

Relación Nº 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y ENLACE QUÍMICO

Formulación:

- 0.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Cromato de plata **b)** Óxido de estaño (IV)
c) But-1-eno **d)** CaBr_2 **e)** $\text{Zn}(\text{OH})_2$ **f)** $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$

Cuestiones:

- 1.- Dados los valores de los números cuánticos: $[4, 2, 3, -1/2]$; $[3, 2, 1, +1/2]$; $[2, 0, 1, -1/2]$; $[1, 0, 0, +1/2]$.

- a)** Indique cuáles de ellos no están permitidos. Justifica tu respuesta.
b) Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

- 2.- **a)** Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:

$[0, 0, 0, -1/2]$; $[1, 1, 0, +1/2]$; $[2, 1, 0, +1/2]$; $[3, 2, 1, -1/2]$

- b)** Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.
c) Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

- 3.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^23s^1$; B: $1s^23s^3$; C: $1s^22s^22p^63s^23p^6$; D: $1s^22s^22p_x^22p_y^02p_z^0$. Indique razonadamente:

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

- 4.- ¿Cuál o cuáles son las respuestas correctas de la siguiente pregunta? Justifica o razona tu elección.

Los orbitales de un mismo subnivel energético, por ejemplo, el correspondiente a $l = 1$ del nivel $n = 3$:

- a)** Poseen la misma energía. **b)** No poseen la misma energía.
c) Se saturan con 2 electrones antiparalelos. **d)** No admiten más que un electrón.

- 5.- Establece cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	n	ℓ	m	s	Serie	n	ℓ	m	s
I	0	0	0	+1/2	IV	2	1	-2	+1/2
II	1	1	0	+1/2	V	2	1	-1	+1/2
III	1	0	0	-1/2	VI	2	3	-3	+1/2

- 6.- El ión positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica: $\text{M}^{3+}: 1s^22s^22p^63s^23p^6d^3$.

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

- 7.- **a)** Escriba las configuraciones electrónicas del Mg ($Z=12$) y del Al ($Z=13$). **b)** Basándose en las mismas, justifique si es de esperar la existencia de iones Mg^{2+} o Al^{3+} en algún compuesto sencillo.

- 8.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:

$\text{X} = 1s^22s^2p^1$; $\text{Y} = 1s^22s^2p^5$; $\text{Z} = 1s^22s^2p^63s^2$.

- a)** Indique el grupo y el período en el que se encuentran.
b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor afinidad electrónica.
c) ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

- 9.- Dado el elemento de $Z = 19$:

- a)** Escriba su configuración electrónica.
b) Indique a qué grupo y período pertenece.
c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

- 10.- Teniendo en cuenta los elementos $Z = 7$, $Z = 13$ y $Z = 15$, contesta razonadamente:

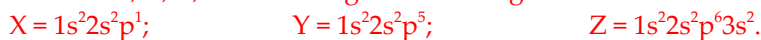
- a)** Cuáles pertenecen al mismo periodo. **b)** Cuáles pertenecen al mismo grupo.
c)Cuál es el orden decreciente de radio atómico.
d) De los elementos $Z = 13$ y $Z = 15$, cuál tiene el primer potencial de ionización mayor.

Relación Nº 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y ENLACE QUÍMICO

- 11.- Dadas las configuraciones electrónicas externas: ns^1 ; ns^2np^1 ; ns^2np^6 .
- Indica el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
 - Para el caso de $n = 4$, escribe la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbralo.
- 12.- a) Defina afinidad electrónica. b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica? c) Justifique: ¿cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?
- 13.- Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos e iones siguientes, indicando para cada par el átomo o ion de mayor tamaño:
- S y S^{2-}
 - Zn y Zn^{2+}
 - Al y Al^{3+}
- Justifique brevemente las respuestas. Números atómicos: Al = 13; S = 16; Zn = 30.
- 14.- El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente: A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razone:
- ¿Cuál es el más electronegativo?
 - ¿Cuál posee menor energía de ionización?
 - ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?
- 15.- La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización (eV) de tres elementos.
- | | 1ª | 2ª | 3ª | 4ª |
|----|-----|------|-------|------|
| Li | 5,4 | 75,6 | 122,5 | --- |
| Na | 5,1 | 47,3 | 71,9 | 99,1 |
| K | 4,3 | 31,8 | 46,1 | 61,1 |
- ¿Por qué la 1ª disminuye del Li al K?
 - ¿Por qué la 2ª de cada elemento es mayor que la primera? c) ¿Por qué no se da el valor de la 4ª del Li?
- 16.- a) Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} (Z = 7), Cl (Z = 17), K (Z = 19) y Ar (Z = 18). b) Indique los que son isoelectrónicos. c) Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.
- 17.- a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas $1s^22s^22p^6$ y $1s^22s^22p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es 2.080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección. b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno? Razone la respuesta.
- 18.- Supongamos que los sólidos cristalinos NaF, KF y LiF cristalizan en el mismo tipo de red.
- Escribe el ciclo de Born-Haber para el NaF.
 - Razone cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas.
 - Razone cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.
- 19.- Escriba la estructura electrónica de los elementos de números atómicos 11, 14, 35, 38, 54, y contesta:
- ¿A qué grupo del sistema Periódico pertenece cada uno?
 - ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?
 - ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada uno?
 - ¿Cuál será el más electronegativo y cuál el más electropositivo?
 - Comente la naturaleza de los enlaces de los compuestos obtenidos al combinarse los elementos de la forma siguiente:
I) 11 con 35; II) 14 con 14; III) 35 con 35; IV) 35 con 38; V) 38 con 38.
Justifica tu respuesta.
- 20.- a) Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 . Dibuje la geometría de cada molécula según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. b) Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas. Números atómicos: C (Z = 6); N (Z = 7); F (Z = 9).

Relación Nº 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y ENLACE QUÍMICO

21.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:



- Indique el grupo y el período en el que se encuentran.
- Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?
- Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
- Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.
- Comente la naturaleza de los enlaces de los compuestos obtenidos al combinarse los elementos de la forma siguiente:
I) X con Y; II) Y con Z; III) Y con Y; IV) Z con Z.

Justifica tu respuesta.

22.- En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y BeCl_2 . a) Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. b) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

23.- a) Dibuja las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas: HCN , HNO_3 y SO_2 .

b) Escribe las diferentes formas posibles para las moléculas en las que se dé el fenómeno de resonancia.

24.- Señala el tipo de enlace que debe romperse para: a) disolver cloruro de calcio en agua;

b) fundir aluminio; c) vaporizar bromo; d) fundir oro; e) disolver sal en agua y f) vaporizar agua.

25.- Escribe las estructuras de Lewis de las siguientes especies químicas: CO_2 , SO_2 , y $(\text{CO}_3)^{2-}$.

26.- Dadas las siguientes sustancias: cloruro potásico, agua, cloro, sodio, amoníaco y dióxido de carbono,

explica: a) Tipo de enlace que presenta cada una. b) ¿Cuáles formarán moléculas y cuáles cristales?

c) ¿Cuáles presentarán momentos dipolares de enlace, cuáles de molécula y cuáles fuerzas intermoleculares?

27.- Dibuje la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas:



28.- Dada la molécula H_2S .

a) Justifique la geometría de la molécula de acuerdo con la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.

b) Justifique la polaridad de los enlaces y la polaridad de la molécula.

c) ¿Qué tipo de unión intermolecular presenta? Justifica tu respuesta.

d) d-I) Indica si la molécula es un gas, o un sólido o un líquido a temperatura ambiente.

d-II) Indica si la molécula es soluble en agua o en disolventes orgánicos. Justifica tus respuestas.

29.- Indique el tipo de fuerzas de atracción o de enlace químico que han de romperse para:

a) Fundir carbono (diamante). b) Fundir cloruro de sodio. c) Evaporar agua.

d) Fundir cromo. e) Disociar nitrógeno. f) Sublimar yodo.

30.- Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) La molécula de BF_3 es apolar aunque sus enlaces están polarizados.

b) El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.

c) El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.

31.- Dada la molécula de CCl_4 :

a) Representéla mediante estructura de Lewis.

b) ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?

c) ¿Por qué a temperatura ambiente el CCl_4 es líquido y el Cl_4 es sólido?

32.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Algunas moléculas covalentes son polares.

b) Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.

c) El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.

Relación Nº 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y ENLACE QUÍMICO

- 33.- Dadas las especies químicas H_2O y PH_3 :
- Representélas mediante diagramas de Lewis.
 - Prediga la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada especie.
- 34.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$; B: $1s^2 2s^2$; C: $1s^2 2s^2 p^6$.
Indique, razonadamente:
- El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
 - Los iones más estables que forman A, B y C.
- 35.- a) Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 y H_2O , indica el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.
b) Ordena los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifica las respuestas.
- 36.- Dadas las especies químicas H_2Se , NH_3 y CH_4 , indique:
- La estructura de Lewis de cada molécula.
 - La geometría de cada molécula según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - La hibridación que representa el átomo central de cada una de ellas.

Problemas:

- 37.- a) Diseña el ciclo de Born-Haber para el óxido de magnesio.
b) Calcula la energía reticular del óxido de magnesio sabiendo que se desprende 602,0 kJ/mol cuando se forma a partir de sus elementos. Datos:
- Energía de disociación del $O_2 = 498,2$ kJ/mol.
Electroafinidad primera del O = - 141,2 kJ/mol.
Electroafinidad segunda del O = -791,0 kJ/mol.
Calor de sublimación del Mg = 146,1 kJ/mol.
Energía primera ionización del Mg = 736,3 kJ/mol.
Energía segunda ionización del Mg = 1.447,9 kJ/mol. Solución: b) $U = - 2.249,2$ kJ/mol.
- 38.- Calcule la energía reticular del KBr y represente su ciclo de Born-Haber, sabiendo que:
- $\Delta H^\circ_{\text{formación del KBr}} = - 391,80$ kJ mol⁻¹. $\Delta H^\circ_{\text{sublimación del K}} = 81,26$ kJ mol⁻¹.
 $\Delta H^\circ_{\text{vaporización del Br}_2} = 30,70$ kJ mol⁻¹. $\Delta H^\circ_{\text{disociación del Br}_2} = 193,50$ kJ mol⁻¹.
 $E_{1^\circ \text{ de ionización del K}} = 418,40$ kJ mol⁻¹. $E_{\text{electroafinidad del Br}} = - 321,90$ kJ mol⁻¹. Solución: b) $U = - 681,66$ kJ mol⁻¹.
- 39.- a) Diseña el ciclo de Born-Haber para el óxido de berilio.
b) Calcula la energía reticular del óxido de berilio sabiendo que se desprende 702,0 kJ/mol cuando se forma a partir de sus elementos. Datos:
- Energía de disociación del $O_2 = 498,2$ kJ/mol.
Electroafinidad primera del O = - 141,2 kJ/mol.
Electroafinidad segunda del O = -791,0 kJ/mol.
Calor de sublimación del Be = 130,5 kJ/mol.
Energía primera ionización del Be = 746,6 kJ/mol.
Energía segunda ionización del Be = 1.467,6 kJ/mol. Solución: b) $U = - 2.363,6$ kJ/mol.
- 40.- a) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio.
b) Calcule la energía reticular del fluoruro de sodio, sabiendo que se desprende 571 kJ/mol cuando se forma a partir de sus elementos. Datos:
- Energía de disociación del flúor = 160 kJ/mol.
Afinidad electrónica del flúor = - 352 kJ/mol.
Calor de sublimación del sodio = 101 kJ/mol.
Energía de ionización del sodio = 494 kJ/mol. Solución: b) $U = - 894$ kJ/mol.
- 41.- Calcule el porcentaje de carácter iónico de los enlaces H-Br y H-I a partir de los siguientes datos:
- $\mu_{HBr} = 0,79$ D; $d_0(HBr) = 1,40$ Å y $\mu_{HI} = 0,38$ D; $d_0(HI) = 1,61$ Å.
Soluciones: % C.I._{HBr} = 11,8 % y % C.I._{HI} = 4,9 %.