CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

1.- ¿Cuántos electrones pueden existir en los orbitales: 3d , 2p, 4f y 5s ?

2.- ¿Qué característica principal define a un gas noble? ¿Qué consecuencia tiene sobre su comportamiento químico?

3.- Dos átomos diferentes ¿pueden tener la misma configuración electrónica?

4.- Halla las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos. Di también en qué grupo y en qué periodo se encuentran los elementos de la pregunta anterior. Comenta tu respuesta.

a) Li (Z=3) b) Be (Z=4) c) B (Z=5) d) C (Z=6) e) N (Z=7) f) O (Z=8)
g) F (Z=9) h) Ne (Z=10) i) Al (Z=13) j) P (Z=15) k) S (Z=16) l) Ca (Z=20)
m) Zn (Z=30) n) Ga (Z=31) ñ) As (Z=33) o) Se (Z=34)

5.-Escribe la configuración electrónica de los iones: F^- , Al^{3+}, Ca^{2+}, Rb^+ , S^{2-}, Na^+, Zn^{2+}, Sc^{3+}

6.-a)Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.
b) Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor carácter metálico.
c) ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento?

7.-a) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 12, 17 y 19.
b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.

8.- Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 19, 29 y 35, respectivamente:
a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos.
b) Determine el grupo y período a los que pertenecen.
c) Indique cual es el más electronegativo.

9.- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X? b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

10.-Localiza en el sistema periódico a los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:
a) $1s^2\ 2s^2 2p^4$ b) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^6\ 4s^2\ 3d^7$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^6$ e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^5$

11.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:
A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
Ordene de mayor a menor según: a) Su radio atómico. b) Su energía de ionización c) Su electronegatividad

12.-Ordena los siguientes elementos según el valor creciente de su de energía de ionización: Cl, Al, K, F, Na.

13.- Ordene de menor a mayor tamaño los átomos de cada apartado:
a) Cesio, Litio, Sodio b) Fósforo, Nitrógeno, Arsénico.
c) Carbono, Litio, Boro. d) Magnesio, Sodio, Cloro

14.-Razona la diferente electronegatividad que presentan el Ca y el Br ; O y el Se.

SOLUCIONES

1.- ¿Cuántos electrones pueden existir en los orbitales: 3d , 2p, 4f y 5s ?

3d: El número 3 indica que estos orbitales están en el nivel 3. La letra **d** indica el tipo de orbital en el que están los electrones. En un mismo nivel puede haber 5 orbitales de tipo d. Como en cada orbital caben como mucho dos electrones, el total de electrones en el subnivel 3d será de 10.

2p: El número 2 indica que estos orbitales están en el nivel 2. La letra **p** indica el tipo de orbital en el que están los electrones. En un mismo nivel puede haber 3 orbitales de tipo p. Como en cada orbital caben como mucho dos electrones, el total de electrones en el subnivel 2p será de 6.

4f: El número 4 indica que estos orbitales están en el nivel 4. La letra **f** indica el tipo de orbital en el que están los electrones. En un mismo nivel puede haber 7 orbitales de tipo f. Como en cada orbital caben como mucho dos electrones, el total de electrones en el subnivel 4f será de 14.

5s: El número 5 indica que estos orbitales están en el nivel 5. La letra **s** indica el tipo de orbital en el que están los electrones. En un mismo nivel puede haber 1 orbital de tipo s. Como en cada orbital caben como mucho dos electrones, el total de electrones en el subnivel 5s será de 2.

2.- ¿Qué característica principal define a un gas noble? ¿Qué consecuencia tiene sobre su comportamiento químico?

Un gas noble se caracteriza por tener una configuración electrónica muy característica. Estos átomos tienen sus niveles completos. Esta característica hace que sean muy estables y que no tiendan a perder, ganar o compartir electrones para completar su capa de valencia. Por ello no reaccionan con otros elementos y aparecen en la naturaleza como sustancias moleculares monoatómicas.

3.- Dos átomos diferentes ¿pueden tener la misma configuración electrónica?

Sí. Los átomos tienden a perder, ganar o compartir electrones para adquirir la configuración electrónica de un gas noble. Por ello diferentes átomos pueden tener el mismo número de electrones y con la misma configuración.

Ej.: H^{-1} He Li^{+1} Los tres tienen una configuración electrónica $1s^2$

4.- Halla las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos. Di también en qué grupo y en qué periodo se encuentran los elementos de la pregunta anterior. Comenta tu respuesta.

a) Li (Z=3) $\mathbf{1s^2 2s^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
1 electrón en un orbital s → es del grupo 1 ó 1A

b) Be (Z=4) $\mathbf{1s^2 2s^2}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
2 electrones en un orbital s → es del grupo 2 ó 2A

c) B (Z=5) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
3 electrones en el último nivel, 1 electrón en un orbital p → es del grupo 13 ó 3A

d) C (Z=6) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^2}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
4 electrones en el último nivel, 2 electrones en orbitales p → es del grupo 14 ó 4A

e) N (Z=7) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^3}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
5 electrones en el último nivel, 3 electrones en orbitales p → es del grupo 15 ó 5A

f) O (Z=8) $1s^2\mathbf{2s^2 2p^4}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
6 electrones en el último nivel, 4 electrones en orbitales p → es del grupo 16 ó 6A

g) F (Z=9) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^5}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
7 electrones en el último nivel, 5 electrones en orbitales p → es del grupo 17 ó 7A

h) Ne (Z=10) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
8 electrones en el último nivel, 6 electrones en orbitales p → es del grupo 18 u 8A

i) Al (Z=13) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
3 electrones en el último nivel, 1 electrones en orbitales p → es del grupo 13 ó 3A

j) P (Z=15) $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
5 electrones en el último nivel, 3 electrones en orbitales p → es del grupo 15 ó 5A

k) S (Z=16) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
6 electrones en el último nivel, 4 electrones en orbitales p → es del grupo 16 ó 6A

l) Ca (Z=20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
2 electrones en el último nivel, 2 electrones en el orbital s → es del grupo 2 ó 2A

m) Zn (Z=30) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
12 electrones desde el nivel más alto (4), 10 electrones en orbitales d → es del grupo 12
Una vez puesto el orden de llenado lo colocamos por orden de energía:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

n) Ga (Z=31) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
13 electrones desde el nivel más alto (4), 1 electrón en un orbital p → es del grupo 13 ó 3A
Una vez puesto el orden de llenado lo colocamos por orden de energía:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$

ñ) As (Z=33) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
15 electrones desde el nivel más alto (4), 3 electrón en orbitales p → es del grupo 15 ó 5A
Una vez puesto el orden de llenado lo colocamos por orden de energía:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

o) Se (Z=34) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
16 electrones desde el nivel más alto (4), 4 electrón en orbitales p → es del grupo 16 ó 6A
Una vez puesto el orden de llenado lo colocamos por orden de energía:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$

5.-Escribe la configuración electrónica de los iones:

F^- El Flúor tiene un Z=9, por tanto al tener un electrón más, hay que poner la configuración electrónica con 10 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6$

Al^{3+} El Aluminio tiene un Z=13. Para poner la configuración de un catión, primero ponemos la del átomo neutro y después de ordenar la configuración según el orden de energía (por niveles), entonces a dicha configuración ordenada se le quitan los correspondientes electrones.
$1s^2 2s^2 2p^6 \cancel{3s^2} \cancel{3p^1} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

Ca^{2+} El Calcio tiene un Z=20. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \cancel{4s^2} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Rb^+ El Potasio tiene un Z=37 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ Lo colocamos por orden de energía.
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 \cancel{5s^1} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

S^{2-} El Azufre tiene un Z=16, por tanto al tener dos electrones más, hay que poner la configuración electrónica con 18 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Na^+ El Sodio tiene un Z=11. $1s^2 2s^2 2p^6 \cancel{3s^1} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

Zn^{2+} El Zn tiene un Z=30. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ Lo colocamos por orden de energía y luego le quitamos los dos electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \cancel{4s^2} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

Sc^{3+} El Sc tiene un Z=21. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ Lo colocamos por orden de energía y luego le quitamos los dos electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \cancel{3d^1} \cancel{4s^2} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

6.-a) Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.

Z=11. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Z=13. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Z=16. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

b) Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor carácter metálico.

El carácter metálico nos da idea de la facilidad de un átomo para perder los electrones de la última capa. En este caso el átomo que perderá los electrones más fácilmente será el de Z=11. Los electrones de valencia de los tres, están en el nivel 3, pero el de Z=11 tiene menos protones en el núcleo y por tanto tiene menos atraídos a los electrones de valencia.

c) ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento?

Z=11. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
1 electrón desde el nivel más alto (3), el electrón en el orbital s → es del grupo 1 ó 1A

Z=13. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
3 electrones desde el nivel más alto (3), 1 electrón en un orbital p → es del grupo 13 ó 3A

Z=16. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
6 electrones desde el nivel más alto (3), 4 electrones en orbitales p → es del grupo 16 ó 6A

7.-a) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 12, 17 y 19.

b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.

A: Z=12. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2}$ Tenderá a perder los 2 electrones de la última capa formado el ion A^{2+}
$\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 \cancel{3s^2}}$ La configuración del ion más estable será: $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6}$

B: Z=17. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5}$ Tenderá a ganar 1 electrón para completar la última capa formado el ion B^{1-}
La configuración del ion más estable será: $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}$

C: Z=19. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1}$ Tenderá a perder el electrón de la última capa formado el ion C^{+1}
$\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \cancel{4s^1}}$ La configuración del ion más estable será: $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}$

8.- Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 19, 29 y 35, respectivamente:

a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos.

b) Determine el grupo y período a los que pertenecen.

c) Indique cual es el más electronegativo.

A: Z=19. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
1 electrón desde el nivel más alto (4), el electrón en el orbital s → es del grupo 1 ó 1A

B: Z=29. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
11 electrones desde el nivel más alto (4), 9 electrones en orbitales d → es del grupo 11

C: Z=35. $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5}$ Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
17 electrones desde el nivel más alto (4), 5 electrones en orbitales p → es del grupo 17 ó 7A

La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo para llevarse los electrones del enlace. El átomo es tanto más electronegativo, cuanto más pequeño sea. Por tanto es tanto más electronegativo cuanto más arriba y a la derecha esté en la tabla periódica. En esta tendencia no hay que considerar a los gases nobles, puesto que es una propiedad de los átomos cuando se enlazan y los gases nobles no forman enlaces.

Por tanto, el más electronegativo es el C, puesto que los tres átomos son del 4º periodo y el C es el que está más a la derecha.

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

a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X? b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

El ion tiene 18 electrones y ha perdido 3. Por tanto el número de electrones original del átomo era de 21. Por ello el número atómico de este elemento es Z=21. Se corresponde con el Escandio (Sc).

La configuración del átomo neutro sería: $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1}$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo

3 electrones desde el nivel más alto (4), 1 electrón en un orbital d → es del grupo 3

10.-Localiza en el sistema periódico a los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

a) $1s^2\ 2s^2 2p^4$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 2 → por tanto es del 2º periodo
6 electrones desde el nivel más alto (2), 4 electrones en orbitales p → es del grupo 16 ó 6ª
Por tanto es el Oxígeno.

b) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
2 electrones desde el nivel más alto (3), 2 electrones en un orbital s → es del grupo 2 ó 2A
Por tanto es el Magnesio.

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^6\ 4s^2\ 3d^7$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 4 → por tanto es del 4º periodo
9 electrones desde el nivel más alto (4), 7 electrón en orbitales d → es del grupo 9
Por tanto es el Cobalto.

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^6$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
8 electrones desde el nivel más alto (3), 6 electrón en orbitales p → es del grupo 18 u 8A
Por tanto es el Argón.

e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 p^5$

Nos fijamos en el último nivel: nivel 3 → por tanto es del 3º periodo
7 electrones desde el nivel más alto (3), 5 electrones en orbitales p → es del grupo 17 ó 7ª
Por tanto es el Cloro.

11.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Ordene de mayor a menor según:

a) Su radio atómico. El tamaño de los átomos varía de la siguiente manera. En un grupo, aumenta al descender en dicho grupo, puesto que cada elemento se diferencia del anterior en que tiene una capa más de electrones. En un periodo, el tamaño disminuye de izquierda a derecha, puesto que todos los átomos del mismo periodo tienen el mismo número de capas de electrones, pero a medida que vamos a la derecha los átomos tienen más protones en el núcleo y por tanto los electrones de la última capa están más atraídos y más próximos al núcleo.
El más grande es el que tiene más capas y a igualdad de capas el que tiene menos protones (y por tanto menos electrones). **C > B > D > A**

b) Su energía de ionización. Cuanto más cerca está el electrón del núcleo, más difícil es arrancárselo. Por ello los átomos más pequeños tendrán mayor energía de ionización. **A > D > B > C**

c) Su electronegatividad. La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo para llevarse los electrones del enlace. El átomo es tanto más electronegativo, cuanto más pequeño sea. Por tanto es tanto más electronegativo cuanto más arriba y a la derecha esté en la tabla periódica. En esta tendencia no hay que considerar a los gases nobles, puesto que es una propiedad de los átomos cuando se enlazan y los gases nobles no forman enlaces.
A > B > C El D no se considera pues es un gas noble.

12.-Ordena los siguientes elementos según el valor creciente de su de energía de ionización: Cl, Al, K, F, Na.

La Energía de Ionización es la energía que hay que dar a un átomo neutro, gaseoso y es su estado fundamental, para arrancarle un electrón convirtiéndolo en un catión también es su estado fundamental. Cuanto más arriba y a la derecha más pequeño es el átomo y por tanto más difícil es arrancarle el electrón.

F > Cl > Al > Na > K

13.- Ordene de menor a mayor tamaño los átomos de cada apartado:

a) Cesio, Litio, Sodio. Los tres son del mismo grupo (el 1). Por tanto cuanto más abajo en el grupo, mas capas de electrones tienen y mayor será su tamaño: **Li < Na < Cs** **Litio < Sodio < Cesio**

b) Fósforo, Nitrógeno, Arsénico. Los tres son del mismo grupo (el 15 o 5A). Por tanto cuanto más abajo en el grupo, mas capas de electrones tienen y mayor será su tamaño:

N < P < As **Nitrógeno < Fósforo < Arsénico**

c) Carbono, Litio, Boro. Los tres son del mismo periodo (el 2º). Por tanto cuanto más a la derecha en el periodo, más protones en el núcleo y por tanto más pequeño es el átomo:

C < B < Li **Carbono < Boro < Litio**

d) Magnesio, Sodio, Cloro. Los tres son del mismo periodo (el 3º). Por tanto cuanto más a la derecha en el periodo, más protones en el núcleo y por tanto más pequeño es el átomo:

Cl < Mg < Na **Cloro < Magnesio < Sodio**

14.-Razona la diferente electronegatividad que presentan el Ca y el Br ; O y el Se.

La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo para llevarse los electrones del enlace. El átomo es tanto más electronegativo, cuanto más pequeño sea. Por tanto es tanto más electronegativo cuanto más arriba y a la derecha esté en la tabla periódica. En esta tendencia no hay que considerar a los gases nobles, puesto que es una propiedad de los átomos cuando se enlazan y los gases nobles no forman enlaces.

Entre el Ca y el Br es más electronegativo el Br. Este se llevará más los electrones del enlace. Como el Br es muy electronegativo y el Ca lo es muy poco, darán lugar a un enlace iónico.

Entre el O y el Se es más electronegativo el O. Los dos son de electronegatividad alta, pero el O es algo más electronegativo que el Se, por ello darán lugar a un enlace covalente el cual estará polarizado.