

## SEMINARIOS QUÍMICA GENERAL, INORGÁNICA Y ORGÁNICA

### TEMA 1. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

1. Indica cuántos protones, neutrones y electrones hay en el: a) nitrógeno-14; b) nitrógeno-15; c) tántalo-179; d) uranio-234; e) sodio-23 monopositivo; f) oxígeno-16 dinegativo.
2. El carbono contiene dos isótopos: 98,89% de carbono-12 (su  $M_r$  es exactamente 12) y 1,11% de carbono-13 ( $M_r = 13,003$ ). ¿Cuál es la masa relativa ( $M_r$ ) promedio del carbono?
3. Si se desplazan a la misma velocidad, ¿quién tiene mayor longitud de onda, un electrón o un protón?
4. ~~Un electrón se desplaza con una velocidad de  $10^6$  m/s. Si se quiere determinar la posición con una precisión de  $0,01 \text{ \AA}$ , calcular su momento y la indeterminación producida.~~
5. ¿Cómo puede un electrón pasar a un estado excitado?
6. Da el valor del número cuántico azimutal y di cuántos orbitales tiene cada una de las siguientes subcapas: a) 3s; b) 4p; c) 5p; d) 3d; e) 2s; f) 5s; g) 4f.
7. ¿Cuántos orbitales hay en cada una de las siguientes capas o subcapas?  
a) capa  $n = 1$ ; b) capa  $n = 2$ ; c) capa  $n = 3$ ; d) subcapa 3d; e) subcapa 4p.
8. En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital:  
a) s; b)  $p_x$ ; c)  $p_y$ ; d)  $p_z$ .
9. Escribe el símbolo y el nombre del elemento de número atómico más bajo que tenga:  
a) un electrón p; b) un subnivel p completo; c) un electrón f; d) cinco electrones d.
10. Escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de los siguientes átomos:  
a) Li; b) C; c) Kr; d) Si; e) Co; f) Br; g) Sr; h) As; i) V; j) Cr; k) Fe; l) Au; m) Tl.
11. Señala cuál de los siguientes átomos o iones debe ser paramagnético en su estado fundamental:  
a) Li; b) Mg; c) S; d) Zn; e) Ba; f) Re; g)  $\text{Cu}^{2+}$ ; h)  $\text{Fe}^{3+}$ .
12. Predice el número de electrones no apareados en las especies siguientes:  
a)  $\text{Al}^{3+}$ ; b)  $\text{Mn}^{5+}$ ; c)  $\text{Cu}^+$ ; d)  $\text{Zr}^{3+}$ ; e)  $\text{Na}^+$ .
13. Define los siguientes términos: período, grupo, elemento representativo, elemento de transición, lantánido, metal alcalino, energía de ionización, afinidad electrónica.
14. Deduce sin recurrir a la Tabla Periódica, la configuración electrónica de los elementos Si,  $Z = 25$ , Rb y Níquel. Identificar (período, grupo, bloque) correctamente a cada uno de ellos.
16. ¿Qué ión crees que tendrá menor radio,  $\text{Fe}^{2+}$  o  $\text{Fe}^{3+}$ ?
17. Ordena los siguientes iones en orden decreciente de radio:  $\text{Se}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Te}^{2-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ .
18. Las siguientes partículas son isoelectrónicas, es decir, tienen la misma configuración electrónica.

Ordénalas según su radio decreciente:  $F^-$ ,  $Na^+$ ,  $O^{2-}$ ,  $Mg^{2+}$ .

19. Justifica la variación de la primera energía de ionización a lo largo de un periodo y comentar las excepciones que se producen en el periodo  $n = 2$ .
20. Justifica la variación de la primera energía de ionización a lo largo de un grupo y comentar la variación existente entre Y y La frente a Zr y Hf, en la primera energía de ionización.
21. Ordena los elementos siguientes en orden creciente de su primera energía de ionización:  
Na, F, I, Cs, Ne.
22. Explica el siguiente hecho: “la primera energía de ionización de Pd es 805 kJ/mol y el de Pt es 870 kJ/mol”.
23. Explica el hecho siguiente: “la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera, pero no tan grande como la segunda energía de ionización del sodio”.
24. Indica que elemento de cada par posee mayor afinidad electrónica: a) F, Cl; b) Cl, Br; c) O, S; d) S, Se. ¿Por qué la segunda afinidad electrónica para O y S resulta ser un proceso endotérmico?
25. Di cuales de las siguientes afirmaciones son ciertas:
  - . a) El ión  $Na^+$  es menor que el ión  $K^+$ .
  - . b) El ión  $Na^+$  es menor que el átomo de Na.
  - . c) El ión  $F^-$  es menor que el átomo de F.
  - . d) Los iones de los metales alcalinos son más pequeños que los iones de los metales alcalino-térreos del mismo periodo.
  - . e) La energía de ionización crece al bajar en el grupo.
  - . f) Una razón por la que el helio no es reactivo es por su alta energía de ionización.
  - . g) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
  - . h) La primera energía de ionización del  $He^+$  es la misma que la segunda del átomo de helio.
  - . i) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.

## TEMA 2. EL ENLACE QUÍMICO

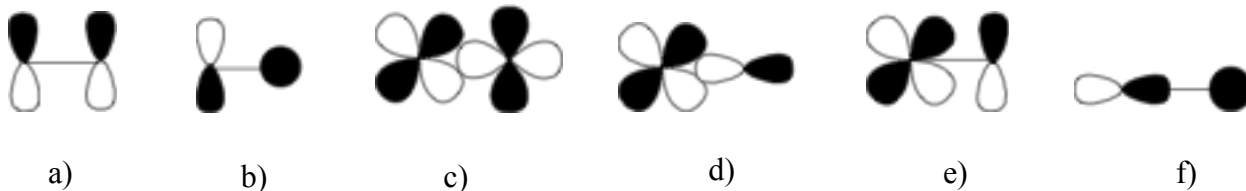
26. Indica cuáles de los siguientes compuestos no representa un compuesto iónico estable y por qué:  $BaCl_2$ ,  $KF$ ,  $SrS$ ,  $Ca_2O_3$ ,  $NaBr_2$ ,  $Li_2S$  y  $AlF_4$ .
27. Ordena los siguientes compuestos según su energía de red:  $KCl$ ,  $LiCl$ ,  $KBr$ ,  $NaCl$  y  $KI$ . ¿Cuál sería el orden de los haluros de plata(I)?
28. Explica la variación de los puntos de fusión de los siguientes compuestos iónicos: a)  $NaF$  (1261 K) y  $MgO$  (3073 K); b)  $NaF$  (1261 K),  $NaCl$  (1074 K),  $NaBr$  (1028 K),  $NaI$  (924 K).
29. Calcula la afinidad electrónica del yodo (el yodo es sólido en condiciones normales) a partir de los

siguientes datos:  $\Delta H_f(\text{KI}) = -327$ ,  $\Delta H_s(\text{K}) = 90$ ,  $\Delta H_s(\text{I}_2) = 62$ ,  $\Delta H_D(\text{I}_2) = 151$ ,  $\Delta H_I(\text{K}) = 418$  y  $\Delta H_U(\text{KI}) = 645$  kJ/mol.

30. Teniendo en cuenta los siguientes datos, predecir si será posible o no, la formación del compuesto iónico AuF:  $\Delta H_s(\text{Au}) = 368$ ,  $\Delta H_f(\text{Au}) = 895$ ,  $\Delta H_D(\text{F}_2) = 159$ ,  $\Delta H_{AE}(\text{F}) = -352$ ,  $\Delta H_U(\text{AuF}) = 766$  kJ/mol.
31. Calcula la entalpía de disolución ( $\Delta H_d$ ) de KF a 298 K, si  $\Delta H_U(\text{KF}) = 800$  kJ/mol,  $\Delta H_H(\text{K}^+) = -352$  kJ/mol y  $\Delta H_H(\text{F}^-) = -474$  kJ/mol.
32. El nitrógeno forma  $\text{NF}_3$  mientras no existe el pentafluoruro. Sin embargo, para el fósforo se conocen el tri- y el pentafluoruro. Determina:
- las estructuras de Lewis de  $\text{NF}_3$ ,  $\text{PF}_3$  y  $\text{PF}_5$ ;
  - ¿qué explicación tendría el hecho de que el pentafluoruro de fósforo sea estable, pero no el pentafluoruro de nitrógeno?
  - De acuerdo con dichas explicaciones ¿cuál de las siguientes moléculas no existen:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{OF}_3$ ,  $\text{OF}_6$ ,  $\text{SF}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ? Escribe, en cada caso, la estructura de Lewis acompañada de los comentarios oportunos.
33. Define lo que son formas resonantes y energía de resonancia. Proponer para las moléculas de  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{O}_3$  todas las formas resonantes posibles que incluyan cargas formales e indicar la que presente mayor contribución al híbrido de resonancia. Para la molécula de dióxido de carbono, la forma resonante de menor energía es la que une a los átomos terminales con el central mediante un doble enlace. Si la energía de cada doble enlace es 732 kJ/mol y la energía de formación del  $\text{CO}_2$  es de 1601 kJ/mol, ¿cuál será el valor de la energía de resonancia para dicha molécula?
34. Representa las estructuras de Lewis para los oxoaniones:  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  y  $\text{PO}_4^{3-}$ .
35. Escribe estructuras de Lewis para los siguientes aniones:  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{NO}_2^-$ .
36. Establece para las siguiente moléculas e iones covalentes:  $\text{OCl}_2$ ,  $\text{XeO}_3$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{ICl}_4^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{PF}_3$  y  $\text{CS}_2$ : a) la geometría molecular; b) la hibridación del átomo central y los orbitales participantes; c) el valor aproximado de los ángulos de enlace.
37. Da una explicación a las siguientes cuestiones:
- para la molécula  $\text{F}_2\text{C}=\text{O}$ , ¿el ángulo FCF es mayor, menor o igual que el FCO?
  - ¿la energía de enlace de  $\text{S}_2$  será mayor o menor que la de  $\text{Cl}_2$ ?
  - ¿en qué molécula es el enlace N-N más corto y en cuál más fuerte:  $\text{H}_2\text{NNH}_2$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{NNO}$ ?
  - Al disociarse ácido acético se produce el ión acetato. ¿Cómo se puede explicar que las distancias C-O de dicho ión sean iguales?
38. Determina la polaridad de las moléculas:  $\text{H}_2$ , HI, HF, ICl,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  y HCHO.

### TEMA 3. TEORÍAS DE ENLACE COVALENTE

39. ¿Cuáles de los siguientes orbitales atómicos situados sobre átomos diferentes en la geometría representada solapan entre sí?



40. Decir cuando el solapamiento de los siguientes orbitales situados en átomos vecinos producirá un enlace. Definir el tipo de enlace formado, teniendo en cuenta que el eje z es el que une los átomos:

a) (1s, 1s); b) (2p<sub>z</sub>, 2p<sub>z</sub>); c) (2p<sub>x</sub>, 2p<sub>x</sub>); d) (2s, 2p<sub>z</sub>). e) (3d<sub>z</sub><sup>2</sup>, 3d<sub>z</sub><sup>2</sup>)

41. Utilizando criterios de la TEV describir las moléculas de CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> y OH<sub>2</sub>. ¿Qué diferencias pueden señalarse entre ellas?

42. Para cada ión o molécula, indica que elemento de los grupos principales debería de ser A para que se correspondan la fórmula y la estructura: AH<sub>3</sub> triangular plana, AH<sub>3</sub> piramidal, AH<sub>2</sub> lineal, AH<sub>2</sub> angular.

43. Señala la geometría e hibridación de cada átomo de carbono en las moléculas:

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>=CH-CH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-C≡CH, CH<sub>2</sub>=C=C=CH<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, HC(=O)H, CH<sub>3</sub>-COOH.

44. Escribe las configuraciones electrónicas moleculares para las especies O<sub>2</sub>, O<sub>2</sub><sup>+</sup>, O<sub>2</sub><sup>-</sup>, O<sub>2</sub><sup>2-</sup>. Ordenarlas de mayor a menor distancia de enlace y establecer su comportamiento magnético.

45. Aplicando la TOM ¿Podrían existir las siguientes especies: He<sub>2</sub><sup>2+</sup>, C<sub>2</sub>, Ne<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> y F<sub>2</sub><sup>+</sup>?

46. Si las electronegatividades de C, N, O, P, S, Cl, Sn y I son 2.5, 3.0, 3.5, 2.1, 2.5, 3.0, 1.8 y 2.5, indicar cuál es el enlace más polar de cada par y qué sentido tiene la polaridad:

a) C-N o N-O;    b) P-S o S-Cl; c) Sn-I o C-I.

47. Indica cuál de los siguientes iones presentará mayor poder polarizante:

a) Cu<sup>2+</sup> o Ag<sup>+</sup>;    b) K<sup>+</sup> o Be<sup>2+</sup>;    c) Ti<sup>4+</sup> o Li<sup>+</sup>

48. Elige el compuesto de cada pareja que tenga mayor carácter iónico:

a) CaO o MgO;    b) CaO o CaS;    c) MgO o MgS;    d) CaS o MgS

#### TEMA 4. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

49. Razonar la variación de los puntos de fusión de los elementos del grupo 18: He (2 K), Ne (25 K), Ar (84 K), Kr (116 K), Xe (161 K) y Rn (202 K).

50. ¿Qué molécula es más polar, BF<sub>3</sub> o PF<sub>3</sub>? ¿Qué molécula contiene los enlaces más polares? ¿Quién tendrá el punto de fusión más elevado (piensa en quién tendrá mayores interacciones de van der Waals)?

51. ¿Qué explicación podría justificar la variación de los siguientes puntos de ebullición para los hidruros: OH<sub>2</sub> (100 °C), SH<sub>2</sub> (-61 °C), SeH<sub>2</sub> (-42 °C) y TeH<sub>2</sub> (-2 °C)?
52. ¿Entre las siguientes especies cuales presentan enlace de hidrógeno: CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, OH<sub>2</sub>, TeH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>OH?
53. Analizar la causa de las diferencias entre los puntos de fusión de las siguientes sustancias: SiO<sub>2</sub> (1710 °C), NaCl (810 °C), Cl<sub>2</sub> (-100 °C), H<sub>2</sub>O (0 °C) y SF<sub>6</sub> (-35 °C).
54. Ordenar las siguientes sustancias por orden creciente de sus puntos de fusión y explicar la naturaleza de las interacciones que lo justifiquen: C(diamante) (3350 °C); N<sub>2</sub> (-210 °C); H<sub>2</sub>O (0 °C); TeH<sub>2</sub>, (-49 °C); I<sub>2</sub> (113,5 °C); CCl<sub>4</sub> (-23 °C) y CHCl<sub>3</sub>, (-63,5 °C).
55. Aplicando la TOM explicar los conceptos de conductor, semiconductor y aislante. ¿Afecta por igual la temperatura a todos ellos?
56. Clasifica como metálico, molecular, iónico o de red covalente a cada uno de los siguientes sólidos:
- . a) es no conductor como sólido, pero conduce como líquido.
  - . b) se disuelve en agua para dar una disolución no conductora.
  - . c) funde por debajo de 100 °C en un líquido no conductor.
  - . d) conduce la electricidad en estado sólido.
57. Distingue, entre las siguientes sustancias, las que serán conductoras de las que serán aislantes en estado sólido: a) Na, b) NaCl, c) TiCl<sub>4</sub>, d) Fe, e) CsCl.

### TEMA 5. REACCIONES ÁCIDO-BASE

58. Utilizando los criterios más adecuados para cada caso, clasificar a las siguientes sustancias como ácidos o bases: NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PCl<sub>3</sub>, V<sup>5+</sup>, V<sup>2+</sup>, Al(CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, BF<sub>3</sub>, Cl<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NCl<sub>3</sub>, BeCl<sub>2</sub>.
59. Identificar los ácidos y bases de Lewis en las reacciones: a) BF<sub>3</sub> + F<sup>-</sup> → [BF<sub>4</sub>]<sup>-</sup>; b) I<sup>-</sup> + I<sub>2</sub> → I<sub>3</sub><sup>-</sup>; c) CO<sub>2</sub> + OH<sup>-</sup> → HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>; d) KH + H<sub>2</sub>O → KOH + H<sub>2</sub>; e) CaO + SO<sub>2</sub> → CaSO<sub>3</sub>
60. ¿Cuál de los aductos que forma Ag<sup>+</sup> con NH<sub>3</sub> o PH<sub>3</sub> es más estable?
61. Utilizando términos de dureza y blandura razona hacia qué lado se encuentra desplazado cada uno de los siguientes equilibrios:
- . a) Me<sub>3</sub>P:BBr<sub>3</sub> + Me<sub>3</sub>N:BF<sub>3</sub> ⇌ Me<sub>3</sub>P:BF<sub>3</sub> + Me<sub>3</sub>N:BBr<sub>3</sub>
  - . b) [PdCl<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> + 4LiF ⇌ [PdF<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> + 4LiCl
62. Discutir qué tipo de enlace tendría lugar, teniendo en cuenta la contribución π, entre:
- a) Ti<sup>4+</sup> y F<sup>-</sup>
  - b) Pd<sup>2+</sup> y PR<sub>3</sub>

### TEMA 6. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

63. Indica el estado de oxidación de cada átomo en: a)  $\text{NO}_2^-$ ; b)  $\text{HIO}_3$ ; c)  $\text{TeF}_8^{2-}$ ; d)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; e)  $\text{Na}_2\text{MoO}_4$ ; f)  $\text{RuF}_5$ ; g)  $\text{HCO}_3^-$ ; h)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ; i)  $\text{ClO}_4^-$ ; j)  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ .
64. Para cada una de las siguientes reacciones, identifica la especie oxidada, la especie reducida, el agente oxidante y el agente reductor. Ajusta las ecuaciones.
- . a)  $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{I}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s})$
  - . b)  $\text{ClO}_3^-(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{S}(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
  - . c)  $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
65. Ajusta las siguientes ecuaciones:
- . a)  $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$  (medio básico)
  - . b)  $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{SO}_4^{2-}$  (medio ácido)
  - . c)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$  (medio ácido)
  - . d)  $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{CON} + \text{MnO}_2$  (medio básico)
66. Para las siguientes parejas, determina quién reducirá a quién en condiciones normales (usa los potenciales normales de reducción): a)  $\text{K}^+/\text{K}$  y  $\text{Na}^+/\text{Na}$ ; b)  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  y  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$ .
67. Calcula el potencial normal de la reacción  $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + 2\text{H}^+$ . ¿Es espontánea la reacción directa?  
 $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$
68. Determinar el potencial de la pila galvánica que utiliza como sistemas redox  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  y  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  en condiciones estándar (25 °C y 1 atm).  $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$
69. Calcula el potencial del proceso:  $\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}$  cuando  $[\text{Mn}^{2+}] = 0,10 \text{ M}$  y  $\text{pH} = 5,0$ ,  $E^\circ(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1,23 \text{ V}$