

Seminario 1

1.- Cuántos protones, neutrones y electrones hay en el:

a) Nitrógeno-14

Numero Atómico de Nitrógeno	7
Protones	7
Protones + Neutrones	14
Neutrones	7
Electrones	7

b) Nitrógeno-15

Numero Atómico de Nitrógeno	7
Protones	7
Protones + Neutrones	15
Neutrones	8
Electrones	7

c) Tántalo-179

Numero Atómico de Tántalo	73
Protones	73
Protones + Neutrones	179
Neutrones	106
Electrones	73

d) Uranio-234

Numero Atómico de Uranio	92
Protones	92
Protones + Neutrones	234
Neutrones	142
Electrones	92

e) Sodio-23 monopositivo

Numero Atómico de Sodio	11
Protones	11
Protones + Neutrones	23
Neutrones	12
Electrones del átomo	11
Electrones del cation (+1)	10

e) Oxígeno-16 dinegativo

Numero Atómico de Oxígeno	8
Protones	8
Protones + Neutrones	16
Neutrones	8
Electrones del átomo	8
Electrones del anion (-2)	10

2.- ¿Cuáles de los siguientes pares son isótopos?

Para evitar controversias se tomará como definición de **isótopos de un elemento aquellos átomos que contienen el mismo número atómico pero distinto número másico.**

	${}^2\text{H}^+$	${}^3\text{H}$		${}^3\text{He}$	${}^4\text{He}$
protones	1	1	protones	2	2
electrones	0	1	electrones	2	2
neutrones	1	2	neutrones	1	2
Z	1	1	Z	2	2
A	2	3	A	3	4



	^{12}C	$^{14}\text{N}^+$
protones	6	7
electrones	6	6
neutrones	6	7
Z	6	7
A	12	14

	^3He	$^4\text{He}^-$
protones	2	2
electrones	2	3
neutrones	1	2
Z	2	2
A	3	4

No

Si

3. El cobre tiene dos isótopos 69.09% de cobre-63 ($M_r = 62,9298$) y 30,91% de cobre-65 ($M_r = 64,9278$)

¿Cuál es la masa relativa (M_r) promedio del cobre?.

$$M_r = \left(62,9298 \times \frac{69,09}{100} \right) + \left(64,9278 \times \frac{30,91}{100} \right)$$

$$M_r = 43,4782 + 20,0692$$

$$M_r = \mathbf{63,5474}$$

4.- Si se desplazan a la misma velocidad

¿Quién tiene mayor longitud de onda, un electrón o un protón?

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



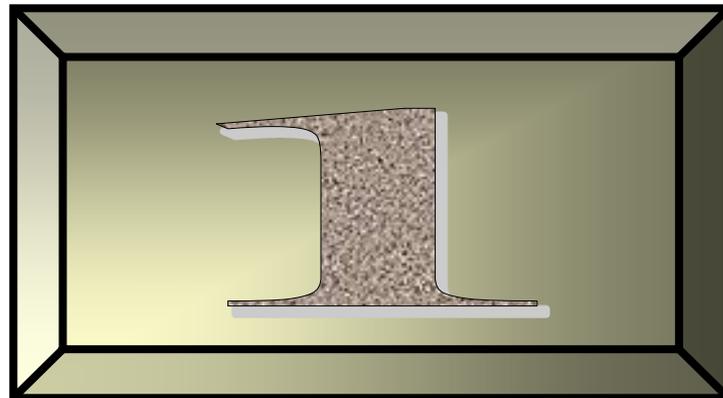
De Broglie

Un electrón ya que su masa es menor.

5.- Dar el valor del número cuántico azimutal y decir cuantos orbitales tiene cada una de las siguientes subcapas.

Número cuántico secundario o azimutal

	l	numero de orbitales
a) 3s	0	1
b) 4p	1	3
c) 5p	1	3
d) 3d	2	5
e) 2s	0	1
f) 5s	0	1
g) 4f	3	7



$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$$

s, p, d, f, ...

6.- ¿Es posible que existan en un átomo electrones con los números cuánticos $(1,1,1,1/2)$, $(2,-1,1,1/2)$, $(2,1,-1,1/2)$?

$(1,1,1,1/2)$ si $n = 1, l = 0$ no es posible

$(2,-1,1,1/2)$ si $n = 2, l = 0,1$ no es posible

$(2,1,-1,1/2)$ si $n = 2, l = 0,1, m = -1,0,-1$ y $s = \pm 1/2$
si es posible

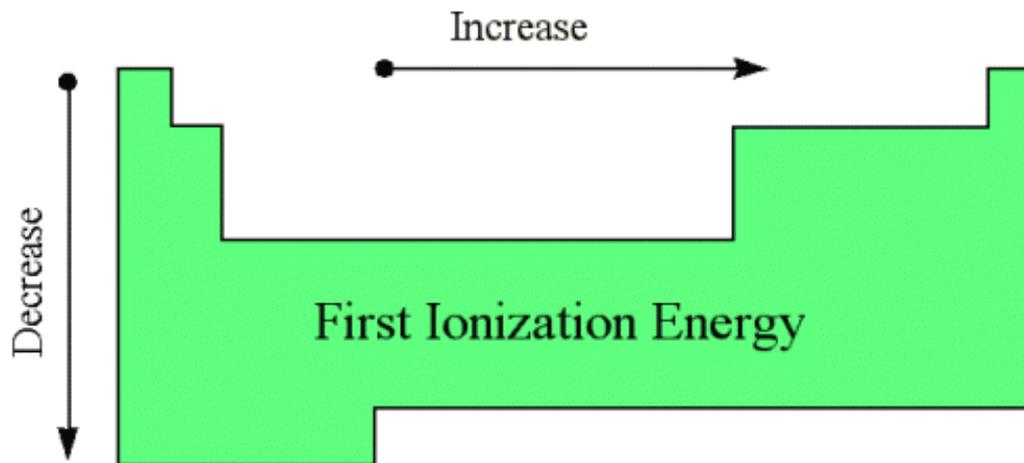
7.- Establezca la relación existente entre la carga nuclear efectiva y el tamaño de los átomos en un mismo grupo y en un mismo periodo.

A lo largo de un periodo el tamaño de los átomos disminuye ya que aumenta la carga nuclear efectiva, aumentando el efecto de atracción hacia los electrones a la vez que el apantallamiento es mínimo porque el electrón está alejado del núcleo.

A lo largo de un grupo pasamos de un nivel cuántico a otro superior, afecta al tamaño de los orbitales y por tanto al tamaño de los átomos.

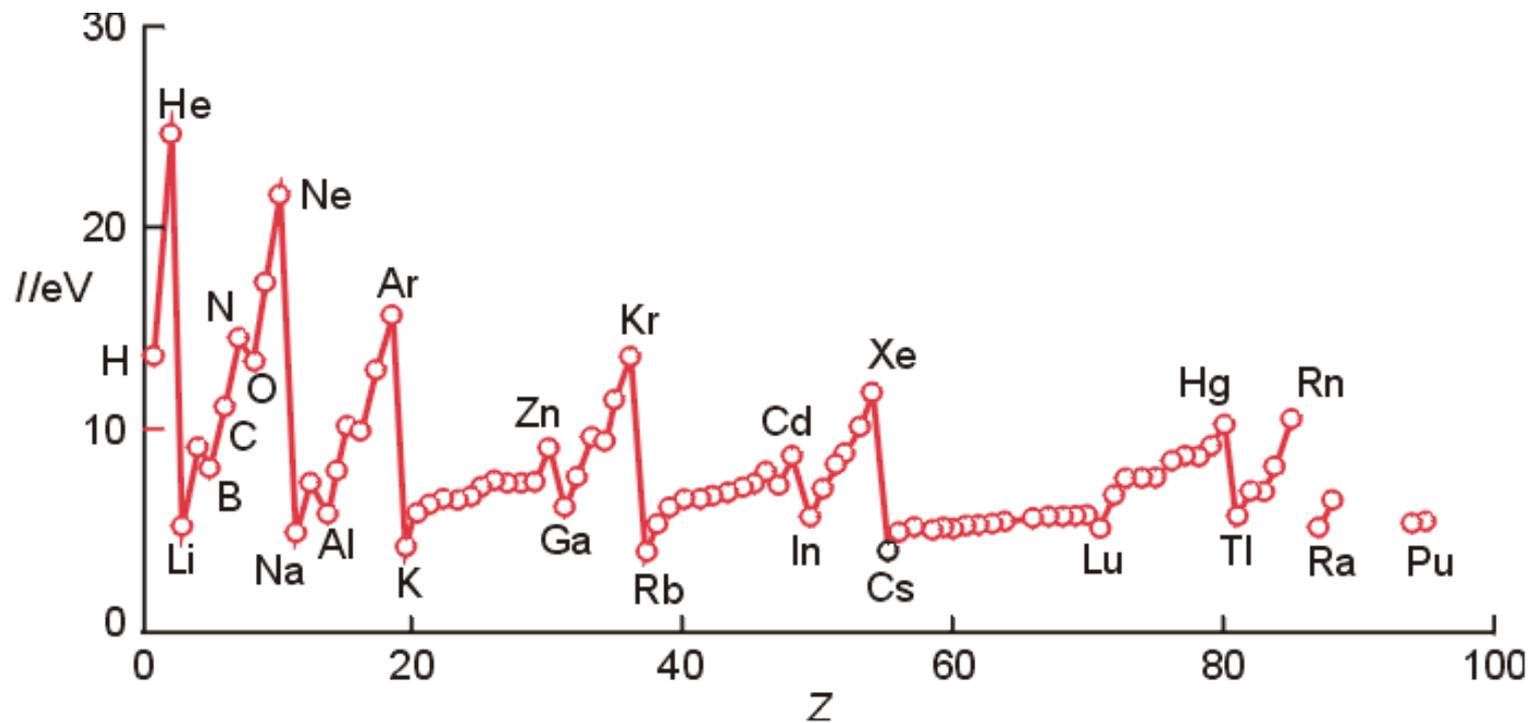
Excepciones en los elementos Al-Ga, Si-Ge, P-As el tamaño aumenta menos de lo esperado debido a la atracción scandia, se introducen en el periodo 10 elementos más que poco a poco van disminuyendo de tamaño compensando el aumento de carga.

8.- Justificar la variación general de PI a lo largo de un periodo y comentar las excepciones en esta variación al pasar de Be a B y de N a O en sus primeros PI.



General trends for the energy required to remove the first electron (first ionization energy) of an element

A lo largo de un periodo la carga nuclear efectiva aumenta y la distancia del electrón al núcleo disminuye, el núcleo ejerce por tanto mayor atracción.



Existen ciertas irregularidades que pueden ser justificadas por la estabilidad de los subniveles llenos o semillenos.

Las primeras energías de ionización de los elementos del grupo 13 B, Al, Ga, In, Tl son excepciones a las tendencias horizontales generales, son más bajas que los elementos del grupo 2 ya que tienen únicamente un electrón en sus orbitales **p** más externos.

Los elementos del grupo 15 presentan también valores altos, estos elementos tienen 3 orbitales **p** semiocupados, mientras que los elementos del grupo 16 tienen valores bajos, son también una excepción en la tendencia horizontal ya que arrancar un electrón significa llegar a tener 3 orbitales **p** semiocupados, situación más estable.

9.- Comentar la variación de los primeros PI a lo largo del grupo 13.

	B	Al	Ga	In	Tl
1° PI (kJ/mol)	801	578	579	558	589

De B a Al PI disminuye ya que aumenta el tamaño de los átomos y disminuye la carga nuclear efectiva.

De Al a Ga, PI se mantiene prácticamente idéntico ya que los volúmenes atómicos son casi iguales por la contracción del escandio.

De Ga a In, situación normal PI disminuye.

De In a Tl, prácticamente idéntico debido a la contracción lantanida.

10.- Comparar las electroafinidades de los siguientes pares de elementos.

a) Cl y F b) C y F c) $Z = 19$ y $Z = 55$ d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ y $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$

$AE(\text{Cl}) = -348 \text{ kJ/mol}$ $AE(\text{F}) = -322 \text{ kJ/mol}$ $AE(\text{C}) = -122 \text{ kJ/mol}$

- A) la electroafinidad del Cl es mayor ya que a lo largo de un grupo el tamaño aumenta.
- B) a lo largo de un periodo el tamaño disminuye, en este caso el F adquiere además configuración de gas noble
- C) Corresponderían a los elementos K y Cs respectivamente. Variación en un grupo.
- D) Elementos Te e I respectivamente. El I tiene una configuración electrónica más cercana a la de un gas noble ya que en un periodo la afinidad electrónica aumenta al avanzar en un periodo

Enlace covalente

11. Escribir la estructura Lewis para: HCN, NO, ICl_4^- , H_2CO (formaldehido), CH_3Cl , SiCl_4 .

HCN

$$\mathbf{N} = 1 \times 2 (\text{H}) + 1 \times 8 (\text{C}) + 1 \times 8 (\text{N}) = 18 e^-$$

$$\mathbf{D} = 1 \times 1 (\text{H}) + 1 \times 4 (\text{C}) + 1 \times 5 (\text{N}) = 10 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 18 - 10 = 8 e^- \text{ compartidos (4 pares)}$$

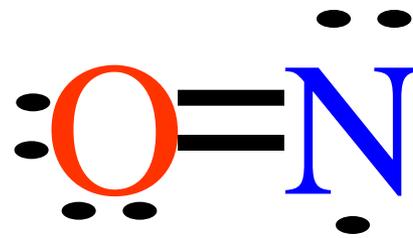
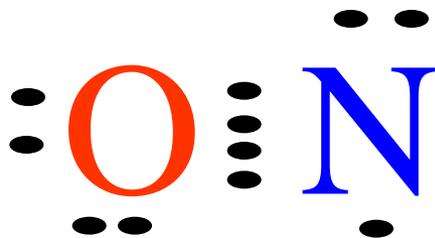


NO

$$\mathbf{N} = 1 \times 8 (\text{N}) + 1 \times 8 (\text{O}) = 16 e^-$$

$$\mathbf{D} = 1 \times 5 (\text{N}) + 1 \times 6 (\text{O}) = 11 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 16 - 11 = 5 e^- \text{ compartidos Número impar de electrones}$$





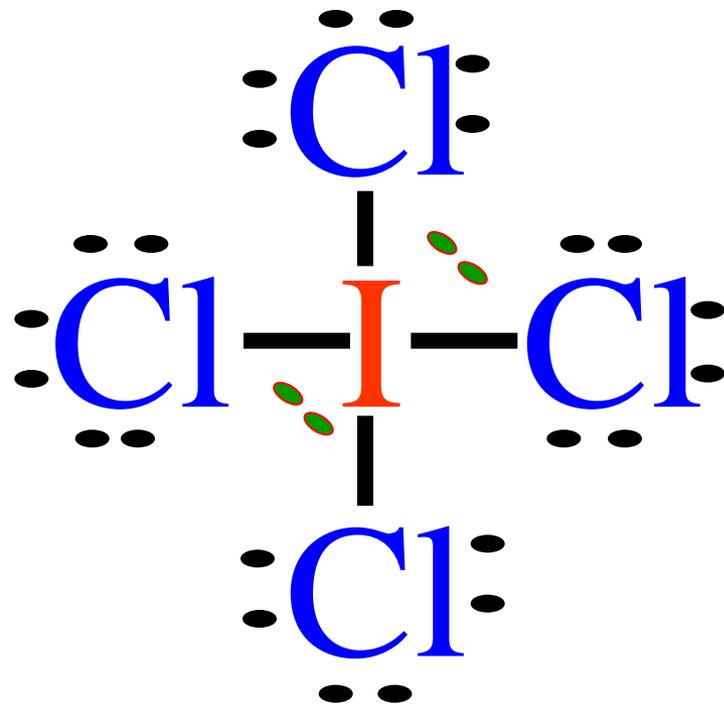
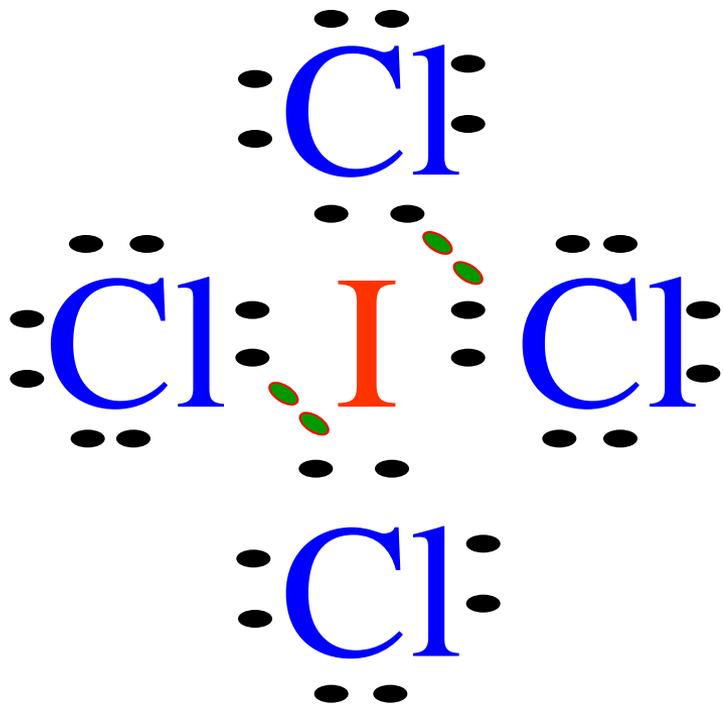
Octeto Expandido

$$\mathbf{N} = 1 \times 8 (\text{I}) + 4 \times 8 (\text{Cl}) = 40 e^-$$

Se aumenta a 4 pares compartidos

$$\mathbf{D} = 1 \times 7 (\text{I}) + 4 \times 7 (\text{Cl}) + 1 \times 1 (e^-) = 36 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 40 - 36 = 4 e^- \text{ compartidos (2 pares)}$$



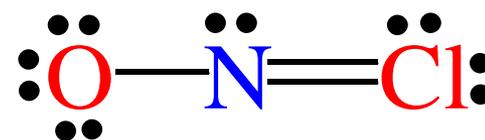
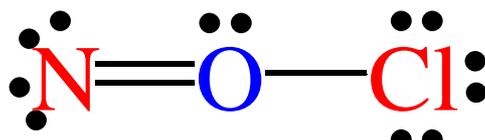
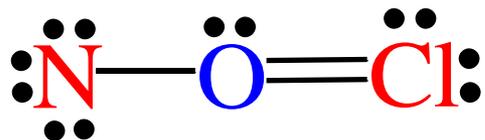
12. Escribir la Estructura de Lewis utilizando el concepto de carga formal.
NOCl cloruro de nitrosilo.



$$\mathbf{N} = 1 \times 8 (\text{N}) + 1 \times 8 (\text{O}) + 1 \times 8 (\text{Cl}) = 24 e^-$$

$$\mathbf{D} = 1 \times 5 (\text{N}) + 1 \times 6 (\text{O}) + 1 \times 7 (\text{Cl}) = 18 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 24 - 18 = 6 e^- \text{ compartidos (3 pares)}$$



e⁻ valencia

5

6

7

5

6

7

6

5

7

e⁻ asignados

7

5

6

6

5

7

7

5

6

-2

1

1

-1

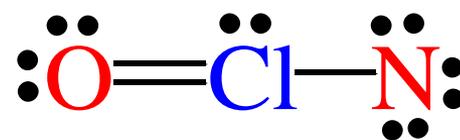
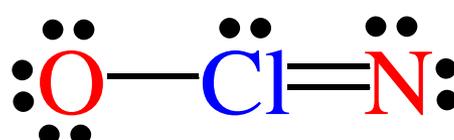
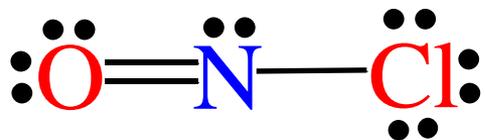
1

0

-1

0

1



e⁻ valencia

6

5

7

6

7

5

6

7

5

e⁻ asignados

6

5

7

7

5

6

6

5

7

0

0

0

-1

2

-1

0

2

-2

Estructura valida

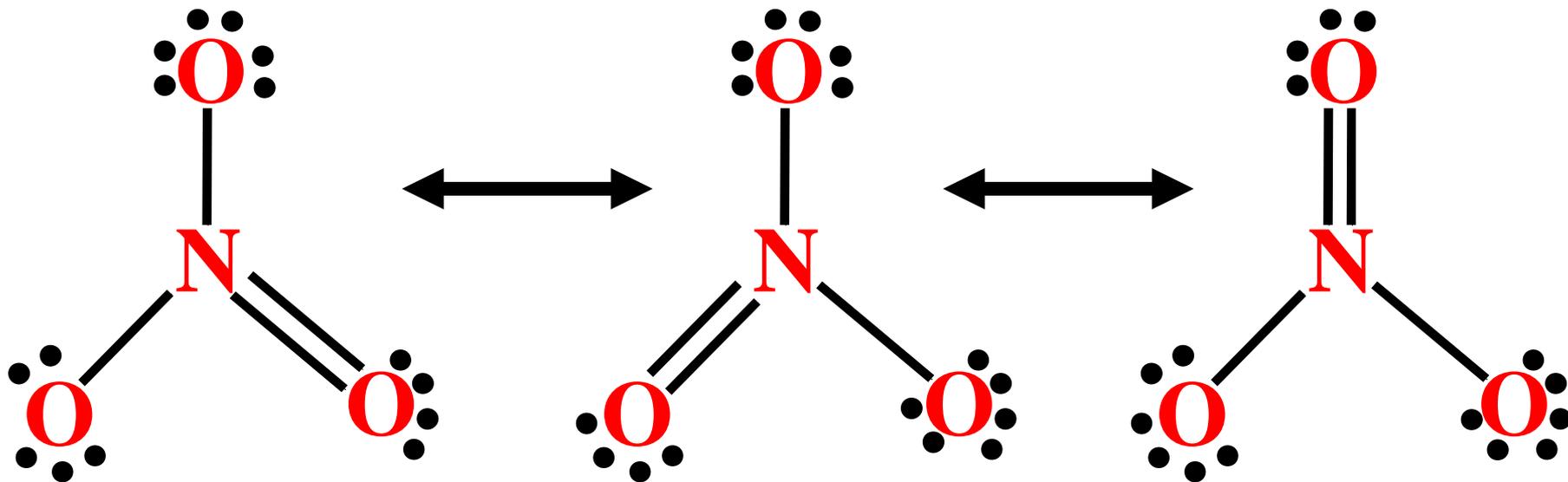
13. Escribir la Estructura de Lewis y las posibles formas resonantes para el ion nitrato NO_3^- ¿Qué significa el concepto de Resonancia?



$$\mathbf{N} = 1 \times 8 (\text{N}) + 3 \times 8 (\text{O}) = 32 e^-$$

$$\mathbf{D} = 1 \times 5 (\text{N}) + 3 \times 6 (\text{O}) + 1 \times 1 (e^-) = 24 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 32 - 24 = 8e^- \text{ compartidos (4 pares)}$$



14.-Definir octeto expandido, octeto incompleto, carga formal, par de enlace, par solitario.

Consiste en moléculas o iones en los que hay más de **8** electrones en la capa de valencia de un átomo.

Hay menos de 8 electrones alrededor de un átomo en una molécula o ion.

La carga formal de un átomo es la carga que tendría el átomo si todos los átomos tuviesen la misma electronegatividad.

La carga formal es igual al número de electrones de valencia del átomo aislado menos el número de electrones asignado al átomo en la estructura de Lewis.

Par de enlace: dos electrones enlazantes (compartidos)

Pares solitario. dos electrones que no están compartidos

15.-El nitrógeno forma el trifluoruro NF_3 mientras que NF_5 no existe. Del fósforo se conocen ambos PF_3 y PF_5 .

a) Describir las estructuras de NF_3 , PF_3 y PF_5 . b) Explicar el hecho de que PF_5 sea estable y no NF_5 .

c) A la luz de dichas explicaciones ¿Cuáles de las siguientes moléculas es de esperar que no existan OF_2 , OF_4 , OF_6 , SF_2 , SF_4 , SF_6 . Escribe, en cada caso, la estructura de Lewis acompañada de los comentarios oportunos.

El **N** es del segundo periodo y no puede expandir su octeto 8 (no tiene orbitales d disponibles)

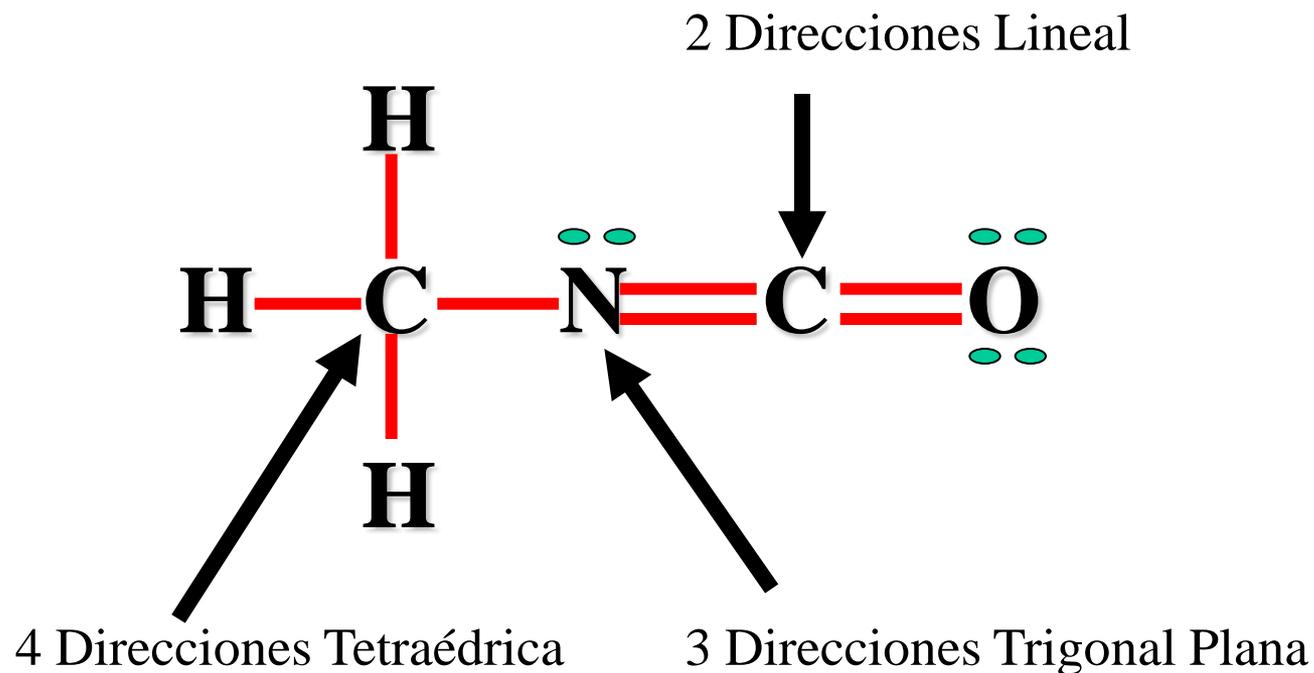
Por la misma razón **no existen** OF_6 y OF_4

16.-¿Que geometría será la más probable para la molécula CH₃NCO?

$$\mathbf{N} = 3 \times 2 (\text{H}) + 1 \times 8 (\text{O}) + 1 \times 8 (\text{N}) + 2 \times 8 (\text{C}) = 38 e^-$$

$$\mathbf{D} = 3 \times 1 (\text{H}) + 1 \times 6 (\text{O}) + 1 \times 5 (\text{N}) + 2 \times 4 (\text{C}) = 22 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 38 - 22 = 16 e^- \text{ compartidos (8 pares)}$$



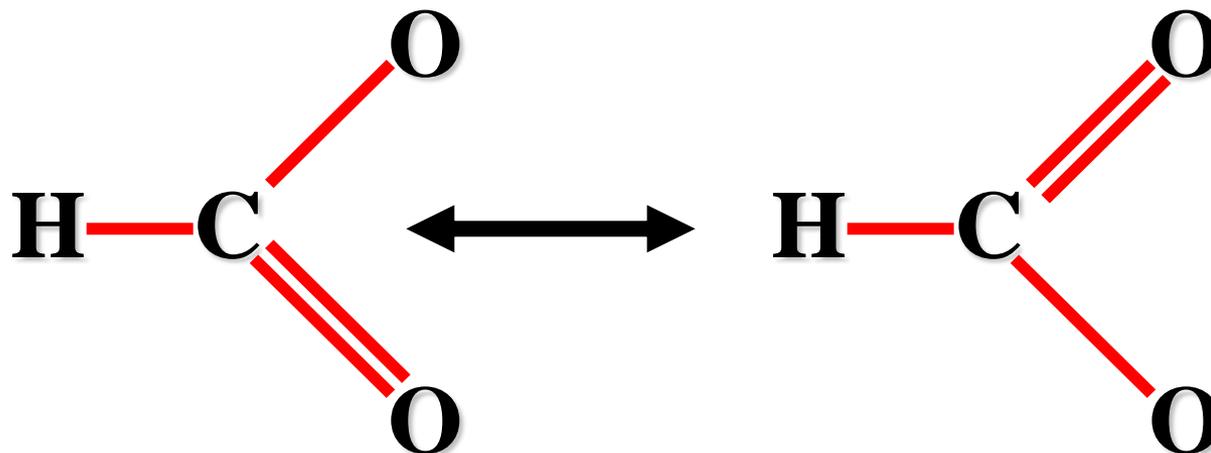
17.-Comparando las longitudes de los enlaces carbono-oxígeno en el anión formiato HCO_2^- y en el anión carbonato CO_3^{2-} ¿En qué ion es el enlace carbono-oxígeno más corto?

$$\mathbf{N} = 1 \times 2 (\text{H}) + 2 \times 8 (\text{O}) + 1 \times 8 (\text{C}) = 26 e^-$$

HCO_2^-

$$\mathbf{D} = 1 \times 1 (\text{H}) + 2 \times 6 (\text{O}) + 1 \times 4 (\text{C}) + 1 \times 1 (e^-) = 18 e^-$$

$$\mathbf{C} = \mathbf{N} - \mathbf{D} = 26 - 18 = 8 e^- \text{ compartidos (4 pares)}$$



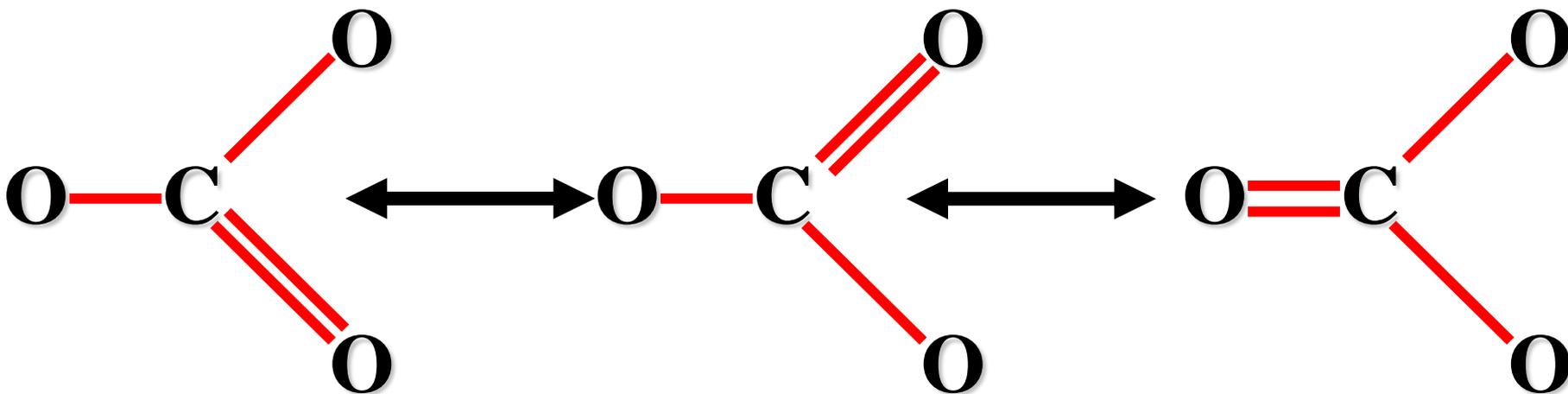
$$\text{Orden de enlace C-O} = (2 + 1) / 2 = 1,5$$



$$N = 3 \times 8 (\text{O}) + 1 \times 8 (\text{C}) = 32 e^-$$

$$D = 3 \times 6 (\text{O}) + 1 \times 4 (\text{C}) + 2 \times 1 (e^-) = 24 e^-$$

$$C = N - D = 32 - 24 = 8 e^- \text{ compartidos (4 pares)}$$



$$\text{Orden de enlace C-O} = (2 + 1 + 1) / 3 = 1,33$$

19.-Prediga la estructura de Lewis de los siguientes compuestos, comentando posteriormente la geometría de pares de electrones y la geometría de la molécula

SO₂, Geometría par electrones = trigonal planar; Geometría molécula = Angular

AsH₃, Geometría par electrones = Tetraédrica; Geometría molécula = piramidal

OF₂, Geometría par electrones = Tetraédrica; Geometría molécula = angular

SF₄, Geometría par electrones = Bipirámide trigonal; Geometría molécula = Balancín

ClF₃, Geometría par electrones = Bipirámide trigonal; Geometría molécula = Forma T

NH₄⁺, Geometría par electrones = Tetraédrica; Geometría molécula = Tetraédrica

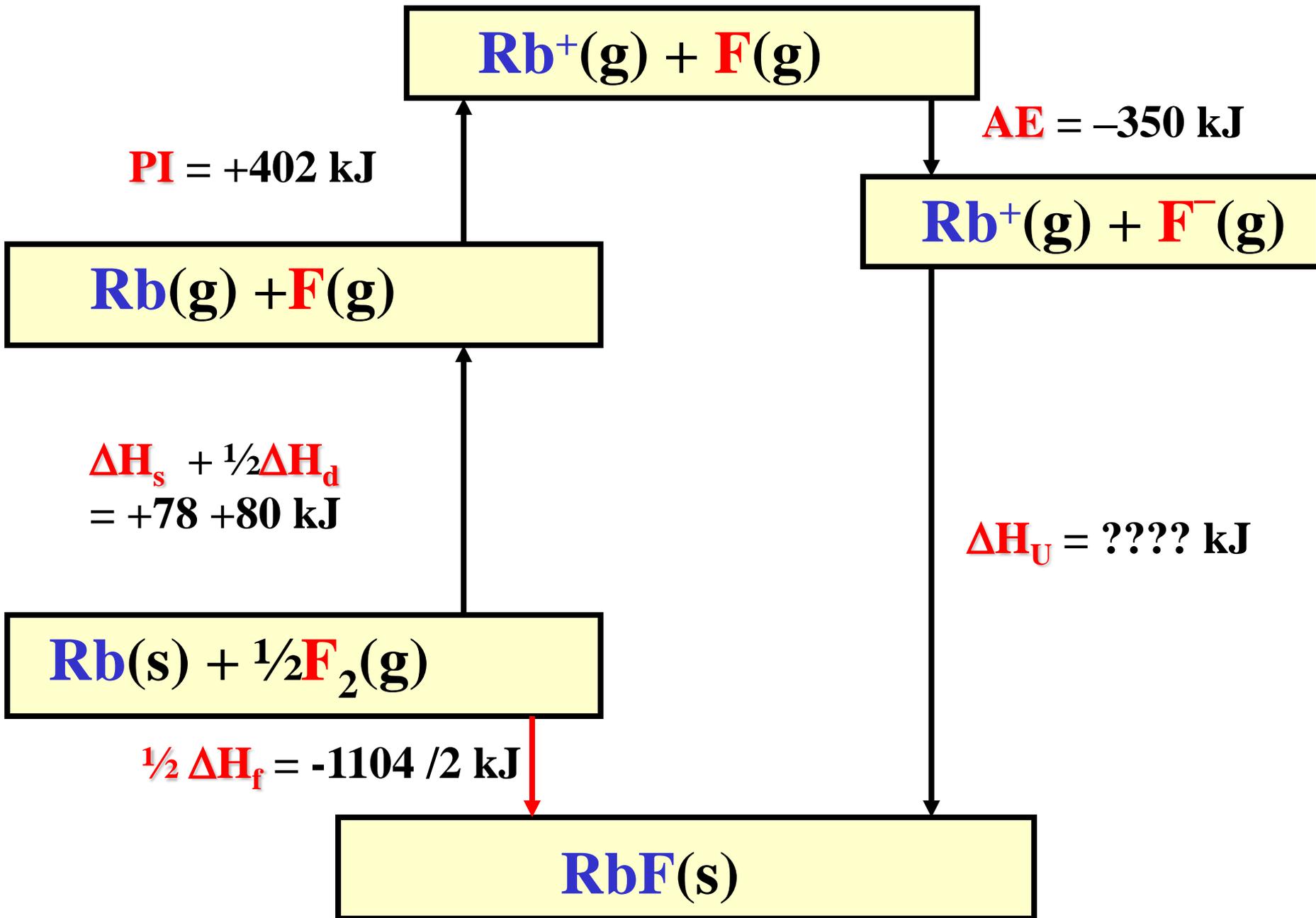
I₃⁻, Geometría par electrones = Bipirámide trigonal; Geometría molécula = Lineal

H₃O⁺ Geometría par electrones: Tetraédrica; Geometría molécula = piramidal

Estructura Molecular. Enlace Iónico

21.- Calcular la Energía de red de RbF a partir de los siguientes datos de entalpía:

	$\Delta H^\circ(\text{kJ/mol})$
$\text{Rb(s)} \longrightarrow \text{Rb(g)}$	78
$\text{Rb(g)} \longrightarrow \text{Rb}^+(\text{g})$	402
$\text{F}_2 \longrightarrow 2\text{F (g)}$	160
$\text{F (g)} + \text{e}^- \longrightarrow \text{F}^- (\text{g})$	-350
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{Rb(s)} \longrightarrow 2\text{RbF(s)}$	-1104



$$\Delta H_U = \frac{1}{2} \Delta H_f - \Delta H_S - \frac{1}{2} \Delta H_D - AE - PI$$

$$\Delta H_U = \frac{1}{2} (-1104) - (78) - \frac{1}{2} (160) - (-350) - (402) = \mathbf{-762 \text{ kJ/mol}}$$

22. Calcular el valor de la afinidad electrónica del Cl a partir de los siguientes datos:

Entalpía de formación del KCl -436 kJ/mol

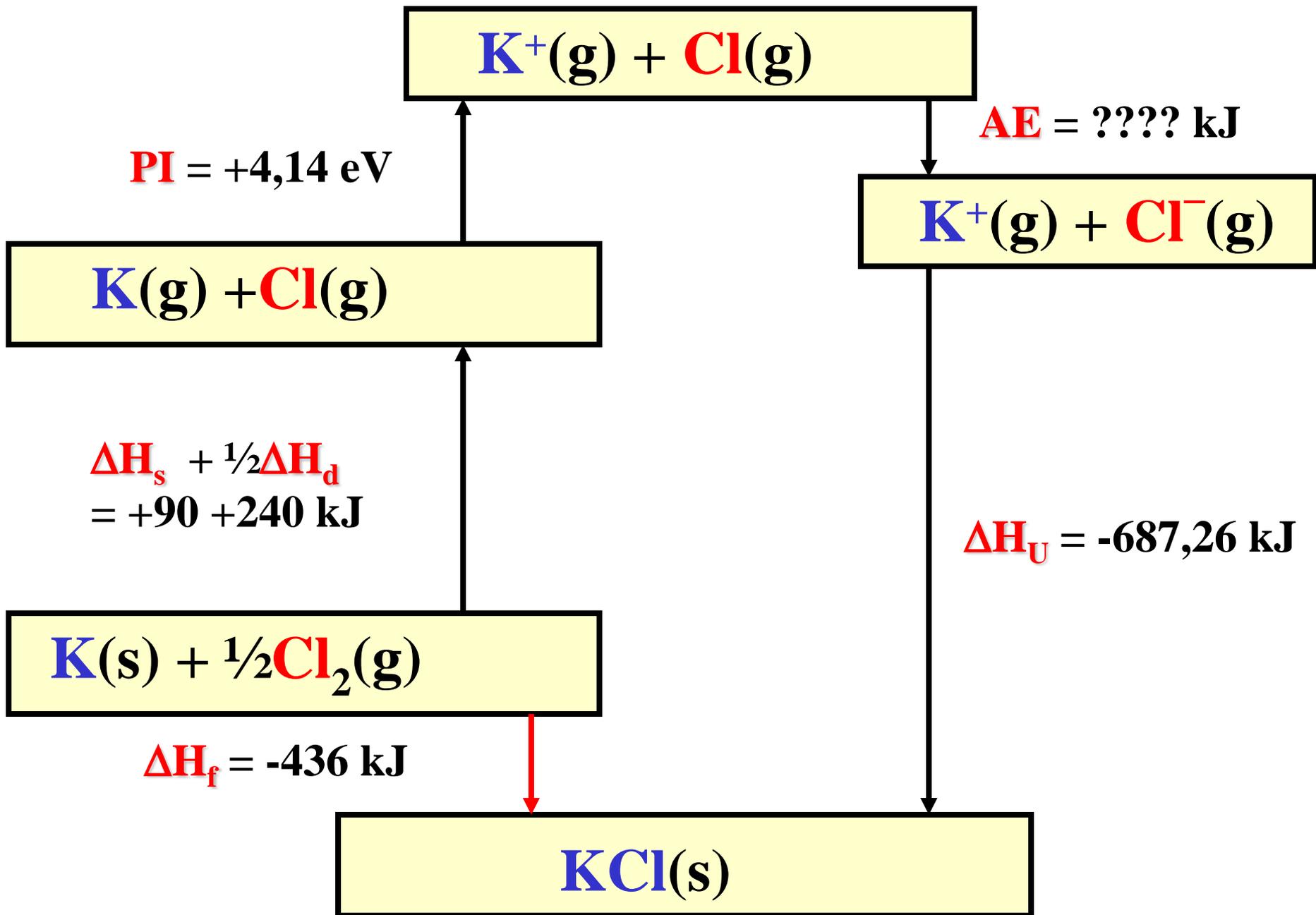
Entalpía de sublimación del potasio 90 kJ/mol

Potencial de Ionización del potasio $4,14$ eV

Entalpía de disociación del Cl_2 240 kJ/mol

Entalpía de red del KCl $-687,26$ kJ/mol

$$1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_S + \frac{1}{2} \Delta H_D + AE + PI + \Delta H_U$$

$$AE = -\Delta H_S - \frac{1}{2} \Delta H_D - PI - \Delta H_U + \Delta H_f^\circ$$

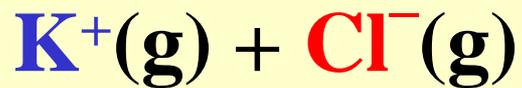
$$PI = 4,14 \times 1,602 \cdot 10^{-19} \times 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$PI = 399462 \text{ J/mol} = 399,462 \text{ kJ/mol}$$

$$AE = - (90) - \frac{1}{2} (240) - (399,462) - (-687,26) + (-436)$$

$$AE = -358 \text{ kJ/mol}$$

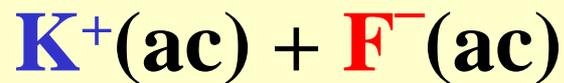
23. Calcular el calor de disolución del KF a 298 °C sabiendo que a esa temperatura la energía de red del compuesto es 191 kcal/mol y las entalpías de solvatación del K⁺ y F⁻ son -84 y -113 kcal/mol respectivamente.



$$\Delta H_{\text{U}} = +191 \text{ kcal}$$



$$\Delta H_{\text{d}} = \text{????} \text{ kcal}$$



$$\begin{aligned} &\Delta H_{\text{h}}(\text{K}^+) + \\ &\Delta H_{\text{h}}(\text{F}^-) \\ &= -84 - 113 \text{ kcal} \end{aligned}$$

$$\Delta H_d = \Delta H_U + \Delta H_H(\text{F}^-) + \Delta H_H(\text{K}^+)$$

$$\Delta H_d = (191) + (-84) + (-113) = -6 \text{ kcal/mol}$$

Al disolver KF la disolución se calienta levemente, se desprenden 6 kcal/mol.

24. Escribir las formulas de los haluros (aniones de los halogenos) con catión del grupo 1 en los anión y catión sean isoelectrónicos

NaF, KCl, RbBr, CsI.

25. Según los siguientes datos experimentales:

Compuesto	Punto de fusión (°C)	Solubilidad en agua (g/100ml a 20°C).
KCl	776	34,7
KBr	730	53,5
KI	686	127,5

Relacionar el orden de los puntos de fusión y solubilidad encontrados con el previsto para la entalpía de red por la ecuación de Born-Landé. De acuerdo a lo que sabes. ¿Te hubiera sorprendido encontrar un orden de solubilidad contrario?

El aumento de la entalpía de red debe, producir un aumento del punto de fusión.

Según la ecuación de Born-Landé el aumento del radio al ir de KCl a KI disminuye la entalpía de red, lo que favorece la solubilidad, pero también hace menos exotérmica la hidratación de los iones, lo que la dificulta. Por ello, un aumento del radio puede tanto aumentar como disminuir la solubilidad.

26. Elige el compuesto de cada pareja que tenga mayor carácter iónico.

a) CaO o MgO b) MgO o MgS

Los aniones grandes y de alta carga son blandos, es decir, polarizables.

Los cationes pequeños y de alta carga polarizan más que los grandes cationes de baja carga.

El carácter iónico crece a medida que aumenta la diferencia de electronegatividad. La diferencia de tamaño entre Ca y Mg queda compensada por la menor electronegatividad del Ca....

CaO, (Ca es menos electronegativo que Mg)
MgO (O es más electronegativo que S)