

1.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

- Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
- Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
- Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

2.- A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Explique la posible existencia de las moléculas: AB, B₂ y AB₄.
- Justifique la geometría de la molécula AB₄.
- Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB₄.

3.- Dados los siguientes grupos de números cuánticos:

A: (2, 2, 1, 1/2); B: (3, 2, 0, -1/2); C: (4, 2, 2, 0); D: (3, 1, 1, 1/2)

- Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.
- Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

4.- Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:

- Un hilo de cobre.
- Un cristal de Cu(NO₃)₂.
- Una disolución de Cu(NO₃)₂.

5.- La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- Pertenece al grupo de los alcalinos.
- Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
- Tiene carácter metálico.

6.- En los siguientes compuestos: BCl₃, SiF₄ y BeCl₂.

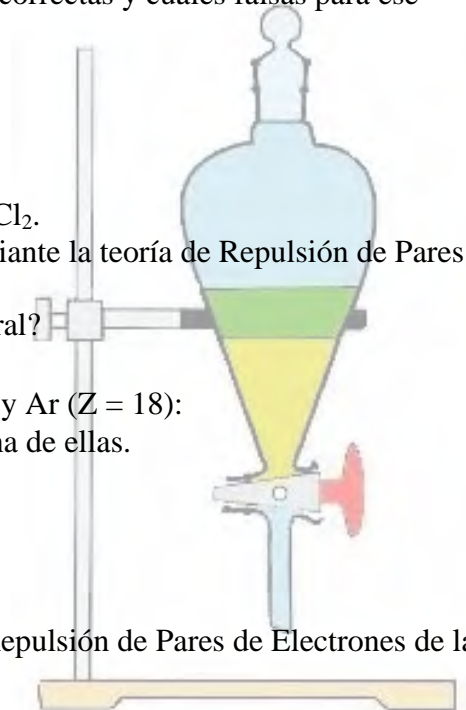
- Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

7.- Dadas las especies: Cl⁻ (Z = 17), K⁺ (Z = 19) y Ar (Z = 18):

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Justifique cuál tendrá un radio mayor.

8.- Dadas las especies: H₂O, NH₄⁺ y PH₃

- Representélas mediante estructuras de Lewis.
- Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.



ESTRUCTURA DE LA MATERIA QCA 04 ANDALUCÍA

9.- Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

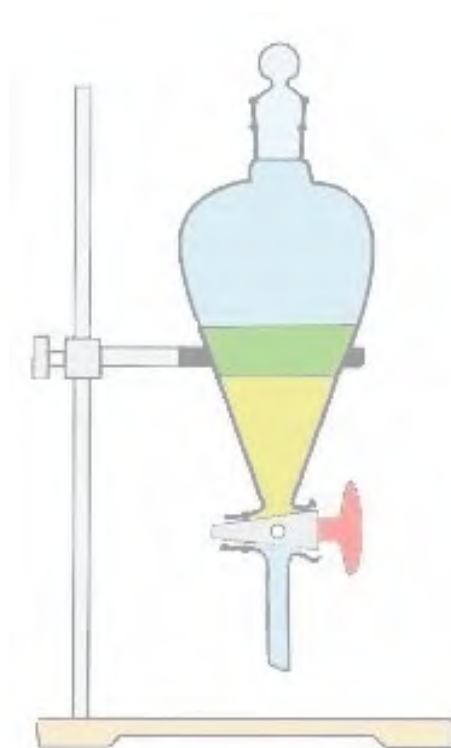
- Defina Energía de ionización.
- Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

10.- a) Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl.

- ¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?

11.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.



1.-

a)	A (Z = 19)	1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ⁶ 4s ¹	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center; color: red;">↑</td></tr></table>	↑				
↑								
	B (Z = 31)	1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ⁶ d ¹⁰ 4s ² p ¹	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center; color: red;">↑</td><td></td><td></td></tr></table>	↑		
↑↓								
↑								
	C (Z = 36)	1s ² 2s ² p ⁶ 3s ² p ⁶ d ¹⁰ 4s ² p ⁶	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↑↓</td><td style="text-align: center;">↑↓</td><td style="text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓
↑↓								
↑↓	↑↓	↑↓						

b) Como se ve en la configuración electrónica de la última capa de cada elemento realizada en notación orbital:

El elemento A tiene un electrón desapareado en el orbital 4s.

El elemento B tiene un electrón desapareado en el orbital 4p.

El elemento C no tiene electrones desapareados.

c) Los dos electrones desapareados pueden ser representados por varias series de números cuánticos en las que cambiarían “m” y “s”. las que vamos a dar son una de las posibilidades:

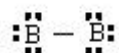
A 4s¹ (4, 0, 0, +1/2)

B 4p¹ (4, 1, -1, +1/2)

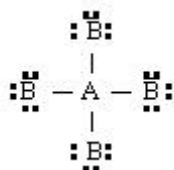
2.- A (Z = 6) 1s² 2s²p² B (Z = 17) 1s² 2s²p⁶ 3s²p⁵

a) La molécula AB no puede existir porque no se puede realizar una estructura de Lewis estable.

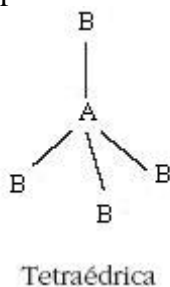
La molécula B₂ si existe puesto que el elemento B tiene alta electronegatividad (7 electrones en la última capa) formará un enlace covalente, quedando ambos átomos rodeados de ocho electrones, tendrá una estructura muy estable.



La molécula AB₄ si existe, formaría cuatro enlaces covalentes polares (el elemento B es más electronegativo que el A) y cada átomo quedaría rodeado de ocho electrones.

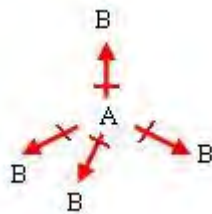


b) La molécula AB₄ necesita cuatro direcciones para alojar los cuatro pares de electrones enlazantes, por lo tanto su estructura será tetraédrica.



2.-

c) Aunque los cuatro enlaces A-B son polares por lo que indicábamos en el apartado anterior, la molécula AB₄ es apolar por su simetría.



3.-

- a) A (2, 2, 1, +1/2) No es posible porque n y l no pueden tener el mismo valor
 B (3, 2, 0, -1/2) Si es posible
 C (4, 2, 2, 0) No es posible porque s no puede valer 0
 D (3, 1, 1, +1/2) Si es posible

- b) Para n = 3 y l = 2 corresponde el orbital 3d
 Para n = 3 y l = 1 corresponde el orbital 3p

4.-

a) El cobre es un elemento que por su configuración electrónica está clasificado como un metal, por otra parte los metales son un grupo de sustancias con un gran número de propiedades en común, la más llamativa de las cuales es la conductividad eléctrica, siendo el cobre uno de sus componentes que mejor conduce la electricidad.

b) Un cristal de nitrato cúprico, como su propio nombre indica, es un sólido con estructura cristalina formado por iones positivos (Cu⁺²) y negativos (NO₃⁻), fuertemente unidos entre sí por enlace iónico (sin ninguna movilidad). Conducir la corriente eléctrica significa tener cargas libres que se puedan mover al aplicar una diferencia de potencial, por lo tanto no conduce en absoluto la corriente eléctrica.

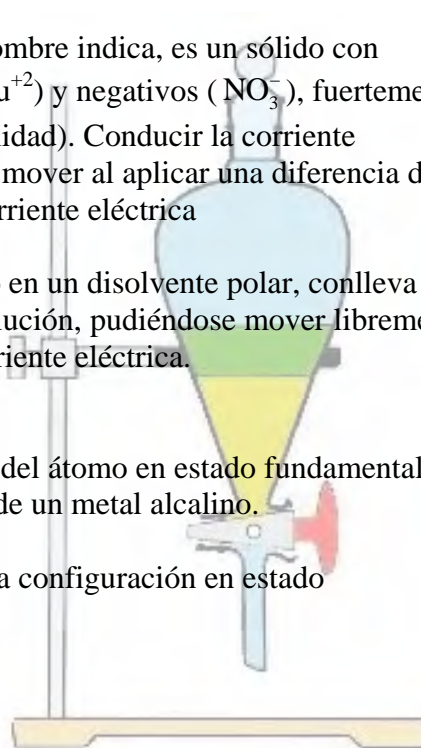
c) La disolución de un compuesto iónico cristalino en un disolvente polar, conlleva la rotura de la red pasando los iones al seno de la disolución, pudiéndose mover libremente por ella, por lo tanto la disolución si conduce la corriente eléctrica.

5.- Átomo excitado 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶5s¹

a) Es correcta porque la configuración electrónica del átomo en estado fundamental sería 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹ que es la configuración de un metal alcalino.

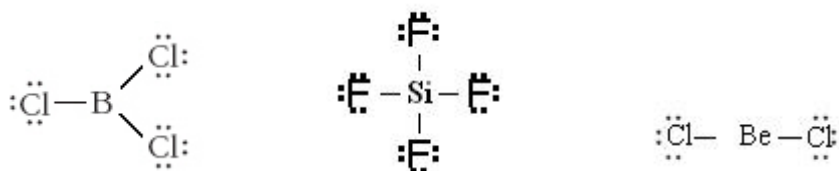
b) Es falsa, pertenece al periodo 4 como se ve en la configuración en estado fundamental.

c) Es correcta.



6.-

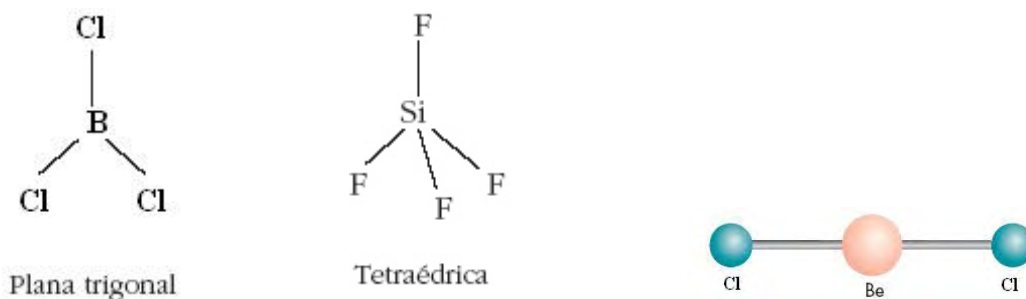
a) Realizamos primero la estructura de Lewis de las tres moléculas



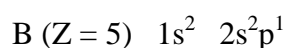
El tricloruro de boro necesita tres direcciones por lo tanto su geometría será trigonal plana.

El tetrafluoruro de silicio necesita cuatro direcciones por lo tanto su geometría será tetraédrica.

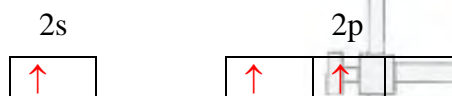
Mientras que el dicloruro de berilio, al necesitar dos direcciones será lineal.



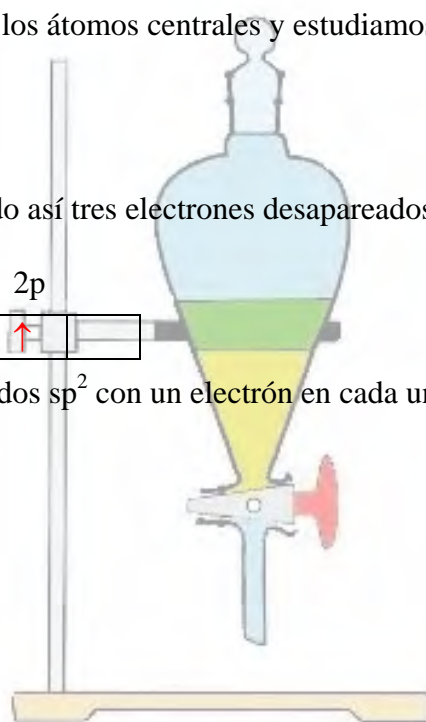
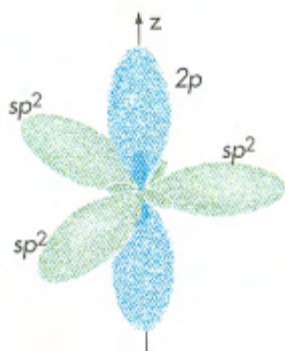
b) Realizamos las configuraciones electrónicas de los átomos centrales y estudiamos las promociones electrónicas que han de producirse



promociona un electrón del orbital 2s al 2p quedando así tres electrones desapareados distribuidos de la siguiente manera

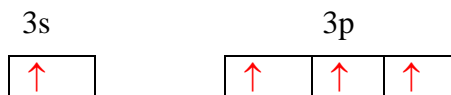


por lo tanto en el boro se forman tres orbitales híbridos sp^2 con un electrón en cada uno y un orbital p vacío

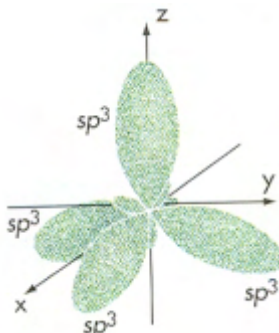


6.- (Continuación)

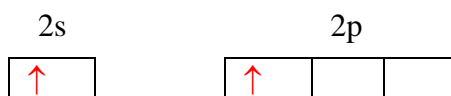
La configuración electrónica del Si (Z = 14) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ promociona un electrón del orbital 3s al 3p quedando cuatro electrones desapareados distribuidos de la siguiente manera



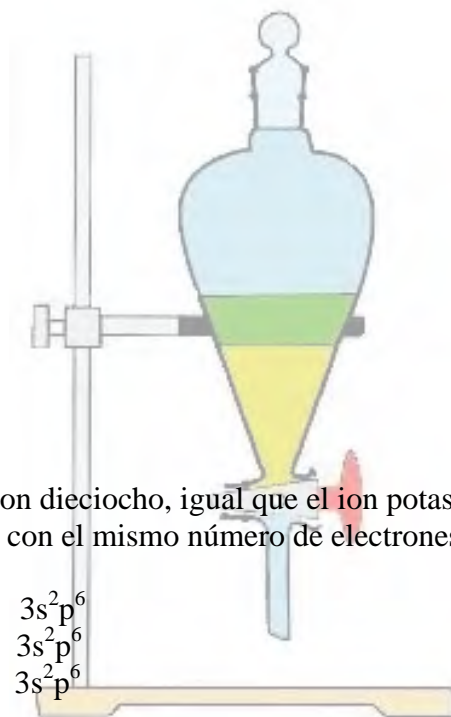
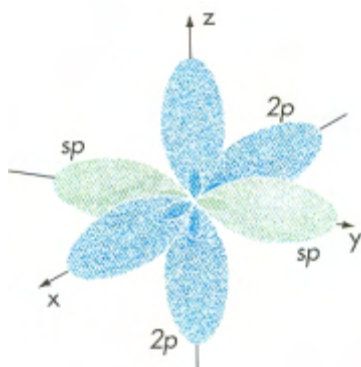
por lo tanto se forman cuatro orbitales híbridos sp^3 con un electrón en cada uno



La configuración electrónica del Si (Z = 14) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ promociona un electrón del orbital 2s al 2p quedando dos electrones desapareados distribuidos de la siguiente manera

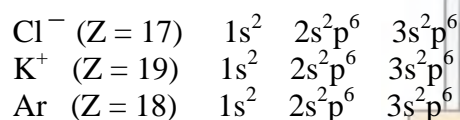


por lo tanto se forman dos orbitales híbridos sp con un electrón cada uno y dos orbitales p vacíos



7.-

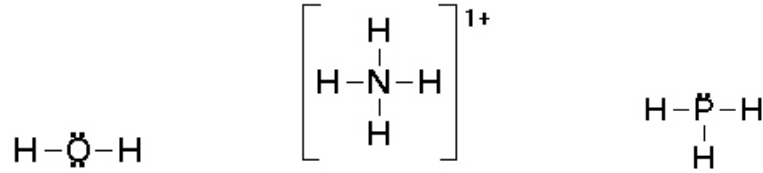
a) El ion cloruro, al ganar un electrón se queda con dieciocho, igual que el ion potasio que pierde un electrón, quedando las tres especies con el mismo número de electrones.



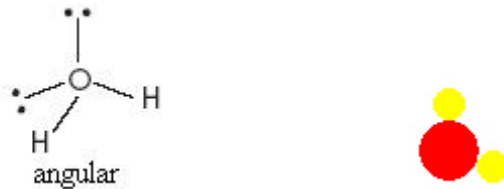
b) El Cl^- es la especie con mayor radio, puesto que es la que tiene menor carga positiva en el núcleo (17 protones).

8.-

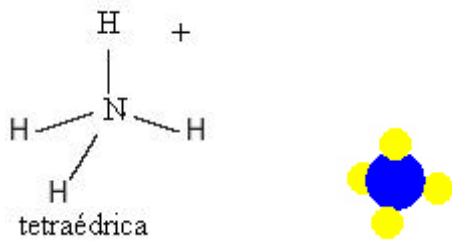
a) Las estructuras de Lewis de las tres especies son:



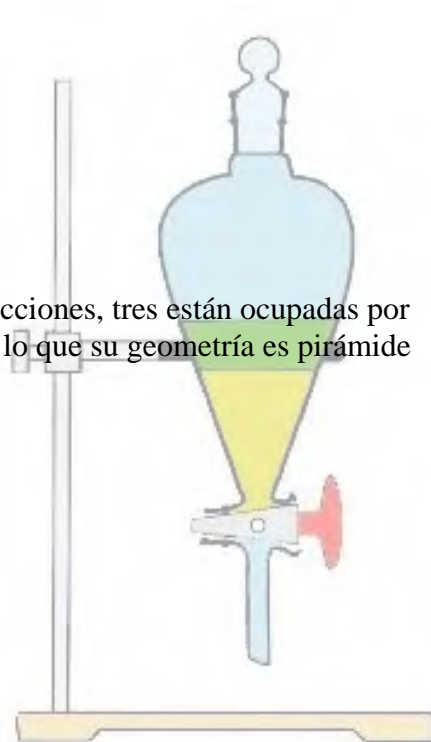
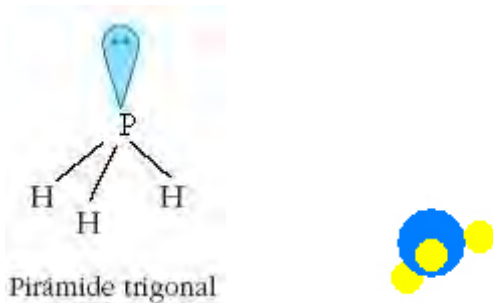
b) La molécula de agua necesita cuatro direcciones para alojar los cuatro pares electrónicos del oxígeno (dos enlazantes y dos no enlazantes) por lo tanto su geometría será angular de origen tetraédrico con un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$ por la mayor repulsión entre los pares no enlazantes.



El ion amonio tiene las cuatro direcciones ocupadas por pares enlazantes por lo tanto su geometría es tetraédrica.



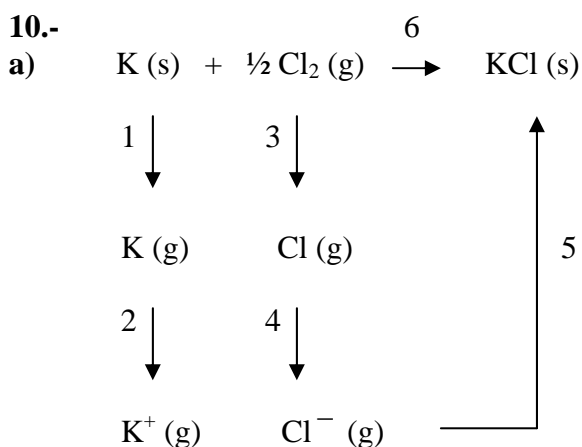
Por último el hidruro de fósforo de las cuatro direcciones, tres están ocupadas por pares enlazantes y una por un par no enlazante, por lo que su geometría es pirámide trigonal.



9.-

- a) La energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso y en su estado fundamental.
- b) Los elementos citados pertenecen a un mismo grupo, el de los metales alcalinos. Dentro de un mismo grupo, la energía de ionización aumenta hacia arriba, por lo tanto el de mayor energía de ionización será el litio y el de menor el cesio.
- c) Esto es debido a que, al pasar de un elemento al siguiente por encima en ese grupo, consideraremos una capa electrónica menos. Ahora, los electrones periféricos estarán más fuertemente atraídos y por tanto, costará más energía arrancarlos.

10.-



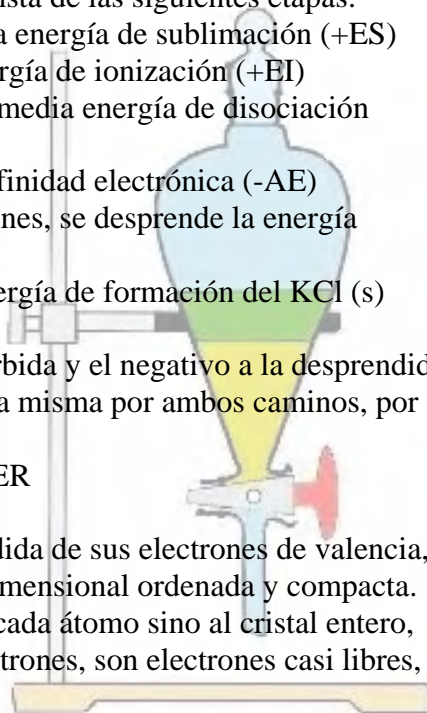
El proceso de formación de un mol de KCl (s) consta de las siguientes etapas:

1. Sublimación de los átomos de K (s), se absorbe la energía de sublimación (+ES)
2. Ionización de los átomos K (g), se absorbe la energía de ionización (+EI)
3. Disociación de medio mol de Cl₂ (g), se absorbe media energía de disociación (+1/2ED)
4. Ionización de un mol de Cl (g), se desprende la afinidad electrónica (-AE)
5. Formación de un mol de KCl (s) a partir de los iones, se desprende la energía reticular (-ER)
6. proceso directo de formación, se desprende la energía de formación del KCl (s) (-EF), lo que significa que el KCl (s) es estable

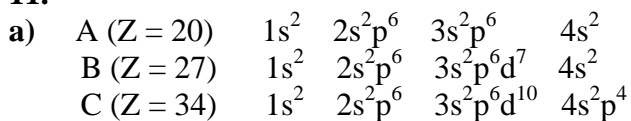
Hemos asignado el signo positivo a la energía absorbida y el negativo a la desprendida. La energía puesta en juego en el proceso ha de ser la misma por ambos caminos, por lo tanto:

$$EF = ES + EI + \frac{1}{2} ED - AE - ER$$

- b) Los átomos de los metales ionizados por la pérdida de sus electrones de valencia, se han convertido en cationes que forman una red tridimensional ordenada y compacta. Los electrones de valencia, que ya no pertenecen a cada átomo sino al cristal entero, rodean la red positiva como si fueran un gas de electrones, son electrones casi libres, portadores de la corriente eléctrica.



11.-



b) Los tres elementos pertenecen a un mismo periodo, el cuarto, dentro de un mismo periodo la electronegatividad aumenta hacia la derecha, por lo tanto el elemento más electronegativo es el C. El radio, dentro de un mismo periodo aumenta hacia la izquierda, por lo tanto el elemento de mayor radio es el A.

c) El elemento A es un metal alcalino térreo, ya que posee dos electrones en el nivel cuatro y el B es un metal de transición porque está llenándose un orbital interno (3d).

El elemento C tenderá a captar dos electrones para adquirir estructura de gas noble, es por lo tanto un no metal.

