

Propiedades Periódicas

Profesor Cátedra: Sr. Ricardo Letelier
Profesor Auxiliar: Magín Torres

Regla de Slater para coeficiente de Carga Efectiva:

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

Para nd o nf, cada electron del grupo contribuye 0.35, los que están en un nivel inferior contribuyen 1.00.

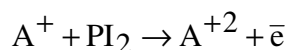
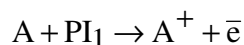
(P1 Control 1, Otoño 2004) El segundo potencial de Ionización de los elementos del segundo período son:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Nº Atómico	3	4	5	6	7	8	9	10
PI ₂ (KJ/mol)	7294	1756	2430	2354	2856	3396	3377	3986

Explique justificadamente lo siguiente:

- a) ¿Porqué el PI₂ del Li es mucho mayor que todos los demás elementos del período?
- b) ¿Porqué hay una tendencia eneral de aumento del PI₂ del Be al Ne?
- c) ¿Porqué PI₂ del C es ligeramente menor que el PI₂ del B?
- d) ¿Porqué PI₂ del F es casi el mismo valor del O (o ligeramente menor)?

Solución: Recordemos que:



Es decir para analizar los casos veremos las configuraciones electrónicas de los elementos con un electrón menos.

$$\text{Li}^+ = 1s^2 = \text{He}$$

$$\text{Be}^+ = 1s^2 2s^1 = \text{Li}$$

$$\text{B}^+ = 1s^2 2s^2 = \text{He}$$

$$\text{C}^+ = 1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^0 p_z^0 = \text{B}$$

$$\text{N}^+ = 1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^1 p_z^0 = \text{C}$$

$$\text{O}^+ = 1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^1 p_z^1 = \text{N}$$

$$\text{F}^+ = 1s^2 2s^2 2p_x^2 p_y^1 p_z^1 = \text{O}$$

$$\text{Ne}^+ = 1s^2 2s^2 2p_x^2 p_y^2 p_z^1 = \text{F}$$

- El PI_2 del Li es mayor que todos los demás porque corresponde al de un gas noble (He), recuerden que la configuración de capa completa otorga una energía extra (estabilidad) por lo que se necesita mayor energía para sacar al electrón de ese estado.
- Si nos damos cuenta, la configuración del Be^+ corresponde al del primer elemento del segundo período (Litio), y se nota una tendencia general de aumento porque el PI aumenta con el grupo (estaríamos corriendo en el período 2).
- Ésto se debe que PI_2 del B corresponde a sacar un electrón de una orbital s completo (subnivel s), recuerden que la configuración de un subnivel completo otorga un resto de energía de más.
- El PI_2 del F corresponde a sacar un electrón de una semicapa llena, recuerden que sacar un electrón de una configuración de semicapa llena requiere energía extra.

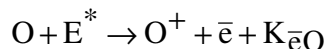
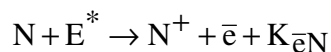
(P1.a Control 1, Primavera 2004) Al excitar átomos de Nitrógeno ($Z=7$) y de Oxígeno ($Z=8$) con una energía de valor único E^* y mayor que la necesaria para arrancar los electrones más externos, se registra que la energía cinética de los electrones liberados por el O es mayor que la de aquellos liberados por N. Fundamente lo anterior en forma breve.

Solución: Si estamos arrancando electrones, entonces esa energía corresponde a un potencial de Ionización (primero). Suponemos la energía se conserva, entonces:

$$E^* = (PI)_1 + K_{\bar{e}}$$

$$E^* > (PI)_1$$

Y podemos ver el problema como sigue.



Si vemos las configuraciones electrónicas del Nitrógeno y del Oxígeno, nos damos cuenta que el Nitrógeno posee configuración electrónica de semicapa llena, es decir es más difícil sacar el último electrón del Nitrógeno que del Oxígeno, o sea:

$$(PI)_N > (PI)_O$$

$$-(PI)_N < -(PI)_O$$

$$E^* - (PI)_N < E^* - (PI)_O$$

$$K_{\bar{e}N} < K_{\bar{e}O}$$

lo que concluye la demostración.

Las especies Na (Z=11) Mg⁺(Z=12) Al²⁺(Z=13) y Si³⁺ (Z=14) son isoelectrónicas (tienen la misma cantidad de electrones, por ende igual configuración electrónica). Indique la especie con menor carga nuclear efectiva y la especie de mayor tamaño.

Solución: Acá recurrimos a la constante de apantallamiento de Slater, la calculamos para el último electrón de las especies (que es el mismo).

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

$$\sigma_{3s^1} = (0 \cdot 0.35) + (0.85 \cdot 8) + (1 \cdot 2) = 8.8$$

$$q_{\text{eff}} = e \cdot Z^*$$

$$e = 1.6 \times 10^{-19} \text{ Cb}$$

Vemos que la constante de apantallamiento es la misma para todas las especies y que si estamos parados en un período, el Z aumenta con el grupo; por lo que el elemento con menor Z efectivo (por ende con menor carga efectiva) será el Sodio Na (Z=11).

Recuerden que aunque tengan la misma cantidad de electrones (isoelectrónicas), no poseen la misma cantidad de protones y neutrones (distinto Z).

Para ver el tamaño recurrimos a la fórmula de radio atómico de Bohr, radio medio o propiedades periódicas (cualquiera de las tres sirve):

$$R_{\text{bohr}} = a_0 \left(\frac{n}{Z} \right)^2$$

$$\langle r \rangle = \frac{1}{2} a_0 \cdot (3n^2 - 1 \cdot (l+1))$$

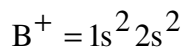
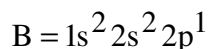
En ambas fórmulas vemos que para un período (n fijo), si aumentamos Z (o sea vamos de grupo en grupo), el radio se hace pequeño. La fórmula de radio medio explica el concepto de que los orbitales se contraen cuando vamos recorriendo un período. Entonces, el radio aumenta con el período y disminuye con el grupo... Recuerden que el radio de los cationes es menor que el radio de los aniones.

Suponga que la energía de separación para subniveles s,p,d,f... depende de los números cuánticos n y ℓ , y toma el siguiente valor:

$$E_{n,\ell} = -13.6 \cdot \left(\frac{Z}{n + \ell^2} \right)^2 [\text{eV}]$$

Con ésto, calcule el primer y segundo Potencial de Ionización del Boro (Z=5), y la afinidad electrónica del Flúor (Z=9).

Solución: Escribimos la configuración electrónica del Boro.



Para calcular potencial de ionización, calculamos la diferencia entre la energía del último electrón y la energía del electrón en el infinito (cero). El último electrón del B, se encuentra en $n=2$, $\ell=1$. Es decir, el primer potencial es:

$$(\text{PI})_1 = E_{2,1} = 13.6 \cdot \left(\frac{5}{2+1} \right)^2 = 37.78 [\text{eV}]$$

Ahora el último electrón se encuentra en un orbital s, es decir $n=2$, $\ell=0$.

$$(PI)_2 = E_{2,0} = 13.6 \cdot \left(\frac{5}{2}\right)^2 = 85[\text{eV}]$$

La afinidad electrónica del Flúor corresponde a la diferencia entre la energía del electrón en el infinito (cero) y entre la energía del electrón en un orbital 2p (Recuerden que siempre la primera afinidad electrónica es negativa, libera energía y se estabiliza). Puesto que la configuración electrónica del Flúor es:

$$F = 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$E_{2,1} = -13.6 \cdot \left(\frac{9}{2+1}\right)^2 = -122.4[\text{eV}]$$

El primer potencial de Ionización para el átomo de helio es $PI=24,6$ eV. Suponga que la energía de repulsión entre los dos electrones del átomo de He puede estimarse como la diferencia entre la energía de ionización experimental y la energía de unión núcleo-electrón como si ambos electrones se movieran, sin repelerse entre sí, en una órbita de Bohr. Calcule esta energía de interacción.

Solución: Primero vemos que:

La energía de repulsión es siempre positiva (cargas iguales).

La energía de atracción es siempre negativa (cargas distintas).

La energía de un electrón es siempre negativa.

$$(E_{\text{repulsión}}) = (E_{\text{electrón}}) - (E_{\text{atracción}})$$

$$(E_{\text{electrón}}) = -(PI)_1$$

$$(E_{\bar{e}-\bar{e}}) = -(PI)_1 - (E_{n-\bar{e}}) = -(PI)_1 - \left(-13.6 \cdot \left(\frac{Z}{n}\right)^2\right)$$

$$(E_{\bar{e}-\bar{e}}) = -(24.6) - \left(-13.6 \cdot \left(\frac{2}{1}\right)^2\right) = 29.8[\text{eV}]$$

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

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

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

$$m = -(n-1), \dots, 0, \dots, +(n-1)$$

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

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:

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

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

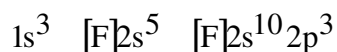
$$1s^6 1p^3 2s^{10} 2p^6 2d^3 3s^{14} 3p^{10} 3d^6 3f^3$$

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

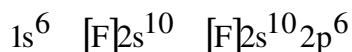
que tienen mayor PI los gases inertes y con menor PI los metales alkali del grupo IA (Ojo: esto es en la tierra).

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



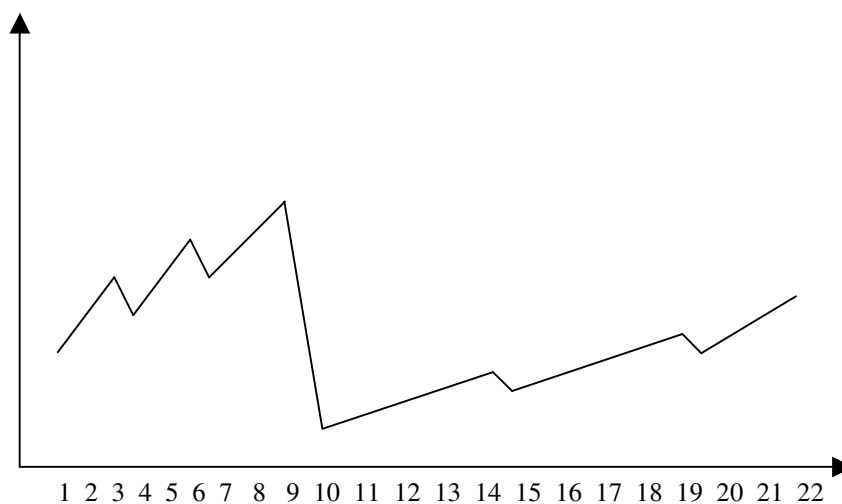
Que corresponden a Z=3 (Litio), Z=14 (Silicio), Z=22 (Titanio)

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:



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).

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):

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

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

Solución: Calculamos las energías. Por el ppio. de mínima energía, los orbitales se van llenando de menor a mayor energía.

Para el Boro, se tiene:

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

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

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

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

$$\text{Be}(1s^2)(2s^2)(3s^1)$$

Es decir acá los niveles energéticos se ordenan de la siguiente forma

$$1s < 2s < 3s < 2p \\ -25 < -6,25 < -2,78 < -2,25$$

Y para el Carbono, se tiene:

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

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

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

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

$$\text{C}(1s^2)(2s^2)(3s^1)(2p^1)$$

Acá los niveles se ordenan de la siguiente forma:

$$1s < 2s < 2p \ 3s$$

Como 2p y 3s tienen la misma energía, se ponen ambos (es decir hay cuatro "casillas").

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

Solución: La configuración electrónica del Potasio:

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

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

$$q_{\text{eff}} = e \cdot Z^*$$

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

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

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

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

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

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 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 $4 < Z(A,B) < 15$. 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:

La cual corresponde al Sodio (Na), $Z=11$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Para el elemento B, nos damos cuenta que el cuarto Potencial de Ionización, corresponde a un gas inerte. O sea las posibilidades son $Z(\text{He})+3$, ó $Z(\text{Ne})+3$. 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 $Z=5$.

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

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

Lo cual corresponde al quinto Potencial de Ionización. Entonces el elemento B corresponde al Boro ($Z=5$). $1s^2 2s^2 2p^1$

(P1 Control 2 Otoño 2005) En el planeta Zog, ya se han estudiado 9 elementos estables. Los datos de los elementos están dados en unidades que no existen en la tierra. Si sólo se sabe que el "Balonio" es un gas monoatómico con dos cargas positivas en su núcleo. Encuentre la equivalencia entre elementos Zogianos y Terrestres.

Nombre Zogiano	PI(1)	AE
Balonio	339	+3.0
Inertio	297	+4.1
Alotropio	188	-20.1
Brinio	74	-8.5
Canio	114	-3.8
Fertilio	200	+1
Liquidio	240	-47.6
Utilio	155	-17.4
Crimsonio	129	+8.3

Nota: Todos los elementos pertenecen a un período de la tabla periódica (con excepción de uno).

Solución: Si el Balonio es gas monoatómico (tiene un átomo) con dos protones en su núcleo... Entonces ($Z=2$) es decir Balonio=Helio. Acá tomamos la nota de que todos los

elementos pertenecen a un mismo período. Si el primer período tiene solo 2 elementos, entonces por obligación los demás elementos pertenecen al período 2.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

¿Cómo variaban las propiedades periódicas en un período?. El Potencial de Ionización crecía a medida que avanzábamos en un grupo, excepto por un par de casos... la semicapa llena, la capa completa y la subcapa completa.

Entonces ¿Cuál tiene el mayor PI?. El Inertio, por lo tanto éste corresponde al Neón.

¿Cuál tiene el menor PI?. El Brinio. Por lo tanto este corresponde al Litio.

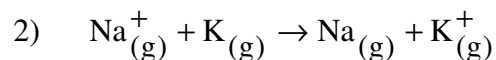
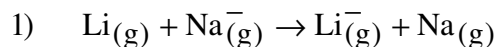
Ordenamos los elementos de menor a mayor potencial de ionización, teniendo en cuenta las restricciones anteriores...

Balonio (Helio)	339
Brinio (Litio)	74 (Primero del período)
Crimsonio (Berilio)	129 (subcapa completa)
Canio (Boro)	114
Utilio (Carbono)	155
Fertilio (Nitrógeno)	200 (semicapa llena)
Alotropio (Oxígeno)	188
Liquidio (Flúor)	240
Inertio (Neón)	297 (Gas noble)

¿Qué pasa con la afinidad electrónica?. ¿Porqué hay valores positivos y negativos?. Si mal no recuerdan, la afinidad electrónica es una reacción en la cual se agrega un electrón a un átomo. Hay elementos a los cuales les gusta aceptar electrones (liberan energía -) y a otros no (se necesita energía +).

Prediga el signo de la energía (proceso endotérmico o exotérmico) de cada una de las siguientes reacciones (valores en kJ/mol).

	AE	PI(1)	PI(2)
Li	-60	520	7300
Na	-53	496	4560
K	-48	419	1145



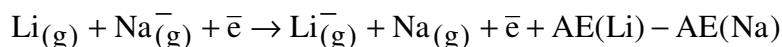
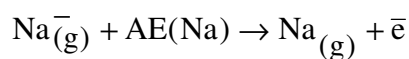
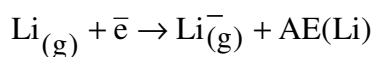
Respuesta:

Toda reacción química se puede descomponer en 2 o más pasos... es casi como si manejáramos un sistema de ecuaciones... (A esto se le conoce como ley de Hess).

Por otro lado la reacción es endotérmica (gana energía) cuando el signo es positivo y es exotérmica cuando el signo es negativo (libera energía).

Para la primera reacción, vemos que el Litio está neutro y luego aparece con un electrón de mas... Ésto se parece a afinidad electrónica. Por otra parte el Sodio aparece con un electrón de mas y luego lo pierde... ¿Ésto es el potencial de Ionización?. La respuesta es NO. Es la misma reacción de afinidad electrónica para el Sodio, pero invertida...

Entonces descompongo a la reacción 1 en 2 sub reacciones de afinidad electrónica, una directa y la otra inversa y las sumo.



Elimino los electrones (tomo la flecha igual que la igualdad de una ecuación).

Así el valor de la energía es $-60 - (-53) = -7 \text{ kJ/mol}$ (exotérmica).

Análogamente para la reacción 2 tendremos dos sub reacciones, pero ahora son de primer potencial de ionización: $\text{X} + \text{PI} \rightarrow \text{X}^+ + \bar{e}$. Entonces el valor de la energía será $\text{PI}(\text{K}) - \text{PI}(\text{Na}) = -77 \text{ kJ/mol}$ (exotérmica).