2} \quad E = \frac{1}{2 \cdot m} \cdot \frac{h^2 \cdot n^2}{4 \cdot L^2} = \frac{h^2 \cdot n^2}{8 \cdot m \cdot L^2}$$

Recuerden que $h = \hbar/2 \cdot \pi$ es decir es 'h' normalizado para una circunferencia de radio 1.

Efecto Zeeman: Fenómeno correspondiente a la desdoblación de las líneas del espectro, provocado por la acción de un campo magnético aplicado sobre un átomo.

Supongamos que la energía para un nivel n con un l asociado tiene un valor $E_{n,l}$. A continuación vemos 2 diagramas energéticos para un átomo, uno está con un campo B aplicado y el otro no.



La constante k , es conocida como *Magnetón de Bohr*

$$k = \mu_B = \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} = 9.27 \times 10^{-24} \left[\frac{J}{T} \right]$$

Como se aplica un campo externo, se agrega a la energía Base $E_{n,l}$ un término que corresponde a la 'energía entregada por el campo magnético'. Ésta energía depende del número cuántico magnético m_l y tiene el siguiente valor.

$$E_{B,l} = \mu_B \cdot B \cdot m_l = \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} \cdot B \cdot m_l$$

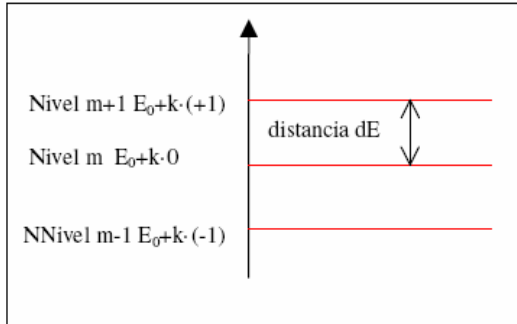
Es decir si aplicamos un campo magnético, la energía total será

$$E_{total} = E_{n,l} + E_{B,l} = E_{n,l} + \mu_B \cdot B \cdot m_l = E_{n,l} + \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} \cdot B \cdot m_l$$

entonces si $l=2$, $m=-2, -1, 0, +1, +2$ la línea se desdobra en 4 líneas más cada una asociada a un valor del número cuántico magnético.

P2. Calcular el desdoblamiento normal de Zeeman para la línea roja del Cadmio (cd) de longitud de onda 6438 angstroms, cuando los átomos se introducen en un campo magnético de 0.009 Teslas.

Solución: Lo que nos piden es calcular la 'distancia' entre una línea y otra. Como ésta distancia es una diferencia de energía, tiene una longitud de onda (y también una frecuencia asociada). Como la diferencia es muy pequeña, derivamos la fórmula de la energía con respecto a lambda y tomamos módulo.



$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} \rightarrow \left| \frac{dE}{d\lambda} \right| = \frac{h \cdot c}{\lambda^2}$$

$$dE = \frac{h \cdot c}{\lambda^2} \cdot d\lambda$$

$$\lambda = 6438 [\text{angstroms}]$$

$$B = 0.009 [\text{Teslas}]$$

La diferencia de energía, es la de un nivel $m+1$ y el nivel m . Tomamos $m=+1$ y $m=0$

$$dE = \Delta E = (E_0 + E_{B,m+1}) - (E_0 + E_{B,m}) = \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} \cdot B \cdot (1 - 0) = \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} \cdot B$$

$$d\lambda = \frac{\lambda^2 \cdot dE}{h \cdot c} = \frac{\lambda^2 \cdot \frac{e \cdot \hbar}{2 \cdot m} \cdot B}{h \cdot c} = \frac{\lambda^2 \cdot e \cdot \hbar}{2 \cdot m \cdot h \cdot c} \cdot B = 1.74 \times 10^{-3} [\text{angstroms}]$$

P3. ¿Cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos existen?

Solución: Primero recordemos las reglas que deben cumplir los números cuánticos.

Símbolo	Nombre	Rango
n	Principal	$n=0 \dots \text{infinito}$
ℓ	Acimutal	$\ell=0 \dots (n-1)$
m	Magnético	$m = -\ell, -(\ell-1), \dots, -1, 0, +1, \dots, \ell-1, +\ell$
s	Spin	$+1/2, -1/2$

- $n=1, \ell=0, m_\ell=1, s=+1/2$ no existe puesto que si $\ell=0$, entonces $m=0$.
- $n=9, \ell=7, m_\ell=-6, s=-1/2$ existe
- $n=2, \ell=1, m_\ell=0, s=0$ no existe puesto que $s=0$
- $n=1, \ell=1, m_\ell=1, s=+1/2$ no existe puesto que si $n=1$, entonces $\ell=0$.
- $n=3, \ell=2, m_\ell=-3, s=+1/2$ no existe puesto que si $\ell=2$, entonces $m=-2, -1, 0, +1, +2$

f. $n=4, l=0, m_l=0, s=-1/2$ existe

P4. Demuestre que el orbital npz posee un plano nodal en el plano X-Y.

Solución:

Vemos las funciones de onda para hidrogenoides, orbital pz implica $l=1, m=0$. Tomemos el caso $n=2$.

$$\Psi_{2pz} = R_{2,1}(r) \cdot Y(\theta, \phi)$$

Recuerden que toda función de onda, posee una parte radial y otra angular.

$$\Psi_{2pz} = R_{2,1}(r) \cdot Y(\theta, \phi)$$

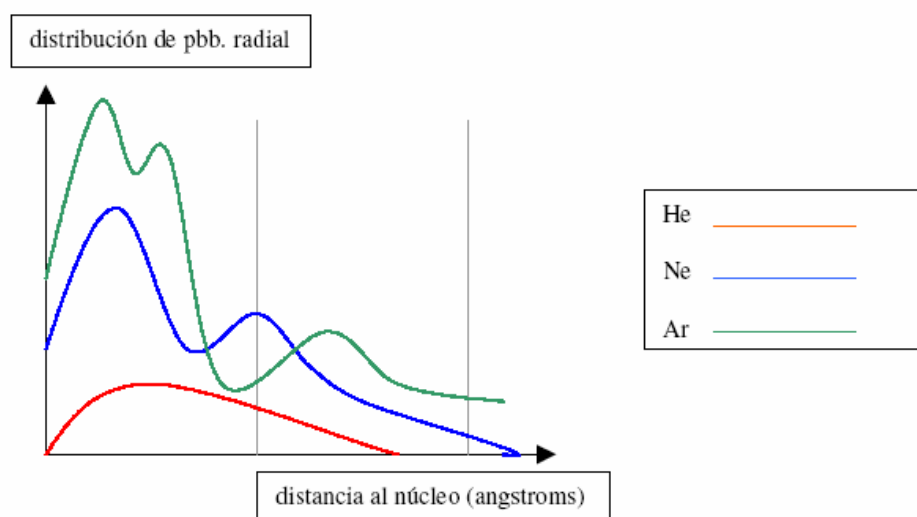
$$Y_{1,m_l}(\theta, \phi) = \sqrt{\frac{3}{4\pi}} \cos(\theta)$$

$$R_{2,1}(r) = \frac{1}{2\sqrt{6}} \sqrt{\left(\frac{Z}{a_0}\right)^3} \left(\frac{Z \cdot r}{a_0}\right) e^{\frac{-Z \cdot r}{2 \cdot a_0}}$$

Como podemos apreciar, la función de onda está en coordenadas esféricas. Un plano nodal es un plano que pasa por el cero de la función de onda. La función se hace nula cuando $\theta=90^\circ$, es decir cuando r pertenece al plano XY.

P5. Las distribuciones de probabilidad radial para los átomos de He, Ne y Ar están graficadas en la siguiente figura. A partir de esto, interprete la forma de éstas curvas aplicando sus conocimientos sobre configuración electrónica, números cuánticos y carga nuclear efectiva.

Solución: Cada 'peak' corresponde a una capa con n distinto, las subcapas están más cerca del núcleo para los elementos pesados debido a que la carga nuclear aumenta ($+Z \cdot e$).



P1. En una galaxia lejana, los números cuánticos toman los siguientes valores:

$$n = 1, 2, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, \dots, n$$

$$m = -(n-l), \dots, 0, \dots, +(n-l)$$

$$s = \begin{cases} \pm \frac{1}{2} & m \neq 0 \\ \pm \frac{1}{2}, 0 & m = 0 \end{cases}$$

Con esto indique a qué elementos en la tierra corresponden los primeros 3 gases nobles de esa galaxia y grafique los PI de los primeros 22 elementos.

Solución:

Realizamos una tabla para ordenarnos mejor:

n	l	m	electrones por orbital
1	0	-1, 0, +1	2
	1	0	3
2	0	-2, -1, 0, +1, +2	2
	1	-1, 0, +1	2
	2	0	3
3	0	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2
	1	-2, -1, 0, +1, +2	2
	2	-1, 0, +1	2
	3	0	3

Los gases nobles en esa galaxia, serán los que tengan llenos todos los subniveles de un mismo n. Es decir:

$$1s^6 1p^3$$

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

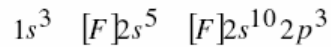
$$1s^6 1p^3 2s^{10} 2p^6 2d^3 3s^{14} 3p^{10} 3d^6 3f^3$$

Es decir, el primer gas noble tiene Z=9 (Flúor), el segundo tiene Z=28 (Níquel) y el tercero tiene Z=61 (Promecio).

Sin necesidad de escribir todas las configuraciones, nos damos cuenta de los elementos que tienen características especiales: semicapa llena, subnivel completo y capa completa (gas noble). Experimentalmente y suponiendo igual propiedad que en la Tierra, el primer potencial de Ionización aumenta con el período (n) y con el grupo (l). Siendo los que tienen

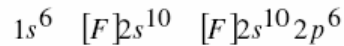
mayor *PI* los gases inertes y con menor *PI* los metales alkali del grupo IA (Ojo: esto es en la tierra).

A continuación, veremos los casos donde se produce semicapa llena.



Que corresponden a $Z=3$ (Litio), $Z=14$ (Silicio), $Z=22$ (Titanio)

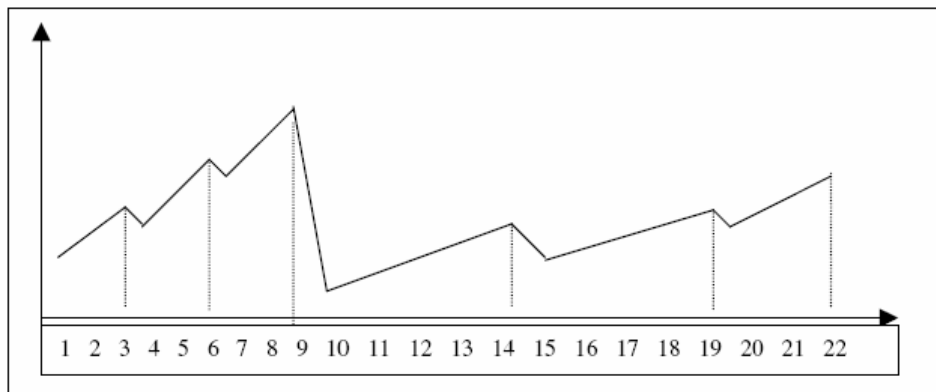
Y en los casos de subnivel completo:



Corresponden a $Z=6$ (Carbono), $Z=19$ (Potasio), $Z=23$ (Vanadio)

Entonces con ésta información el gráfico quedaría así:

Gráfico de *PI* vs *Z*



Explicación: El *PI* siempre aumenta con el grupo (aumento de la carga efectiva), pero va disminuyendo con el período. Al igual que en la Tierra, el gas noble ($Z=9$ Flúor) tiene mayor potencial de ionización. El elemento con $Z=3$ (Litio) tiene mayor energía que el $Z=4$ (Berilio), puesto que su configuración de semicapa-llena le da mayor estabilidad y por lo mismo es más difícil arrancar un electrón, el mismo fenómeno ocurre en $Z=14$ (Silicio) y $Z=15$ (Fósforo), así como en los subniveles *s* y *p* completos $Z=6$ (Carbono) y $Z=19$ (Potasio).

La gran caída que se produce de $Z=9$ a $Z=10$ (Neón), se debe a que los electrones de la capa anterior ($n=1$) apantallan muy fuerte al electrón ($n=2$).

P2. Ahora, si las energías de los orbitales de los átomos polielectrónicos están dadas por la siguiente fórmula (restricciones sobre números cuánticos iguales a la tierra):

$$E_{n,l} = -R \left(\frac{Z - l \cdot (l+1)}{n} \right)^2$$

Escriba las configuraciones electrónicas en estado basal para el B(Z=5) y C(Z=6).

Solución:

Para el Boro

$$E_{1s} = E_{1,0} = -R \left(\frac{5-0}{1} \right)^2 = -25 \cdot R$$

$$E_{2s} = E_{2,0} = -R \left(\frac{5-0}{2} \right)^2 = -6,25 \cdot R$$

$$E_{2p} = E_{2,1} = -R \left(\frac{5-1 \cdot (1+1)}{2} \right)^2 = -2,25 \cdot R$$

$$E_{3s} = E_{3,0} = -R \left(\frac{5-0}{3} \right)^2 = -2,78 \cdot R$$

$$Be(1s^2)(2s^2)(3s^1)$$

Para el Carbono

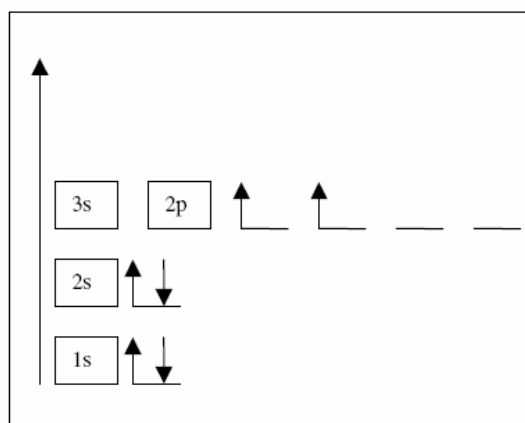
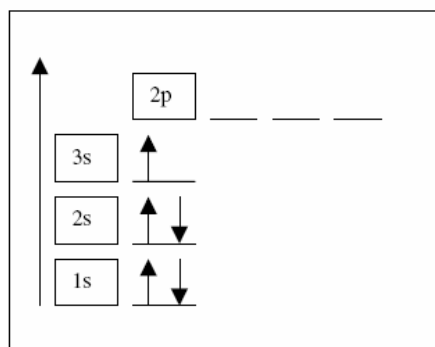
$$E_{1s} = E_{1,0} = -R \left(\frac{6-0}{1} \right)^2 = -36 \cdot R$$

$$E_{2s} = E_{2,0} = -R \left(\frac{6-0}{2} \right)^2 = -9 \cdot R$$

$$E_{2p} = E_{2,1} = -R \left(\frac{6-2}{2} \right)^2 = -4 \cdot R$$

$$E_{3s} = E_{3,0} = -R \left(\frac{6-0}{3} \right)^2 = -4 \cdot R$$

$$C(1s^2)(2s^2)(3s^1)(2p^1)$$



Regla de Slater:

1. Escribir la configuración electrónica del átomo en el orden siguiente $(1s)(2s,2p)(3s,3p)(3d)(4s,4p)(4f,4d)(5s,5p)$
2. Electrones situados en un grupo superior no se toman en cuenta.
3. Para electrones de un orbital ns o np
 - a. Cada uno de los electrones del mismo grupo ns,np contribuyen 0.35
 - b. Cada uno de los electrones en un grupo $n-1$ contribuye 0.85
 - c. cada uno de el/los grupo(s) anterior contribuye 1.00
4. Para nd o nf , cada electron del grupo contribuye 0.35, los que están en un nivel inferior contribuyen 1.00.

P3. Estime la carga efectiva de todos los electrones del potasio ($Z=19$)

Solución: La configuración electrónica del Potasio:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$Z^* = (Z - \sigma)$$

$$q_{eff} = eZ^*$$

$$\sigma_{4s} = (8 \cdot 0.85) + (10 \cdot 1) = 16.8 \rightarrow Z^* = (Z - \sigma) = 2.20 \rightarrow q_{eff} = 3.52 \cdot 10^{-19} Cb$$

$$\sigma_{3p} = \sigma_{3s} = (7 \cdot 0.35) + (8 \cdot 0.85) + 2 = 7.25 \rightarrow Z^* = (Z - \sigma) = 11.75 \rightarrow q_{eff} = 1.88 \cdot 10^{-18} Cb$$

$$\sigma_{2p} = \sigma_{2s} = (7 \cdot 0.35) + (2 \cdot 1) = 4.45 \rightarrow Z^* = (Z - \sigma) = 14.55 \rightarrow q_{eff} = 2.32 \cdot 10^{-18} Cb$$

$$\sigma_{1s} = (0.35 \cdot 1) = 0.35 \rightarrow Z^* = (Z - \sigma) = 18.65 \rightarrow q_{eff} = 2.98 \cdot 10^{-20} Cb$$

Como conclusión el Z efectivo aumenta con el grupo (ya que el apantallamiento es constante para un período).

P4. Los elementos A y B poseen los siguientes potenciales de Ionización (en eV)

	PI ₁	PI ₂	PI ₃	PI ₄	PI ₅
A	5	47	72	99	138
B	8	25	38	259	340

Sabiendo que Z(A) y Z(B) son menores a 14, diga a qué elementos corresponden A y B.

Solución:

Lo primero, deben saber que siempre todos los potenciales de ionización (excepto el último, el que corresponde a un hidrogenoide) son positivos. Sabemos que los elementos con mayor PI, son los gases nobles o inertes y los con menor PI son los metales alkali (Grupo IA). Entonces, si tenemos un quinto PI, el átomo tiene que tener mínimo 5 electrones. Acotamos nuestro problema a $4 < Z(A), Z(B) < 15$

Vemos que en el metal A, la diferencia entre el primer potencial de ionización y el segundo es muy grande, por lo que podemos suponer que el segundo potencial corresponde al de un gas inerte. Como $4 < Z < 15$, el único gas que nos sirve es el Neón (Z=10). Es decir el elemento A tiene configuración electrónica:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

La cual corresponde al Sodio (Na), Z=11.

Para el elemento B, nos damos cuenta que el cuarto Potencial de Ionización, corresponde a un gas inerte. O sea las posibilidades son Z(He)+3, ó Z(Ne)+3. Es decir Z=5 (Boro), o Z=13 (Aluminio). Si fuera el boro, entonces el quinto potencial de ionización correspondería al de un átomo hidrogenoide con Z=5.

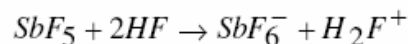
$$PI_5 = |E_{bohr}| = \left| -R \left(\frac{Z}{n} \right)^2 \right| [eV]$$

$$PI_5 = 13.6 \left(\frac{5}{1} \right)^2 = 13.6 \cdot 25 = 340 [eV]$$

Lo cual corresponde al quinto Potencial de Ionización. Entonces el elemento B corresponde al Boro (Z=5).

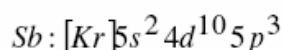
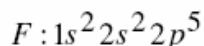
$$1s^2 2s^2 2p^1$$

P1. El pentafluoruro de Antimonio (SbF_5) es un superácido, o sea es una sustancia que



puede actuar como ácido en presencia de sustancias que nunca se comportan como bases. Indique la geometría de cada una de las especies en la reacción. Sb(Z=51), F(Z=9), H(Z=1)

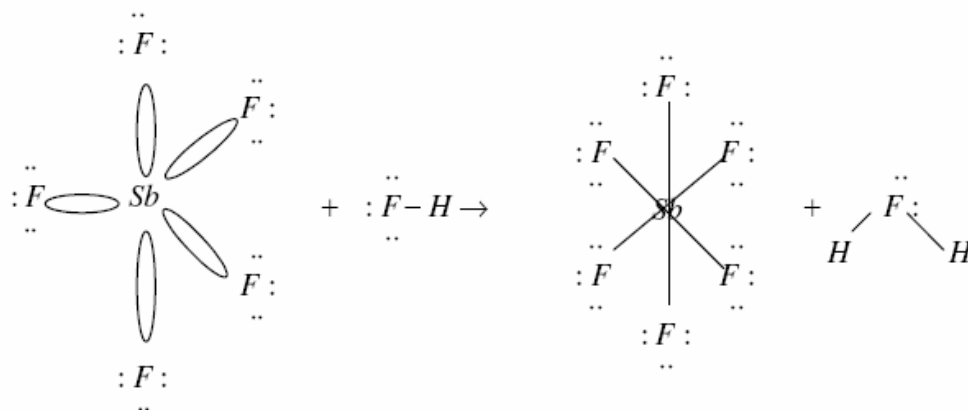
Respuesta: Vemos las configuraciones electrónicas de cada elemento para así determinar los electrones de valencia.



Es decir, el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia, el antimonio 5 y el flúor 7.

	SbF_5	HF	SbF_6^-	H_2F^+
e octeto	$8+8 \cdot 5=48+2$	$2+8=10$	$8+8 \cdot 6=56+2+2$	$2 \cdot 2+8=12$
e valencia	$5+7 \cdot 5=40$	$1+7=8$	$5+42+1=48$	$1 \cdot 2+7-1=8$
EO-EV	8 10	2	8 12	4
nº enlaces	4 5	1	4 6	2
nº electrones libres	32 30	6	40 36	4
Geometría	Pirámide Trigonal	Mol. Diatómica	Octaédrica	Tetraédrica

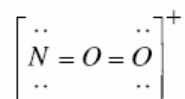
Notemos que expandimos el octeto en SbF_5 y en SbF_6^- puesto que el número de enlaces calculado inicialmente era menor que el número de elementos a enlazar.



P2. Usando los modelos de Estructuras de Lewis, Cargas Formales y Repulsión de pares, explique cual sería la fórmula estructural, dando los ángulos aproximados y la longitud relativa de los enlaces de NO_2^+ , N_2O y NO_2^- . N(Z=7) O(Z=8).

Solución: Si hacemos configuraciones electrónicas, tenemos que el Oxígeno tiene 6 electrones de valencia y el Nitrógeno 5.

NO_2^+ , tiene $8+8-2=24$ electrones de octeto, $5+6-2-1=16$ electrones de valencia. O sea tiene 4 enlaces y 8 electrones libres.

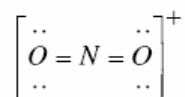


$$CF(N): 5-4-2=-1$$

$$CF(=O): 6-0-4=+2$$

$$CF(O'): 6-2-4=0$$

No funciona porque el átomo con mayor electronegatividad queda con carga formal negativa (Oxígeno).

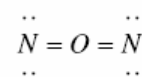


$$CF(N)=5-0-4=+1$$

$$CF(O)=6-4-2=0$$

ésta es la más probable, puesto que tiene CF pequeñas y se cumple que la suma de cargas formales es igual a la carga de la molécula. La geometría de esta molécula será LINEAL, con ángulo en el átomo central de 180° .

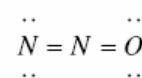
N_2O , tiene 24 electrones para octetos, 16 electrones de valencia. Es decir tiene 4 enlaces y 8 electrones libres.



$$CF(O): 6-0-4=+2$$

$$CF(N): 5-4-2=-1$$

No resulta porque CF del átomo más electronegativo es positiva.



$$CF(=N): 5-0-4=+1$$

$$CF(N): 5-4-2=-1$$

$$CF(O): 6-4-2=0$$

Ésta si funciona, y tiene geometría LINEAL con átomo central en 180° .

NO_2^- tiene 18 electrones de valencia, 24 de octetos. O sea tiene 3 enlaces y 12 electrones libres.



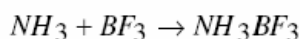
$$CF(\text{N}): 5 - 2 - 3 = 0$$

$$CF(\text{O}-): 6 - 6 - 1 = -1$$

$$CF(\text{O}=): 6 - 4 - 2 = 0$$

Los 2 tienen cargas formales pequeñas, la CF más negativa está en el elemento más electronegativo, la suma de todas las cargas formales corresponde a la carga del ión. Entonces... Cuál elijo? la respuesta es AMBAS. Puesto que ambas son resonantes.

P3. El trifluoruro de Boro (BF_3) es un gas que a temperatura y presión normales, reacciona violentamente con compuestos tales como el agua (H_2O) o el amoníaco (NH_3). Estos 2 últimos compuestos tienen pares de electrones libres. Considerando la siguiente reacción:

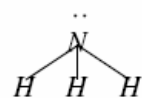


Dibuje la geometría de cada uno de los compuestos, explicitando ángulos.

$\text{N}(\text{Z}=7), \text{B}(\text{Z}=5), \text{H}(\text{Z}=1), \text{F}(\text{Z}=9)$.

Solución: Escribiendo la configuración electrónica, vemos que el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia, el Boro 3, el Nitrógeno 5 y el Flúor 7.

Para el amoníaco NH_3



$$EO: 8 + 2 \cdot 3 = 14$$

$$EV: 5 + 3 = 8$$

$$n^\circ \text{ enlaces: } 3$$

$$n^\circ \text{ e. libres: } 2$$

Los ángulos corresponden a 107° y la molécula es pirámide trigonal (AX_3E)

Para el trifluoruro de Boro BF_3

Primero tenemos...

$$EO: 8 \cdot 4 = 32$$

$$EV: 3 + 21 = 24$$

$$n^\circ \text{ enlaces: } 4$$

$$n^\circ \text{ e. libres: } 16$$

Hay veces que la regla del octeto no se cumple, ya hemos visto que algunas veces tenemos que "expandir el octeto", generalmente esto se da para elementos que están pasado el 3er período. Ahora, tenemos que contraer el octeto, es decir el Boro queda con déficit de electrones, es por esto que el BF_3 reacciona violentamente con compuestos que tienen

pares de electrones libres, porque busca de alguna forma suplir esa falta de electrones. Como regla un tanto general, los compuestos con Boro y Berilio como átomo central tienden a contraer el octeto.

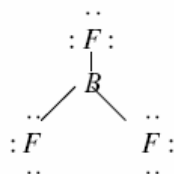
$$EO: 8 \cdot 4 = 32 - 2 = 30$$

$$EV: 3 + 21 = 24$$

n° enlaces: 3

n° e. libres: 18

Este sí resulta... tiene geometría angular AX3



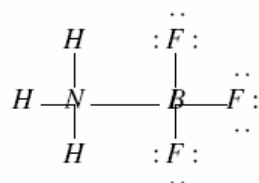
Ahora, para NH_3BF_3

$$EO: 46$$

$$EV: 32$$

n° enlaces: 7

n° e. libres: 18



P4. escriba las formas más estables de Carbono (Z=6), Oxígeno (Z=8), Nitrógeno (Z=7) y Flúor (Z=9).

Solución: Para esto usamos cargas formales... Sabiendo que la forma más estable es cuando las cargas formales son iguales a cero. Si escribimos la configuración electrónica, encontramos que el Carbono tiene 4 electrones de valencia, el Nitrógeno 5, el Oxígeno 6 y el Flúor 7.

$$CF = EV - EL - \frac{1}{2} EE$$

EV: Electrones de Valencia

NE: Número de enlaces

EL: Electrones Libres

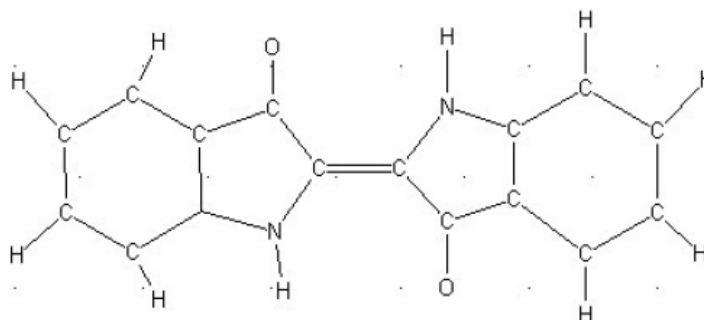
EE: Electrones enlazados

Tratamos de escribir

Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
$0=4-x-0.5 \cdot (8-x)$	$0=5-x-0.5 \cdot (8-x)$	$0=6-x-0.5(8-x)$	$0=7-x-0.5(8-x)$
$0=8-2 \cdot x-8+x$	$0=10-2x-8+x$	$0=12-2x-8+x$	$0=14-x-8+x$
$x=0$	$x=2$	$x=4$	$x=6$

Es decir, la forma más estable del Carbono es tener 4 enlaces y ningún electrón libre (AX_4) tetraédrica. Del Nitrógeno es tener 3 enlaces y 2 electrones libres AX_3E (pirámide trigonal). Al Oxígeno 2 enlaces, AX_2E_2 (angular). Y al Flúor... Lineal.

P5. El Indigo es la tintura que usan para colorear los blue jeans. El término azul marino fue creado al ocupar indigo en el proceso de tintura de los uniformes de la marina británica en el S XVIII. La estructura del Indigo es:



- Complete los enlaces y electrones libres que faltan en la molécula.
- Indique las otras estructuras resonantes.
- ¿Es una molécula plana?

Solución:

Contamos 10 Hidrógenos, 16 Carbonos, 2 Nitrógenos y 2 Oxígenos. Lo que nos indica...

$$EO: 10 \cdot 2 + (16 + 2 + 2) \cdot 8 = 180$$

$$EV: 10 \cdot 1 + 16 \cdot 4 + 2 \cdot 5 + 2 \cdot 6 = 96$$

$$180 - 96 = 84$$

$$n^{\circ} \text{ enlaces} = 42$$

$$n^{\circ} \text{ e. libres} = 12$$

Entonces... Según el dibujo, tenemos 34 enlaces... Por lo que tendremos que completar 8 enlaces y poner 12 electrones libres.

Primero vemos dónde podemos poner más enlaces... Ésto lo pueden saber de dos formas... Si conocen un poco de química orgánica, ven que parte de la molécula tiene una estructura parecida al benceno (mol. resonante)... de ahí todo sale fácil, ponen los enlaces que les faltan en los oxígenos y listo...

Ahora, por el camino más largo... Primero, no podemos poner más enlaces en los carbonos que tienen enlaces dobles, ni tampoco en las moléculas vecinas a ellas porque el octeto no se cumpliría... colocamos 6 enlaces en las estructuras hexagonales extremas, de tal forma que se cumpla el octeto... los dos que nos faltan se los ponemos a los oxígenos (¿Por qué no al Nitrógeno?: Porque el Hidrógeno que está unido al Nitrógeno forma duetos).

Ponemos electrones libres en los oxígenos (8) y los 4 restantes un par a cada Nitrógeno...

Si jugamos con los enlaces, nos damos cuenta que podemos formar hasta 4 estructuras resonantes...

Ahora separamos cada átomo como si estuviera solo... y vemos nuestra tabla AXE.

Las estructuras corresponden a moléculas angulares y angulares planas... O sea es plana...

