

1.- Un átomo A tiene como configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.

a) ¿Cuáles son los números cuánticos de su electrón más externo?

b) Justifica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A se encuentra en su estado fundamental.
- A pertenece al grupo de los metales alcalinos (grupo 1).
- A está en el quinto periodo del sistema periódico.
- A formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

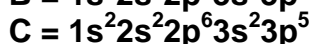
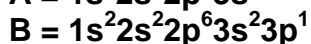
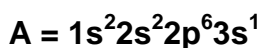
a) Números cuánticos:

- N° cuántico principal (n), viene dado por el nivel de energía en que se encuentra el último electrón. Por tanto $n = 5$.
- N° cuántico secundario o acimutal (l). Su valor es $n - 1$. Por tanto podría ser 4, 3, 2, 1 o 0. Puesto que el subnivel es s, esto indica que el valor de este número cuántico es $l = 0$.
- N° cuántico magnético (m_l), toma valores $\pm l$, por tanto ± 0 , así que este número cuántico es $m_l = 0$.
- N° cuántico de espín. Indica la orientación del electrón y su valor es $\pm 1/2$.

b)

- Falso. El átomo A se encuentra en un estado excitado, ya que su configuración electrónica fundamental, debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (hay un salto electrónico del nivel $n = 4$ al $n = 5$).
- Verdadero, ya que posee un electrón en su capa de valencia.
- Falso. Esta configuración electrónica es excitada. Atendiendo a la fundamental, vemos que el último nivel es 4s, implicando que está en el periodo cuarto.
- Falso. Al sobrarle un electrón, este átomo poseerá un bajo potencial de ionización, y tendrá tendencia a perder ese electrón para formar un catión. Este catión se unirá a un anión, dando compuestos iónicos.

2.- Las configuraciones electrónicas de tres compuestos A, B y C, son las siguientes:



Indica las formulas y justifica el tipo predominante de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

a) A y C; b) B y C; c) C y C.

- a) A y C. Observamos que el compuesto A posee un electrón en su última capa, el cual será muy fácil de perder para formar un catión. Por otro lado C, es un átomo al que le falta un electrón, el cual tendrá tendencia a ganarlo para formar un anión. Por tanto, ambos compuestos se unirán mediante un enlace iónico. Su fórmula será $A^+ - C^- \rightarrow AC$.
- b) Si nos fijamos en la última capa del átomo B, a este le sobran tres electrones. Por tanto tratará de perderlos para formar un catión con tres cargas positivas (B^{3+}). Por otro lado, tenemos el compuesto C, al cual sólo le falta un electrón para alcanzar la configuración electrónica de gas noble (8 electrones en su última capa). Por tanto el átomo C ganará un electrón para formar un anión. Ambos deben unirse mediante enlace iónico, pero como los compuestos iónicos deben ser eléctricamente neutros, y el catión presenta tres cargas positivas, para compensarlas, deberá unirse a tres aniones. Por tanto el compuesto iónico será BC_3 .
- c) C y C, son el mismo átomo, al que le falta un electrón para completar su capa de valencia. Por tanto compartirán una pareja de electrones, generando un compuesto covalente homonuclear (C_2).

3.- Razona cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son aceptables:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3$
b) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^3$
d) $1s^2 1p^6 2s^2 2p^6 3s^1$

- a) Es una configuración electrónica aceptable y fundamental.
b) Es una configuración electrónica aceptable. La configuración electrónica fundamental sería $1s^2 2s^2 2p^4$, pero está demostrado que los átomos poseen una configuración electrónica más estable con los orbitales p y d llenos o semillenos. Por ello, se da un salto de energía de un electrón del nivel 2p al 3s, dando una configuración electrónica excitada.
c) No es aceptable, ya que en el subnivel s no pueden existir tres electrones. La configuración electrónica correcta sería $1s^2 2s^2 2p^6$.
d) No es aceptable, ya que en el nivel 1 de energía, no puede existir un subnivel p. Puesto que el número cuántico principal es $n = 1$, el azimutal solo puede tomar valor 0 ($n - 1$), dando un orbital s y no p.

4.- Dados tres elementos A, B y C de número atómico (Z) 35, 20 y 17 respectivamente. Realiza:

- a) Las configuraciones electrónicas fundamentales de los tres elementos.
- b) Razona cuál de ellos tendrá el mayor radio atómico y cuál presentará mayor potencial de ionización.
- c) Escribe las configuraciones electrónicas de los iones A^- , B^{2+} y C^- . ¿Qué observas en las configuraciones electrónicas?
- d) Razona qué tipo de enlace se podrá formar entre A y B y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

a)

- $(Z = 35) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
- $(Z = 20) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- $(Z = 17) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

b) El radio atómico aumenta en la TP, de arriba hacia abajo en un grupo, y de derecha a izquierda en un periodo.

Puesto que existen dos elementos que está en el periodo cuarto, estos presentarán mayor radio que el de $Z = 17$ que está en el tercer periodo. Por otro lado entre $Z = 20$ y $Z = 35$, este último estará más a la derecha, y por tanto tendrá menos radio.

Con esto, el elemento con mayor radio atómico será el de número atómico $Z = 20$.

- c) $A^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 $B^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $C^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Todos los átomos perdiendo o ganando electrones (formando iones), adquieren una configuración electrónica de máxima estabilidad con ocho electrones en su última capa o capa de valencia.

- d) A, es un átomo al que le falta un electrón para poseer máxima estabilidad, por lo tanto tendrá tendencia a ganarlo para formar un anión. El compuesto B, está sobrado de dos electrones que tratará de perder para formar un catión con dos cargas positivas. Se unirán ambos iones conformando un compuesto iónico. Puesto que este compuesto debe ser eléctricamente neutro, y tenemos un metal con dos cargas positivas, éste deberá unirse a dos aniones, conformando un compuesto de fórmula general AB_2 .

5.- Calcula la energía de un fotón de luz roja de $6 \cdot 10^3 \text{ \AA}$ de longitud de onda. Expresa la energía en julios y electrón voltios.

En primer lugar expresamos el valor de la longitud de onda en unidades del SI.

$$= 6 \cdot 10^3 \text{ \AA} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} \rightarrow = 6 \cdot 10^{-7} \text{ m.}$$

Sabemos que la radiación electromagnética cumple la siguiente expresión:

$c = \lambda \cdot f$, por lo tanto despejando la frecuencia:

$$f = \frac{c}{\lambda} \rightarrow f = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \rightarrow f = 5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Una vez conocida la frecuencia, calcularemos la energía utilizando la expresión de Planck:

$$E = hf \rightarrow E = 5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \cdot 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \rightarrow E = 3,31 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para expresar la energía en eV:

$$E = 3,31 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \rightarrow E = 2,07 \text{ eV.}$$

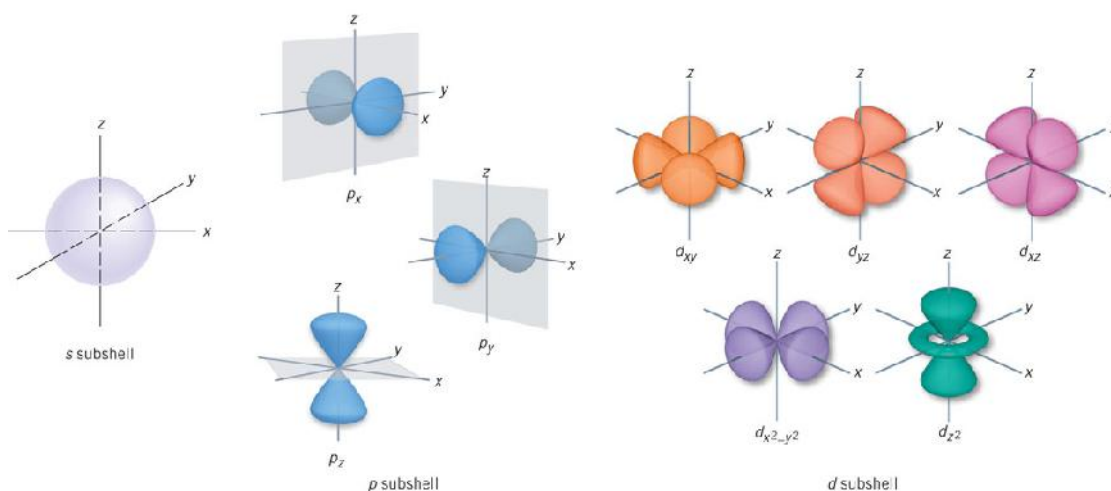
6.- Observa la siguiente tabla, donde aparecen los cuatro números cuánticos de cuatro electrones determinados:

	n	l	m_l	m_s
Electrón 1	4	1	- 1	$-\frac{1}{2}$
Electrón 2	3	1	2	$-\frac{1}{2}$
Electrón 3	1	0	0	$\frac{1}{2}$
Electrón 4	4	2	0	$-\frac{1}{2}$

- ¿Son correctos todos los cuartetos de números cuánticos o hay alguno(s) imposible(s)?
- Indica el tipo de orbital atómico en que se encuentra cada electrón correcto.
- Ordenar los electrones, según el orden de energía creciente.

- El electrón 2 no es posible, ya que el valor del número cuántico magnético m_l es $\pm l$, por tanto siendo $l = 1$, los valores del número cuántico magnético, sólo podría ser -1 , 0 y $+1$, pero en ningún caso 2 , como aparece en la tabla.
El resto de electrones son correctos.
- Electrón 1 \rightarrow 4p. Posee un orbital p, ya que el valor del número cuántico secundario o azimutal es 1 .
Electrón 3 \rightarrow 1s. Posee un orbital s de forma esférica, ya que el valor de l es cero.
Electrón 4 \rightarrow 4d. Posee un orbital d, ya que su número cuántico l es dos.

Aunque no sea temario de este curso, os dejo un dibujo de las formas que poseen los orbitales s, p y d:



- c) Si nos fijamos, el electrón dos es el de menor energía, puesto que está en el nivel 1. Entre el electrón 1 y 4, que están en el mismo nivel ($n = 4$), observamos que el cuatro, está en un subnivel mayor ($l = 2$), por tanto:

$$\text{Electrón 2} < \text{electrón 1} < \text{electrón 4}$$

7.- Sean las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:

- a) $A \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 b) $B \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$

Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) **A y B representan elementos distintos.**
 b) **Se necesita emitir energía para pasar de A a B.**
 c) **Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.**
- a) Falso. Son el mismo elemento, ya que presentan el mismo número de electrones (11). Son dos configuraciones para el mismo elemento, la primera será la fundamental y la segunda la excitada.
 b) Falso. Es un salto de energía de un nivel inferior ($n = 3$), a uno superior ($n = 6$), por tanto necesita absorber energía para pasar al estado excitado.
 c) Verdadero. Ya que este electrón está más alejado del núcleo en la configuración excitada que en la fundamental, y por tanto más débilmente atraído por el núcleo.

8.- Los elementos atómicos $Z = 7$ y $Z = 15$, que pertenecen al mismo grupo del Sistema Periódico, pueden actuar con la valencia 3 en el primero, y con las valencias 3 y 5 el segundo. ¿De qué elementos se trata? Justificar las valencias en base a sus configuraciones electrónicas.

Para el elemento con número atómico $Z = 7$, la configuración electrónica será:

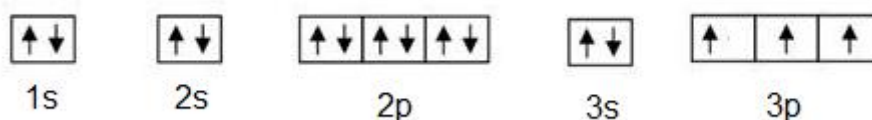
$1s^2 2s^2 2p^3$. Si dibujamos cómo se distribuyen los electrones en los distintos orbitales:



Observamos que el orbital 2p posee tres electrones desapareados, y por tanto el nitrógeno actúa con valencia +3.

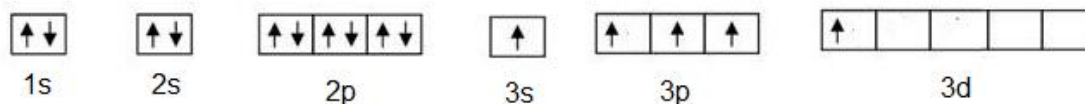
Para el compuesto de número atómico $Z = 15$, que es fósforo, su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Si dibujamos su distribución electrónica:



Posee tres electrones desapareados, pudiendo actuar con valencia +3.

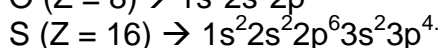
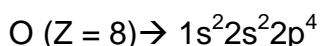
La diferencia está en que el fósforo, puede alcanzar una configuración excitada, debido a la proximidad del orbital 3d, que no puede alcanzar el nitrógeno.



Esta configuración excitada, presenta cinco electrones desapareados, lo que explica el valor +5 de valencia del fósforo.

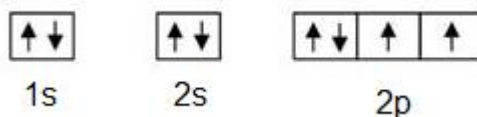
9.- ¿Por qué el azufre puede presentar las valencias 2, 4 y 6, mientras que el oxígeno que pertenece a su mismo grupo y tiene la misma configuración electrónica externa, sólo posee la valencia 2?

Realizamos las configuraciones electrónicas:



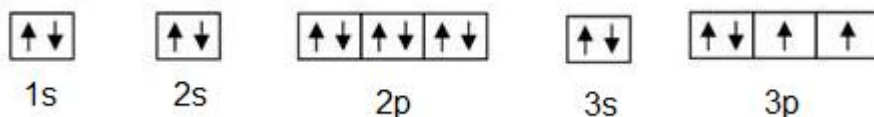
El valor de la valencia, como hemos visto en el ejercicio anterior, viene dada por el número de electrones desapareados en los orbitales.

Dibujando esta ordenación electrónica en orbitales:

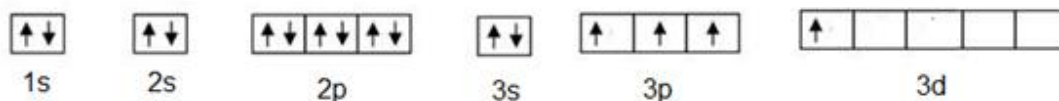


Observamos que para el oxígeno, existen dos electrones desapareados, por tanto la valencia del oxígeno es dos.

Para el azufre, su configuración electrónica fundamental es:



Esta valencia, hace que el azufre pueda actuar con valencia dos. Pero la proximidad de orbitales de orbitales d, puede hacer que existan más electrones desapareados, y por tanto más valencias:



En esta configuración excitada, un electrón del orbital 3p, promociona al orbital 3d, pudiendo actuar el azufre con valencia cuatro.



Incluso un electrón del orbital 3s, puede promocionar al orbital 3d, por tanto el azufre, con esta configuración electrónica excitada, actúa con valencia seis, al poseer seis electrones desapareados.

10.- Dibuja las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:

- a) C_2H_6 (etano).
- b) HCN (cianuro de hidrógeno).
- c) CO_3^{2-} (ión carbonato).
- d) CS_2 (disulfuro de carbono).
- e) CCl_4 (tetrafluoruro de carbono).
- f) PO_4^{3-} (ión fosfato).

