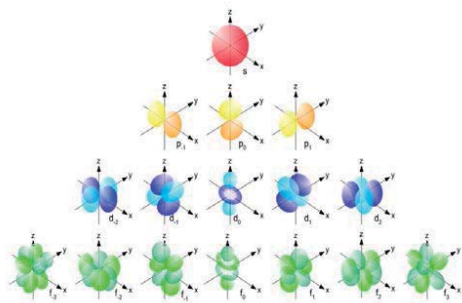


Tema 02

Estructura Atómica



IES Padre Manjón
Eduardo Eisman Molina

02.- Estructura atómica. Actividades

1.- Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.

- a) $n = 2$; $s = +\frac{1}{2}$.
- b) $n = 3$; $l = 2$.
- c) $n = 4$; $l = 3$; $m = -2$.

Números cuánticos: (n, l, m, s)

- a) $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$: orbital 2s.
 $(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$: orbital 2p; $(2, 1, 0, +\frac{1}{2})$: orbital 2p; $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$: orbital 2p.
En total 4 electrones.
- b) $(3, 2, -2, \pm\frac{1}{2})$; $(3, 2, -1, \pm\frac{1}{2})$; $(3, 2, 0, \pm\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, \pm\frac{1}{2})$; $(3, 2, 2, \pm\frac{1}{2})$.
Todos ellos estarían en orbitales 3d y en total pueden albergar 10 electrones.
- c) $(4, 3, -2, \pm\frac{1}{2})$: orbital 4f.
En total 2 electrones.

02.- Estructura atómica. Actividades

2.- Un átomo X en estado excitado presenta la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.

- ¿De qué elemento se trata?
- Indique los números cuánticos de cada uno de los electrones desapareados de X en su estado fundamental.

a) Como tiene 9 electrones se tratará del Flúor.

b) En su estado fundamental solo tiene un electrón desapareado por lo que una posible combinación de números cuánticos puede ser: $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$

3.- Considere los elementos Be, O, Zn y Ar.

- Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores.
- ¿Cuántos electrones desapareados presentan cada uno de esos átomos?
- Escriba las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.

a) Be: $1s^2 2s^2$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; Zn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Be: ninguno; O: dos; Zn: ninguno; Ar: ninguno.

c) Be^{2+} : $1s^2$; O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$; Zn^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$;

Ar: Es estable al tener su última capa completa.

02.- Estructura atómica. Actividades

4.- Considere las siguientes configuraciones electrónicas:

1) $1s^2 2s^2 2p^7$ 2) $1s^2 2s^3$ 3) $1s^2 2s^2 2p^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
- Justifique el estado de oxidación del ion más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

a) **El principio de exclusión de Pauli** dice que en un orbital no puede haber 2 electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Por tanto cumplirán dicho principio las configuraciones 3 y 4.

b) $1s^2 2s^2 2p^5$ debe ganar un electrón para conseguir la configuración electrónica de gas noble, luego su estado de oxidación será $1-$.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ debe perder un electrón para conseguir la configuración electrónica de gas noble, luego su estado de oxidación será $1+$.

02.- Estructura atómica. Actividades

5.- Para el ión fluoruro ($Z=9$) del isótopo cuyo número másico es 19:

- Indique el número de protones, electrones y neutrones.
- Escriba su configuración electrónica.
- Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.

a) Protones: 9; Electrones: 10; Neutrones $19 - 9 = 10$.

b) $1s^2 2s^2 2p^6$.

c) $(2, 1, 1, + \frac{1}{2})$.

6.- Para el ión Sr^{2+} ($Z=38$) del isótopo cuyo número másico es 88:

- Indique el número de protones, electrones y neutrones.
- Escriba su configuración electrónica.
- Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.

02.- Estructura atómica. Actividades

7.- a) Razone si para un electrón son compatibles las siguientes series de números cuánticos:

1) $(0, 0, 0, - \frac{1}{2})$; 2) $(1, 1, 0, + \frac{1}{2})$; 3) $(2, 1, -1, - \frac{1}{2})$; 4) $(3, 2, 1, + \frac{1}{2})$; 5) $(4, 0, 0, - \frac{1}{2})$

- Indique a qué tipo de orbital pertenece cada una de las series compatibles del apartado anterior.
- Ordene los orbitales anteriores por orden creciente de energía.

1) No es posible ya que n no puede ser cero.

2) No es posible ya que si $n = 1$, el único valor que puede tomar l es cero.

3) $(2, 1, -1, - \frac{1}{2})$: Orbital 2p;

4) $(3, 2, 1, + \frac{1}{2})$: Orbital 3d;

5) $(4, 0, 0, - \frac{1}{2})$: Orbital 4s.

c) Orbitales anteriores por orden creciente de energía: $2p < 4s < 3d$

02.- Estructura atómica. Actividades

8.- Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón.

a) (2, 0, 3, $-\frac{1}{2}$) b) (2, 0, 0, $\frac{1}{2}$) c) (2, 1, -1, 1) d) (1, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) e) (4, 1, 1, $\frac{1}{2}$) f) (3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$)

a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.

b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas.

c) Ordene dichos orbitales según su valor creciente de energía.

a) a) si $l = 0$, $m = 0$;

c) s solo puede valer $\pm \frac{1}{2}$.

b) (2, 0, 0, $\frac{1}{2}$): orbital 2s.

(1, 0, 0, $\frac{1}{2}$): orbital 1s.

(4, 1, 1, $\frac{1}{2}$): orbital 4p.

(3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$): orbital 3d.

c) Orbitales según su valor creciente de energía: $1s < 2s < 3d < 34p$.

02.- Estructura atómica. Actividades

9.- Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Un electrón situado en un orbital 2p podría representarse por los siguientes números cuánticos (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

b) Un elemento químico que presenta propiedades químicas semejantes al carbono tiene de configuración electrónica de su capa de valencia ns^2np^2 .

c) Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones adquiere una configuración electrónica en su capa de valencia correspondiente al grupo 18.

a) Verdadero: ya que si es 2p $n = 2$, los posibles valores de l son 0 y 1, para $m = 1$ los posibles valores de m son 1, 0 y -1 y los posibles valores de s son $\pm \frac{1}{2}$.

b) Verdadero: ya que se encontraría en el grupo 14.

c) Verdadero: ya que si está en el grupo 2 su configuración electrónica de su capa de valencia será ns^2 , por lo que para conseguir la configuración electrónica estable debe perder dos electrones.

02.- Estructura atómica. Actividades

10.-Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 17, 20 y 28 respectivamente.
a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
b) Escriba, para cada uno, los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador.
c) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

- a) A (Z = 17): Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
B (Z = 20): Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
C (Z = 28): Ni $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
- b) Cl: (3,1,1, + 1/2); Ca: (4,0,0, + 1/2); Ni: (4,0,0, + 1/2)
- c) Cl: 7; Ca: 2; Ni : 2.

11.-Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 12, 25 y 35 respectivamente.
a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
b) Escriba, para cada uno, los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador.
c) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

02.- Estructura atómica. Actividades

12.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} y Fe^{2+} .
b) Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con S^{2-} .
c) Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.

- a) S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
- b) Cation: Ca^{2+} ; Anión: Cl^-
- c) Al arrancarle el primer electrón, el que le queda en el orbital 3s estará más fuertemente retenido por el núcleo.

13.- Sean los iones: Cl^- y K^+ . Justifique:
a) Si son o no especies isoelectrónicas.
b)Cuál de ellos posee menor radio iónico.
c)Cuál de los correspondientes átomos posee mayor energía de ionización.

02.- Estructura atómica. Actividades

14.- La configuración electrónica del ion X^{2+} es $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6$.

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
- Razone si el elemento X posee electrones desapareados.

a) Como es un ion divalente positivo, quiere decir que tiene dos electrones menos que protones. Como tiene 18 electrones tendrá 20 protones ($Z = 20$) y se tratará del Ca.

b) Su configuración electrónica será: $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6 4s^2$. Como $n = 4$ estará en el cuarto período y como en el orbital s tiene 2 electrones estará en el grupo 2.

c) Como en un orbital s caben dos electrones, no tendrá electrones desapareados.

02.- Estructura atómica. Actividades

15.- Dados los elementos A, B y C de números atómicos 9, 12 y 14, respectivamente, indique razonadamente:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Grupo y periodo que ocupan en la tabla periódica.
- El orden creciente de electronegatividad.

a) A ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$; B ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; C ($Z = 14$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

b)

A: Grupo 17 (ya que hay 5 electrones en el orbital p), Período 2 (ya que el valor de n de la capa más externa es 2).

B: Grupo 2 (ya que hay 2 electrones en el orbital s), Período 3 (ya que el valor de n de la capa más externa es 3)

C: Grupo 14 (ya que hay 2 electrones en el orbital p), Período 3 (ya que el valor de n de la capa más externa es 3).

c) $B < C < A$.

B es un metal del grupo 2 y del tercer período.

C es un no metal del grupo 14 y del tercer período pero tiene mayor número de electrones en la capa de valencia y mayor número de protones en el núcleo que atraen más a sus electrones y a los que comparte ese elemento.

A está en el segundo período donde la distancia es menor y la atracción mayor.

02.- Estructura atómica. Actividades

- 16.- Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$), indique razonadamente:
- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Identifíquelos y diga grupo y periodo que ocupan en la tabla periódica.
 - Razone qué elemento entre B y C tendrá menor energía de ionización.

02.- Estructura atómica. Actividades

- 17.- El número de protones de los núcleos de cinco elementos es:
A: 2 B: 11 C: 9 D: 12 E: 13
- Justifique mediante la configuración electrónica, el elemento que:
- Es un gas noble.
 - Es el más electronegativo.
 - Pertenece al grupo 1 del Sistema Periódico



- Será un gas noble A ya que tiene su capa de valencia completa.
- El más electronegativo (excepción hecha de A) será C ya que se encuentra en el segundo período donde la distancia es menor que en B, D y E (que están en el tercero) y la atracción del núcleo por sus electrones y los que comparte será también mayor.
- Pertenece al grupo 1 el elemento B ya que tiene 1 electrón en su orbital s más externo.

02.- Estructura atómica. Actividades

- 18.- a) Escriba la configuración electrónica de Cs.
b) Indique el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental.
c) Justifique cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso en su estado fundamental.

a) $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^{10} 4s^2p^6d^{10} 5s^2p^6 6s^1$

b) $(6, 0, 0, +1/2)$ o $(6, 0, 0, -1/2)$

c) La configuración electrónica del Fe es: $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^6 4s^2$.

Al quitar dos electrones de las capas más externas (Fe^{2+}) queda $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^6$ que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, ocuparán el máximo número de orbitales posible y como los orbitales d aparecen en grupos de 5, tendrá 4 electrones desapareados.

02.- Estructura atómica. Actividades

- 19.- a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.
b) Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría:
 Cl^- N^{3-} Al^{3+} K^+ Mg^{2+}

- a) El radio de un ion positivo, catión, es menor que el de su elemento. Al ser menor el número de electrones, la carga nuclear efectiva es mayor, con la consiguiente contracción de la nube electrónica.
- El radio de un ion negativo, anión, es mayor que el de su elemento. Al aumentar el número de electrones, se produce una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.
 - Dentro de un mismo período, los radios catiónicos disminuyen hacia la derecha, ya que así aumenta Z. Sin embargo, los radios aniónicos, salvo para aniones isoelectrónicos, aumentan.
 - En un mismo grupo tanto los radios catiónicos como los aniónicos aumentan hacia abajo, ya que, en ese sentido, se van añadiendo una capa electrónica más.
- b) Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones. Como las configuraciones de las especies dadas son:
 $\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $\text{N}^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6$; $\text{Al}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$; $\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $\text{Mg}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$
- Serán isoelectrónicas: N^{3-} , Al^{3+} y Mg^{2+} por un lado y Cl^- y K^+ por otro.

02.- Estructura atómica. Actividades

20.- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de Na y Mg.
b) Justifique por qué el valor de la primera energía de ionización es mayor para el magnesio que para el sodio.
c) Justifique por qué el valor de la segunda energía de ionización es mayor para el átomo de sodio que para el de magnesio.

a) Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

b) El primer electrón del Na está menos retenido por el núcleo que el primero del magnesio ya que los dos se encuentran en el mismo período, pero el número de protones en el núcleo del Mg es mayor y, en consecuencia, la fuerza de atracción sobre el electrón del magnesio será también mayor.

c) Al arrancarle el primer electrón al Na le quitamos una capa y el número de protones no se modifica, por lo que la atracción por el siguiente electrón será mayor.

02.- Estructura atómica. Actividades

21.- Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 12, 14, 17 y 37, respectivamente.
a) Escriba las configuraciones electrónicas de A^{2+} y D.
b) Comparando los elementos A, B y C, razone cuál tiene mayor radio.
c) Razone cuál de los cuatro elementos tiene mayor energía de ionización.

02.- Estructura atómica. Actividades

22.- Razone para la pareja de átomos K y O:

- El elemento de mayor radio.
- El elemento de mayor energía de ionización.
- El elemento de mayor electronegatividad.

Las configuraciones electrónicas son K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ y O: $1s^2 2s^2 2p^4$

a) El de mayor radio es el K, ya que es el que tiene mayor número de capas electrónicas.

b) El de mayor energía de ionización es el O ya que al estar los electrones de valencia más cerca del núcleo estarán más fuertemente retenidos y será más difícil arrancarlos.

c) El de mayor electronegatividad es el O ya que la electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente y cuanto mayor sea su carga nuclear y menor su radio, más electronegativo será el elemento.

23.-. Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:

- El gas noble del tercer periodo.
- El elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico.
- El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.

02.- Estructura atómica. Actividades

PEBAU 2017

24. Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es: 419 kJ mol^{-1} , 735 kJ mol^{-1} , 1527 kJ mol^{-1} , y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm.

- Indique de qué elementos se tratan los elementos A, B y C.
- Relacione, de forma justificada, cada valor de energía con cada elemento.
- Asigne, de forma justificada, a cada elemento el valor del radio correspondiente.

a) Relacionando la posición en el Sistema Periódico y la configuración electrónica:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (Argón); B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (Potasio); C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (Magnesio)

b) Al descender en un grupo, aumenta el efecto pantalla, el electrón a arrancar está cada vez más alejado del núcleo, por lo que se necesita menos energía para arrancar el electrón de valencia. El elemento B (potasio ... $4s^1$), tiene el electrón más alejado, tendrá la menor Energía de Ionización, 419 kJ mol^{-1} .

Al avanzar en un período, aumenta la carga nuclear y, por tanto, la Energía de Ionización.

El elemento A posee configuración de gas noble, lo que hace que su EI sea mayor, 1527 kJ mol^{-1} .

El elemento C, el Magnesio, tiene el valor intermedio 735 kJ mol^{-1} .

c) Al descender en un grupo, los electrones entran cada vez en capas de mayor valor de n, por lo que irá aumentando su distancia al núcleo, aumenta el efecto pantalla y el radio atómico es mayor. Al avanzar en un período, al aumentar la carga del núcleo que ejerce más atracción sobre los electrones del mismo nivel, el radio atómico es menor.

Consiguientemente, el Potasio, $n = 4$, tiene el mayor radio, 235 pm. El Argón, $n = 3$, el menor, 97 pm, y el Magnesio, $n = 3$, 160 pm.

25. Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones

a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.

b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

a) X: $Z = 34$; $A = 34 + 44 = 78$

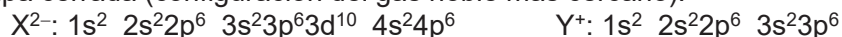
Y: $Z = 19$; $A = 19 + 20 = 39$

b) X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ (4, 1, -1, $\pm 1/2$) (4, 1, 0, $\pm 1/2$) (4, 1, 1, $\pm 1/2$)

Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (4, 0, 0, $\pm 1/2$)

c) X^{2-} e Y^+ .

La formación de los iones viene determinada por la estabilidad que confiere una configuración de capa cerrada (configuración del gas noble más cercano).



26. A y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) A tiene mayor la primera energía de ionización que Q.

b) Q tiene mayor afinidad electrónica que A.

c) A tiene mayor radio atómico que Q.

a) Falso. Los dos tienen sus electrones de valencia en el mismo nivel de energía al estar en el mismo período por lo que la distancia al núcleo será semejante, pero A tiene menos protones que Q por lo que, en el átomo A estarán menos atraídos los electrones y será más fácil arrancárselos.

b) Falso. Justificación en base a la carga nuclear efectiva: al avanzar en un período aumenta la carga nuclear efectiva y, por tanto, la afinidad electrónica.

c) Verdadero. Los dos tienen los electrones de la capa de valencia en el mismo nivel de energía, pero el número de protones es menor en A por lo que estos electrones estarán menos atraídos y su radio será mayor.

27. Explique la veracidad o falsedad de los siguientes enunciados:

- a) Para $n = 2$, hay 5 orbitales d.
- b) En el orbital 3p el número cuántico n vale 1.
- c) El número máximo de electrones con la combinación de números cuánticos $n = 4$ y $m = -2$ es cuatro.

a) Falso. Para $n=2$ no es posible un valor de $l = 2$. Por tanto no hay orbitales d.

b) Falso. Porque en el orbital 3p, $n = 3$

c) Verdadero. Las cuatro posibles combinaciones son:

$$(4, 3, -2, +1/2) \quad (4, 3, -2, -1/2) \quad (4, 2, -2, +1/2) \quad (4, 2, -2, -1/2).$$

28. Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

$$\text{I) } (1, 0, 2, -\frac{1}{2}) \quad \text{II) } (5, 0, 0, \frac{1}{2}) \quad \text{III) } (3, 2, -2, -\frac{1}{2}) \quad \text{IV) } (0, 0, 0, \frac{1}{2})$$

- a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.
- b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que si son permitidas.
- c) Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente.

a) No están permitidas:

I) $(1, 0, 2, -\frac{1}{2})$ ya que si $l = 0$, m solo puede valer 0.

IV) $(0, 0, 0, \frac{1}{2})$ porque n es un número entero a partir de 1.

b) II) $(5, 0, 0, \frac{1}{2})$: Orbital 5s.

III) $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$: Orbital 3d.

V) $(4, 1, 0, \frac{1}{2})$: Orbital 4p.

c)

Para ordenar dichos orbitales en orden de energía creciente, debemos tener en cuenta la suma $n + l$ de tal forma que cuanto mayor sea esta suma, mayor será la energía del orbital.

En nuestro caso: Orbital 5s: $5 + 0 = 5$; Orbital 3d: $3 + 2 = 5$; Orbital 4p: $4 + 1 = 5$.

Como en este caso la suma $n + l$ es la misma tendrá mayor energía el que tenga mayor valor de n . Por tanto el orden de energía creciente será: $3d < 4p < 5s$.

29. Dados los elementos A ($Z=9$), y B ($Z=25$).

- Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos neutros en estado fundamental e indicar justificadamente el grupo y el periodo de cada uno de los elementos.
- Justifique el carácter metálico o no metálico de cada uno de ellos en base a una propiedad periódica.
- Justifique el ion más estable de los elementos A y B.

a) A ($Z=9$, F) $1s^2 2s^2 2p^5$ Periodo 2 ($n=2$) y grupo 17 (7 electrones de valencia).

B ($Z=25$, Mn) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ Periodo 4 ($n=4$) y grupo 7 (n^o electrones de orbital d y s).

b)

A es no metal por la tendencia a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble (estable).

B es metal por la tendencia a perder electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble (estable).

c) Admitiendo que el número de oxidación más probable es aquel que alcanza un elemento químico cuando adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo (cediendo o tomando electrones) en el caso de A el ion más estable será A^- .

En el caso de los metales perderá los electrones más externos, B que perderá los electrones del orbital 4s, el ión más estable será por tanto B^{2+} .

02.- Estructura atómica. Actividades

30. Dados los elementos A ($Z=19$) y B ($Z=36$).

- Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental indicando justificadamente el grupo y periodo al que pertenecen en el sistema periódico.
- Justifique si los siguientes números cuánticos podrían corresponder al electrón diferenciador de alguno de ellos, indicando a cuál: $(5, 1, -1, +\frac{1}{2})$, $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$ y $(4, 1, 3, +\frac{1}{2})$.
- Justifique cuál de los dos elementos presenta menos reactividad química.

a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. (K), se encuentra en el periodo 4, al ser el nivel de mayor energía que se utiliza, y en el grupo 1 al acabar su configuración electrónica en s^1 .

Para el grupo, suma de electrones $n(sp)$ y $(n-1)(d)$. Se trata de un elemento alcalino.

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. (Kr), se encuentra en el periodo 4, al ser el nivel de mayor energía que se utiliza, y en el grupo 18 al acabar su configuración electrónica en p^6 .

Para el grupo, suma de electrones $n(sp)$ y $(n-1)(d)$. Se trata de un gas noble.

b) Teniendo en cuenta los números cuánticos (n, l, m, s):

$(5, 1, -1, +\frac{1}{2})$: corresponde a un electrón de nivel 5 ya que $n = 5$ y orbital p al ser $l = 1$, por lo que no se correspondería con ningún elemento de los anteriores.

$(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$: corresponde a un electrón situado en un orbital 4s ($n=4$ y $l=0$), por lo que podría ser el electrón diferenciador del elemento A.

$(4, 1, 3, +\frac{1}{2})$: configuración electrónica imposible; el número cuántico m no puede ser mayor que l .

c) El elemento de menor reactividad química es el B, es un gas noble, tiene mucha estabilidad y por tanto, muy poca reactividad.

31. a) Justifique cuál de las siguientes especies, Li^+ y He , tiene mayor radio.
b) Razone cuál de los siguientes elementos, O y N , tiene mayor afinidad electrónica.
c) Justifique cuál de los siguientes elementos, Na y Cl , tiene mayor energía de ionización.

a) El radio atómico es la distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más periférico. Ambas especies son isoelectrónicas.

El Li^+ ($Z=3$) tiene mayor carga nuclear efectiva que el He ($Z=2$), por lo que los electrones son más atraídos por el núcleo y el radio del Li^+ es menor.

b) **La afinidad electrónica es: $\text{X}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{X}^- + \text{AE}$.**

Ambos elementos pertenecen al periodo 2; O ($Z=8$; $1s^2 2s^2 2p^4$) y N ($Z=7$; $1s^2 2s^2 2p^3$).

En un periodo, al aumentar la carga nuclear (carga nuclear efectiva) se eleva la atracción electrostática del núcleo sobre el electrón que capta el átomo y se libera más energía (mayor AE). (El efecto pantalla y la capa de valencia no varían y no influyen en la variación de AE en este caso. (Mayor AE del O).

c) **La energía de ionización es: $\text{X}(\text{g}) + \text{EI} \rightarrow \text{X}^+ + \text{e}^-$**

Los elementos pertenecen al periodo 3, Cl ($Z=17$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) y Na ($Z=11$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$).

Al aumentar la carga nuclear se eleva la atracción electrostática del núcleo sobre la nube electrónica y es necesaria más energía para arrancar el electrón. (El efecto pantalla y la capa de valencia no varían y no influyen en la variación de EI en este caso. Por tanto mayor PI del Cl).

32. Para un átomo en su estado fundamental, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El número máximo de electrones con un número cuántico $n=3$ es 14.
b) Si en el subnivel $3p$ se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado.
c) En el subnivel $4s$ puede haber dos electrones como máximo