



Clase Auxiliar N° 4 QI21A

Propiedades magnéticas

Aquellos átomos que son afectados por campos eléctricos se llaman *paramagnéticos*. Para que esto ocurra, deben tener electrones desapareados. En caso contrario átomos que no son afectados por campos magnéticos se denominan *diamagnéticos*, ellos tienen todos sus electrones apareados.

Carga nuclear efectiva

Si consideramos un átomo con dos electrones, nos damos cuenta que la atracción que ejerce el núcleo sobre un electrón (carga Ze) es disminuida por la repulsión entre los dos electrones. A este fenómeno se le conoce como apantallamiento. Se define, entonces, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}), como la carga del núcleo menos el apantallamiento, que se caracteriza por una constante.

$$q_{ef} = Z_{ef}e = Z - \sigma$$

donde q_{ef} es la carga nuclear efectiva que ejerce el núcleo sobre el electrón más externo.

Propiedades periódicas

En 1869, Dimitri Mendeleev propuso un ordenamiento para los elementos entonces conocidos, de acuerdo a sus propiedades. En este primer ordenamiento incluso dejó espacios para elementos que aún no habían sido descubiertos y predijo sus propiedades. Años más tarde Henry Moseley propuso un ordenamiento basado en los números atómicos que daba mejor resultado ordenando los átomos según periodicidades en sus propiedades. Esta tabla es la que se usa actualmente.

Se les llama propiedades periódicas a aquellas propiedades que tienen los átomos, cuya tendencia se va repitiendo en cada periodo, podemos agruparlas en propiedades de tamaño y de energía.

Propiedades de tamaño son:

Radio Atómico

Es el radio que tiene un átomo libre, disminuye de izquierda a derecha en un periodo por efecto del aumento de la carga nuclear efectiva y aumenta de arriba hacia abajo en un grupo, debido a que a mayor valor de n , el orbital es más externo.

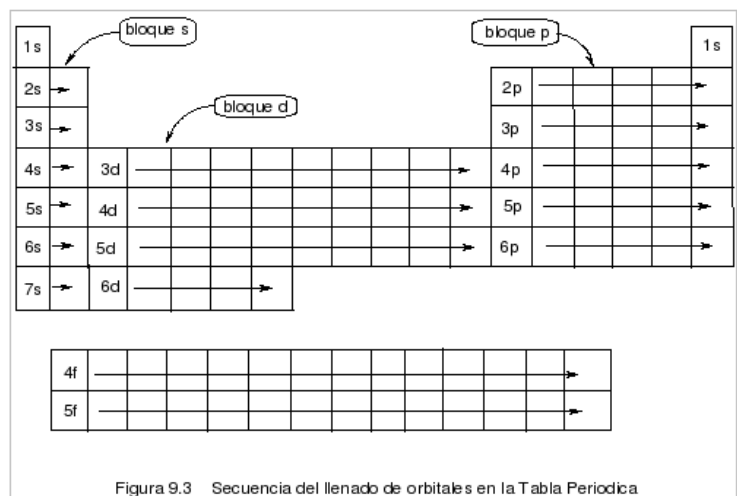


Figura 1: Posiciones en tabla periódica asociadas a su configuración

H 0.037							He 0.050
Li 0.152	Be 0.111	B 0.088	C 0.077	N 0.070	O 0.066	F 0.064	Ne 0.070
Na 0.186	Mg 0.160	Al 0.143	Si 0.117	P 0.110	S 0.104	Cl 0.099	Ar 0.094
K 0.231	Ca 0.197	Ga 0.122	Ge 0.122	As 0.121	Se 0.117	Br 0.114	Kr 0.109
Rb 0.244	Sr 0.215	In 0.162	Sn 0.140	Sb 0.141	Te 0.137	I 0.133	Xe 0.130
Cs 0.262	Ba 0.217	Tl 0.171	Pb 0.175	Bi 0.146	Po 0.150	At 0.140	Rn 0.140

Figura 2: Radios atómicos de los elementos representativos

Radio Iónico

Es el radio de un átomo ionizado. Aniones(iones negativos) tendrán mayor radio que el átomo neutro y caso contrario para los cationes(iones positivos). El motivo es la variación de carga nuclear efectiva, por ejemplo, cuando un átomo gana un electrón, es decir, adquiere carga negativa, su constante de apantallamiento aumenta, luego la carga nuclear efectiva disminuye, y esto causa finalmente que el radio aumente.

Li ⁺ 0.060	Be ⁺² 0.031			N ⁻³ 0.171	O ⁻² 0.140	F ⁻ 0.136
Na ⁺ 0.095	Mg ⁺² 0.065	Al ⁺³ 0.050		P ⁻³ 0.212	S ⁻² 0.184	Cl ⁻ 0.181
K ⁺ 0.133	Ca ⁺² 0.099	Ga ⁺³ 0.062	Ge ⁺⁴ 0.053	As ⁺⁵ 0.046	Se ⁻² 0.198	Br ⁻ 0.195
Rb ⁺ 0.148	Sr ⁺² 0.113	In ⁺³ 0.081	Sn ⁺⁴ 0.071	Sb ⁺⁵ 0.046	Te ⁻² 0.221	I ⁻ 0.216
Cs ⁺ 0.169	Ba ⁺² 0.135	Tl ⁺³ 0.095	Pb ⁺⁴ 0.084			

Figura 3: Radios iónicos de los elementos representativos

Son propiedades energéticas:

Potencial de Ionización

Es la energía necesaria para sacar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso. En general crecerá hacia la derecha en un periodo y hacia arriba en un grupo, sin embargo, su valor dependerá de la estabilidad del átomo antes y después de sacado el electrón. Es por eso que, por ejemplo $PI(Be) < PI(B)$.

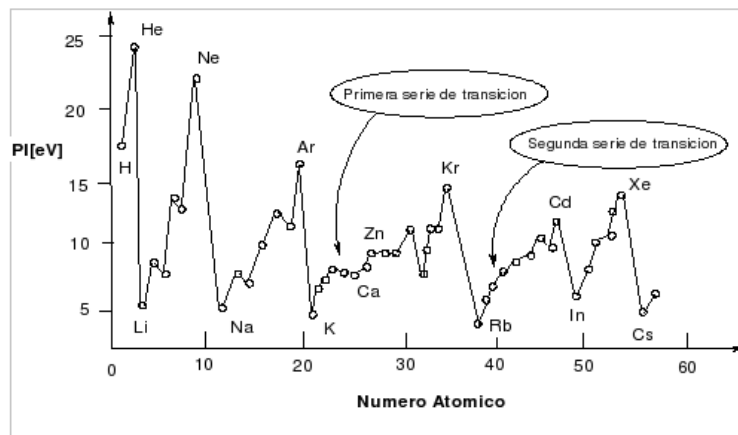


Figura 4: Evolución del potencial de ionización con el número atómico

Afinidad Electrónica

Se define como el negativo de la energía liberada en la reacción de añadir un electrón a un átomo neutro. Tiene la misma tendencia general que el potencial de ionización.



Electronegatividad

Es la capacidad que tiene un átomo de atraer electrones en un enlace. La tendencia general es: crece a la derecha en un periodo y hacia arriba en un grupo, siendo el Fluor el elemento más electronegativo de todos. Existen al menos tres escalas de medición, como las de Pauling, Mulliken y Sanderson. La de Pauling es la más común, mientras la de Sanderson es muy poco conocida, sin embargo, tiene la gracia que permite calcular electronegatividades para iones y moléculas.

H 2.2							He --
Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.6	N 3.0	O 3.4	F 4.0	Ne --
Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	Ar --
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.6	Br 3.0	Kr --
Rb 0.8	Sr 0.9	In 1.8	Sn 2.0	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe --
Cs 0.8	Ba 0.9	Tl 2.0	Pb 2.3	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	Rn --

Figura 5: Valores de electronegatividad para elementos representativos

Problemas

1. Calcula el primer potencial de ionización del ion He^+ , suponiendo el modelo de Bohr.

Solución: Aplicando la ecuación de la energía en el modelo de Bohr. El potencial de ionización corresponde a sacar su electrón desde el estado fundamental fuera del átomo(hasta nivel ∞).

$$PI = R_H Z^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right)$$
$$PI = 4R_H$$
$$PI = 54,4 \text{ eV}$$

2. Ordenar los siguientes átomos en orden creciente según su primer potencial de ionización:
a) Na, K, Cs b) Li, N, B, F

Solución:

- a) Como los tres elementos son del grupo IA, el potencial de ionización decrece con el periodo, luego el orden es: $\text{Cs} < \text{K} < \text{Na}$
 - b) Los cuatro elementos son del periodo 2, en un periodo el potencial de ionización crece de izquierda a derecha, luego el orden es: $\text{Li} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$
3. El primer potencial de ionización tiende a aumentar a lo largo de un periodo. Explicar las excepciones que se producen entre Be(900) y B(799), N(1400) y O(1310)

Solución: La configuración electrónica del Berilio es más estable que la del Boro, porque tiene una semicapa llena, luego se da una situación contraria a la tendencia general. En el caso del Nitrógeno, éste tiene más spines paralelos que el Oxígeno, lo que hace su configuración más estable.

4. En las olimpiadas atómicas se hace una competencia de tirar la cuerda. En la primera semifinal del certamen se enfrentan los competidores Flúor, “el imbatible contra las caries”, y Carbono, “el orgánico”. En la segunda semifinal se enfrentan Potasio, “el anti-calambres”, y Bromo, “el líquido incomprendido”. En la mitad de la cuerda se coloca un electrón para incentivar a los competidores. Se sabe que todos los favoritos ganaron sus encuentros. ¿Quién ganó la medalla de oro?

Solución: Entre Flúor y Carbono, Flúor es más electronegativo que Carbono, pues ambos están en el mismo periodo y Flúor está más a la derecha en la tabla. Entre Potasio y Bromo, gana lejos el Bromo, pues este último es un halógeno, por lo que tiene necesidad de ganar un solo electrón para tener configuración de gas noble; mientras que el Potasio, que es un alcalino, necesita perder un electrón para tener configuración de gas noble. Esto justifica que el Bromo tenga mayor electronegatividad que el Potasio.

Entre Fluor y Bromo, finalmente gana Flúor, pues están en el mismo grupo y Flúor está más arriba en la tabla.

5. Ordene las siguientes especies isoelectrónicas según radio iónico: S^{2-} , K^+ , Ca^{2+} , Ar , Cl^-

Solución: Como todos tienen el mismo número de electrones, aquél que tenga menos protones tendrá el mayor radio, luego el orden es: $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$