

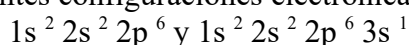
# PROBLEMAS TIPO DEL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

## Del átomo

- 1) Dados los conjuntos de números cuánticos: (2,1,2, 1/2); (3,1,-1, 1/2); (2,2,1,-1/2); (3,2,-2, 1/2)
- Razone cuáles no son permitidos.
  - Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.
  - Ordénelos de menos a mayor energía.

- 2) a) Escribe la configuración electrónica de los iones  $S^{2-}$  y  $Fe^{2+}$ .
- Indica un catión y un anión que sean isoelectrónico con  $S^{2-}$ .
  - Justifica por qué la segunda energía de ionización del magnesio es superior a la primera.

- 3) a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



La primera energía de ionización de uno es  $2.080 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y la del otro  $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Asigna cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifica la elección.

- La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la del átomo de hidrógeno? Razona la respuesta.

- 4) 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.

- $n = 2$ ;  $s = +1/2$ .
- $n = 3$ ;  $l = 2$ .
- $n = 4$ ;  $l = 3$ ;  $m = -2$ .

- 5) 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 tiene mayor primera energía de ionización que Q.
- Q tiene menor afinidad electrónica que A.
- A tiene mayor radio atómico que Q.

- 6) Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 18, 33 y 35, respectivamente.

- Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
- Justifique cuál tiene mayor carácter metálico.
- Indique el número de electrones desapareados que hay en cada uno.
- Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.
- Cuál tiene mayor electronegatividad.
- Cuál tiene menor energía de ionización.
- Cuál tiene mayor tamaño.
- Cuál tiene mayor afinidad electrónica.
- Indique el ion más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica.
- De los iones anteriores, justifique cuál tiene mayor radio iónico.

- 7) 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:  
 $\text{Cl}^-$  ;  $\text{N}^{3-}$  ;  $\text{Al}^{3+}$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{Mg}^{2+}$  .  
 c) De dos especies isoelectrónicas, ¿cuál tiene mayor tamaño y por qué?

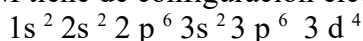
- 8) a) ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición? b) Indique la configuración electrónica del ion hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación. c) ¿Por qué existen siete clases de orbitales f ?

9) La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización de tres elementos:

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5,4 eV	75,6 eV	122,5 eV	-
Na	5,1 eV	47,3 eV	71,9 eV	99,1 eV
K	4,3 eV	31,8 eV	46,1 eV	61,1 eV

- a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?  
 b) ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?  
 c) ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

10) El ion positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica  $\text{M}^{2+}$  :



- a) ¿Cuál es el número atómico de M?  
 b) ¿Cuál es la configuración de su ion  $\text{M}^{3+}$  expresada en función del gas noble que le antecede?  
 c) ¿Qué números cuánticos corresponden a un electrón 3d de éste elemento?

11) El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:

A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razona:

- a) ¿Cuál es el más electronegativo?  
 b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?  
 c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

12) Para el ion  $\text{Cl}^-$  (Z=17) del isótopo cuyo número másico es 36:

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

13) Para un elemento de número atómico  $Z = 20$ , a partir de su configuración electrónica:

- a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.  
 b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.  
 c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

14) El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13 respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) Corresponde a un gas noble.  
 b) Es un metal alcalino.  
 c) Es el más electronegativo.  
 d) Indique la estequiometría de los compuestos AB y CD.

15) Dadas las configuraciones electrónicas:

A:  $1s^2 3s^1$  ; B:  $1s^2 2s^2$  ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  ; D:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$  , indica, razonadamente:

- La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

16) Indique:

a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario  $l$ , que corresponden al nivel cuántico  $n = 4$ . b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores. c) Si existe algún subnivel de  $n = 5$  con energía menor que algún subnivel de  $n = 4$ , diga cuál.

17) ¿Verdadero o falso? ¿Por qué?

El número máximo de electrones con número cuántico  $n = 3$  es 6.

- En un orbital  $2p$  sólo puede haber 2 electrones.
- Si en los orbitales  $3d$  se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.
- El F tiene mayor tamaño que el Cl.
- El O es más electronegativo que el N.
- El Mg tiene mayor energía de ionización que el S.
- Los elementos están ordenados en la tabla según la masa atómica ascendente.
- El Al es más electronegativo que el B.
- El Si tiene mayor energía de ionización que el Ge.
- El C tiene mayor tamaño que el F.
- El O tiene mayor afinidad electrónica que el Na.
- El As tiene mayor afinidad electrónica que Sb.
- Para  $n = 2$  hay 5 orbitales  $d$ .
- En el orbital  $3p$  el número cuántico  $n$  vale 1.
- El número máximo de electrones con la combinación de números cuánticos  $n = 4$  y  $m = -2$  es 4.
- El número máximo de electrones con un número cuántico  $n = 3$  es 14.
- Si en el subnivel  $3p$  se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado.
- En el subnivel  $4s$  puede haber dos electrones como máximo.

### **Del enlace**

18) Dadas las siguientes moléculas:  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $BeCl_2$ ,  $BH_3$ ,  $CH_4$ ,  $OCl_2$ ,  $NH_4^+$

- Represente las estructuras de Lewis.
- Determine la geometría de la molécula según la teoría RPECV.
- Indique la hibridación del átomo central.
- Indique la polaridad de la molécula.

19) Supongamos que los sólidos cristalinos  $NaF$  ,  $KF$  , y  $LiF$  cristalizan en el mismo tipo de red.

- Razone cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas.
- Razone cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.

20) Dadas las siguientes sustancias:  $Cu$ ,  $CaO$ ,  $I_2$  , indique razonadamente:

- Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.
- Cuál es un sólido que sublima fácilmente.
- Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.

- 21) Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
- Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
  - Justifique cuál de ellos será menos soluble.
- 22) Indique qué tipo de enlace hay que romper para:
- Fundir cloruro de sodio.
  - Vaporizar agua.
  - Vaporizar n-hexano.
- 23) Indica razonadamente cuántos enlaces  $\pi$  y cuántos  $\sigma$  tienen las siguientes moléculas:
- Hidrógeno.
  - Nitrógeno.
  - Oxígeno.
- 24) Dadas las siguientes moléculas:  $F_2$ ,  $CS_2$ ,  $C_2H_4$ ,  $C_2H_2$ ,  $H_2O$  y  $NH_3$ . Indique en cuál o cuales:
- Todos los enlaces son simples.
  - Existe algún doble enlace.
  - Existe algún triple enlace.
- 25) Para el etano, el eteno y el etino, indique:
- La geometría de la molécula.
  - La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono.
- 26) Para las especies diamante, Fe, HBr, NaBr y  $Br_2$ , determine razonadamente:
- El tipo de enlace que predominará en ellas.
  - Cuál de ellas tendrá mayor punto de fusión.
  - Cuál es la especie menos soluble en agua.
- 27) Explique, razonadamente, qué tipo de fuerzas hay que vencer para:
- Fundir hielo.
  - Disolver NaCl.
  - Sublimar  $I_2$ .
  - Rayar el diamante.
  - Romper un trozo de cobre.
- 28) ¿Verdadero o falso? ¿Por qué?
- Una disolución acuosa de  $Cu(NO_3)_2$  no conduce la electricidad.
  - El  $SiH_4$  es insoluble en agua y el NaCl es soluble.
  - El punto de fusión del etano es alto.
  - La molécula de  $BF_3$  es apolar aunque sus enlaces están polarizados.
  - El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.
  - El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.
  - Algunas moléculas covalentes son polares.
  - Los compuestos iónicos, fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.
  - El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de hidruros del grupo 16.
  - El neón y el  $O^{2-}$  tienen la misma configuración electrónica.
  - El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
  - El neón y el  $O^{2-}$  tienen el mismo número de protones.
  - El cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica.
  - Los gases nobles son muy reactivos.

- ñ) La geometría molecular del tricloruro de boro es pirámide trigonal.
- o) La energía reticular es la energía de un retículo.
- p) El LiF es más soluble que el KBr.
- q) El MgO es más soluble que el CaS.
- r) Los metales son buenos conductores porque sus electrones son distintos a los de los no metales.
- s) El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
- t) En condiciones normales, el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo sólido.
- u) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.
- v) El H<sub>2</sub> y el I<sub>2</sub> no son solubles en agua y el HI sí lo es.
- w) La molécula de BF<sub>3</sub> es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados
- x) El CsCl es un sólido cristalino conductor de la electricidad.
- y) El cloruro de sodio es soluble en agua.
- z) El NH<sub>3</sub> tiene un punto de ebullición más alto que el CH<sub>4</sub>.
- z1) El CH<sub>4</sub> tiene un punto de ebullición más alto que el C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.
- z2) El CH<sub>3</sub>OH tiene un punto de ebullición más alto que el CH<sub>4</sub>.
- z3) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl<sub>2</sub>.
- z4) El CCl<sub>4</sub> es más soluble en agua que el KCl.
- z5) El CaO es más soluble en agua que el CsI.
- z6) El NH<sub>3</sub> tiene un punto de ebullición más bajo que el CH<sub>4</sub>.
- z7) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl<sub>2</sub>.
- z8) El CH<sub>4</sub> es poco soluble en agua y el KCl es muy soluble.
- z9) El etano tiene un punto de ebullición más alto que el etanol.
- z10) El tetracloruro de carbono es una molécula apolar.
- z11) El MgO es mas soluble en agua que el BaO.
- z12) Los compuestos covalentes conducen la corriente eléctrica.
- z13) Todos los compuestos covalentes tienen puntos de fusión elevados.
- z14) Todos los compuestos iónicos, disueltos en agua, son buenos conductores de la electricidad.
- z15) El agua pura no conduce la electricidad.
- z16) El NaCl en estado sólido conduce la electricidad.
- z17) La disolución formada por NaCl en agua conduce la electricidad.
- z18) El momento dipolar del hidruro de berilio es nulo y el del sulfuro de hidrógeno no lo es.
- z19) Es lo mismo “enlace covalente polar” que “enlace covalente dativo o coordinado”.
- z20) El yoduro de sodio es más soluble en agua que el yoduro de cesio.

### **Del ciclo de Born-Haber**

- 29) Escriba el ciclo de Born-Haber para el NaF.
- 30) Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.
- 31) Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl.
- 32) a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.
- b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:  
 Entalpía de formación del [LiF(s)] = - 594'1 kJ/mol  
 Energía de sublimación del litio = 155'2 kJ/mol  
 Energía de disociación del = 150'6 kJ/mol 2 F  
 Energía de ionización del litio = 520'0 kJ/mol  
 Afinidad electrónica del flúor = - 333'0 kJ/mol.

33) a) Establezca el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de  $\text{CaCl}_2$  (s).

b) Calcule la afinidad electrónica del cloro.

Datos: Entalpía de formación del  $\text{CaCl}_2$  (s) = -748 kJ/mol;

Energía de sublimación del calcio = 178,2 kJ/mol;

Primer potencial de ionización del calcio = 590 kJ/mol;

Segundo potencial de ionización del calcio = 1145 kJ/mol;

Energía de disociación del enlace Cl-Cl = 243 kJ/mol;

Energía reticular del  $\text{CaCl}_2$  (s) = -2258 kJ/mol.