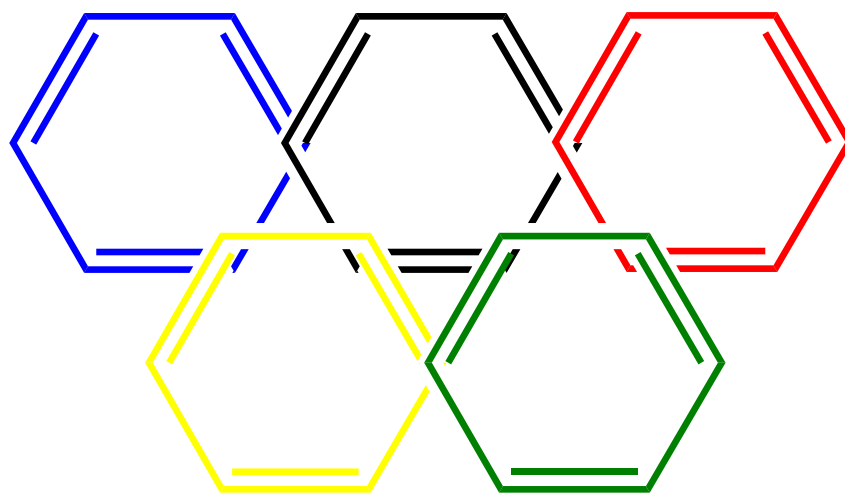


Problematario para Olimpiadas de Química del estado de Jalisco



Jalisco

Presentación

El presente problemario tiene como finalidad exclusiva apoyar a alumnos y profesores participantes en Olimpiadas de Química a nivel Regional, Estatal y Nacional para que acompañado de un buen soporte teórico, puedan adquirir y poner en práctica sus conocimientos de distintas áreas de esta ciencia y así puedan mejorar su desempeño en próximas Olimpiadas de Química y por qué no, en su futura vida profesional.

Este trabajo se dividió en 16 temas principales y se organizaron en 63 subtemas de diversas áreas de la química. Se incluyó temas básicos como estequiometría, nomenclatura, gases, disoluciones, etc. hasta un poco más avanzados como cinética química, termoquímica, electroquímica, equilibrios en fase acuosa, química nuclear, química orgánica, etc.

El formato de las preguntas es de opción múltiple y las respuestas de cada tema vienen al final de este documento.

Se debe hacer mención que se elaboró esta compilación de problemas con base en ejercicios propuestos en Olimpiadas de Química de diferentes entidades de España, el material aquí expuesto pertenece en su totalidad a los autores: Sergio Menargues Irles profesor de bachillerato y profesor asociado de la Universidad de Alicante y Fernando Latre David catedrático de bachillerato y miembro de la Comisión de Olimpiadas de Química del Ilustre Colegio de Químicos de la Comunidad Valenciana.

Finalmente, por parte de la delegación de Olimpiadas de Química del estado de Jalisco queremos agradecer a todos los profesores que de manera desinteresada han motivado, apoyado e instruido a alumnos interesados en participar en olimpiadas. Sin duda nuestro tiempo es bien invertido, porque ellos serán los próximos científicos que revolucionen y transformen nuestro futuro.

Mtro. Gabriel Palacios Huerta

Mtro. Sergio F. Chitica

Delegados Estatales de la Olimpiada de Química en Jalisco

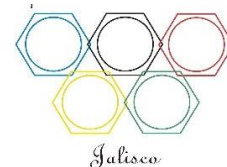


Índice

- 1. Concepto “mol” y leyes ponderales de la química1-6**
 - Nomenclatura inorgánica
 - Relación isotópica
 - Fórmula mínima y molecular
 - Temas diversos
- 2. Gases7-10**
 - Teoría cinético-molecular
 - Densidad de gases
 - Ecuación del gas ideal
 - Temas diversos
- 3. Disoluciones11-13**
 - Expresión de concentraciones
 - Temas diversos
- 4. Reacciones Químicas14-18**
 - Temas diversos
 - Estequiometría
- 5. Termoquímica y Termodinámica19-22**
 - Termoquímica
 - Termodinámica
- 6. Equilibrio Químico23-30**
 - Principio Le Châtelier
 - Constante de equilibrio K_c
 - Constante de equilibrio K_p
 - Relación entre K_c y K_p
 - Termodinámica y cálculo de constantes de equilibrio
 - Temas diversos
- 7. Cinética Química31-37**
 - Conceptos sobre cinética química
 - Velocidad y orden de reacción
 - Catálisis y energía de activación
 - Mecanismos de reacción
- 8. Equilibrios Ácido-Base38-43**
 - Conceptos sobre ácido-base
 - pH de ácidos y bases fuertes
 - Fuerza de ácidos y bases
 - Ácidos débiles
 - Bases débiles
 - Soluciones amortiguadoras



• Titulaciones	
• Temas diversos	
9. Equilibrios de solubilidad	44-46
• Conceptos sobre solubilidad	
• Solubilidad y Kps	
• pH y solubilidad	
• Efecto de ion común y formación de complejos	
10. Electroquímica	47-53
• Estado de oxidación y balanceo REDOX	
• Conceptos de electroquímica	
• E° , E y ecuación de Nerst	
• Celdas electrolíticas y electrólisis	
• E° , E, ΔG° , ΔG y equilibrio	
11. Estructura Atómica	54-59
• # atómico, # p^+ , # e^- y # n	
• Configuración electrónica y paramagnetismo	
• Números cuánticos	
• Temas diversos	
12. Sistema periódico	60-63
• Propiedades periódicas	
• Temas varios	
13. Enlace químico I y Geometría molecular	64-69
• Regla del octeto	
• Enlace químico	
• Hibridación	
• Momento dipolar	
• Geometría molecular	
• Temas diversos	
14. Enlace Químico II y Propiedades Físicas	70-74
• Fuerzas intermoleculares	
• Propiedades físicas	
• Estado sólido	
• Temas diversos	
15. Química nuclear	75-76
• Reacciones nucleares	
• Cinética de decaimiento nuclear	
16. Química Orgánica	77-83
• Conceptos de orgánica	
• Nomenclatura orgánica	
• Isomería orgánica	
• Reacciones orgánicas	



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

“Nomenclatura inorgánica”

1. Los compuestos hidróxido de calcio, sulfato de calcio y carbonato de calcio son, respectivamente.

- a) $\text{CaOH} / \text{CaSO}_4 / \text{CaCO}_3$
- b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 / \text{CaSO}_4 / \text{CaCO}_3$
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 / \text{CaSO}_3 / \text{CaCO}_3$
- d) $\text{Ca}(\text{OH})_2 / \text{CaSO}_3 / \text{CaCO}_3$
- e) $\text{Ca}(\text{OH})_2 / \text{CaSO}_4 / \text{CaCO}_3$

2. Señale la fórmula química que corresponde al hipoclorito de cesio:

- a) CsClO_2
- b) CsClO
- c) CeClO
- d) ScClO

3. La fórmula HIO corresponde a:

- a) Ioduro de hidrógeno
- b) Hidróxido de yodo
- c) Ácido hipoyodoso
- d) No se corresponde a ningún compuesto conocido (hasta ahora)

4. Las fórmulas correctas del dicromato potásico, tiosulfato sódico y dihidrógenofosfato de calcio son, respectivamente:

- a) $\text{KCr}_2\text{O}_7 / \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{CaH}_2\text{PO}_4$
- b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{NaS}_2\text{O}_3 / \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{NaS}_2\text{O}_3 / \text{CaHPO}_4$

5. Si vemos la fórmula KIO, debemos pensar que se trata de:

- a) Una oxosal
- b) Una bisal
- c) Un óxido doble
- d) Un error, porque la fórmula está mal escrita

“Número de Avogadro y % en masa”

6. Entre las unidades utilizadas en Química, son muy conocidas:

- a) El molgramo, que es un gramo de moléculas

b) El peso atómico, que es la fuerza con que la gravedad terrestre atrae a los átomos.

c) La unidad de masa atómica (u), que es la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono.

d) El número de Avogadro, que es la base de los logaritmos que se utilizan en los cálculos estequiométricos.

7. Si 2.07×10^{22} átomos de un determinado elemento pesan 2.48 g; su masa molecular en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ es:

- a) 5.13
- b) 36.0
- c) 72.1
- d) 22.4
- e) 144

8. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 0.001 g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal. ¿Cuántas moléculas de KCN están contenidas en dicha cantidad?

- a) 9.26×10^{18}
- b) 6.02×10^{23}
- c) 1.54×10^{-5}
- d) 1.54×10^5

9. ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?

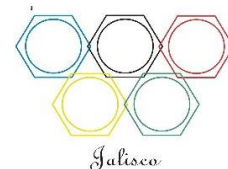
- a) 20 L de nitrógeno, a 1 atm y 600 K
- b) 10 L de dióxido de carbono (CO_2) a 2 atm y 300 K
- c) 10 L de hidrógeno, a 2 atm y 27°C
- d) 5 L de metano (CH_4) a 4 atm y 0°C

10. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos?

- a) 5 moles de H_2O
- b) 6 moles de CS_2
- c) 3 moles de NaNO_3
- d) 2 moles de NH_4OH
- e) 6 moles de NaH

11. Si se tienen 56 gramos de nitrógeno, de masa atómica relativa 14, se dispone de un total de:

- a) 4 átomos de nitrógeno
- b) 1.2×10^{23} átomos de nitrógeno



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

- c) 2.4×10^{24} átomos de nitrógeno
d) 2.303×10^{18} átomos de nitrógeno

12. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?

- a) 2.5 moles
b) 78.4 L en condiciones normales
c) 96 g
d) 1.0×10^{24} moléculas
e) 10 L medidos a 2 atm de presión y 100°C de temperatura

13. Puesto que la masa atómica del sodio es 23 y la del nitrógeno es 14, puede decirse que en 23 g de sodio:

- a) Hay el mismo número de átomos que en 14 g de nitrógeno
b) Hay el doble de átomos que en 14 g de nitrógeno
c) Hay la mitad de átomos que en 14 g de nitrógeno
d) No puede hacerse la comparación porque se trata de un sólido y de un gas

14. La masa molecular de una proteína que envenena los alimentos está alrededor de 900,000. La masa aproximada de una molécula de esta proteína será:

- a) 1.5×10^{-18} g
b) 1×10^{-12} g
c) 6.023×10^{23} g
d) 9×10^{-5} g

15. En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:

- a) 0.75 moles de helio
b) 32 g de azufre
c) 1.5 moles de dióxido de carbono
d) 0.5 moles de dióxido de carbono
e) 55 g de sodio

16. Dos recipientes idénticos contienen, en condiciones normales, 4 g de helio y 4 g de hidrógeno, respectivamente. ¿Cuál es la relación entre el número de partículas de helio y el número de partículas de hidrógeno existentes en cada recipiente?

- a) 1:1
b) 1:2
c) 1:4
d) 2:1

17. Un tazón contiene 100 mL de agua, el número de moléculas agua en el tazón es:

- a) 6.023×10^{23}
b) 1.205×10^{24}
c) 3.35×10^{24}
d) 5.55

18. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?

- a) 5.0 g de CO
b) 5.0 g de CO_2
c) 5.0 g de H_2O
d) 5.0 g de O_3
e) 5.0 g de Cl_2

19. El carbono natural contiene 1.11% de ^{13}C . Calcule los gramos de ^{13}C que contienen 100.0 kg de metano, CH_4 .

- a) 8.31×10^2
b) $7.48 \cdot 10^4$
c) 69.2
d) 1.11×10^3
e) 0.831

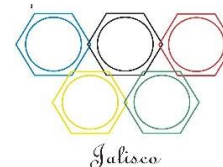
20. La cafeína, uno de los componentes del té y del café, tiene una masa molecular relativa de 194. El análisis cuantitativo indica que la cafeína contiene un 28.9% de nitrógeno; por ello, el número de átomos de nitrógeno en una molécula de cafeína ha de ser:

- a) 1
b) 2
c) 4
d) 7

21. Los siguientes compuestos: urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, nitrato amónico, NH_4NO_3 , y guanidina, $\text{HCN}(\text{NH}_2)$, son adecuados para ser usados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de ellos considera más adecuado por ser más rico en nitrógeno?

- a) Urea
b) Guanidina
c) Nitrato amónico
d) Todos por igual

22. ¿Qué tanto por ciento de cloro contiene una mezcla a partes iguales de KCl y NaClO_3 ?



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

- a) 30.25%
- b) 42.53%
- c) 40.45%
- d) 53.25%

23. Calcula cuánto aumentará la masa de 3.5 g de Na_2SO_4 si se convierte completamente en $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

- a) 1.06 g
- b) 1.96 g
- c) 4.44 g
- d) 0.39 g
- e) 0.79 g

“Relación isotópica”

24. El litio natural contiene dos isótopos, ${}^6\text{Li}$ y ${}^7\text{Li}$, con masas atómicas 6.0151 y 7.0160 y los porcentajes de abundancia son 7.42 y 92.58; respectivamente. La masa atómica media para el litio es:

- a) 6.089
- b) 7.0160
- c) 6.01510
- d) 6.941
- e) 6.5156

25. El espectro de masas del bromo, de número atómico 35, revela que en la naturaleza se encuentran dos isótopos de bromo, los de número másico 79 y 81, que se encuentran en la proporción respectiva 50.5 y 49.5 %. Por tanto, la masa atómica relativa promedio del bromo es:

- a) 35.79
- b) 79.81
- c) 79.99
- d) 81.35

“Fórmula mínima y molecular”

26. Por reacción entre 0.25 moles de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0.1 moles del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:

- a) MCl_3
- b) M_2Cl_5
- c) MCl_5
- d) M_5Cl_2

27. Un compuesto de fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56.29% de P y 43.71% de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:

- a) 188.1
- b) 220.1
- c) 93.94
- d) 251.0
- e) 158.1

28. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de éste es:

- a) C_5H_8
- b) C_5H_{10}
- c) C_6H_{10}
- d) C_6H_{14}

29. El análisis químico elemental de la nicotina da la siguiente composición: 74.04% C; 8.70% H y 17.24% N. Si la masa molecular de la nicotina es 162.2; su fórmula molecular es:

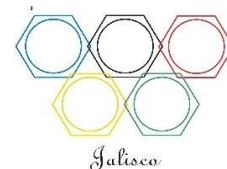
- a) CH_2N
- b) $\text{C}_{20}\text{H}_{28}\text{N}_4$
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{N}$
- d) $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$
- e) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

30. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a combatir el resfriado común. Se compone de 40.92% de carbono; 4.58% de hidrógeno y el resto oxígeno. Su fórmula empírica será:

- a) $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3$
- b) $\text{C}_9\text{H}_{16}\text{O}_{13}$
- c) $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$
- d) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

31. Uno de los silicatos utilizados para la fabricación del cemento Portland contiene el 52.7% de calcio; 12.3% de silicio y 35.0% de oxígeno. Su fórmula molecular debe ser:

- a) Ca_3SiO_5
- b) CaSiO_3
- c) Ca_2SiO_4
- d) $\text{Ca}_2\text{Si}_2\text{O}_7$



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

32. Una muestra de 3.16 g de eucaliptol, ingrediente activo primario encontrado en las hojas de eucalipto, contiene 2.46 g de carbono; 0.372 g de hidrógeno y el resto de oxígeno. ¿Cuál será la fórmula empírica del eucaliptol?

- a) $C_{18}H_{10}O_3$
- b) $C_{10}H_{18}O$
- c) C_5H_9O
- d) $C_9H_5O_2$

33. Si un hidrocarburo contiene 2.98 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:

- a) CH
- b) C_2H_2
- c) C_2H
- d) CH_4

34. Se calienta una muestra de 250 g de hidrato de $CuSO_4$ hasta eliminar toda el agua. Entonces se pesa la muestra seca y resulta ser 160 g. ¿Cuál es la fórmula del hidrato?

- a) $CuSO_4 \cdot 10 H_2O$
- b) $CuSO_4 \cdot 7 H_2O$
- c) $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$
- d) $CuSO_4 \cdot 2 H_2O$
- e) $CuSO_4 \cdot H_2O$

35. La azurita es un mineral de color azul intenso, que se utiliza como una de las fuentes de cobre, cuya composición es 55.3% de Cu; 6.79% de C; 37.1% de O y 0.58% de H, ¿cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?

- a) $CuCO_3 \cdot 2 CuOH$
- b) $CuCO_3 \cdot 2 Cu(OH)_2$
- c) $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$
- d) $Cu(OH)_2 \cdot 2 CuCO_3$
- e) $CuOH \cdot 2 CuCO_3$

36. Un compuesto de fórmula AB_3 contiene un 40% en masa de A. La masa atómica de A debe ser:

- a) La mitad de B
- b) Igual a la de B
- c) El doble de B
- d) La tercera parte de B

37. Se pretende determinar la fórmula del yeso, que es un sulfato cálcico hidratado. Sabiendo que 3.273 g de este mineral se transforman, por calefacción, en 2.588 g de sulfato de calcio anhidro, se deduce que dicha fórmula es:

- a) $Ca(SO_4)_2 \cdot H_2O$
- b) $Ca_2SO_4 \cdot H_2O$
- c) $CaSO_4 \cdot H_2O$
- d) $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$

38. Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio sabiendo que al calentarlo pierde un 48.68% de su masa.

- a) 12
- b) 24
- c) 6
- d) 18

39. Se calienta una barra de cobre de pureza electrolítica que pesa 3,178 g en una corriente de oxígeno hasta que se convierte en un óxido negro. El polvo negro resultante pesa 3,978 g. La fórmula de este óxido es:

- a) CuO_2
- b) Cu_2O_3
- c) CuO_3
- d) Cu_2O
- e) CuO

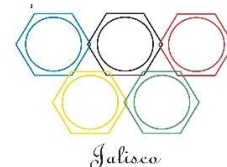
40. Los únicos productos del análisis de un compuesto puro fueron 0.5 moles de átomos de carbono y 0.75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:

- a) CH_4
- b) CH
- c) CH_2
- d) C_2H_3

41. Las fórmulas empíricas de tres compuestos son:

- a) CH_2O
- b) CH_2
- c) C_3H_7Cl

Suponiendo que un mol de cada compuesto a, b y c se oxida completamente y que todo el carbono se convierte en dióxido de carbono, la conclusión más razonable de esta información es que:



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

- a) El compuesto a forma el mayor peso de CO_2
- b) El compuesto b forma el mayor peso de CO_2
- c) El compuesto c forma el mayor peso de CO_2
- d) No es posible deducir cuál de esos compuestos dará el mayor peso de CO_2

42. La fórmula empírica para un compuesto es CH. ¿Cuál de los siguientes podría ser el peso molecular del compuesto?

- a) 32 g/mol
- b) 47 g/mol
- c) 50 g/mol
- d) 78 g/mol

43. Si al quemar 0.5 moles de un hidrocarburo se recogen 33.6 L de CO_2 , medidos en condiciones normales, se trata de:

- a) Metano
- b) Propano
- c) Butano
- d) Octano

44. La fórmula empírica de un compuesto que contiene un 50% en peso de azufre y un 50% en peso de oxígeno será:

- a) SO_3
- b) SO_2
- c) SO
- d) S_2O

45. En la sal de magnesio hidratada, $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, el porcentaje de agua de cristalización es 51.16%. ¿Cuál es el valor de x?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 7

46. El hierro forma dos cloruros, uno con un 44.20% de Fe y otro con un 34.43%. Determina la fórmula empírica de ambos.

- a) FeCl_2 y Fe_2Cl_3
- b) FeCl_2 y FeCl_3
- c) FeCl y FeCl_3
- d) FeCl_2 y FeCl_5

47. En un gramo de un óxido de cierto elemento metálico de masa atómica 54.93 hay 0.63 g de dicho elemento. ¿Cuál será la fórmula de dicho óxido?

- a) XO
- b) X_2O_3
- c) XO_2
- d) X_2O_7

48. Una muestra de 60.0 mg de X_2O_5 contiene 33.8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:

- a) 4.98
- b) 35.0
- c) 31.0
- d) 18.5

“Temas diversos”

49. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:

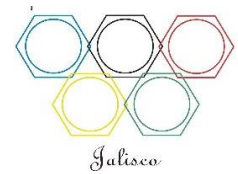
- a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
- b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
- c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
- d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

50. Por reacción entre 0.25 moles de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0.1 moles del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:

- a) MCl_3
- b) M_2Cl_5
- c) MCl_5
- d) M_5Cl_2

51. ¿Cuál es el estado de oxidación del fósforo en el compuesto que se forma cuando 3.1 g de fósforo reaccionan completamente con 5.6 litros de cloro gas (Cl_2) en condiciones normales?

- a) 2
- b) 3



Tema 1: Concepto “mol” y leyes ponderales de la química

- c) 4
d) 5
- a) 10 g
b) 3.4 g
c) 5 g
d) 6.8 g

52. Una muestra de 0.01 moles del cloruro de un elemento X reaccionan completamente con 200 cm³ de una disolución 0.1 M de nitrato de plata. ¿Cuál es la identidad de dicho elemento?

- a) K
b) Ca
c) Al
d) Si

53. Una muestra de materia está compuesta por tres fases diferentes con propiedades físicas distintas. Esta muestra puede ser descrita como:

- a) Mezcla homogénea
b) Muestra heterogénea
c) Compuesto
d) Elemento

54. Si a la masa atómica del carbono se le asignara el valor 50 en vez de 12, ¿cuál sería la masa molecular del H₂O consistente con ese nuevo valor?

- a) 56
b) 62
c) 3.1416
d) 75

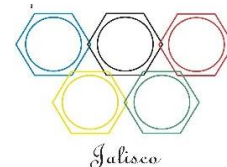
55. ¿Cuántos moles de iones habrá en una disolución acuosa preparada al disolver 0.135 mol de nitrato de sodio en agua?

- a) 0.270 mol
b) 0.675 mol
c) 0.540 mol
d) 0.135 mol

56. El magnesio reacciona con el oxígeno molecular diatómico dando monóxido de magnesio. Si se tienen 0.5 moles de Mg, ¿cuánto oxígeno molecular se necesita?

- a) 1 mol de oxígeno molecular diatómico
b) 16 g de oxígeno
c) 8 g de oxígeno
d) 0.5 moles de oxígeno molecular diatómico

57. ¿Qué cantidad de magnesio se tiene que combinar con 10 g de cloro para formar el compuesto MgCl₂?



Tema 2: Gases

“Teoría cinético-molecular”

1. Los gases ideales son:
- Gases que no contaminan
 - Gases cuyas moléculas son apolares
 - Gases que cumplen la ecuación de estado de los gases ideales
 - Gases nobles
2. ¿En qué condiciones se asemeja más un gas real a un gas ideal?
- A bajas presiones y bajas temperaturas
 - A bajas presiones y altas temperaturas
 - A altas presiones y bajas temperatura
 - Cuando se encuentre en condiciones normales
3. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de un gas ideal:
- Deben moverse todas con la misma velocidad
 - Han de ser partículas minúsculas y cargadas eléctricamente
 - Deben atraerse fuertemente entre sí
 - Ocupan un volumen despreciable
4. La constante universal de los gases, R, se puede expresar de las siguientes formas:
- 8.31 cal/mol·K
 - 0.082 atm·L/mol·K
 - 8.31 kPa·dm³/mol·K
 - 1.98 J/mol·K
- 1
 - 2 y 3
 - 4
 - 1 y 2
5. Considere que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
- Disminuye el volumen
 - Aumenta la temperatura
 - El número de moles permanece constante
 - Disminuye la densidad
 - Disminuye la entropía
6. Según la teoría cinético-molecular de la materia:
- Los choques entre partículas pueden ser elásticos

- La velocidad de desplazamiento de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta
- Las fuerzas de repulsión entre partículas son más importantes que las de atracción
- Todas son falsas

7. Cuando se habla de gases, se denominan condiciones normales a:

- 25°C y presión de una atmósfera
- 0°C y presión de una atmósfera
- 25°C y presión de 1000 mm de mercurio
- 0°C y presión de 1000 mm de mercurio

8. De acuerdo con la teoría cinética de gases ideales:

- Un gas es ideal cuando las interacciones entre sus partículas son de tipo repulsivo
- Un gas no se puede licuar por más que aumentemos la presión
- Un gas es ideal cuando no se producen choques entre las partículas
- Un aumento de la temperatura no implica ningún cambio en la velocidad de las partículas

9. ¿Qué sucedería con la presión de un gas si sus moléculas permanecieran estáticas?

- Aumentaría la presión
- Seguiría igual la presión
- Descendería la presión
- Sería nula la presión

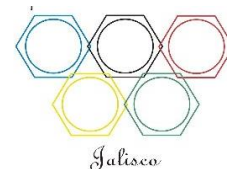
10. Un globo contiene 2,5 L de gas a la temperatura de 27°C. Si se enfría hasta 23°C, el globo:

- Aumentará su volumen
- Disminuirá su volumen
- No variará su volumen
- Explotará

“Densidad de gases”

11. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre la densidad del oxígeno y la del hidrógeno es:

- 16
- 11/6
- 8
- 1/8



Tema 2: Gases

12. Un gas tiene una densidad de 1.96 g/L en condiciones normales. ¿Cuál de los siguientes gases puede ser?

- a) O₂
- b) SO₂
- c) CO₂
- d) N₂

13. A las mismas condiciones de presión y temperatura la relación entre las densidades del oxígeno y de un gas desconocido es 0.451. El gas desconocido debe ser:

- a) Monóxido de carbono
- b) Dióxido de mononitrógeno
- c) Dióxido de carbono
- d) Cloro

14. ¿Cuál es la densidad del gas oxígeno (O₂) a 298 K y 0.987 atm?

- a) 2.23 g/L
- b) 1.29 g/L
- c) 1.89 g/L
- d) 5.24 g/L

15. Cierta gas tiene una densidad de 3.17 g·dm³ en c.n. La masa molar de dicho gas es:

- a) 38.65 g·mol⁻¹
- b) 71 g·mol⁻¹
- c) 7 g·mol⁻¹
- d) 86.12 g·mol⁻¹

“Ecuación del gas ideal”

16. Un recipiente cerrado contiene dos moles de N₂ a la temperatura de 30°C y presión de 5atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:

- a) 1.6 moles
- b) 2.4 moles
- c) 6.4 moles
- d) 4.0 moles

17. El volumen molar de un gas a 3.5 atm y 75°C es:

- a) 8.15 L
- b) 22.4 L
- c) 300 L

d) Ninguna de las anteriores

18. Si se calientan 200 mL de un gas desde 10°C a 20°C manteniendo constantes el número de moléculas y la presión, el volumen que ocupará será aproximadamente:

- a) 50.8 mL
- b) 200 mL
- c) 450 mL
- d) 207.1 mL

19. La combustión completa de 0,336 dm³ de un hidrocarburo gaseoso, medidos en condiciones normales, produce 0.06 moles de dióxido de carbono. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada molécula del hidrocarburo?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6

20. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25°C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?

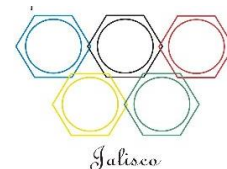
- a) 15
- b) 60
- c) 120
- d) 240

21. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1.0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0.54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?

- a) SO₂
- b) SO₃
- c) O₃
- d) CH₃CH₃

22. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2 L que contiene 1 g de He, 14 g de CO y 10 g de NO a 27°C?

- a) 21.61 atm
- b) 13.33 atm



Tema 2: Gases

- c) 1.24 atm
- d) 0.31 atm

23. ¿Qué volumen de aire, medido a 745 mmHg y 32°C debe ser procesado para obtener el N₂ (g) necesario para llenar una botella de 8.0 L a 11.0 atm y 25°C?

Composición porcentual del aire: 79% N₂ y 21% O₂.

- a) 11.2 L
- b) 0.93 L
- c) 116 L
- d) 10.2 L

24. Una mezcla gaseosa contiene 50.0% de O₂, 25.0% de N₂ y 25.0% de Cl₂, en masa. A temperatura y presión estándar, la presión parcial del:

- a) Cl₂ (g) es mayor de 0.25 atm
- b) O₂ (g) es igual a 380 Torr
- c) Cl₂ (g) es menor de 0.25 atm
- d) N₂ (g) es igual a 0.25 atm

25. “A temperatura constante, el volumen ocupado por una cantidad determinada de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta”. Ésta, es la conocida como ley de BoyleMariotte, que se representa por:

- a) $V_1 \cdot p_2 = V_2 \cdot p_1$
- b) $V_1 \cdot T_1 = V_2 \cdot T_2$
- c) $V_1/p_1 = V_2/p_2$
- d) $V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$

26. Una muestra de propano, C₃H₈, se encuentra inicialmente en un contenedor a 80°C y 700 mmHg y se calienta hasta 120°C a volumen constante. ¿Cuál es la presión final expresada en mmHg?

- a) 1050 mmHg
- b) 467 mmHg
- c) 628 mmHg
- d) 779 mmHg

27. Se sabe que a la temperatura de 1000°C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20%. En una experiencia se introducen 0.25 g de yodo molecular a 1000°C en un reactor de 200 mL. Se quiere saber la presión final del gas en el reactor.

- a) 2.523 atm
- b) 0.250 atm

- c) 0.617 atm
- d) 1.321 atm

28. Se dispone de una botella de 20 L de nitrógeno a la presión de 25 atm y se utiliza para determinar el volumen de un depósito al que previamente se le ha hecho vacío.

Conectada la botella al depósito, después de alcanzar el equilibrio, la presión es igual a 5 atm. El volumen del depósito será:

- a) 100 L
- b) 120 L
- c) 80 L
- d) No se puede determinar

29. Una muestra de magnesio reacciona con un exceso de HCl y produce 2.5 L de hidrógeno gaseoso a 0.97 atm y 298 K.

¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se producen?

- a) 10.1 moles
- b) 0.063 moles
- c) 75.6 moles
- d) 0.099 moles

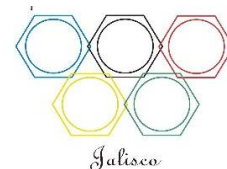
“Temas diversos”

30. Con 12 L de hidrógeno y 5 L de oxígeno, ¿cuántos litros de vapor de agua se pueden obtener? Todos los gases se encuentran medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- a) 12
- b) 17
- c) 10
- d) 5

31. En una determinada experiencia un volumen V de un compuesto orgánico gaseoso necesitó, para su combustión completa un volumen 3.5 V de oxígeno, ambos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. ¿Cuál de las siguientes sustancias será el compuesto orgánico?

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Butano



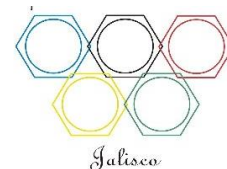
Tema 2: Gases

- 32.** Calcule la humedad relativa si la presión parcial del vapor de agua en el aire es 28.0 Torr a 303 K. La presión de vapor del agua a 30°C es 31.6 Torr.
- 88.6%
 - 11.4%
 - 47.0%
 - 12.9%
- 33.** ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará completamente con una mezcla de 10 cm³ de hidrógeno y 20 cm³ de monóxido de carbono? (Todos los volúmenes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).
- 10 cm³
 - 15 cm³
 - 20 cm³
 - 30 cm³
- 34.** Si una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?
- Iguales
 - La del CO será mayor por ser más grande su molécula
 - La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas
 - La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He₂
- 35.** Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua 25°C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23.8 mmHg. Si la presión total es 500 mmHg, las presiones parciales del oxígeno y del agua son:
- 476.2 mmHg el O₂ y 23.8 mmHg el H₂O
 - 250 mmHg el O₂ y 250 mmHg el H₂O
 - 500 mmHg el O₂ y 0 mmHg el H₂O
 - Ninguna de las anteriores
- 36.** ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma presión y temperatura?
- CH₃OH
 - C₂H₆
 - C₂H₅OH
 - C₆H₆
- 37.** Se realiza la combustión de 1.00 L de C₃H₆O (acetona) y 4.00 L de O₂. El volumen ocupado por los productos es:
- 6.00 L
 - 22.4 L
 - 44.8 L
 - 67.2 L
- 38.** Una mezcla gaseosa está formada por 4 mmoles de H₂ por cada mol de Ne. La presión parcial del Ne es:
- 1/4 de la presión total
 - 3/4 de la presión total
 - 1 atmósfera.
 - 1/5 de la presión total
- 39.** Considerando el aire como una mezcla homogénea de composición volumétrica 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de argón, la "masa molar aparente" del aire resulta ser:
- 14.68 g/mol
 - 28.96 g/mol
 - 29.36 g/mol
 - No se puede conocer
- 40.** Se dispone de una mezcla de 150 g de N₂ (g) y 150 g de H₂ (g) para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es de 1.5 atm, la presión parcial de N₂ (g) es:
- 0.10 atm
 - 0.25 atm
 - 1 atm
 - 1.25 atm
- 41.** Cuando se irradia oxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono, O₃. Un recipiente que contiene 1 L de oxígeno se irradia con luz UV y el volumen se reduce a 976 cm³, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Qué porcentaje de oxígeno se ha transformado en ozono?
- 10.5%
 - 12 %
 - 7.2 %
 - 6.5%

Tema 3: Disoluciones

“Expresión de concentraciones”

- ¿Qué cantidad en gramos de hidróxido de sodio se necesita para preparar 3 L de solución 1.2 M?
 - 3.6 g
 - 2.5 g
 - 144 g
 - 238 g
- Con 100 mL de disolución de HCl 2 M se puede preparar un litro de otra disolución cuya concentración será:
 - 0.1 M
 - 0.2 M
 - 10 M
 - 10^{-2} M
- Una disolución 2 M de ácido acético es aquella que contiene:
 - 60 g de ácido acético en 250 mL de disolución
 - 45 g de ácido acético en 250 mL de disolución
 - 60 g de ácido acético en 500 mL de disolución
 - 50 g de ácido acético en 500 mL de disolución
- Se disuelven 12.8 g de carbonato sódico en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol/Les:
 - 3.25
 - 0.121
 - 0.0393
 - 0.372
- ¿Cuál será la molaridad de una disolución 6 N de ácido fosfórico?
 - 6 M
 - 2 M
 - 18 M
 - 3 M
- Al mezclar 1 L de disolución de ácido clorhídrico 0.01 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0.1 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:
 - 0.11 M
 - 1.28×10^{-2} M
 - 1.4×10^{-2} M
 - 2.8×10^{-2} M
- Cuando se adicionan 100 cm³ de agua a 100 cm³ de una disolución acuosa 0.20 M en sulfato de potasio (K₂SO₄) y se agita vigorosamente, ¿cuál es la molaridad de los iones K⁺ en la nueva disolución? Considere correcta la adición de los volúmenes.
 - 0.05
 - 0.10
 - 0.15
 - 0.20
- ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 2.0 L de una disolución de sulfato potásico (K₂SO₄) que tiene una concentración de 0.855 mol/L?
 - 1.03×10^{22}
 - 3.09×10^{22}
 - 1.81×10^{22}
 - 3.09×10^{24}
- La concentración media de los iones sodio (Na⁺) en el suero sanguíneo es aproximadamente de 3.4 g/L. ¿Cuál es la molaridad del suero con respecto a dicho ion?
 - 0.15
 - 3.4
 - 6.8
 - 23
- Partiendo de 496 g de cloruro de sodio, se desea preparar una disolución 0.25 molal. ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?
 - 0.030 kg
 - 2.0 kg
 - 8.5 kg
 - 34 kg
- ¿Qué masa de sulfato de amonio y hierro (II) hexahidrato ((NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6 H₂O) es necesaria para preparar un litro de disolución 0,05 M con respecto al ion hierro (II), Fe⁺²(aq)?
 - 1.96 g
 - 2.80 g
 - 14.2 g
 - 19.6 g



Tema 3: Disoluciones

12. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0.1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:

- a) 0.15 M
- b) 0.2 M
- c) 0.3 M
- d) No se puede calcular sin conocer V

13. Si se disuelven 75.0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 625 g de agua, la fracción molar del agua en la disolución es:

- a) 0.120
- b) 0.416
- c) 0.011
- d) 0.989

14. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17.1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 100 cm^3 de agua. Si la densidad de esta disolución, a 20°C , es 1.10 g/cm^3 , ¿cuál es su molaridad?

- a) 0.469 M
- b) 0.500 M
- c) 4.69 M
- d) 5.00 M

15. Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/mL , la masa de O_2 disuelto en 1.0 L de agua es:

- a) 0.0050 g
- b) 0.0096 g
- c) $3.0 \times 10^{-7}\text{ g}$
- d) $9.4 \times 10^{-5}\text{ g}$

16. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio sería la más concentrada?

- a) 0.011 M
- b) 50 g/L
- c) 0.5 moles en 750 mL de disolución
- d) 250 ppm

17. Se quieren preparar 2 litros de disolución de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1.18 g/cm^3 , disolviendo cloruro de hidrógeno en agua. ¿Cuántos

litros de dicho gas, medidos en condiciones normales, se necesitarán?

(El cloruro de hidrógeno es un gas muy soluble en agua)

- a) 521.40 L
- b) 2 L
- c) 1227.39 L
- d) 164.3 L

18. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion NO_3^- sea 0.25 M y se dispone de 500 mL de una disolución de KNO_3 0.20 M. ¿Qué volumen de disolución de $Ca(NO_3)_2$ 0.30 M habría que añadir?

- a) 250 mL
- b) 35.70 mL
- c) 71.40 mL
- d) 142.80 mL

19. Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?

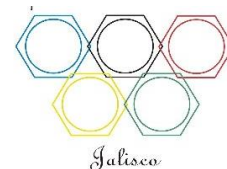
- a) La molalidad es proporcional a la fracción molar
- b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad
- c) La molaridad es mayor que la molalidad
- d) La densidad tiende a uno

“Temas diversos”

20. Una muestra de 0.90 g de agua líquida se introduce en un matraz de 2.00 L previamente evacuado, después se cierra y se calienta hasta 37°C . ¿Qué porcentaje de agua, en masa, permanece en fase líquida? La presión de vapor del agua a 37°C es 48.2 Torr.

- a) 10%
- b) 18%
- c) 82%
- d) 90%

21. Uno de los factores de contaminación de los ríos es el factor térmico. Algunas industrias arrojan residuos a temperaturas muy elevadas, lo que puede tener como consecuencia por ejemplo la muerte de muchos peces por asfixia. La razón debe ser que:



Tema 3: Disoluciones

- a) El oxígeno disminuye su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
- b) El oxígeno aumenta su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
- c) Un aumento de temperatura produce un aumento de acidez del medio.
- d) A los peces les cuesta más trabajo nadar en agua caliente.

22. Se prepara una disolución ideal mezclando 20.5 g de benceno, C_6H_6 , y 45.5 g de tolueno, C_7H_8 , a $25^\circ C$. Sabiendo que las presiones de vapor del benceno y tolueno en estado puro a esta temperatura son 95.1 mmHg y 28.4 mmHg, respectivamente, las presiones parciales del benceno y tolueno en esta disolución son, respectivamente:

- a) 95.1 y 28.4 mm Hg
- b) 12.5 y 18.5 mm Hg
- c) 85.5 y 15.5 mm Hg
- d) 25.0 y 12.6 mm Hg
- e) 33.0 y 18.5 mm Hg

23. En una olla a presión se puede preparar un cocido en 40 minutos, mientras que en una olla normal se necesitan alrededor de 2 horas y 30 minutos. Ello se debe a que en estas ollas:

- a) Se alcanza mayor temperatura por estar fabricadas con aleaciones metálicas de última generación.
- b) La cocción tiene lugar a mayor temperatura, lo que acorta el tiempo necesario.
- c) Se alcanzan antes los $100^\circ C$ (temperatura de ebullición del agua).
- d) Al estar cerradas herméticamente, se puede añadir más caldo sin que se derrame al hervir.

24. El compuesto $AgNO_3$ seguro es soluble en:

- a) CS_2
- b) CCl_4
- c) Benceno
- d) Agua

25. ¿Cuál de las siguientes sustancias funcionaría mejor como anticongelante de 1 L de agua si se utiliza la misma masa de cada una de ellas?

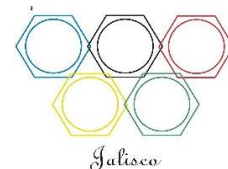
- a) Metanol
- b) Sacarosa
- c) Glucosa
- d) Acetato de etilo

26. La disolución acuosa con menor punto de fusión es:

- a) $MgSO_4$ 0.01 m
- b) $NaCl$ 0.01 m
- c) Etanol (CH_3CH_2OH) 0.01 m
- d) Ácido acético (CH_3COOH) 0.01 m
- e) MgI_2 0.01 m

27. Para tres disoluciones 0.1 molal de ácido acético ($C_2H_4O_2$), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua, señale la proposición correcta:

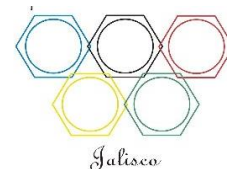
- a) La disolución de ácido sulfúrico es la que tiene comportamiento más ideal.
- b) La disolución de glucosa es la que tiene la temperatura de ebullición más alta.
- c) La disolución de sulfúrico es la que tiene mayor temperatura de ebullición.
- d) Las tres disoluciones tienen la misma temperatura de ebullición.
- e) La disolución de glucosa es la que tiene mayor presión osmótica.



Tema 4: Reacciones Químicas

“Temas diversos”

1. La denominada “lluvia ácida” tiene su principal origen en:
 - a) El agujero de la capa de ozono.
 - b) Un aumento brusco del pH y la temperatura en el inferior de una gota fría.
 - c) La emisión de dióxido de azufre a la atmósfera.
 - d) Un descenso de la presión parcial de oxígeno en la atmósfera.
2. Al añadir sodio metálico al agua:
 - a) Se desprende oxígeno.
 - b) El sodio flota y al disolverse lentamente se mueve en trayectorias curvas siguiendo curvas elípticas del tipo de Bernouilli.
 - c) El sodio se disuelve y no hay otra reacción aparente.
 - d) Se produce una muy vigorosa reacción que puede llegar a la explosión, con desprendimiento de hidrógeno.
3. Cuando se calienta una mezcla de una disolución de nitrato de amonio con otra de hidróxido de sodio se obtiene un gas que:
 - a) Contiene hidrógeno y oxígeno en proporción 5:4.
 - b) Hace que un papel de tornasol humedecido tome color azul.
 - c) Reacciona con facilidad con el hidrógeno.
 - d) Es simplemente vapor de agua.
4. ¿En cuál de los siguientes procesos está implicada una transformación química?
 - a) El secado, al aire libre y al sol, de una toalla húmeda.
 - b) La preparación de un café expés haciendo pasar vapor de agua a través de café molido.
 - c) La desalinización del agua por ósmosis inversa.
 - d) La adición de limón al té, por lo que éste cambia de color.
5. La mayor aportación de Lavoisier a la Química se produjo cuando:
 - a) Describió, por primera vez, el efecto fotoeléctrico.
 - b) Estableció la ley de la conservación de la masa.
 - c) Sintetizó el PVC.
 - d) Descubrió el neutrón.
6. La estequiometría es:
 - a) La extensión en que se produce una reacción.
 - b) La relación ponderal entre reactivos y productos en una reacción química.
 - c) La emisión de partículas α en un proceso radioactivo.
 - d) El producto de las concentraciones de los reactivos.
7. Si a un cierto volumen de disolución de ácido sulfúrico se le añaden unos gránulos de cinc metálico:
 - a) Se desprende vapor de azufre del sistema en reacción.
 - b) Se desprende un gas de color verde del sistema en reacción.
 - c) Se desprende hidrógeno del sistema en reacción.
 - d) Los gránulos se depositan en el fondo, sin reacción aparente.
8. Si se quema un trozo de grafito de alta pureza se debe formar:
 - a) CaCO_3
 - b) CO_2
 - c) H_2CO_3
 - d) O_2
9. Indique cuál de los siguientes es un proceso químico:
 - a) Fusión del cloruro sódico.
 - b) Sublimación de mercurio.
 - c) Combustión de azufre.
 - d) Disolución de sal en agua.
10. El gas que se desprende al mezclar carburo cálcico con agua es:
 - a) Oxígeno
 - b) Acetileno
 - c) Hidrógeno
 - d) Monóxido de carbono
11. Indica cuál de las siguientes reacciones no es correcta:
 - a) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 - b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$



Tema 4: Reacciones Químicas

- c) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
d) $\text{NaCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

12. ¿Cuál de los siguientes óxidos produce ácido nítrico cuando reacciona con agua?

- a) NO
b) NO₂
c) N₂O₅
d) N₂O

13. Tras mezclar carbonato de calcio y agua destilada y agitar, se observa:

- a) Una disolución anaranjada.
b) Que se desprende un gas incoloro no inflamable.
c) El desprendimiento de humos blancos densos.
d) Que se deposita un sólido blanco en el fondo del recipiente.

14. Señala cuáles son los productos de reacción entre monohidrógenocarbonato de calcio y ácido clorhídrico:

- a) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Cl}_2$
b) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$
c) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{H}_2$
d) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

15. Si se añaden unas pocas partículas de carbonato de calcio a una disolución diluida de ácido clorhídrico:

- a) Flotarán.
b) Se desprenderán burbujas.
c) Se irán al fondo.
d) La disolución virará al amarillo pálido.

16. ¿Cuáles de las siguientes propiedades del aluminio es una propiedad química?

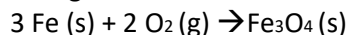
- a) Densidad = 2.7 g/cm³.
b) Reacciona con el oxígeno para dar un óxido metálico.
c) Punto de fusión = 660°C.
d) Buen conductor de la electricidad.

17. Señala cuál de los siguientes procesos se considera como químico:

- a) Fusión del hierro.
b) Combustión de la gasolina.
c) Congelación del agua.
d) Disolución de azúcar en agua.

“Estequiometría”

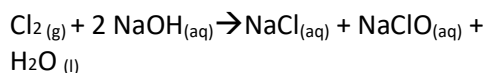
18. Para la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de O₂ (g) son necesarios para reaccionar con 27.9 moles de Fe?

- a) 9.30
b) 18.6
c) 55.8
d) 41.9

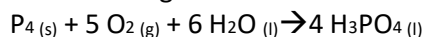
19. Dada la reacción:



¿Cuántos gramos de hipoclorito sódico pueden producirse por reacción de 50.0 g de Cl₂ (g) con 500.0 mL de disolución NaOH 2.00 M?

- a) 37.2
b) 52.5
c) 74.5
d) 26.3

20. Para la siguiente reacción:



Si reaccionan 40.0 g de O₂ (g) con P₄ (s) y sobran 8.00 g de O₂ (g) después de la reacción, ¿cuántos gramos de P₄ (s) se quemaron?

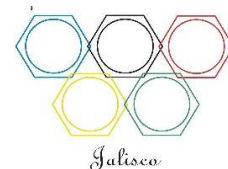
- a) 8,00
b) 37,2
c) 24,8
d) 31,0

21. Un anillo de plata que pesa 7.275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl_(s) es 9.000 g, ¿cuál es el porcentaje de plata en el anillo?

- a) 6.28%
b) 75.26%
c) 93.08%
d) 67.74%

22. Una galena contiene 10% de sulfuro de plomo (II) y el resto son impurezas. La masa de plomo que contienen 75 g de ese mineral es:

- a) 6.5 g
b) 25.4 g



Tema 4: Reacciones Químicas

- c) 2.5 g
- d) 95.8

23. Cuando se disuelven 20 g de un cloruro de un metal desconocido (MCl) hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0.268 moles de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata, ¿cuál es la identidad del metal M?

- a) Na
- b) Li
- c) K
- d) Ag

24. Un gramo de un cierto ácido orgánico monocarboxílico de cadena lineal se neutraliza con 22.7 cm³ de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0.5 M y al quemarse origina 0.818 g de agua. El nombre del ácido es:

- a) Butanoico
- b) Propanoico
- c) Etanoico
- d) Metanoico

25. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0.08 M. Suponiendo que su estómago recibe 3 litros diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2.6 g de Al(OH)₃ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido?

- a) 27 mL
- b) 80 mL
- c) 240 mL
- d) 720 mL

26. Una muestra de 2.8 g de un alqueno puro, que contiene un único doble enlace por molécula, reaccionan completamente con 8.0 g de bromo, en un disolvente inerte. ¿Cuál es la fórmula molecular del alqueno?

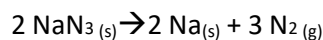
- a) C₂H₄
- b) C₃H₆
- c) C₄H₈
- d) C₆H₁₂

27. Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los

siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, del gas?

- a) CaCO₃
- b) Li₂CO₃
- c) SrCO₃
- d) BaCO₃

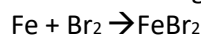
28. La azida de sodio (NaN₃) se utiliza en los "airbag" de los automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición del NaN₃ de acuerdo a la siguiente ecuación



El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que sirve de protección al conductor y acompañante. ¿Cuál es el volumen de N₂ generado, a 21°C y 823 Torr (mm de Hg), por la descomposición de 60.0 g de NaN₃?

- a) 2.19 L
- b) 30.8 L
- c) 61.7 L
- d) 173.2 L

29. Dadas las siguientes reacciones:

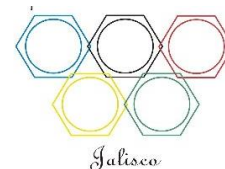


Si el rendimiento de cada una de las reacciones es del 82%, ¿qué masa de Fe₃Br₈ se produce a partir de 1.0 g de Fe?

- a) 4.81 g
- b) 3.94 g
- c) 2.65 g
- d) 3.24 g

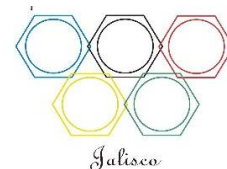
30. El mineral dolomita puede representarse por la fórmula MgCa(CO₃)₂. ¿Qué volumen de dióxido de carbono gas, a 26.8°C y 0.88 atm, podría producirse por la reacción de 25 g de dolomita con exceso de ácido acético?

- a) 7.6 L
- b) 4.5 L
- c) 6.3 L
- d) 6.7 L



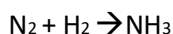
Tema 4: Reacciones Químicas

- 31.** El agua se descompone por electrólisis produciendo hidrógeno y oxígeno gas. En un determinado experimento, se ha obtenido 1.008 g de H_2 en el cátodo, ¿qué masa de oxígeno se obtiene en el ánodo?
- 32.0 g
 - 16.0 g
 - 8.00 g
 - 4.00 g
- 32.** Si se mezclan 200 cm³ de una disolución de 0.1 M de sulfuro de sodio con 200 cm³ de otra disolución que contiene 1.7 g/L de nitrato de plata, ¿qué cantidad de sulfuro de plata podrá precipitar?
- 0.25 g
 - 1.00 g
 - 0.50 g
 - Ninguna de las anteriores.
- 33.** El vinagre es una disolución concentrada de ácido acético (CH_3COOH). Cuando se trata una muestra de 8.00 g de vinagre con $NaOH$ 0.200 M, se gastan 51.10 mL hasta alcanzar el punto de equivalencia. El porcentaje en masa del ácido acético en dicho vinagre es:
- 1.36%
 - 3.83%
 - 7.67%
 - 5.67%
- 34.** Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pipetea 10.00 mL de Na_2CO_3 0.100 M, se introducen en un erlenmeyer y se diluyen con 100 mL de agua añadiendo unas gotas de verde de bromocresol. A continuación se añaden con una bureta 15.0 mL de HCl hasta su segundo punto de equivalencia (color amarillo). La concentración del ácido es:
- 0.200 M
 - 0.100 M
 - 0.0667 M
 - 0.133 M
- 35.** La masa de agua liberada en la combustión completa de 1 g de octano será:
- 0.079 g
 - 1.42 g
 - 18 g
 - 162 g
- 36.** A 50.0 mL de una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), se le añadió la suficiente cantidad de una disolución de cloruro de bario, $BaCl_2$ (aq). El sulfato de bario formado, $BaSO_4$ (s) se separó de la disolución y se pesó en seco. Si se obtuvieron 0.71 g de $BaSO_4$ (s) ¿cuál era la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico?
- 0.06 M
 - 0.60 M
 - 1.20 M
 - 0.12 M
- 37.** Se quiere valorar una disolución de hidróxido de sodio con otra de ácido sulfúrico 0.25 M. Si se toman 15.00 mL de la disolución de la base y se consumen 12.00 mL de la disolución ácida. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio?
- 0.6 M
 - 0.8 M
 - 0.2 M
 - 0.4 M
- 38.** La combustión completa de una mezcla de 4.10 g que contiene solamente propano (C_3H_8) y pentano (C_5H_{12}) produjo 12.42 g de CO_2 y 6.35 g de H_2O . ¿Cuál es el porcentaje de propano, en masa, en esta muestra?
- 4.50%
 - 37.5%
 - 50.0%
 - 30.0%
- 39.** El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , (masa molar 80 g/mol) se descompone sobre los 177 °C, produciendo el gas N_2O (anestésico, propelente) y vapor de agua. En un ensayo de laboratorio se trabajó con 36.4 g de NH_4NO_3 , químicamente puro, a 255 °C en un recipiente de 5 L, por lo que la final se obtuvo:
- 0.455 moles de gas
 - 3 moles de gas
 - 0.910 moles de gas
 - 1.365 moles de gas



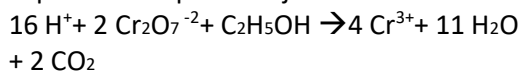
Tema 4: Reacciones Químicas

40. Ajuste la reacción y determine el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 4.0 moles de H_2 con 2.0 moles de nitrógeno.



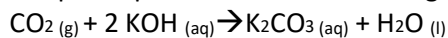
- a) Hidrógeno
- b) Nitrógeno
- c) Amoníaco
- d) Hidrógeno y nitrógeno

41. Se valora una muestra de 4.5 g de sangre con 10.5 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.0400 M para determinar el contenido de alcohol de acuerdo con la siguiente reacción. ¿Cuál es el contenido de alcohol en sangre expresado en porcentaje en masa?



- a) 0.43%
- b) 0.21%
- c) 0.090%
- d) 0.35%

42. El CO_2 que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según:



¿Cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1 kg de KOH?

- a) 0.393 kg
- b) 0.786 kg
- c) 0.636 kg
- d) 0.500 kg

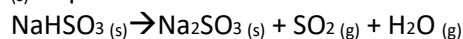
43. Se utiliza una disolución de HNO_3 0.3 M para valorar 25.0 mL de disolución $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.25 M. ¿Cuántos mL de la disolución del ácido son necesarios?

- a) 41.7 mL
- b) 20.8 mL
- c) 3.75 mL
- d) 10.4 mL

44. Una muestra de 0.1131 g del sulfato MSO_4 reacciona con BaCl_2 en exceso, produciendo 0.2193 g de BaSO_4 . ¿Cuál es la masa atómica relativa de M?

- a) 23.1
- b) 24.3
- c) 27.0
- d) 39.2

45. Cuando se calientan 50.0 g de NaHSO_3 (s) se produce la reacción:

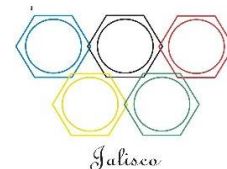


Se recogen los gases en un recipiente de 5.0 L a 150 °C. La presión parcial del SO_2 será:

- a) 1.67 atm
- b) 3.34 atm
- c) 0.834 atm
- d) 0.591 atm

46. Se hacen reaccionar 10 g de cinc con ácido sulfúrico en exceso. Calcula el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mmHg.

- a) 5.3 L
- b) 7.0 L
- c) 3.8 L
- d) 4.5 L



Tema 5: Termoquímica y Termodinámica

“Termoquímica”

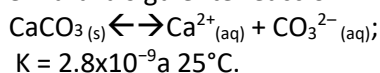
1. ¿Cuáles de las siguientes condiciones darán lugar a una reacción espontánea a cualquier temperatura?

- a) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$
- b) $\Delta H > 0, \Delta S = 0$
- c) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$
- d) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$
- e) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$

2. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es cierta?

- a) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H^\circ > 0$.
- b) Las reacciones con valores positivos de ΔS° siempre son espontáneas a alta temperatura.
- c) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta G^\circ > 0$.
- d) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H^\circ < 0$.
- e) Todas estas proposiciones son falsas.

3. Para la siguiente reacción:



Calcule ΔG° a esta temperatura.

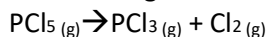
- a) - 48.7 kJ/mol
- b) 48.7 kJ/mol
- c) 69.9 kJ/mol
- d) - 21.2 kJ/mol

4. Para una reacción, $\Delta H^\circ = 92$

kJ y $\Delta S^\circ = 65 \text{ J/K}$. Calcule el valor de ΔG° para esta reacción a 25°C .

- a) +19300 kJ
- b) - 85 kJ
- c) - 111 kJ
- d) - 157 kJ
- e) -73 kJ

5. Para la siguiente reacción:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
- b) $\Delta S = 0$
- c) $\Delta S > 0$
- d) $\Delta S^\circ = 0$ para $\text{Cl}_2(g)$

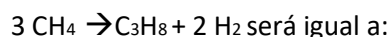
6. La variación de entalpía estándar para la combustión del monóxido de carbono es - 68 kcal/mol, y la variación de entalpía estándar para su formación es - 29 kcal/mol. ¿Cuánto vale la variación de la entalpía estándar de formación del dióxido de carbono?

- a) +39 kcal·mol⁻¹
- b) - 97 kcal·mol⁻¹
- c) - 39 kcal·mol⁻¹
- d) +97 kcal·mol⁻¹

7. El gas X es soluble en agua. Si una disolución acuosa de X se calienta, se observa el desprendimiento de burbujas del gas X. De este hecho, se deduce que:

- a) El proceso de disolución de X en agua es exotérmico.
- b) El proceso de disolución de X en agua es endotérmico.
- c) ΔG° es positivo para el proceso de disolución de X en agua.
- d) ΔG° es negativo para el proceso de disolución de X en agua.

8. Sabiendo que las energías medias de los enlaces C–H, C–C y H–H, son 99; 83 y 104 kcal mol⁻¹, respectivamente, el valor de ΔH° de la reacción:

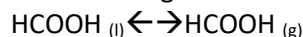


- a) 22 kcal
- b) -22 kcal
- c) 77 kcal
- d) -77 kcal

9. ¿Cuál de los siguientes procesos no conduce a un aumento en la entropía?

- a) La fusión de hielo a 298 K.
- b) La disolución de NaCl (s) en agua.
- c) El movimiento de los electrones en sus orbitales alrededor del núcleo.
- d) La evaporación del agua.
- e) La combustión de gasolina.

10. Para la siguiente reacción:



Si las variaciones de entalpía, entropía y energía libre estándar a 298 K son 46.60 kJ·mol⁻¹, 122 J·mol⁻¹·K⁻¹ y 10.3 kJ·mol⁻¹, respectivamente, calcule el punto de ebullición normal del HCOOH_(l).

- a) 84.4 K

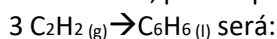
Tema 5: Termoquímica y Termodinámica

- b) 84.4°C
c) 262°C
d) 109°C

11. La entropía es una magnitud termodinámica que:

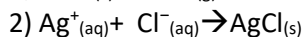
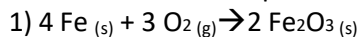
- a) Indica el grado de orden de un sistema.
b) Se mide en $\text{K}\cdot\text{J}^{-1}$.
c) Determina la espontaneidad de una reacción química.
d) Se calcula a partir del valor absoluto de las fuerzas de van der Waals.

12. Las respectivas entalpías de formación, en condiciones estándar, del etino_(g) y del benceno_(l) son $227 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $49 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La variación de entalpía, en las citadas condiciones, para el proceso:



- a) -178kJ
b) -632kJ
c) 276 kJ
d) 730 kJ

13. Indique si cada uno de los siguientes procesos se producen con aumento o disminución de entropía:



- a) ΔS_1 negativo y ΔS_2 negativo
b) ΔS_1 negativo y ΔS_2 positivo
c) ΔS_1 positivo y ΔS_2 negativo
d) ΔS_1 positivo y ΔS_2 positivo

14. ¿Cuál de las siguientes especies posee $\Delta H^\circ_f = 0$?

- a) H
b) H^+
c) H_2
d) H^-
e) H^{2+}

15. Si las entalpías de combustión estándar del carbono, hidrógeno y etano son -394,-286 y -1560 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente, ¿cuál es la entalpía de formación del etano, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

- a) -3206
b) -2240
c) -1454
d) -880
e) -86

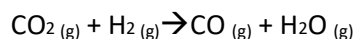
16. Dadas las siguientes entalpías de enlace (kJ/mol), a 25°C de temperatura y 1 atm de presión: C-H (400), C-C (348), O-H (460), O=O (500) y C=O (800). ¿Cuál será la entalpía de combustión, en las mismas condiciones y en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, del etano?

- a) +60
b) -60
c) -731
d) -1462

17. Dados los valores de las entalpías estándar de formación, $\Delta H^\circ_f[\text{CO}(\text{g})] = -110.5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H^\circ_f[\text{COCl}_2(\text{g})] = -219.1 \text{ kJ/mol}$, ¿cuál es la entalpía de formación del fosgeno (Cl_2CO) a partir de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$?

- a) +110,5 kJ/mol
b) -110,5 kJ/mol
c) +329,6 kJ/mol
d) -108,6 kJ/mol
e) 219,1 kJ/mol

18. La reacción:



no es espontánea a 25°C pero sí lo es a temperaturas superiores. Se tiene que cumplir que:

- a) $\Delta H = > 0$ y $\Delta S > 0$
b) $\Delta H = > 0$ y $\Delta S < 0$
c) $\Delta H = < 0$ y $\Delta S < 0$
d) $\Delta H = < 0$ y $\Delta S > 0$

19. Para una reacción en equilibrio a presión y temperatura constantes se ha de cumplir que:

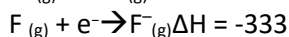
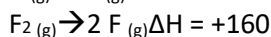
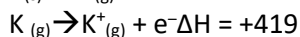
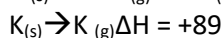
- a) $\Delta H = 0$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta U = 0$
d) $\Delta G = 0$

20. Al quemar 25.6 g de metanol, en condiciones estándar, se desprenden 190.4 kJ. La entalpía de combustión del metanol en condiciones estándar es de:

- a) -190.4 kJ
b) -238 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
c) +238 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
d) +380.8 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Tema 5: Termoquímica y Termodinámica

21. A partir de la siguiente tabla de entalpías de reacción (en kJ/mol), calcule la energía de red del KF (s), definida en el sentido de formación del retículo cristalino:



a) 818 kJ mol⁻¹

b) -818 kJ mol⁻¹

c) 898 kJ mol⁻¹

d) -898 kJ mol⁻¹

“Termodinámica”

22. Si la entalpía de vaporización del agua a 100°C es 40.7 kJ mol⁻¹, calcule ΔS para la vaporización de 1.00 mol de H₂O (l) a esta temperatura.

a) 109 J·K⁻¹

b) -109 J·K⁻¹

c) 136 J·K⁻¹

d) -40600 J·K⁻¹

e) 40600 J·K⁻¹

23. La entropía del universo:

a) Es siempre cero.

b) Siempre aumenta.

c) Permanece constante.

d) Siempre disminuye.

e) No tiene ninguna relación con el universo.

24. La temperatura de ebullición normal del disulfuro de carbono es 319 K.

Sabiendo que el calor de vaporización de este compuesto es 26,8 kJ·mol⁻¹, calcule la presión de vapor a 298 K.

a) 0.270 kPa

b) 49.7 kPa

c) 372 kPa

d) 19.7 kPa

e) 101 kPa

25. La pendiente de una representación de ln(presión de vapor) frente a T⁻¹ para dióxido de carbono líquido es -0.77×10³ K.

El calor de vaporización es:

a) 14.7 kJ·mol⁻¹

b) 1.8 kJ·mol⁻¹

c) 30 kJ·mol⁻¹

d) 6.4 kJ·mol⁻¹

26. Decida qué es siempre cierto para dos procesos 1 y 2 que tienen en común los estados inicial y final:

a) Q₁ = Q₂

b) $\Delta S = \Delta Q_1/T$

c) $\Delta G_2 = \Delta H_2 - T\Delta S_2$

d) $\Delta H_2 = \Delta H_1$

27. Si la combustión del ácido benzoico se realiza en una bomba calorimétrica a 25°C, ¿qué se verifica?

a) Q < 0, W = 0, $\Delta U < 0$

b) Q = 0, W = 0, $\Delta U = 0$

c) Q < 0, W < 0, $\Delta U > 0$

d) Q < 0, W > 0, $\Delta U < 0$

28. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

a) El calor de formación del Fe(l) es cero.

b) La condensación es un proceso endotérmico.

c) Cuando una reacción es en fase gas, siempre $\Delta H = \Delta U$.

d) Para un mismo proceso, la variación de entalpía depende de que el proceso tenga lugar a presión o a volumen constante.

29. Una taza de 137 g a 20.0°C se llena con 246 g de café caliente a 86.0°C. El calor específico del café es 4.0 J/g·°C y el de la taza 0.752 J/g·°C. Suponiendo que no hay pérdida de calor a los alrededores, ¿cuál es la temperatura final del sistema?

a) 79.9°C

b) 93.7°C

c) 98.4°C

d) 76.0°C

e) 53.0°C

30. Cuando una sustancia pura en fase líquida congela espontáneamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

a) ΔG , ΔH y ΔS son todos positivos.

b) ΔG , ΔH y ΔS son todos negativos.

c) ΔG , ΔH y son negativos, pero ΔS es positivo.

d) ΔG , ΔS y son negativos, pero ΔH es positivo.

Tema 5: Termoquímica y Termodinámica

31. En todo proceso espontáneo se tiene que cumplir que:

- a) $dS = dT/H$
- b) $\Delta S_{\text{sistema}} > 0$
- c) $\Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}} > 0$
- d) $\Delta G > 0$

32. La combustión de 90.0 g de ácido oxálico $C_2H_2O_4(s)$, en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica es $4.60 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$, produce un aumento de la temperatura desde 25.0°C hasta 79.6°C . El calor de combustión del ácido oxálico es:

- a) -21.2 kJ/mol
- b) -54.6 kJ/mol
- c) -126 kJ/mol
- d) -251 kJ/mol

33. En los siguientes sistemas:

- I. Una disolución de azúcar dentro de un vaso abierto
 - II. Una cantidad de agua dentro de una olla a presión
 - III. Una reacción de neutralización ácido-base en un calorímetro
 - IV. Un vaso abierto conteniendo agua al que se añade un metal alcalino
 - V. Una mezcla de hidrógeno y oxígeno dentro de una bomba calorimétrica
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
- a) Sólo I es un sistema abierto.
 - b) Ninguno de los sistemas es adiabático o aislado.
 - c) Uno de los sistemas es cerrado.
 - d) Tres son sistemas cerrados y dos abiertos.

34. De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es cierta?

- a) En un proceso adiabático ΔH siempre será igual a cero.
- b) El calor estándar de formación de un elemento es negativo.
- c) $Q+W$ es una función de estado.
- d) Cualquier reacción con $\Delta G > 0$ será muy lenta.

35. Calcule la variación de entropía de vaporización para el agua, ΔS_{vap} , a 1 atm de presión, sabiendo que el calor de vaporización es 40.7 kJ mol^{-1} .

- a) $-0.109 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- b) $0.236 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- c) $-0.236 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- d) $0.109 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

36. El primer principio de la termodinámica:

- a) Permite calcular el valor de la energía interna de las sustancias.
- b) Permite calcular la entalpía de las sustancias.
- c) Es una consecuencia de la ley de conservación de la energía.
- d) Todas las afirmaciones anteriores son correctas.

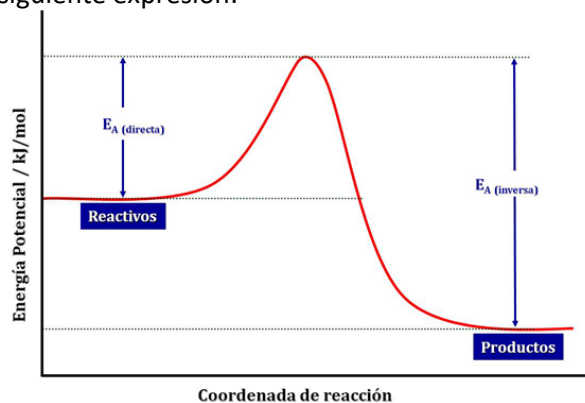
37. ¿Qué nombre recibe una transformación en la cual no hay intercambio de calor?

- a) Adiabática
- b) Isocórica
- c) Isotérmica
- d) No tiene ningún nombre específico.

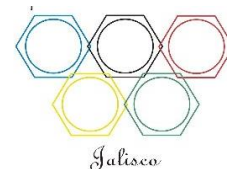
38. Un sistema recibe una cantidad de calor de 3000 cal y el sistema realiza un trabajo de 5 kJ. ¿Cuál es la variación que experimenta su energía interna? (1 cal = 4.18 J).

- a) Aumenta en 8000 J
- b) Disminuye en 2000 J
- c) Aumenta en 7540 J
- d) Aumenta en 17540 J

39. En el siguiente diagrama, la entalpía de reacción se puede calcular mediante la siguiente expresión:



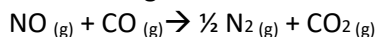
- a) $\Delta H = E_A(\text{directa}) - E_A(\text{inversa})$
- b) $\Delta H = E_A(\text{inversa})$
- c) $\Delta H = E_A(\text{directa}) + E_A(\text{inversa})$
- d) $\Delta H = E_A(\text{directa})$



Tema 6: Equilibrio Químico

“Principio Le Châtelier”

1. Para la siguiente reacción:

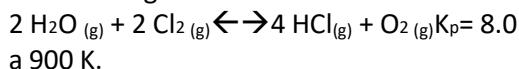


$$\Delta H = -374 \text{ kJ}$$

¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?

- Alta temperatura y baja presión.
- Baja temperatura y baja presión.
- Alta temperatura y alta presión.
- Baja temperatura y alta presión.
- Ninguna de estas condiciones.

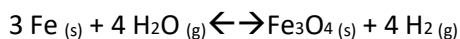
2. Para la siguiente reacción:



Si las presiones iniciales de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ y $\text{Cl}_2_{(g)}$ son 0.10 atm cada una y las presiones de $\text{HCl}_{(g)}$ y $\text{O}_2_{(g)}$ son 0.25 atm cada una, ¿cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

- $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- La reacción está en equilibrio.

3. Para la reacción:



Un aumento en el volumen del recipiente de reacción produce el siguiente efecto sobre el equilibrio:

- No se produce ningún cambio.
- El valor de K_p disminuye.
- Se produce más H_2 (g).
- Se produce más H_2O (g).
- El valor de K_p aumenta.

4. La reacción:



se encuentra en equilibrio a unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Al añadir nitrógeno a la mezcla, sucede que:

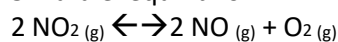
- Nada, porque no se puede alterar el equilibrio.

b) Se desplaza el equilibrio a la izquierda, para que también aumente la concentración de O_2 .

c) Disminuye el valor de la constante de equilibrio.

d) Se desplaza el equilibrio a la derecha, con el fin de compensar el efecto del aumento de la concentración de N_2 .

5. Para el equilibrio:



- $K_p = K_c$
- Se favorece la obtención del NO al aumentar la presión.
- Se desplaza a la izquierda al añadir O_2 .
- Se desplaza a la derecha al añadir un catalizador.

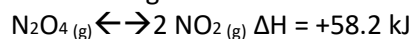
6. Una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada. Por tanto:

- El equilibrio se alcanzará rápidamente.
- La mezcla de los reactivos puede ser explosiva.
- La velocidad no dependerá de las concentraciones de los reactivos.
- No se puede decir nada de la velocidad de la reacción.

7. Suponga una reacción endotérmica en fase gaseosa del tipo $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B}$:

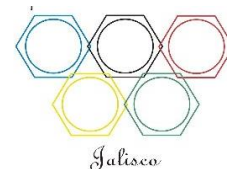
- El equilibrio se desplaza a la izquierda al aumentar la presión.
- Al aumentar la temperatura aumenta la constante de equilibrio.
- La constante de equilibrio es independiente de la temperatura.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

8. Para la siguiente reacción:



¿Cuál de las siguientes modificaciones producirá un aumento en la concentración de NO_2 (g)?

- Un aumento de la temperatura.
- Una disminución del volumen.
- La concentración de NO_2 (g) permanecerá constante ya que está en el equilibrio.
- Un aumento de la presión.
- Una disminución de la temperatura.



Tema 6: Equilibrio Químico

9. La posición de equilibrio no se ve afectada apreciablemente por cambios en el volumen del recipiente para la reacción:

- a) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$
- b) $\text{P}_4(\text{s}) + 6 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{PCl}_3(\text{l})$
- c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$
- e) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$

10. El proceso dado por la ecuación química:

$\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$ puede decirse que está en equilibrio cuando:

- a) Las constantes de velocidad se igualan.
- b) La velocidad de la reacción directa y la velocidad de la reacción inversa son nulas.
- c) Las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
- d) La velocidad de la reacción directa es doble de la velocidad de la reacción inversa.

“Constante de equilibrio K_c ”

11. Una sustancia AB se descompone para formar A y B de acuerdo con la reacción:

$\text{AB}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g})$ siendo la constante de equilibrio 1.0. Si se introducen 2 moles de AB en un recipiente de un litro, al alcanzar el equilibrio el número total de moles será:

- a) 2
- b) 2.333
- c) 3
- d) 4

12. Para la siguiente reacción:

$4 \text{NH}_3(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Si inicialmente $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3.60 \text{ mol/L}$, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0.60 \text{ mol/L}$, calcule la concentración de equilibrio de $\text{NH}_3(\text{g})$ en mol/L.

- a) 3.00
- b) 2.00
- c) 2.40
- d) 0.90
- e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

13. Para la siguiente reacción:

$4 \text{NH}_3(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Si inicialmente $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3.60 \text{ mol/L}$, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0.60 \text{ mol/L}$, calcule la concentración de equilibrio de $\text{O}_2(\text{g})$ en mol/L.

- a) 2.40
- b) 0.70
- c) 3.50
- d) 3.00
- e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

14. Entre las sustancias R, S y Q se establece el siguiente equilibrio químico:

$\text{R}(\text{g}) + \text{Q}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{S}(\text{g})$

Si se mezclan R y Q en un matraz de 10 L de capacidad y se deja que reaccionen hasta que se alcance el equilibrio, a unas determinadas condiciones, la mezcla gaseosa contiene igual número de moles de R, Q y S. En tales condiciones la constante de equilibrio K_c es $4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

¿Cuántos moles de S se han formado?

- a) 0.25
- b) 0.40
- c) 2.0
- d) 2.5

15. Para la reacción:

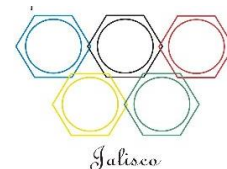
$2 \text{HgO}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ la expresión de la constante de equilibrio es:

- a) $K_c = [\text{O}_2][\text{Hg}]^2/[\text{HgO}]^2$
- b) $K_c = [\text{O}_2]$
- c) $K_c = [\text{Hg}]^2/[\text{HgO}]^2$
- d) $K_c = 1/[\text{O}_2]$
- e) $K_c = [\text{H}_2]/[\text{HCl}]^2$

16. Para la reacción:

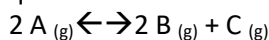
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, el valor de K_c a 1100 K es 25. Si inicialmente sólo existe $\text{HI}(\text{g})$ con concentración de 4.00 mol/L, ¿cuál será la concentración de $\text{I}_2(\text{g})$ en el equilibrio, expresada en mol/L?

- a) 0.363
- b) 2.00
- c) 0.667
- d) 0.571
- e) 0.148



Tema 6: Equilibrio Químico

17. Un recipiente cerrado, de volumen V cm^3 , contiene 2 moles de un gas A. Cuando la temperatura es de 25°C , el gas se descompone de acuerdo con la ecuación química:



$\Delta H = 65 \text{ kJ/mol}$, alcanzándose el equilibrio cuando en el recipiente están presentes x moles de C y la presión reinante es de P atm. ¿Cuántos moles forman la mezcla gaseosa en equilibrio?

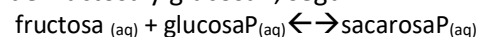
- a) $2-x$
- b) $2-2x$
- c) $2x$
- d) $2+x$

18. La siguiente reacción:

$\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2_{(g)}$ alcanza el equilibrio a la temperatura de 150°C siendo $K_c = 3.20$ mol/L. ¿Cuál debe ser el volumen del reactor en el que transcurre la reacción para que en él estén en equilibrio 1 mol de N_2O_4 y 2 moles de NO_2 ?

- a) 1.60 L
- b) 0.80 L
- c) 1.25 L
- d) 2.50 L

19. La sacarosa P se sintetiza por reacción de fructosa y glucosa P, según:



La constante de equilibrio es 0.05. ¿Hasta qué volumen debe ser diluida una disolución que contiene 0.05 moles de cada uno de los reactivos fructosa y glucosa P para que en el equilibrio enzimático se tenga un 3% de conversión a sacarosa P?

- a) 0.0078 m^3
- b) 78.4 cm^3
- c) 784 mL
- d) 7.84 L
- e) 0.784 dm^3

20. La constante de equilibrio (K_c) de una reacción siempre tiene como unidades:

- a) Moles/litro.
- b) Es adimensional.
- c) Las mismas que K_x .
- d) No se pueden precisar, dependerá de las especies y estequiometría de la reacción.

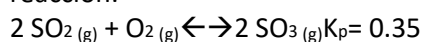
“Constante de equilibrio K_p ”

21. Para la reacción:

$\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4_{(s)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3_{(g)} + \text{CO}_2_{(g)}$ en el equilibrio la presión total del gas es 0.843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

- a) 0.0222
- b) 0.00701
- c) 0.843
- d) 0.0888
- e) 0.599

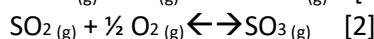
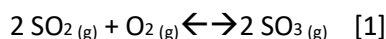
22. La constante de equilibrio de la reacción:



Si se llena un recipiente con SO_3 con una presión parcial de 0.10 atm y con SO_2 y O_2 con una presión parcial cada uno de 0.20 atm, ¿la reacción está en equilibrio?

- a) No
- b) La información es insuficiente para decidir.
- c) Dependerá de la presión total.
- d) Sí

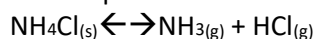
23. Para las reacciones:



se cumple, a la misma temperatura, que:

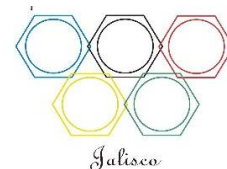
- a) $K_{p1} = K_{p2}$
- b) $K_{p1} = (K_{p2})^2$
- c) $K_{p1} = 2 K_{p2}$
- d) $K_{p1} = (K_{p2})^{1/2}$
- e) $K_{p1} = \frac{1}{2} K_{p2}$

24. En un recipiente se introduce una cierta cantidad de cloruro de amonio. Una vez cerrado herméticamente se calienta hasta 400 K para que se produzca la reacción de descomposición:



y alcance el equilibrio. Si la constante K_p para esta reacción y a dicha temperatura es $6 \times 10^{-19} \text{ atm}^2$, la presión a la que se encontrará la mezcla en el recipiente será de:

- a) $1.55 \times 10^{-9} \text{ atm}$
- b) $7.75 \times 10^{-10} \text{ atm}$
- c) $6.00 \times 10^{-19} \text{ atm}$
- d) No se puede calcular por falta de datos.

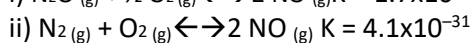
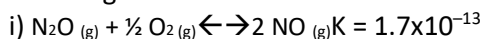


Tema 6: Equilibrio Químico

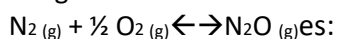
25. Se hacen reaccionar iodo e hidrógeno para obtener, en equilibrio con los anteriores elementos, ioduro de hidrógeno. ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p ?

- a) De la concentración inicial de hidrógeno.
- b) De la temperatura.
- c) De la presión a la que se encuentre el sistema.
- d) De la cantidad de HI obtenido.

26. A partir de las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:



El valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:

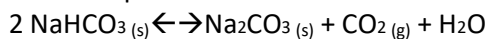


- a) 7.0×10^{-44}
- b) 4.2×10^{17}
- c) 2.4×10^{-18}
- d) 1.6×10^{-9}
- e) 2.6×10^{-22}

27. Se hacen reaccionar H_2 e I_2 para dar HI gas. Indique de cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio:

- a) La concentración inicial de H_2 .
- b) La temperatura.
- c) La presión total del sistema.
- d) El volumen de la vasija de reacción.

28. En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de hidrógenocarbonato de sodio sólido y se calienta hasta $120^\circ C$. Cuando se alcanza el equilibrio dado por la ecuación química:



la presión en el interior del recipiente es de 2.26 atm. Indica el valor de K_p para dicho proceso en las citadas condiciones.

- a) 6.63 atm^2
- b) 5.12 atm^2
- c) 1.28 atm^2
- d) 1.13 atm^2

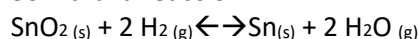
29. El $Ag_2CO_3_{(s)}$ se descompone según la reacción:



Siendo $K_p = 0.0095$ a $120^\circ C$. Si se quiere impedir cualquier pérdida de peso al pesar Ag_2CO_3 a $120^\circ C$, la presión parcial del CO_2 deberá ser:

- a) Mayor que 0.0095 atm.
- b) Menor que 0.0095 atm.
- c) Igual a la presión parcial del $Ag_2O_{(s)}$.
- d) Igual a 1 atm.

30. Para la reacción:

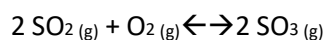


a $750^\circ C$ la presión total del sistema es 32.0 mmHg, siendo la presión parcial del agua 23.7 mmHg. La constante de equilibrio para dicha reacción es:

- a) $K_p = 7.30$
- b) $K_p = 5.25$
- c) $K_p = 3.80$
- d) $K_p = 8.15$

“Relación entre K_c y K_p ”

31. Para la reacción:

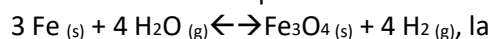


$K_c = 13$ a $900 K$.

¿Cuál es el valor de K_p a la misma temperatura?

- a) 13
- b) 0.0024
- c) 960
- d) 0.18

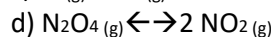
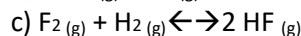
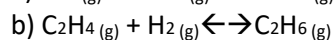
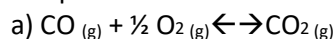
32. Para la reacción química:

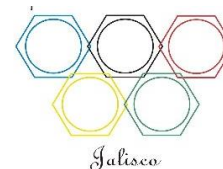


relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

- a) $K_p = K_c^{-2}$
- b) $K_p = K_c / RT$
- c) $K_p = K_c / (RT)^2$
- d) $K_p = K_c$
- e) $K_p = K_c (RT)^2$

33. ¿En cuál de las siguientes procesos se cumple que $K_c = K_p$, a la misma temperatura?





Tema 6: Equilibrio Químico

34. Con el fin de reducir la contaminación atmosférica provocada por el dióxido de azufre, se propone hacer pasar el aire a través de óxido de calcio a alta temperatura para que:

$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaSO}_3(\text{s})$ cumpliéndose que:

- a) $K_c = [\text{SO}_2]^{-1}$
- b) $K_c = K_p$
- c) $K_c = K_p(\text{RT})^{-1}$
- d) $K_p = p_{\text{SO}_2}$

35. El valor de K_p para el equilibrio:

$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ a 25°C , sabiendo $K_c = 0.040$ a esa temperatura es:

- a) 2.0
- b) 1.0
- c) 0.5
- d) 0.98

36. Para la reacción en equilibrio:

$2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c debe ser:

- a) $K_p = K_c/(\text{RT})$
- b) $K_p = K_c(\text{RT})^2$
- c) $K_p = K_c^{2/3}$
- d) $K_p = K_c(\text{RT})$

37. La constante de equilibrio para la reacción:

$\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ es

$K_c = 1.2 \times 10^{-4}$ a 25°C .

Cuando una muestra de $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$ se encierra en un recipiente a 25°C , la presión parcial de NH_3 en el equilibrio con el sólido es:

- a) $7.2 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- b) 0.27 atm
- c) $1.1 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- d) 0.8 atm

38. En un equilibrio $K_p = K_c$ si:

- a) Todas las especies son gases.
- b) Se ha alcanzado el equilibrio.
- c) Se produce en condiciones homogéneas.
- d) La variación entre el número de moles gaseosos de productos y reactivos es nula.

39. Dada la siguiente reacción:

$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

- a) $K_p = K_c$
- b) $K_p = K_c(\text{RT})^{1/2}$
- c) $K_p = K_c(\text{RT})^{-1}$
- d) $K_c = K_p(\text{RT})^{-1}$

“Termodinámica y cálculo de constantes de equilibrio”

40. Para la reacción: $\text{Hg}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{g})$, K_p a 100°C es 0.00036 atm y ΔG° a 100°C es:

- a) $-(8,314)(100)(2.30) \log(0.00036)$
- b) $+(8,314)(373)(2.30) \log(0.00036)$
- c) $+(8,314)(100)(2.30) \log(0.00036)$
- d) $-(8,314)(373)(2.30) \log(0.00036)$
- e) 0

41. La energía libre Gibbs de formación del $\text{NO}(\text{g})$ es $86.69 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 25°C y 1 atm. Calcula la constante de equilibrio de la reacción:

$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$

- a) 1.57×10^{-31}
- b) 1.07×10^{30}
- c) 2.47×10^{30}
- d) 7.24×10^{-31}
- e) 4.06×10^{-31}

42. Para una determinada reacción química entre sustancias gaseosas se sabe que $K_p = 100$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G^\circ = 0$, puesto que el sistema se encuentra en equilibrio.
- b) $\Delta G^\circ < 0$
- c) $\Delta G^\circ > 0$
- d) No es posible hacer ninguna afirmación relativa a ΔG° .

43. Para la reacción:

$2 \text{CuBr}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CuBr}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{g})$

la presión del $\text{Br}_2(\text{g})$ en el equilibrio es $1.90 \times 10^{-6} \text{ kPa}$ a 298 K. Calcule ΔG_{rxn} a 298 K cuando la presión del $\text{Br}_2(\text{g})$ producido en la reacción es $1.00 \times 10^{-7} \text{ kPa}$.

- a) $39.9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b) 0
- c) $44.1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

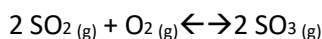
Tema 6: Equilibrio Químico

- d) $-3.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
e) $-7.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

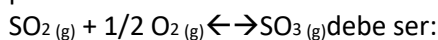
44. Para una determinada reacción en equilibrio se sabe que K_p a 300 K vale 1.0 y que K_p a 600 K vale 2.0; por tanto, se puede afirmar que:

- a) K_p a 450 K vale 1.5.
b) El aumento de la presión del sistema favorece la formación de productos.
c) La reacción es endotérmica.
d) K_p aumenta al aumentar la presión.
e) La presión es una variable que no influye sobre la constante de equilibrio del sistema.

45. Si 800°C la K_p para la siguiente reacción es 9 atm^{-1} :

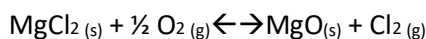


El valor de dicha constante a la misma temperatura pero para el equilibrio dado por la ecuación:



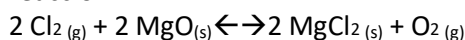
- a) $K_p = 9 \text{ atm}^{-1}$
b) $K_p = 3 \text{ atm}^{-1}$
c) $K_p = 4,5 \text{ atm}^{-1/2}$
d) $K_p = 3 \text{ atm}^{-1/2}$

46. Para la reacción:



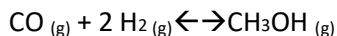
$K_p = 2.98$

Calcule la constante de equilibrio para la reacción:



- a) 0.113
b) -8.88
c) 0.336
d) 1.73

47. Para la reacción:



$K_p = 91.4$ a 350 K y $K_p = 2.05 \times 10^{-4}$

a 298 K . ¿Cuál es el valor de ΔH° ?

- a) 49.9 kJ
b) $2.08 \times 10^3 \text{ kJ}$
c) $3.74 \times 10^{-2} \text{ kJ}$
d) 217 kJ

48. Una reacción tiene una constante de velocidad de la reacción directa igual a $2.3 \times 10^6 \text{ s}^{-1}$ y la constante de equilibrio es

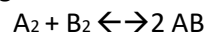
4.0×10^8 . ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad de la reacción inversa?

- a) $1.1 \times 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
b) $5.8 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$
c) $1.7 \times 10^2 \text{ s}^{-1}$
d) $9.2 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$
e) $9.2 \times 10^{10} \text{ s}^{-1}$

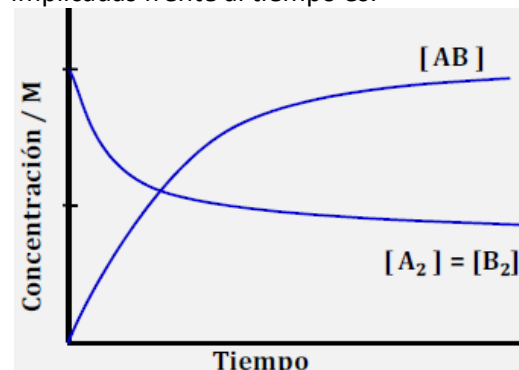
49. Las energías libres estándar de formación de $\text{NO}_2 (\text{g})$ y de $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$ son respectivamente 12.39 kcal/mol y 23.59 kcal/mol . ¿Cuál es el valor de K_p a 25°C para el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$?

- a) 7.459
b) 0.134
c) 1.2×10^{-3}
d) 2.25

50. Para la siguiente reacción:



El gráfico de concentración de las especies implicadas frente al tiempo es:



El valor de la constante de equilibrio es:

- a) 1
b) 2
c) 4
d) 8

“Temas diversos”

51. Si para una sustancia la densidad del sólido es mayor que la densidad del líquido, la pendiente de la curva del punto de fusión es:

- a) No puede determinarse sin el punto crítico.
b) Cero.
c) No puede determinarse sin el punto triple.
d) Positiva.
e) Negativa.

Tema 6: Equilibrio Químico

52. La temperatura crítica en un diagrama de fases para una sustancia pura es:

- La temperatura a la que tiene lugar el punto triple.
- La temperatura a la que termina la curva de sublimación.
- La temperatura a la que el sólido, líquido y gas existen en equilibrio.
- La temperatura por encima de la cual el gas no se puede licuar por aumento de presión.
- La temperatura a la que termina la curva de puntos de fusión.

53. El punto de ebullición normal de un líquido es:

- La temperatura a la que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.
- La temperatura por encima de la cual un gas no puede ser condensado.
- La temperatura a la que su presión de vapor es igual a una atmósfera.
- La temperatura a la que se alcanza el equilibrio entre el líquido y el gas.
- Ninguno de los anteriores.

54. La presión de vapor de un líquido en equilibrio con su vapor:

- Aumenta con la temperatura.
- Depende de los volúmenes relativos de líquido y vapor en equilibrio.
- Depende del área de la superficie del líquido.
- Depende de la cantidad de líquido presente.
- No depende de la temperatura.

55. Para la reacción química 1 se sabe que $\Delta G^\circ = 0$; para la reacción química 2 se sabe que $\Delta G^\circ < 0$; para la reacción química 3 se sabe que $\Delta G^\circ > 0$. Llamando K_1 , K_2 y K_3 , respectivamente, a las correspondientes constantes termodinámicas de equilibrio. ¿Cuál de las siguientes ordenaciones es la correcta?

- $K_1 > K_2 > K_3$
- $K_2 > K_1 > K_3$
- $K_3 > K_2 > K_1$
- $K_3 > K_1 > K_2$
- $K_1 = K_2 = K_3$

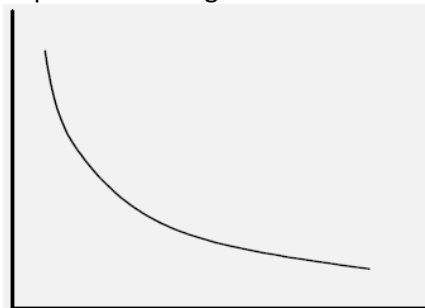
56. El equilibrio dinámico implica:

- Una tendencia sólo hacia la entalpía mínima.
- Una tendencia sólo hacia el desorden molecular o entropía máxima.
- Un reajuste entre las tendencias hacia la entalpía mínima y la entropía máxima.
- Un reajuste entre las tendencias hacia un máximo de calor y mínimo trabajo.

57. La presión y la temperatura del punto triple del CO_2 son 5.1 atm y $56,7^\circ\text{C}$. Su temperatura crítica es 31°C . El CO_2 sólido es más denso que el CO_2 líquido. ¿Bajo qué condiciones de presión y temperatura el CO_2 es un líquido estable en equilibrio?

- 10 atm y 25°C
- 5.1 atm y 25°C
- 10 atm y 33°C
- 5.1 atm y 100°C

58. Al representar el % de producto presente en una mezcla en reacción (eje Y) frente a la presión una vez alcanzado el equilibrio (eje X), se obtiene la gráfica de la figura. ¿A qué sistema en equilibrio debe corresponderle esta gráfica?

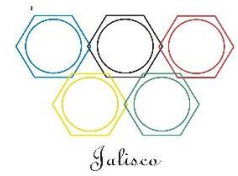


- $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$
- $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$
- $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$

59. En la reacción:

$\text{F}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HF}(\text{g})$ con $\Delta H = -536 \text{ kJ}$ y energía de activación 208 kJ, ¿cuál de los siguientes enunciados no es correcto?

- El calor de formación es 268 kJ/mol.
- En el equilibrio, un aumento de la temperatura favorece la reacción inversa, aumentando la concentración de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{F}_2(\text{g})$.
- En el equilibrio, un aumento de la temperatura y la presión favorece la



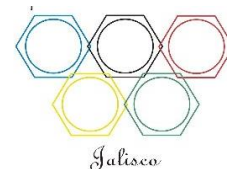
Tema 6: Equilibrio Químico

reacción directa, aumentando la concentración de HF_(g).

d) La energía de activación de la reacción inversa es 372 kJ por mol de HF.

60. Cuando se disuelve en agua α -*D*-glucosa, sufre una conversión parcial a β -*D*-glucosa con propiedades físicas ligeramente diferentes. Esta conversión denominada mutarrotación se detiene cuando el 63.6% de la glucosa está en forma α . ¿Cuál sería la K del equilibrio de mutarrotación?

- a) 1.75×10^{-3}
- b) 0.636
- c) 6.36×10^{-5}
- d) 6.36×10^{13}
- e) 1.75



Tema 7: Cinética Química

“Conceptos sobre Cinética Química”

1. En la reacción entre las sustancias X e Y se aprecia que algunos de los choques entre las partículas de X y las de Y no dan lugar a productos. ¿Cuál es la afirmación más adecuada para explicarlo?

- a) El sistema ya ha alcanzado el equilibrio.
- b) La energía de activación de la reacción inversa es muy baja.
- c) Las partículas de X e Y no colisionan con la debida orientación.
- d) El “complejo activado” es muy inestable.

2. La suma de los exponentes a los que se elevan todas las concentraciones de las sustancias que participan en la ecuación de velocidad de una reacción química se denomina:

- a) Velocidad de la reacción.
- b) Mecanismo de la reacción.
- c) Orden de la reacción.
- d) Secuencia de reacción.

3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La constante de velocidad de una reacción de primer orden se puede expresar en $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$.
- b) La velocidad de una reacción es independiente de la temperatura.
- c) El orden de cualquier reacción es siempre un número entero y mayor que cero.
- d) Ninguna de las anteriores es cierta.

4. Al elevar la temperatura a la que se realiza una reacción química:

- a) Aumenta la velocidad de la reacción si ésta es endotérmica, pero disminuye si es exotérmica.
- b) Aumenta la velocidad de la reacción, tanto si la reacción es exotérmica como endotérmica.
- c) Disminuye la concentración de los reactivos y, a consecuencia de ello, la constante de velocidad.
- d) Aumenta la velocidad media de las partículas y, con ella, la energía de activación.

e) Disminuye la energía de activación.

5. La velocidad de una reacción química se debe expresar en:

- a) $\text{s}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b) $\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$
- c) $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$
- d) $\text{mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$

6. Señale la proposición correcta:

- a) A 25°C y 1 atm la energía cinética media de las moléculas de H_2 es mayor que la de las moléculas de N_2 .
- b) La energía de activación de una reacción es independiente de la temperatura.
- c) El orden de reacción no puede ser cero.
- d) Un catalizador modifica el estado de equilibrio de una reacción aumentando el rendimiento de los productos.
- e) Conociendo la constante de velocidad de una reacción a dos temperaturas, se puede calcular la entalpía de dicha reacción.

7. La teoría de los choques para las reacciones químicas establece que:

- a) En cada choque molecular tiene lugar una reacción química.
- b) Sólo se producen choques energéticos.
- c) Las velocidades de reacción son del orden de las velocidades moleculares.
- d) La velocidad es directamente proporcional al número de choques por segundo.

8. En toda reacción química se cumple que:

- a) La velocidad de reacción suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
- b) La constante de velocidad suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
- c) El orden de reacción depende tanto del número de reactivos como de los coeficientes estequiométricos de éstos.
- d) La variación de entalpía asociada a una reacción de orden 2 es superior a la variación de entalpía asociada a una reacción de orden 1.

Tema 7: Cinética Química

9. En una reacción espontánea:

- a) La velocidad de reacción aumenta al subir la temperatura.
- b) La velocidad de reacción disminuye al subir la temperatura.
- c) La velocidad de reacción no cambia al subir la temperatura.
- d) La velocidad de reacción es demasiado alta para poder medirla.

10. Es habitual encontrar a nuestro

alrededor joyas fabricadas con oro. Sin embargo, cuando se coloca oro en polvo finamente dividido en una atmósfera de oxígeno puro se puede llegar a observar como espontáneamente se produce una llama. Por tanto:

- a) Se debe tener cuidado con las joyas por si produjeran quemaduras.
- b) Se puede concluir que la oxidación del oro es un proceso endotérmico.
- c) La velocidad de reacción aumenta con la superficie de contacto entre reactivos.
- d) La energía de activación en la oxidación del oro es tremendamente alta.

11. Señale la proposición correcta:

- a) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden parcial del reactivo respecto del que se expresa la velocidad.
- b) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden total de reacción.
- c) En la ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$, A es el factor de frecuencia y tiene las mismas unidades de la constante de velocidad.
- d) Las unidades de la constante de velocidad en una reacción de orden 2 son s^{-1} .

“Velocidad y orden de reacción”

12. Para la reacción en fase gaseosa

$A + B \rightarrow X$, la ecuación de velocidad es:

$$v = k [A]^2[B]$$

¿Cuál será el factor de aumento de velocidad si el volumen se reduce cuatro veces?

- a) 16

- b) 256

- c) $2\sqrt{2}$

- d) Ninguno de ellos.

13. Las unidades de la constante de velocidad de una reacción de segundo orden:

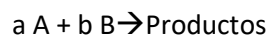
- a) $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

- b) $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

- c) $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$

- d) s^{-1}

14. La ecuación de velocidad para la reacción:



viene dada por la expresión $v = k [A] [B]^2$.

Por tanto, se puede afirmar que:

- a) $a = 1$ y $b = 2$.

- b) La reacción es de orden 2.

- c) La velocidad de la reacción se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de B, manteniendo constante la de A.

- d) La constante de velocidad (k) es independiente de las concentraciones de los reactivos y de la temperatura.

15. Cuando las sustancias P y Q reaccionan para formar determinados productos, el orden global de la reacción es 3. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones de velocidad, correspondientes a la reacción indicada, no será posible?

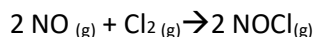
- a) $v = k [P]^2[Q]$

- b) $v = k [P]^0[Q]^3$

- c) $v = k [P] [Q]^3$

- d) $v = k [P] [Q]^2[H^+]^0$

16. Para la reacción:



la ecuación de velocidad viene dada por la expresión: $v = k [NO]^2[Cl_2]$.

Si las concentraciones de NO y Cl_2 al inicio de la reacción son ambas de $0.01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de NO haya disminuido hasta $0.005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?

- a) $k (0.005) (0.0025)$

- b) $k (0.005) (0.005)$

- c) $k (0.005)^2 (0.0025)$

- d) $k (0.005) (0.0075)$

- e) $k (0.005)^2 (0.0075)$

Tema 7: Cinética Química

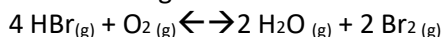
17. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción de formación de agua, a partir de hidrógeno y oxígeno, viene dada por la expresión:

$$v = k [\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$$

Las unidades de k deben ser:

- a) $\text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} \cdot \text{s}^{-1}$
- b) $\text{mol}^{-3} \cdot \text{dm}^2 \cdot \text{s}$
- c) $\text{mol}^{-2} \cdot \text{dm}^6 \cdot \text{s}^{-1}$
- d) $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$

18. Para la siguiente reacción:

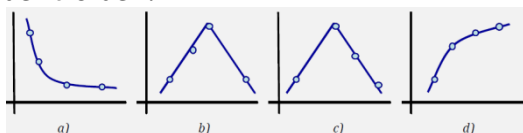


- a) Las unidades de la constante de velocidad no dependen de la ecuación de velocidad.
- b) El orden total de reacción puede pronosticarse a partir de la ecuación estequiométrica anterior.
- c) La velocidad de formación de agua es la mitad de la velocidad de desaparición de HBr.
- d) Las unidades de la velocidad de reacción son $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
- e) La velocidad de reacción es muy elevada ya que se trata de una reacción en fase gaseosa.

19. La velocidad de una reacción se cuadruplica cuando la concentración de un reactivo se duplica. ¿Cuál es el orden de reacción respecto de este reactivo?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

20. ¿Cuál de las siguientes gráficas podría llevar rotulado en el eje X: tiempo, y en el eje Y: masa de reactante, en una reacción de 1^{er} orden?



21. En una reacción en la que intervienen dos reactivos, la velocidad de reacción se hizo el doble cuando la concentración de uno de los reactivos se hizo el doble y el otro se mantuvo constante. En otra

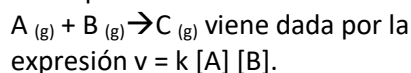
experiencia similar, la velocidad de reacción se multiplicó por un factor de 9 cuando la concentración del segundo de los reactivos se triplicó, manteniendo constante la concentración del primero. ¿Cuál es el orden de la reacción?

- a) 2
- b) 3
- c) 5
- d) 6

22. En una reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, con una ecuación de velocidad: $v = k [\text{A}]^{1/2} [\text{B}]$ indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) Si la concentración de B se reduce a la mitad la velocidad se reduce a la mitad.
- b) Si las concentraciones de A y B se duplican la velocidad no se modifica.
- c) El orden de reacción es 1.5.
- d) El orden de reacción respecto a A es 0.5.

23. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción:

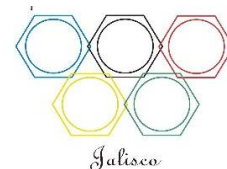


En dos experiencias distintas, I y II, se han utilizado los mismos moles de gases reaccionantes, pero en I el volumen ocupado por ellos era el doble que en II. ¿Cuál será la relación entre las velocidades de formación de C en una y otra experiencia?

- a) $v_I = v_{II}$
- b) $v_I = 2 v_{II}$
- c) $4 v_I = v_{II}$
- d) $2 v_I = v_{II}$

24. Si el orden de una reacción respecto al componente A es cero, eso quiere decir que:

- a) La velocidad de reacción es independiente de la concentración de A.
- b) La velocidad de reacción es independiente de la temperatura.
- c) La velocidad de reacción no puede determinarse experimentalmente.
- d) La reacción no es apreciable.



Tema 7: Cinética Química

25. La ecuación de velocidad de la reacción:



Indicar cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta:

- a) Si se añade un catalizador positivo al medio donde se produce la reacción, sin variar la temperatura, la constante de velocidad (k) no puede aumentar.
- b) La velocidad de reacción y la constante de velocidad pueden ser iguales.
- c) La constante de velocidad no se ve afectada por las concentraciones de A y de los productos.
- d) La constante de velocidad se ve afectada por la temperatura.

26. La reacción:

$A + B \rightarrow C + D$ es de segundo orden en A y de orden cero en B, y el valor de k es $0,012 \text{ M}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de esta reacción cuando $[A] = 0.125 \text{ M}$ y $[B] = 0.435 \text{ M}$?

- a) $5 \times 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$
- b) $3.4 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$
- c) $1.3 \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$
- d) $1.9 \times 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$
- e) $1.5 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$

27. En una reacción de segundo orden se puede afirmar:

- A) La suma de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
 - B) Al menos uno de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
 - C) La vida media no es constante.
 - D) La vida media es constante.
 - E) La constante k puede expresarse en $\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ o $\text{M}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}$.
- a) A y D
 - b) B y D
 - c) A, C y E
 - d) A y C
 - e) B y C

28. Una reacción $A \rightarrow B$, transcurre al 50% en 30 minutos. ¿Cuánto tiempo debe pasar desde el inicio de la reacción hasta que transcurre el 75%, suponiendo que es de primer orden?

- a) 45 minutos
- b) 75 minutos

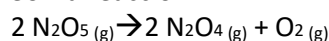
c) 60 minutos

d) Para calcularlo tenemos que conocer la constante de reacción.

29. La vida media de una reacción de segundo orden es de 25 s cuando la concentración inicial de reactivo es 0.5 M. ¿Cuál es la constante de velocidad de esta reacción?

- a) $3.22 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$
- b) $8.00 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$
- c) $8.10 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- d) $2.77 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$
- e) $2.77 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$

30. La reacción:



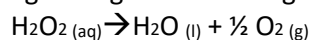
obedece a la ley de velocidad: $\Delta[\text{N}_2\text{O}_5] / \Delta t = 6.21 \times 10^{-4} [\text{N}_2\text{O}_5]$. Si la concentración inicial de N_2O_5 es 0.5 M, ¿cuánto tiempo tardará en disminuir hasta el 30% de la cantidad inicial?

- a) 5430 s
- b) 5647 s
- c) 1939 s
- d) 3877 s
- e) 4354 s

31. En una reacción de primer orden, después de un periodo de tiempo de tres veces la vida media, la fracción de reactivo inicial que queda sin reaccionar es:

- a) 1/12
- b) 1/6
- c) 1/16
- d) 1/8

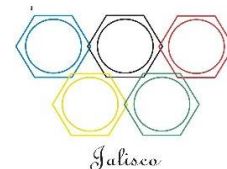
32. La reacción de descomposición del agua oxigenada es la siguiente:



y la ecuación de velocidad: $v = k [\text{H}_2\text{O}_2]$

Sabiendo que $k = 7.30 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$, calcula el tiempo necesario para la desaparición del 60% del agua oxigenada a partir de una concentración inicial de 0.5 M es:

- a) 545 s
- b) 304 s
- c) 20.9 min
- d) 11.7 min



Tema 7: Cinética Química

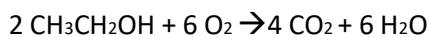
33. En la siguiente reacción: $A + B \rightarrow C + D$, en la que la ley de velocidad es de orden 2 respecto a la sustancia A, siendo el orden global 2. El sistema puede ser sometido a los siguientes cambios:

1. Un aumento de la concentración de A.
2. Un aumento de la concentración de B.
3. Un aumento de la temperatura.

¿Cuál ó cuales de los cambios propuestos aumentará la velocidad de la reacción?

- a) Sólo el 1 y el 2.
- b) Sólo el 3.
- c) Sólo el 1 y el 3.
- d) El 1, el 2 y el 3.

34. Para la siguiente reacción de combustión:



La velocidad de desaparición de etanol

- a) Es igual a la velocidad de desaparición de oxígeno.
- b) Es el doble de la velocidad de formación de CO_2
- c) Es la tercera parte de la velocidad de formación de H_2O
- d) Es tres veces mayor que la velocidad de desaparición de oxígeno.

35. Para la reacción: $A + B \rightarrow C$, la ecuación de velocidad es: $v = k [A]^{2/3}[B]$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Si la concentración de B se reduce a la mitad la velocidad se reduce a la mitad.
- b) El orden total de la reacción es 1.5.
- c) Si las concentraciones de A y B se duplican la velocidad de reacción no se modifica.
- d) El orden de reacción respecto a A es 0.5.

“Catálisis y energía de activación”

36. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la que mejor explica la acción de un catalizador que aumenta la velocidad de una determinada reacción?

- a) Impide que ocurra la reacción inversa.
- b) Aumenta la energía cinética de las partículas de las sustancias reaccionantes.
- c) Hace que la variación de la entalpía de la reacción sea más negativa.

d) Disminuye la energía de activación de la reacción.

37. En una reacción química, la presencia de un catalizador altera o modifica la:

- a) Entalpía de la reacción.
- b) Energía de activación.
- c) Concentración inicial de los reactivos.
- d) Entropía del proceso.

38. Cuando se añade a un sistema químico en equilibrio un catalizador positivo:

- a) Disminuye el calor de reacción, ΔH .
- b) Se hace más negativo el valor de ΔG y, por tanto, la reacción es más espontánea.
- c) Aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.
- d) Aumentan por igual las velocidades de las reacciones directa e inversa.

39. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre catalizadores es incorrecta?

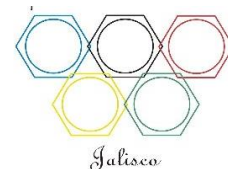
- a) Los catalizadores son generalmente específicos.
- b) Los catalizadores no afectan al equilibrio.
- c) Para conseguir un aumento apreciable de la velocidad de reacción hay que añadir mucho catalizador.
- d) Hay muchas sustancias que pueden envenenar los catalizadores.

40. En una reacción química endotérmica se cumple que la:

- a) Velocidad de reacción no se ve afectada por la temperatura.
- b) Energía de activación de la reacción inversa es menor que la de la reacción directa.
- c) Energía de activación de la reacción inversa es mayor que la de la reacción directa.
- d) Energía de activación de la reacción directa aumenta cuanto más endotérmica es la reacción.

41. En una reacción cuya $\Delta H = 15 \text{ kJ}$ tiene una energía de activación de 70 kJ . Si se introduce un catalizador la energía de activación baja a 40 kJ . ¿Cuánto vale ΔH para la reacción catalizada?

- a) -15 kJ



Tema 7: Cinética Química

- b) 15 kJ
- c) 45 kJ
- d) -45 kJ

42. Para una determinada reacción, $\Delta H = -100 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$. Su energía de activación:

- a) Debe ser igual y del mismo signo que ΔH .
- b) Debe ser igual a la del proceso inverso cambiada de signo.
- c) Aumentará con la temperatura, independientemente del valor de ΔH .
- d) Es menor que la energía de activación del proceso inverso.

43. Dada una reacción química que se puede producir tanto de forma directa como inversa y sabiendo que la reacción directa es endotérmica, se puede afirmar que:

- a) La energía de activación de ambas será la misma
- b) La energía de activación de la inversa será menor que la directa.
- c) No se tiene información para afirmar nada respecto a la relación entre sus energías de activación.
- d) Ninguna de las anteriores.

44. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

- a) Se puede acelerar una reacción aumentando la temperatura.
- b) Un catalizador puede acelerar una reacción.
- c) En catálisis heterogénea el catalizador está en una fase de la materia igual que los reactivos y productos.
- d) Las enzimas presenta actividad catalítica.

45. Hace mucho tiempo que se quema la madera para calentarse. Sin embargo, si se quiere disponer de este calor, el paso previo es encender el fuego. Esto es debido a que a temperatura ambiente:

- a) Las moléculas no pueden superar la energía de activación.
- b) La reacción no es espontánea.
- c) La reacción es espontánea.
- d) La madera utilizada no está seca.

46. Una vez encendido el fuego, la madera se quema hasta que se agota. Esto debe indicar que:

- a) El valor de ΔG pasa de positivo a negativo una vez iniciado el proceso.
- b) Al aumentar la temperatura cambia la velocidad de reacción.
- c) Al ser una reacción exotérmica cambia la energía de activación.
- d) La madera es de pino resinero.

47. Cuando se dice que una reacción es explosiva, se puede afirmar que:

- a) Con eso no se tiene información ni de su cinética ni de su entalpía.
- b) Es rápida pero no sabe nada de su entalpía.
- c) Es exotérmica pero no se sabe nada de su cinética.
- d) Es rápida y exotérmica.

48. ¿Puede darse el caso de dos reacciones químicas, una exotérmica y otra endotérmica, con la misma energía de activación?

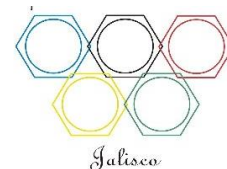
- a) No, las reacciones exotérmicas se caracterizan por poseer energías de activación positivas y en las endotérmicas ésta siempre es negativa.
- b) Sí, siempre que una reacción sea la reacción inversa de la otra.
- c) Sí, porque el carácter exo o endotérmico de una reacción es independiente de su energía de activación.
- d) Sí, siempre que se trate de reacciones catalizadas en disolución.

49. La leche fresca se corta aproximadamente en 4 h a 28°C pero tarda 48 h si está en el frigorífico a 5°C . ¿Cuál es la energía de activación para que se corte la leche?

- a) 32.6 kJ
- b) -32.6 kJ
- c) 9.04 kJ
- d) 75.2 kJ

50. En una reacción de primer orden del tipo:

$A \rightarrow \text{Productos}$ tiene una vida media ($t_{1/2}$) de 55.0 min a 25°C y 6 min a 100°C . ¿Cuál



Tema 7: Cinética Química

es la energía de activación para esta reacción?

- a) 25.8 kJ·mol⁻¹
- b) 38.8 kJ·mol⁻¹
- c) 347 kJ·mol⁻¹
- d) 25.8 kJ·mol⁻¹

51. La velocidad de una determinada reacción aumenta en un factor de cinco cuando la temperatura asciende desde 5°C hasta 27°C. ¿Cuál es la energía de activación de la reacción?

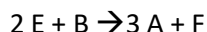
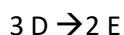
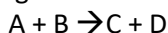
- a) 6.10 kJ·mol⁻¹.
- b) 18.9 kJ·mol⁻¹.
- c) 50.7 kJ·mol⁻¹.
- d) 157 kJ·mol⁻¹.
- e) 15.7 kJ·mol⁻¹.

“Mecanismos de reacción”

52. En una reacción que se desarrolla en varias etapas, ¿cuál es la etapa que limita la velocidad de la reacción?

- a) La primera.
- b) La última.
- c) La más rápida.
- d) La más lenta.

53. Para una determinada reacción química se propone el siguiente mecanismo:

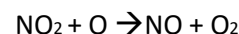
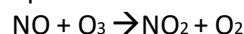


a la vista del mismo, se puede asegurar que:

- a) A y B son reactivos, F es el único producto y C, D y E son especies intermedias.
- b) D y E son catalizadores, A y B son reactivos y F es el único producto.
- c) B es el único reactivo, A es un catalizador y los productos son C y F.
- d) B es el único reactivo y los productos son A, C, E y F.

54. El O₃ de la atmósfera protege a la tierra de la radiación ultravioleta, que podría ser peligrosa, absorbiéndola y emitiendo de nuevo la energía a una λ diferente. Se ha propuesto el siguiente mecanismo para la destrucción del O₃ debido al NO

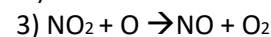
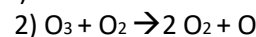
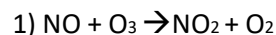
procedente de los gases de combustión del transporte supersónico:



En este esquema el NO es:

- a) Un producto de la reacción total.
- b) Un inhibidor.
- c) Un reactivo de la reacción total.
- d) Un catalizador.
- e) Ninguno de los anteriores.

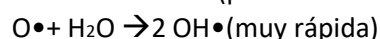
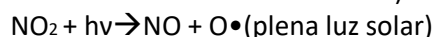
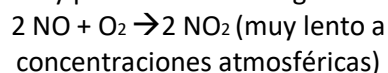
55. El mecanismo propuesto para la descomposición del ozono mediante el óxido nítrico es:



Se puede afirmar que:

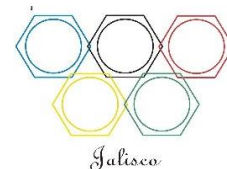
- a) La ecuación de velocidad será $v = k [NO] [O_3]$.
- b) El mecanismo es imposible.
- c) El NO actúa como catalizador.
- d) La etapa determinante de la velocidad es la 3.

56. El smog fotoquímico consiste, entre otros procesos, en la generación de radicales OH• a través de la siguiente secuencia de reacciones (con todos los reactivos y productos en fase gaseosa):



Con esta información se puede afirmar:

- a) La tercera etapa es la etapa determinante de la velocidad (e.d.v.).
- b) El NO₂ es un catalizador.
- c) El radical O• es un inhibidor.
- d) La primera etapa es la e.d.v.
- e) Ninguna de las anteriores.



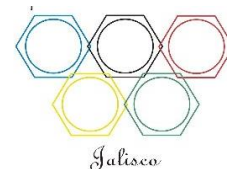
Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

“Conceptos sobre ácido-base”

1. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:
- Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
 - Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
 - Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
 - Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
 - Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.
2. Según la teoría de Brönsted, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
- Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
 - Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
 - El agua es la base conjugada de sí misma.
 - La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
 - Cuanto más débil es un ácido más débil será su base conjugada.
3. ¿Cuál de los siguientes es un conjunto de especies que podrían actuar como bases de Lewis?
- OH^- , HCl , H^+
 - CH_3SH , H_2O , BF_3
 - PH_3 , $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$, NH_3
 - NaOH , MgCl_2 , Co^{3+}
 - Ni^{2+} , NH_3 , Cl^-
4. ¿Cuál de las siguientes especies es anfótera?
- H^+
 - CO_3^{2-}
 - HCO_3^-
 - H_2CO_3
 - H_2
5. ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?
- Hay especies X^- , H^+ y HX en concentraciones apreciables.
 - Hay HX en mayor proporción que X^- y H^+ .
 - La concentración de protones es muy superior a la de aniones.

d) La disociación es total.

6. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa respecto del agua:
- Es una sustancia anfótera.
 - En algunas sales produce hidrólisis.
 - Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.
 - Su pH es 7.
7. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA. Si se quiere saber si se trata de un ácido fuerte o débil, bastaría conocer:
- Su pH y su concentración.
 - Sólo su pH.
 - Sólo su concentración.
 - Su punto de congelación y la constante crioscópica del agua.
8. En la siguiente reacción:
- $$\text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_3$$
- El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Brönsted-Lowry.
 - El ion NH_4^+ actúa como ácido de Lewis.
 - El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Lewis.
 - El ion NH_4^+ actúa como ácido de Brönsted-Lowry.
9. Una disolución con pH = 4 es 100 veces menos ácida que una disolución con pH igual a:
- 1
 - 2
 - 5
 - 6
 - 7
10. ¿Qué proposición de las siguientes es cierta?
- Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
 - El H_2O como ácido es su propia base conjugada.
 - La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.
 - La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
 - ninguna de las anteriores



Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

11. Ordena en orden creciente de pH las disoluciones de los compuestos siguientes (todas las concentraciones son 0.1 M) HCl, H₂SO₄, NaOH, NH₃ y CH₃COOH.

- a) HCl < H₂SO₄ < NaOH < NH₃ < CH₃COOH
- b) H₂SO₄ < HCl < CH₃COOH < NH₃ < NaOH
- c) H₂SO₄ < HCl < CH₃COOH < NaOH < CH₃COOH
- d) H₂SO₄ < HCl < NH₃ < CH₃COOH < NaOH

“pH de ácidos y bases fuertes”

12. El pH de una disolución 0.012 molar de ácido clorhídrico es:

- a) 1.2
- b) 2.4
- c) Ligeramente inferior a 2.
- d) Falta un dato.

13. ¿Cuántos litros de agua destilada deben añadirse a 1 L de disolución acuosa de HCl con pH = 1 para obtener una disolución con pH = 2?

- a) 0.1 L
- b) 0.9 L
- c) 2 L
- d) 9 L

14. Una disolución tiene pH = 10.82. La concentración de OH⁻ de dicha disolución es:

- a) 1.5x10⁻⁵M
- b) 1.5x10⁻¹¹M
- c) 6.6x10⁻¹⁰M
- d) 6.6x10⁻⁴M

15. El pH de una disolución 10⁻⁴ molar de ácido sulfúrico es igual a:

- a) 7.4
- b) 4.0
- c) 3.7
- d) 10.3

16. Se mezclan 100 mL de una disolución de HBr 0.20 M con 250 mL de HCl 0.10 M. Si se supone que los volúmenes son aditivos, ¿cuáles serán las concentraciones de los iones en disolución?

- a) [H⁺] = [Cl⁻] = [Br⁻].
- b) [H⁺] > [Cl⁻] > [Br⁻].
- c) [H⁺] > [Br⁻] > [Cl⁻].
- d) [H⁺] > [Cl⁻] = [Br⁻].

17. Un vaso de precipitados contiene 10 mL de HCl 0.1 M. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para obtener una disolución con pH = 2?

- a) 10 mL
- b) 100 mL
- c) 1 mL
- d) 90 mL

18. ¿Cuál debe ser la concentración de una disolución acuosa de HNO₃ para que la [OH⁻] = 10⁻⁹M?

- a) 10⁻⁹M
- b) 10⁻⁵M
- c) 10⁻¹M
- d) 10⁻³M

19. ¿Cuál es el pH de una disolución de HNO₃ 10⁻⁸M?

- a) 6
- b) 2.54
- c) 8
- d) 6.98

20. Se dispone de dos disoluciones: 20 cm³ de HCl 0.3 M y 40 cm³ de NaOH 0.1 M. El pH de ambas disoluciones es:

- a) 2.2 y 13
- b) 0.52 y 13
- c) 1.2 y 14
- d) 0.22 y 14

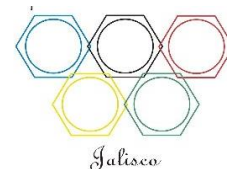
21. Cuando se mezclan 50.0 mL de H₂SO₄ 0.200 M con 35.0 mL de NaOH 0.800 M, el pH de la disolución resultante es:

- a) 13.0
- b) 10.8
- c) 11.0
- d) 9.22

“Fuerza de ácidos y bases”

22. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil.

- a) HF, HSO₄⁻, ácido acético
- b) Ácido acético, HSO₄⁻, HF
- c) HSO₄⁻, HF, ácido acético
- d) Ácido acético, HF, HSO₄⁻
- e) HF, ácido acético, HSO₄⁻



Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

23. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
- b) NH_4F
- c) NH_4CN
- d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- e) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

24. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0.1 M de HClO_4 y KNO_2 , el pH de la disolución resultante será:

- a) Entre 1 y 7.
- b) Igual al pK_a del NO_2^- .
- c) Igual al pK_a del HNO_2 .
- d) Igual a 7.
- e) Entre 7 y 13.

25. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a) NH_4NO_2 $K_a(\text{HNO}_2) = 4.6 \cdot 10^{-4}$
- b) NH_4CON $K_a(\text{HCNO}) = 1.2 \cdot 10^{-4}$
- c) NH_4ClO $K_a(\text{HClO}) = 3.7 \cdot 10^{-8}$
- d) NH_4F $K_a(\text{HF}) = 7.2 \cdot 10^{-4}$
- e) NH_4Cl $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$

26. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Al disolver NaNO_3 en agua, el pH no cambia.
- b) Al disolver NaCN en H_2O , el pH será básico.
- c) Al disolver NaHCOO en agua, el pH será ácido.
- d) Si el ácido HA tiene $K_a = 10^{-5}$ y el valor de K_b para la base BOH vale 10^{-5} , al disolver BA en agua el pH no sufre modificación.
- e) Las disoluciones acuosas de NH_3 son débilmente básicas.

27. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:

- a) El catión Fe (II) es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe (III).
- b) El catión Al^{3+} es un ácido de Lewis más fuerte que el catión Li^+ .
- c) Tanto el BF_3 como el AlCl_3 son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
- d) Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.

28. Se dispone de una disolución 0.5 M de cada una de las siguientes sales. ¿Cuál de ellas tiene un pH más bajo?

- a) KCl
- b) $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- c) NaI
- d) KNO_3
- e) NH_4Cl

29. El pH de una disolución $1.0 \cdot 10^{-8}$ M del ácido fuerte HCl es:

- a) 6.98
- b) 8.00
- c) 7.00
- d) 1.00

“Ácidos débiles”

30. ¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4Br 0.3 M?

- a) 5.29
 - b) 8.71
 - c) 4.88
 - d) 9.74
 - e) 9.11
- ($K_b \text{NH}_3 = 1.7 \cdot 10^{-5}$)

31. Sabiendo que los valores de pK_a para el ácido cianhídrico, $\text{HCN}_{(aq)}$, y el ion amonio, $\text{NH}_4^+_{(aq)}$, son 8.7 y 9.2; respectivamente, y que el agua neutra a 25°C tiene $\text{pH} = 7$, indique si una disolución acuosa de NH_4CN , a esa temperatura, tendrá pH:

- a) Débilmente ácido.
- b) Débilmente básico.
- c) Neutro.
- d) Muy ácido ($\text{pH} < 3$).
- e) Muy básico ($\text{pH} > 11$).

32. ¿Cuál es el ácido conjugado del $\text{HPO}_4^{2-}_{(aq)}$?

- a) $\text{H}_3\text{PO}_4_{(aq)}$
- b) $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(aq)}$
- c) $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
- d) $\text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$
- e) $\text{H}^+_{(aq)}$

33. El ácido hipocloroso (HClO) tiene una constante de ionización de $3.2 \cdot 10^{-8}$. ¿Cuál es el porcentaje de ionización en disoluciones 1.0 y 0.1 M, respectivamente?

- a) 0.018% y 0.056%

Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

- b) 0.032% y 0.0032%
 c) 0.56% y 0.18%
 d) 0.56% en ambas.
 e) 0.32% en ambas.

34. ¿Cuál será el pH de una disolución acuosa de HF si se disocia un 10%?

- a) pH = 1
 a) pH = 10
 a) pH = 2
 a) pH = 7
 (Ka = $7.2 \cdot 10^{-4}$)

35. Calcula el pH de una disolución de H_3PO_4 0.020 M, sabiendo que $K_1 = 7.5 \cdot 10^{-3}$ y $K_2 = 6.2 \cdot 10^{-8}$:

- a) 3.50
 b) 2.35
 c) 2.04
 d) 0.96
 e) 4.50

“Bases débiles”

36. Calcule el pH de una disolución de acetato sódico 1.0 M.

- a) 9.38
 b) 2.38
 c) 5.38
 d) 4.77
 e) 7.00
 (Ka para el ácido acético = $1.7 \cdot 10^{-5}$)

37. Indique cuál de las siguientes reacciones de hidrólisis es la correcta:

- a) $Ca_3N_2 + 2 H_2O \rightarrow N_2 + 2 Ca(OH)_2 + Ca^{2+}$
 b) $Ca_3N_2 + 3 H_2O \rightarrow 2 NH_3 + 3 CaO$
 c) $Ca_3N_2 + 6 H_2O \rightarrow 2 NH_3 + 3 Ca(OH)_2$
 d) $4 Ca_3N_2 + 9 H_2O \rightarrow 3 HNO_3 + 5 NH_3 + 12 Ca$
 e) $NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + HCl$

38. ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF $0.136 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

- a) 2.02
 b) 8.15
 c) 3.17
 d) 11.98
 e) 5.85
 (Ka para el ácido HF = $6.8 \cdot 10^{-4}$)

39. La constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil (Ka) con NaOH es:

- a) $1/K_a$
 b) K_a
 c) $K_a K_w$
 d) K_a/K_w
 e) K_w

40. Si el valor de Ka para el ion HSO_4^- es $1.0 \cdot 10^{-2}$, ¿cuál es el valor de Kb para el ion SO_4^{2-} ?

- a) $K_b = 1.0 \cdot 10^{-12}$
 b) $K_b = 1.0 \cdot 10^{-8}$
 c) $K_b = 1.0 \cdot 10^{-2}$
 d) $K_b = 1.0 \cdot 10^2$
 e) $K_b = 1.0 \cdot 10^5$

41. El símbolo Kb de la especie HS^- corresponde a la constante de equilibrio de la reacción:

- a) $HS^- + OH^- \rightleftharpoons S^{2-} + H_2O$
 b) $HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_2S + OH^-$
 c) $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$
 d) $HS^- + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H_2S$

42. ¿Cuál de las siguientes bases es más fuerte?

- a) Amoníaco ($pK_b = 4.75$)
 b) Metilamina ($pK_b = 3.44$)
 c) Urea ($pK_b = 13.90$)
 d) Piridina ($pK_b = 8.75$)

43. ¿Cuál es la base más débil?

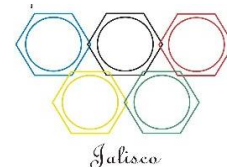
- a) Etilamina ($K_b = 4.3 \cdot 10^{-4}$)
 b) Piridina ($K_b = 1.5 \cdot 10^{-9}$)
 c) Anilina ($K_b = 7.4 \cdot 10^{-10}$)
 d) Amoníaco ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

“Soluciones amortiguadoras”

44. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora? El volumen total es un litro.

- a) 1.0 mol de NH_3 + 0.5 mol de KOH.
 b) 1.0 mol de NH_3 + 0.5 mol de HCl.
 c) 1.0 mol de NH_3 + 0.5 mol de NH_4Cl .
 d) 1.0 mol de NH_4Cl + 0.5 mol de KOH.
 e) Ninguna de estas disoluciones.

45. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil (HA) y su base conjugada (A^-). Si Ka para HA es $1.0 \cdot 10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:



Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

- a) 1.0
- b) 7.0
- c) 5.0
- d) 13.0
- e) 9.0

46. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7?

- a) 10 mL NH_3 0.1 M + 5.0 mL HCl 0.1 M.
 - b) 10 mL HCNO 0.1 M + 10 mL NaOH 0.1 M.
 - c) 10 mL HCNO 0.1 M + 5.0 mL NaOH 0.1 M.
 - d) 10 mL NH_3 0.1 M + 10 mL HCl 0.1 M.
- (K_a para el HCNO = 2.2×10^{-4} y K_b para el NH_3 = 1.7×10^{-5})

47. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?

- a) HCl + NaCl
- b) NaCN + NaCl
- c) HCN + NaCl
- d) NaCN + HCN
- e) HNO_3 + HCl

48. Para el ion H_2PO_4^- el pK_a es 7.21. Calcule el pH de 1 L de una disolución reguladora que contiene 0.50 mol de NaH_2PO_4 y 0.50 mol de Na_2HPO_4 , después de la adición de 0.05 mol de KOH.

- a) 7.12
- b) 7.29
- c) 7.75
- d) 7.16
- e) 7.21

49. Para el amoníaco, $pK_b = 4.76$. El pH de una disolución reguladora formada por NH_3 0.050 M y NH_4Cl 0.20 M es:

- a) 8.94
- b) 9.84
- c) 8.64
- d) 9.54
- e) 8.00

50. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a) KCl
- b) NaF

- c) KNO_3
- d) NH_4NO_3
- e) KClO_3

“Titulaciones”

51. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:

- a) 14
- b) 7.0
- c) Menor que 7.
- d) Mayor que 7.
- e) Igual que el pK_a del ácido débil.

52. El indicador rojo de metilo (cambio de color a pH = 5) es adecuado para la valoración:

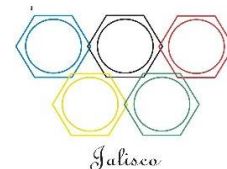
- a) HCN + KOH
- b) HClO_4 + $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- c) HNO_3 + NaOH
- d) HCl + $(\text{CH}_3)_3\text{N}$
- e) HF + NaOH

53. En la valoración de un ácido con una base, el indicador visual adecuado debe:

- a) Tener una constante de acidez mayor que la del ácido.
- b) Tener características básicas más fuertes que el valorante.
- c) Tener una constante de acidez menor que la del ácido.
- d) Añadirse una vez comenzada la valoración.
- e) No mostrar características ácido-base.

54. Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte:

- a) Solamente se neutraliza una parte de los protones del ácido.
- b) El punto de equivalencia coincide siempre con el punto final de la valoración.
- c) El pH en el punto de equivalencia siempre es 7.
- d) No conviene valorar los ácidos débiles con bases fuertes puesto que el punto de equivalencia se detecta con dificultad.
- e) En las primeras etapas de la valoración se forma una disolución reguladora o tampón.



Tema 8: Equilibrios Ácido-Base

55. Se tiene un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH, por lo tanto, para neutralizar con sosa de la misma concentración:

- a) El ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
- b) El HCl necesita mayor cantidad de sosa.
- c) Los dos ácidos necesitan la misma cantidad de sosa.
- d) Se necesitan más datos para saber que ácido necesita más sosa para su neutralización.

56. En la valoración de NaHCO_3 (aq) con NaOH (aq), indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y porqué.

- a) Básica por el exceso de OH^- .
- b) Ácida por la hidrólisis del ion HCO_3^- .
- c) Ácida por la hidrólisis del Na^+ .
- d) Neutra porque se forma una sal de ácido fuerte y base fuerte.
- e) Básica por la hidrólisis del CO_3^{2-} .

57. En la valoración de una disolución de ácido nitroso 0.20 M con hidróxido de sodio 0.20 M, el pH del punto de equivalencia es:

- a) 5.83
 - b) 7.00
 - c) 8.17
 - d) 9.00
- ($K_a\text{HNO}_2 = 4.6 \cdot 10^{-4}$)

58. Cuando se valora HOCl ($K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$) con KOH , ¿cuál será el mejor indicador?

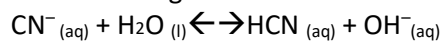
- a) Timolftaleína, $pK_a = 9,9$
- b) Azul de bromotimol, $pK_a = 7,10$
- c) Verde de bromocresol, $pK_a = 4,66$
- d) Rojo de clorfenol, $pK_a = 6$
- e) Azul de bromofenol, $pK_a = 3,85$

59. Al añadir unas gotas de un indicador ácido-base a una solución acuosa desconocida se observa color verde. El indicador tiene un intervalo de viraje de 3,8 a 5.4; a $\text{pH} < 3.8$ es amarillo a $\text{pH} > 5.4$ es azul, y entre ambos pH es verde. ¿Cuál de las soluciones siguientes, todas ellas de la misma concentración, 0.5 M, puede ser la solución desconocida?

- a) Ácido nítrico
- b) Hipoclorito de sodio
- c) Hidróxido de potasio
- d) Cloruro de amonio
- e) Sulfato de sodio

“Temas diversos”

60. Dada la siguiente reacción:



Si K_a para el ácido HCN es $4.8 \cdot 10^{-10}$, y $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

- a) $2.1 \cdot 10^{-5}$
- b) $2.1 \cdot 10^{11}$
- c) $4.8 \cdot 10^{-10}$
- d) $4.8 \cdot 10^{-10}$
- e) $2.1 \cdot 10^{-3}$

61. El carácter básico del amoníaco se debe a:

- a) Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
- b) La posición del nitrógeno en el sistema periódico.
- c) La ausencia de oxígeno en la molécula.
- d) El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

62. Al hacer burbujear SO_2 a través de una disolución de hidróxido sódico en exceso, se formará:

- a) Na_2SO_3
- b) Na_2SO_4
- c) NaHSO_4
- d) NaHSO_3

Tema 9: Equilibrios de solubilidad

“Conceptos sobre solubilidad”

1. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el sólido iónico $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es:

- a) $9s^4 = K_{ps}$
- b) $3s^4 = K_{ps}$
- c) $3s^2 = K_{ps}$
- d) $s = K_{ps}$
- e) $27s^4 = K_{ps}$

2. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el sólido iónico $\text{Fe}(\text{OH})_2$ es:

- a) $s^3 = K_{ps}$
- b) $s = K_{ps}$
- c) $s^2 = K_{ps}$
- d) $4s^3 = K_{ps}$
- e) $2s^2 = K_{ps}$

3. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el bórax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, un sólido iónico poco soluble, es:

- a) $s^3 = K_{ps}$
- b) $s = K_{ps}$
- c) $s^2 = K_{ps}$
- d) $4s^3 = K_{ps}$
- e) $2s^2 = K_{ps}$

4. La reacción:



- a) Redox
- b) Ácidobase de desplazamiento
- c) Ácidobase de neutralización
- d) Precipitación

5. ¿Cuál es la expresión correcta para la constante del producto de solubilidad del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$?

- a) $K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{PO}_4^{3-}]$
- b) $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^2 [\text{PO}_4^{3-}]^3$
- c) $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$
- d) $K_s = s^5$
- e) $K_s = 6s^2$

(s = solubilidad de la sal en mol/L)

“Solubilidad y K_{ps} ”

6. Si el producto de solubilidad del $\text{AgBr}_{(s)}$ es $5.0 \cdot 10^{-13}$ a 25°C , su solubilidad en agua es:

- a) $2.5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) $7.1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) $1.4 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $2.5 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- e) El bromuro de plata es completamente insoluble.

7. Calcule el producto de solubilidad del PbBr_2 (s) si la solubilidad de esta sal en agua a 25°C es $0.022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) $1.9 \cdot 10^{-5}$
- b) $1.1 \cdot 10^{-5}$
- c) $4.3 \cdot 10^{-5}$
- d) $9.7 \cdot 10^{-4}$
- e) $4.8 \cdot 10^{-4}$

8. Indique lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de AgNO_3 (aq) 1.0 M y 50 mL de NaBrO_3 (aq) 0.01 M.

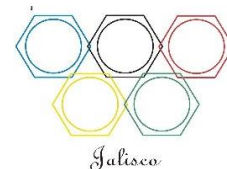
- a) Precipita espontáneamente AgBrO_3 .
- b) El valor de K_{ps} aumenta en un factor de 43.
- c) El valor de K_{ps} disminuye en un factor de 43.
- d) No se produce precipitación.
- e) Precipita espontáneamente NaNO_3 . ($K_{ps}\text{AgBrO}_3 = 5.8 \cdot 10^{-5}$)

9. Calcule la solubilidad del yodato de plomo (II) en agua.

- a) $6.5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$
 - b) $5.1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
 - c) $4.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 - d) $5.1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
 - e) $6.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- ($K_{ps}\text{Pb}(\text{IO}_3)_2 = 2.6 \cdot 10^{-13}$)

10. ¿Cuántos moles de PbI_2 precipitan si se añaden 250 mL de disolución de NaI 0.200 M a 150 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.100 M?

- a) 0.050 mol
 - b) $1.3 \cdot 10^5 \text{ mol}$
 - c) 0.015 mol
 - d) $5.6 \cdot 10^3 \text{ mol}$
 - e) 0.040 mol
- ($K_{ps}\text{PbI}_2 = 1.4 \cdot 10^{-8}$)



Tema 9: Equilibrios de solubilidad

11. La solubilidad en agua del fluoruro de calcio (CaF_2) es de $0.016 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$ a la temperatura de 18°C . El valor del producto de solubilidad del fluoruro de calcio a esa temperatura debe ser:

- a) $3.4\cdot 10^{-11}$
- b) $4.0\cdot 10^{-8}$
- c) $8.2\cdot 10^{-8}$
- d) $1.7\cdot 10^{-10}$

12. El interior de una tetera está recubierto con 10 g de CaCO_3 . ¿Cuántos lavados serían necesarios para disolver todo el CaCO_3 , si en cada lavado se gastan 250 mL de agua?

- a) 10
- b) 250
- c) 6324
- d) 12640
- e) 1580

$$K_{ps}\text{CaCO}_3 = 4\cdot 10^{-9}$$

13. A 25°C la solubilidad del fluoruro de bario en agua es $7.41\cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. El producto de solubilidad de dicha sal en agua es:

- a) $1.63\cdot 10^{-6} \text{ mol}_3\cdot\text{L}^{-3}$
- b) $5.47\cdot 10^{-5} \text{ mol}_2\cdot\text{L}^{-2}$
- c) $8.10\cdot 10^{-7} \text{ mol}_3\cdot\text{L}^{-3}$
- d) $1.09\cdot 10^{-4} \text{ mol}_2\cdot\text{L}^{-2}$

“pH y solubilidad”

14. Calcule el pH de una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ si su producto de solubilidad es $5.5\cdot 10^{-6}$.

- a) 11.28
- b) 8.72
- c) 12.04
- d) 12.34

15. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipita el hidróxido de cobalto (II) de una disolución de $\text{Co}^{2+} 0.02 \text{ M}$?

- a) 5.8
- b) 6.2
- c) 7.0
- d) 7.8
- e) 8.7

$$K_{ps}\text{hidróxido de cobalto (II)} = 2.0\cdot 10^{-16}$$

16. El valor del pH cuando empieza a precipitar una disolución acuosa de $\text{Al}(\text{OH})_3$ es:

- a) 3.0
- b) 5.4
- c) 8.1
- d) 5.9

$$\text{(Dato. } K_{ps}\text{Al}(\text{OH})_3 \text{ a } 25^\circ\text{C} = 1.3\cdot 10^{-33}\text{)}$$

17. Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1.00\cdot 10^{-11}$ a 25°C , el pH de una disolución acuosa de esta sal es:

- a) 10.1
- b) 3.90
- c) 7.00
- d) 10.4

“Efecto de ion común y formación de complejos”

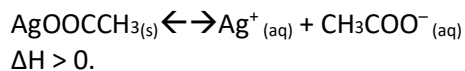
18. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en $\text{NaOH}_{(\text{aq})} 2.0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

- a) $\text{Fe}(\text{OH})_3_{(\text{s})}$
- b) $\text{NaOH}_{(\text{s})}$
- c) $\text{Be}(\text{OH})_2_{(\text{s})}$
- d) $\text{NaCl}_{(\text{s})}$
- e) $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{l})}$

19. El bromuro de plata es más soluble en:

- a) $\text{NaCl}_{(\text{aq})} 0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- b) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ pura
- c) $\text{HNO}_3_{(\text{aq})}$ diluido
- d) $\text{AgNO}_3_{(\text{aq})} 0.10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- e) $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$ diluido

20. Para la reacción:

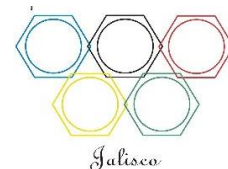


¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?

- a) Disminución de la temperatura.
- b) Adición de ácido nítrico.
- c) Adición de acetato de plata.
- d) Adición de agua.
- e) Adición de acetato sódico.

21. En una disolución acuosa saturada de CaCO_3 , la solubilidad aumenta al añadir:

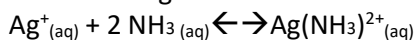
- a) HCl
- b) NaOH



Tema 9: Equilibrios de solubilidad

- c) Na_2CO_3
- d) CaCl_2
- e) H_2O

22. Para la siguiente reacción:



$$K = 1.6 \cdot 10^7$$

Calcule la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de equilibrio de NH_3 es 2.0 M.

- a) 0.107
 - b) 0.000013
 - c) 0.049
 - d) 0.0087
 - e) 0.0029
- ($K_{\text{ps}}\text{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$)

23. Un precipitado de AgOOCCH_3 se encuentra en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Parte o todo el precipitado se disolverá al añadir una disolución diluida de:

- a) NaOH
- b) HNO_3
- c) AgNO_3
- d) KOOCCH_3
- e) AgNO_3

24. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 22°C es $6.0 \cdot 10^{-38}$. ¿Qué masa de este compuesto se disolverá en 100 mL de hidróxido de sodio 0.20 M, suponiendo que no hay formación de complejos?

- a) $6 \cdot 10^{-39}\text{g}$
- b) $7 \cdot 10^{-37}\text{g}$
- c) $8 \cdot 10^{-35}\text{g}$
- d) $9 \cdot 10^{-35}\text{g}$
- e) $1 \cdot 10^{-30}\text{g}$

25. Si se añade HBr concentrado a una disolución de AgBr en el equilibrio:



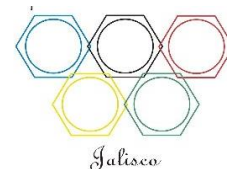
- a) Aumenta la cantidad de precipitado.
- b) Aumenta el producto de solubilidad.
- c) Aumenta la solubilidad de la sal.
- d) El equilibrio no se ve afectado por la adición.

26. Una disolución acuosa se encuentra en equilibrio con CaSO_4 sólido. Señale la proposición **no correcta**:

- a) Si se añade algo de NaNO_3 , la solubilidad del CaSO_4 aumenta debido al efecto salino.
- b) Si se añade algo de Na_2SO_4 , la solubilidad del CaSO_4 disminuye debido al efecto del ion común.
- c) Si se añade algo de CaSO_4 , la solubilidad del CaSO_4 permanece constante.
- d) La solubilidad del CaSO_4 sólo depende de la temperatura.
- e) Si se añade CaCO_3 , la solubilidad disminuye por efecto del ion común.

27. El producto de solubilidad del ioduro de mercurio (II) en agua a 18°C es $1.0 \cdot 10^{-28}$. ¿Cuál es su solubilidad en una disolución 0.01 M de ioduro de potasio a 18°C ?

- a) $1.0 \cdot 10^{-24}\text{M}$
- b) $1.0 \cdot 10^{-14}\text{M}$
- c) $2.9 \cdot 10^{-10}\text{M}$
- d) $1.0 \cdot 10^{-28}\text{M}$
- e) $1.0 \cdot 10^{-26}\text{M}$



Tema 10: Electroquímica

“Estado de oxidación y balanceo REDOX”

1. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato potásico (KMnO_4)?

- a) 8
- b) +7
- c) 7
- d) +16
- e) +8

2. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionito de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$)?

- a) +8
- b) 6
- c) +6
- d) +3
- e) 3

3. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno estado de oxidación +1?

- a) NO_3^-
- b) NO
- c) $\text{Ag}_2(\text{N}_2\text{O}_2)$
- d) NH_3

4. ¿Cuál es el estado de oxidación del vanadio en el compuesto NH_4VO_3 ?

- a) +1
- b) +3
- c) +5
- d) +7

5. El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:

- a) HCl
- b) NH_4Cl
- c) HClO
- d) ClO_3^-

6. ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento subrayado en cada uno de las siguientes especies químicas?

- i) P_4 ii) Al_2O_3 iii) MnO_4^- iv) H_2O_2
- a) 0, +3, +7, 1
- b) 0, +3, +6, 1
- c) 0, +3, +7, 2
- d) 0, +2, +7, 2

7. El número de oxidación del nitrógeno en el tetróxido de dinitrógeno es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

8. El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es:

- a) 2
- b) 1
- c) +1
- d) +2

9. Los estados formales de oxidación del nitrógeno en el nitrato de amonio, NH_4NO_3 , son:

- a) +3 y -3
- b) +3 y -5
- c) -3 y +5
- d) -3 y -5

10. Para la siguiente semirreacción redox en medio básico: $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

¿Cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada?

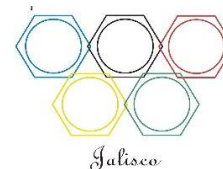
- a) 1
- b) 2
- c) 6
- d) 3
- e) 8

11. Puede clasificarse como reacción redox:

- a) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- c) $\text{CaO} (\text{exceso}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- d) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- e) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} + 2 \text{HCl}$

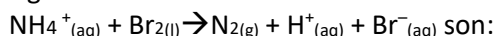
12. Cuando se añade H_2SO_4 a una disolución de KI , se forma I_2 y se detecta olor a H_2S . Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el número de electrones transferidos es:

- a) 4
- b) 1
- c) 0
- d) 8
- e) 2



Tema 10: Electroquímica

13. Los coeficientes estequiométricos correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente:



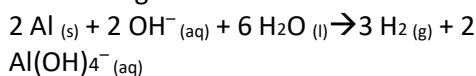
- a) 1, 1, 1/2, 4, 2
- b) 2, 3, 1, 8, 6
- c) 1, 2, 1/2, 4, 2
- d) 2, 1, 1, 8, 2
- e) 1, 2, 1, 4, 4

14. Los iones permanganato (MnO_4^-) pueden oxidar al yodo hasta yodato (IO_3^-) en medio ácido (sulfúrico). ¿Cuántos moles de permanganato son necesarios para oxidar un mol de yodato?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

“Conceptos de electroquímica”

15. En la siguiente reacción:



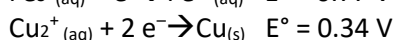
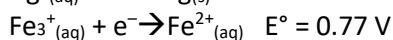
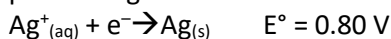
¿Cuál es el agente reductor?

- a) H_2O
- b) OH^-
- c) H_2
- d) Al
- e) $\text{Al}(\text{OH})_4^-$

16. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

- a) H_2
- b) S
- c) Na^+
- d) Na
- e) F_2

17. Los potenciales normales de electrodo para las siguientes reacciones son:



El agente reductor más fuerte es:

- a) $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$
- b) $\text{Ag}_{(\text{s})}$
- c) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

- d) $\text{Cu}_{(\text{s})}$
- e) $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

18. La semirreacción ajustada que representa H_2O_2 (aq) actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:

- a) $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$
- b) $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- c) $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_2_{(\text{g})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$
- d) $\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_2_{(\text{g})} + \text{H}_2_{(\text{g})} + 2 \text{e}^-$
- e) $\text{O}_2_{(\text{g})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$

19. Para convertir ClO_4^- en Cl^- se necesita:

- a) Un agente oxidante.
- b) Una base fuerte.
- c) Un ácido fuerte.
- d) Un agente reductor.

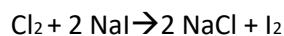
20. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrólisis de cloruro sódico fundido es:

- a) $\text{Na}_{(\text{l})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(\text{l})}$
- b) $\text{Cl}_2_{(\text{g})} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-_{(\text{l})}$
- c) $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_2_{(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^-$
- d) $2 \text{Cl}^-_{(\text{l})} \rightarrow \text{Cl}_2_{(\text{g})} + 2 \text{e}^-$
- e) $\text{Na}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{l})} + \text{e}^-$

21. Cuando el anión dicromato actúa como oxidante en medio ácido, el cromo (VI) se reduce a cromo (III). La masa equivalente del dicromato de potasio en este tipo de reacciones es:

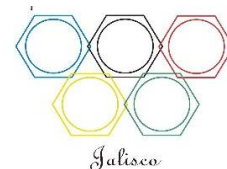
- a) La mitad de la masa molecular.
- b) La tercera parte de la masa molecular.
- c) La quinta parte de la masa molecular.
- d) La sexta parte de la masa molecular.

22. Dada la reacción:



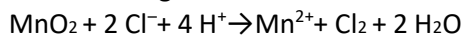
De los siguientes enunciados, señale el que considere correcto:

- a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
- b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
- c) El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^- .
- d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2 .
- e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.



Tema 10: Electroquímica

23. Para la siguiente reacción:



Los agentes oxidante y reductor, respectivamente, son:

- a) Cl^- y Cl_2
- b) MnO_2 y Mn^{2+}
- c) Cl^- y MnO_2
- d) MnO_2 y Cl^-
- e) Cl^- y H^+

24. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una pila se multiplica por dos:

- a) El potencial de la pila se duplica.
- b) El potencial se reduce a la mitad.
- c) El potencial no varía.
- d) El potencial se eleva al cuadrado.
- e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.

25. ¿Cuál de las siguientes semirreacciones puede tener lugar en el ánodo de una célula electroquímica?

- a) $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$
- b) $\text{F}_2 \rightarrow \text{F}^-$
- c) $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HAsO}_2 \rightarrow \text{As}$
- e) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

26. ¿Cuál de las siguientes transformaciones es una oxidación?

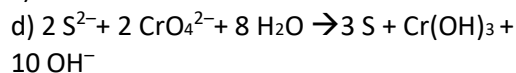
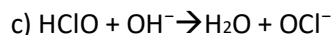
- a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- b) $(\text{CrO}_4)^{2-} \rightarrow (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$
- c) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow (\text{CrO}_4)^{2-}$
- d) $(\text{CrO}_4)^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$

27. En una célula voltaica o galvánica (pila):

- a) Los electrones se desplazan a través del puente salino.
- b) La reducción tiene lugar en el cátodo o polo positivo.
- c) Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.
- d) Los electrones salen de la célula por el ánodo o el cátodo, dependiendo de los electrodos utilizados.

28. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción de desproporción?

- a) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \text{Br}^- + \text{H}^+$
- b) $\text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+$



29. En una reacción redox, el oxidante:

- a) Cede electrones al reductor, que se oxida.
- b) Recibe electrones del reductor, que se oxida.
- c) Cede electrones al reductor, que se reduce.
- d) Recibe electrones del reductor, que se reduce.

30. Un agente reductor:

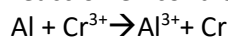
- a) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox.
- b) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en la reacción redox.
- c) Contiene un elemento que gana electrones en la reacción.
- d) Los elementos que lo constituyen no modifican su estado de oxidación.

“Eº, E y ecuación de Nerst”

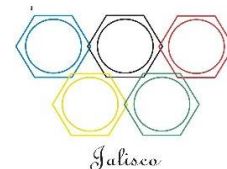
31. En una tabla de potenciales normales de electrodo a 25°C, se han encontrado los valores para los pares $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ y Cu^+/Cu , que son +0.16 V y +0.52 V, respectivamente. El potencial correspondiente al par Cu^{2+}/Cu es:

- a) +0.36 V
- b) -0.68 V
- c) +0.68 V
- d) +0.34 V
- e) -0.34 V

32. Los potenciales normales de electrodo para el Al^{3+}/Al y Cr^{3+}/Cr son -1.66 V y -0.74 V, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta para la siguiente reacción en condiciones estándar?



- a) $E^\circ = 2.40 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.
- b) $E^\circ = 0.92 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.
- c) $E^\circ = -0.92 \text{ V}$ y la reacción es no espontánea.
- d) $E^\circ = -0.92 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.



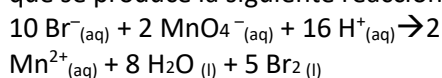
Tema 10: Electroquímica

e) $E^\circ = -2.40 \text{ V}$ y la reacción es no espontánea.

33. Sabiendo que los potenciales normales de electrodo de los sistemas Cl_2/Cl^- y I_2/I^- valen respectivamente 1.36 V y 0.54 V , se puede afirmar que:

- a) El yodo oxida al ion cloruro.
- b) El cloro oxida al ion yoduro.
- c) El cloro es más básico que el yoduro.
- d) El cloro reduce al ion yoduro.

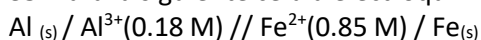
34. Calcule el potencial de electrodo estándar, es decir, E° para la célula en la que se produce la siguiente reacción:



- a) -0.44 V
- b) 7.63 V
- c) -9.14 V
- d) 2.57 V
- e) 0.44 V

($E^\circ (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.065 \text{ V}$; $E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.51 \text{ V}$)

35. Para la siguiente célula electroquímica:



Si los potenciales normales de electrodo del Al^{3+} y del Fe^{2+} son respectivamente, -1.676 V y -0.440 V , el potencial de la célula es:

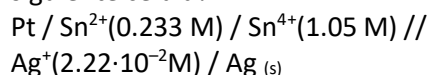
- a) 0.500 V
- b) 1.243 V
- c) 1.236 V
- d) -2.116 V
- e) -1.236 V

36. La fem estándar de la célula:

$\text{Sn}_{(\text{s})} / \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} // \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ es -0.62 V . Si la concentración de ambos iones cambiara a 0.1 M , ¿qué valor tomaría la fem de la pila?

- a) Permanecería inalterado.
- b) Se haría mucho menor.
- c) Se haría un poco menor.
- d) Es imposible calcularlo con los datos que se tienen.
- e) Tomaría un valor positivo.

37. ¿Cuál es el valor del potencial, E , de la siguiente célula?



- a) 0.763 V
- b) 0.529 V
- c) 0.412 V
- d) 0.680 V
- e) 0.578 V

($E^\circ (\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0.154 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.799 \text{ V}$)

38. La corrosión del hierro es un proceso electroquímico que, en medio ácido, implica los siguientes potenciales de reducción: $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0.44 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1.23 \text{ V}$. El potencial de la célula estándar basada en la reacción de la corrosión si el $\text{pH} = 5$ y el resto de las especies implicadas se encuentran en condiciones estándar es:

- a) 1.67 V
- b) -0.19 V
- c) -1.37 V
- d) 0.19 V
- e) 1.37 V

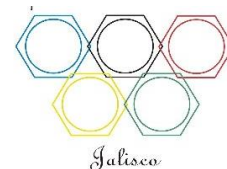
“Celdas electrolíticas y electrólisis”

39. Los productos de la electrólisis de MgCl_2 fundido son:

- a) $\text{H}_2_{(\text{g})}$ y $\text{Cl}_{2(\text{g})}$
- b) $\text{Mg}_{(\text{l})}$ y $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- c) $\text{Mg}_{(\text{l})}$ y $\text{Cl}_{2(\text{g})}$
- d) $\text{Mg}_{(\text{l})}$ y $\text{O}_{2(\text{g})}$
- e) $\text{H}_2_{(\text{g})}$ y $\text{O}_{2(\text{g})}$

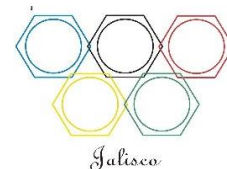
40. ¿Cuántos moles de $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl , si se utiliza una corriente de 2.00 A de intensidad durante 8.0 horas?

- a) 0.298
- b) 0.149
- c) 0.894
- d) 0.596
- e) 0.00496



Tema 10: Electroquímica

- 41.** Si se hace pasar una carga eléctrica de 1020 C a través de una disolución de AgNO_3 , calcule el número de moles de plata depositados.
- 0.0212
 - 2.00
 - 0.0106
 - 1.00
 - 0.0424
- 42.** Los productos de la electrólisis de una disolución acuosa de H_2SO_4 son:
- H_2 (g) y OH^- (aq)
 - Na (s) y O_2 (g)
 - O_2 (g) y H^+ (aq)
 - H_2 (g) y O_2 (g)
 - H_2 (g) y H_2SO_3 (aq)
- 43.** Durante la electrólisis de una disolución acuosa de CuCl_2 con electrodos de cobre:
- Se obtiene cobre metálico en el ánodo.
 - Al circular durante 96489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.
 - Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.
 - Se deposita cobre metálico en el cátodo.
 - Los metales activos se depositan en el ánodo.
- 44.** ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0.00470 moles de oro por electrólisis de una disolución acuosa de $\text{K}[\text{AuCl}_4]$ utilizando una corriente de 0.214 amperios?
- 35.3 min
 - 70.7 min
 - 106 min
 - 23.0 min
 - 212 min
- 45.** En la obtención de metales mediante procesos electrolíticos, ¿cuál de los siguientes metales supone mayor consumo de electricidad por tonelada de metal a partir de sus sales?
- Na
 - Mg
 - Cu
 - Ba
 - Al
- 46.** El cesio metálico puede obtenerse:
- Por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de cesio.
 - Por electrólisis de una disolución acuosa de hidróxido de cesio.
 - Por electrólisis de cloruro de cesio fundido.
 - Por reducción de carbonato de cesio con ácido sulfúrico.
 - Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de cesio mediante litio metálico.
- 47.** Las especies formadas en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro sódico en un proceso industrial cloro-sosa, son:
- Cl^- (aq), H_2 (g), OH^- (aq)
 - Cl_2 (g), H_2O
 - OH^- (aq), H^+ (aq), Cl_2 (g)
 - H_2 (g), Cl_2 (g), NaOH (aq)
- 48.** ¿Qué masa de cobre se deposita en media hora con una corriente de 2 A que pasa por una disolución acuosa que contiene el ion Cu^{2+} ?
- 11.87 g
 - 1.18 g
 - 24.7 g
 - 0.45 g
- 49.** Se quiere platear una cuchara de 20 cm^2 de área, hasta un espesor de 10^{-4}m , con una disolución de $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$, pasando una corriente de 0.02 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?
- 1.232 min
 - 2.5 días
 - 26.1 h
 - 9391.5 s
 - 52.1 h
- (Densidad (Ag) = 10.5 g/cm^3 ; $M_{\text{atómica}}(\text{Ag}) = 107.9$; $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- 50.** La carga eléctrica de un mol de electrones es, aproximadamente:
- $1.602\cdot 10^{-19}\text{C}$
 - $9.1\cdot 10^{-31}\text{C}$
 - $9.65\cdot 10^4\text{C}$
 - $6.023\cdot 10^{23}\text{C}$
- ($e = 1,60219\cdot 10^{-19}\text{C}$)

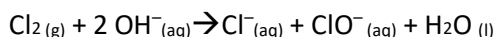


Tema 10: Electroquímica

51. ¿Cuántos faradays son necesarios para reducir 0.20 moles de MnO_4^- a Mn^{2+} ?

- a) 0.20
- b) 3.00
- c) 0.40
- d) 1.00

52. Una disolución blanqueadora puede prepararse haciendo burbujear cloro gas a través de una disolución de hidróxido de sodio:



El cloro necesario puede obtenerse por electrólisis de cloruro sódico fundido. ¿Qué volumen de disolución de hipoclorito 0.30 M podría prepararse a partir del cloro obtenido por electrólisis si se utiliza una corriente de 3.0 amperios durante 25 minutos?

- a) 78 mL
- b) 63 mL
- c) 40 mL
- d) 31 mL
- e) 26 mL

53. Se realiza la electrólisis de una disolución con electrodos de vanadio. El ánodo de vanadio disminuye su masa en 173 mg cuando pasa una cantidad de carga de 975 C. ¿Cuál es el número de oxidación del vanadio en la disolución?

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4

“E°, E, ΔG°, ΔG y equilibrio”

54. Para la siguiente reacción:

$2 \text{Cu}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, el potencial estándar es 0.19 V a 25° C. Sabiendo que $F = 96489 \text{ C}$, el valor de ΔG° es:

- a) -18.33 kJ
- b) -95.00 kJ
- c) +37.23 kJ
- d) +18.33 kJ
- e) -37.23 kJ

55. Para la siguiente célula galvánica:

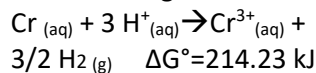
$\text{Ag}(\text{s}) / \text{Ag}^+(\text{Aglsat.}) // \text{Ag}^+(0.100 \text{ M}) / \text{Ag}(\text{s})$ si la fuerza electromotriz, $E = +0.417 \text{ V}$, la constante del producto de solubilidad del AgI es:

- a) $K_{ps} = 2 \cdot 10^{17}$
- b) $K_{ps} = 8.3 \cdot 10^{-7}$
- c) $K_{ps} = 8.3 \cdot 10^{-11}$
- d) $K_{ps} = 8.3 \cdot 10^{-17}$
- e) $K_{ps} = 8.3 \cdot 10^{-170}$

56. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una célula galvánica en condiciones estándar, es cierta?

- a) ΔG° y E° son positivos y K_{eq} es mayor que 1.
- b) ΔG° es negativo, E° positivo y K_{eq} es mayor que 1.
- c) ΔG° es positivo, E° negativo y K_{eq} es menor que 1.
- d) ΔG° y E° son negativos y K_{eq} es mayor que 1.
- e) ΔG° y E° son negativos y K_{eq} es menor que 1.

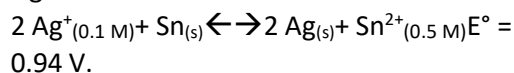
57. Para la siguiente reacción:



¿Cuál será el valor de $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$?

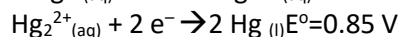
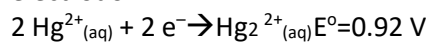
- a) -0.74 V
- b) -2.14 V
- c) +2.14 V
- d) -74 mV
- e) +0.74 V

58. ¿Cuál sería el ΔG de la reacción siguiente a 25°C?



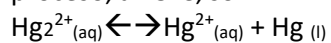
- a) $-4120 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) $+17.169 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) $+41.2 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
- d) $-171694 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- e) $-17.169 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

59. Dadas las siguientes reacciones y sus correspondientes potenciales normales de electrodo:



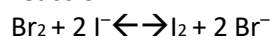
Tema 10: Electroquímica

Los valores de ΔG° y K para el siguiente proceso, a 25°C , son:



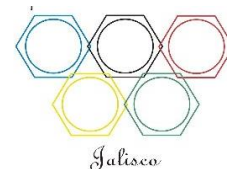
- a) 14 kJ y $4 \cdot 10^{-3}$
- b) 14 kJ y 233
- c) 14 kJ y $4 \cdot 10^{-3}$
- d) 6.8 kJ y 0.065

60. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:



- a) $K = 7.8 \cdot 10^7$
- b) $K = 7.8 \cdot 10^{27}$
- c) $K = 7.8 \cdot 10^{17}$
- d) $K = 1$
- e) $K = 7.8 \cdot 10^{-27}$

(Datos: $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.065 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.536 \text{ V}$)



Tema 11: Estructura Atómica

"# atómico, # p⁺, #e⁻ y # n"

1. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- a) 19, 20, 19
- b) 19, 39, 20
- c) 19, 19, 39
- d) 19, 19, 20
- e) 20, 19, 19

2. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- a) El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del Ne.
- b) El número de electrones de ion Na⁺ es igual al del Ne.
- c) Los iones Na⁺ y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- d) Los iones Na⁺ y los átomos de Ne son isótopos.
- e) Los iones Na⁺ y los átomos de Ne reaccionan entre sí.

3. Señale la proposición correcta:

- a) El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.
- b) El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del gas noble Ne.
- c) Los iones Na⁺ y los átomos del gas noble Ne son isótopos.
- d) El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.
- e) La masa atómica de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.

4. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?

- a) S²⁻ y Fe
- b) K y Mg²⁺
- c) S²⁻ y Ca²⁺
- d) Cl⁻ y Mg²⁺

5. El deuterio:

- a) Está formado por dos átomos deuterio.
- b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.

c) Tiene configuración electrónica de gas noble.

d) Tiene su número atómico igual a 2.

6. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?

- a) ¹²Cy²⁴Mg
- b) ¹⁹Cy²⁰Ne
- c) ²³Na y ³⁹K
- d) ⁵⁹Co y ⁵⁹Ni

7. Los iones Cl⁻ y K⁺:

- a) Poseen el mismo número de electrones.
- b) Poseen el mismo número de protones.
- c) Son isótopos.
- d) El ion K⁺ es mayor que el ion Cl⁻.
- e) Tienen propiedades químicas semejantes.

8. Por definición, el número de masa o "número másico" de un átomo indica:

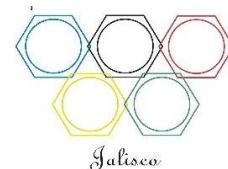
- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
- b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
- c) El número de neutrones presentes en el átomo.
- d) El número de protones presentes en el átomo.

9. El número total de neutrones, protones y electrones del ³⁵Cl⁻:

- a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones
- b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones
- d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones

10. Un átomo de carbono¹⁴ contiene:

- a) 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
- b) 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
- c) 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
- d) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.



Tema 11: Estructura Atómica

11. Determine la carga de cada uno de los siguientes iones:

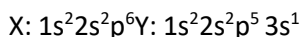
- i) un ion níquel con 26 electrones
 - ii) un ion fósforo con 18 electrones
 - iii) un ion hierro con 23 electrones.
- a) $\text{Ni}^+\text{P}^- \text{Fe}^{2+}$
 - b) $\text{Ni}^{2+}\text{P}^{3-}\text{Fe}^{2+}$
 - c) $\text{Ni}^{2+}\text{P}^{2-}\text{Fe}^{3+}$
 - d) $\text{Ni}^{2+}\text{P}^{3-}\text{Fe}^{3+}$

“Configuración electrónica y paramagnetismo”

12. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:

- a) Iones d^5 y d^7 .
- b) Ambos iones son d^5 .
- c) Iones d^5 y d^8 .
- d) Iones d^6 y d^9 .
- e) Ambos iones son d^8 .

13. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



- a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
- b) Para pasar de X a Y se consume energía.
- c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
- d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- e) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

14. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru (II) tiene una configuración periódica:

- a) d^9
- b) d^7
- c) d^8
- d) d^5
- e) d^6

15. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es $1s^2 2s^1$ y por tanto:

- a) El Li es un elemento del grupo 12.
- b) El átomo de Li tiene propiedades magnéticas.

- c) La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con $n = 2$.
- d) La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.
- e) Esta configuración podría ser $1s^2 2p^1$ ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.

16. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr (III) y Co (III) son respectivamente:

- a) d^5 los dos iones
- b) d^4 y d^6
- c) d^6 los dos iones
- d) d^3 y d^6
- e) d^3 y d^7

17. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?

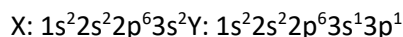
- a) 6s
- b) 3f
- c) 8p
- d) 4d

18. La configuración electrónica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ no puede corresponder a la siguiente especie química:

- a) ^{18}Ar
- b) $^{20}\text{Ca}^{2+}$
- c) $^{17}\text{Cl}^-$
- d) $^{16}\text{S}^{2+}$
- e) $^{16}\text{S}^{2-}$

19. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:

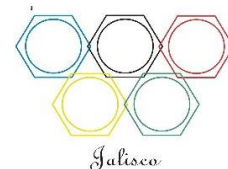


- a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.
- b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- c) La configuración de Y representa a un metal de transición.
- d) Para pasar de X a Y se consume energía.
- e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

20. La distribución electrónica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ corresponde:

- a) Al ion Ga^+ .
- b) Al ion Br^- .
- c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.



Tema 11: Estructura Atómica

d) A un átomo de Hg excitado.

21. Si [Ar] representa la estructura electrónica de un átomo de argón ($Z = 18$), el ion titanio (II) ($Z = 22$) puede entonces representarse por:

- a) [Ar] $4s^1 3d^1$
- b) [Ar] $4s^2$
- c) [Ar] $3d^2$
- d) [Ar] $3d^4$

22. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?

- a) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

23. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso ($Z = 26$) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

24. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?

- a) H
- b) Li
- c) Be
- d) B
- e) C

25. Dada la configuración electrónica de un elemento:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ indica la respuesta incorrecta:

- a) Su número atómico es 19.
- b) Se trata de un estado excitado.
- c) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- d) Este elemento pertenece al 5° periodo del Sistema Periódico.

26. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?

- a) $1s^2 2s^2 2p^3$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

27. ¿Cuáles de las siguientes especies se espera que sean diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?

Na Mg Cl^- Ag

- a) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, paramagnética
- b) Diamagnética, paramagnética, paramagnética, paramagnética
- c) Paramagnética, diamagnética, diamagnética, paramagnética
- d) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, diamagnética

“Números cuánticos”

28. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

n l m

- a) 1 0 0
- b) 3 1 2
- c) 4 3 1
- d) 2 1 0

29. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:

- a) 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$
- b) 6, 0, 1, $\frac{1}{2}$
- c) 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- d) 6, 1, 0, $\frac{1}{2}$
- e) 6, 2, 1, $-\frac{1}{2}$

30. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

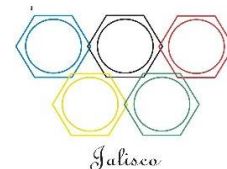
n l m

- a) 2 3 0
- b) 4 2 1
- c) 3 2 -2
- d) 3 1 -1

31. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?

- 1) (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$) 2) (2, 1, 1, $\frac{1}{2}$)
- 3) (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) 4) (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$)

a) Sólo 1 y 4.



Tema 11: Estructura Atómica

- b) Sólo 2 y 3.
- c) Sólo 4.
- d) Ninguna es falso.

32. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital de tipo d.

- a) $n = 1; l = 0$
- b) $n = 2; l = 1$
- c) $n = 2; l = 2$
- d) $n = 3; l = 2$
- e) $n = 4; l = 4$

33. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico $n = 4$ es:

- a) 8
- b) 18
- c) 32
- d) 50
- e) 6

34. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:

- a) $(4, 1, -1, \frac{1}{2})$
- b) $(4, 0, -1, -\frac{1}{2})$
- c) $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$
- d) $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

35. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico $m = 0$?

- a) 5
- b) 17
- c) 11
- d) Todos

36. Un orbital cuyos valores de los números cuánticos son $n = 2, l = 1, m_l = 0$ se representa como:

- a) Un orbital 2s
- b) Un orbital 1p
- c) Un orbital 2d
- d) Un orbital 2p

“Temas diversos”

37. El número atómico de un elemento viene dado por:

- a) El año en que fue descubierto ese elemento.
- b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
- c) Su masa atómica.
- d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

38. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:

- a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
- b) La masa del protón es igual a la del electrón.
- c) La masa del electrón es cero.
- d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

39. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

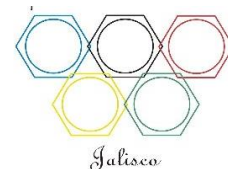
- a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
- b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- c) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

40. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- a) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- b) No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
- c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- d) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

41. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:

- a) Saltan de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.



Tema 11: Estructura Atómica

- b) Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
- c) Saltan de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
- d) Saltan de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

42. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico.

Para ello:

- a) Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
- b) Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
- c) Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
- d) Bombardeó una pantalla de sulfuro de cinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

43. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?

- a) Rayos cósmicos
- b) Microondas
- c) Rayos X
- d) Rayos γ
- e) Luz visible

44. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0.10cm.

- a) $3.3 \cdot 10^{-12}$ Hz
- b) $3.3 \cdot 10^8$ Hz
- c) $3.0 \cdot 10^9$ Hz
- d) $3.0 \cdot 10^{11}$ Hz
- e) $3.0 \cdot 10^{10}$ Hz

45. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión $E_n = 2.18 \cdot 10^{-18} / n^2$ (J), donde n indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde $n = 2$ hasta $n = 4$?

- a) 0.082 ciclos \cdot s⁻¹
 - b) $6.023 \cdot 10^{23}$ Hz
 - c) $6.17 \cdot 10^{14}$ s⁻¹
 - d) $1.09 \cdot 10^{18}$ Hz
- ($h = 6.626 \cdot 10^{-34}$ J \cdot s)

46. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656.3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:

- a) $6.62 \cdot 10^{-34}$ J
- b) $1.01 \cdot 10^{-24}$ J
- c) $4.34 \cdot 10^{-43}$ J
- d) $3.03 \cdot 10^{-9}$ J
- e) $3.03 \cdot 10^{-19}$ J

(Constante de Planck = $6.62 \cdot 10^{-34}$ J \cdot s;
velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m \cdot s⁻¹)

47. Al hablar de isótopos nos estaremos refiriendo a:

- a) Átomos de la misma masa atómica.
- b) Átomos con distinto número de electrones.
- c) Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.
- d) Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

48. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

- a) 1 MHz
- b) 900 MHz
- c) 300 MHz
- d) $1 \cdot 10^{10}$ MHz
- e) $1 \cdot 10^9$ MHz

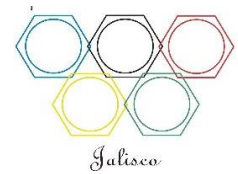
(Velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m \cdot s⁻¹)

49. Un orbital atómico es:

- a) Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- c) Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
- d) Útil para calcular la energía de una reacción.

50. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de $6.20 \cdot 10^{14}$ s⁻¹. ¿Cuál es la velocidad de la luz?

- a) $2.89 \cdot 10^8$ m \cdot s⁻¹
- b) $2.89 \cdot 10^{17}$ m \cdot s⁻¹
- c) $1.33 \cdot 10^{12}$ m \cdot s⁻¹



Tema 11: Estructura Atómica

- d) $1.33 \cdot 10^{21} \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
- e) $7.52 \cdot 10^{-22} \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$

51. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n = 3$ a $n = 2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?

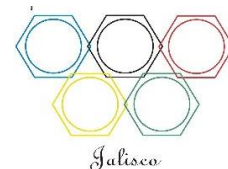
- a) 18,3
- b) 657
- c) 547
- d) 152
- e) 252

52. Los rayos X tienen:

- a) Longitudes de onda muy pequeñas.
- b) Frecuencias muy pequeñas.
- c) Energías muy pequeñas.
- d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

53. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?

- a) Desde $n = 2$ a $n = 1$
- b) Desde $n = 4$ a $n = 2$
- c) Desde $n = 6$ a $n = 4$
- d) Desde $n = 6$ a $n = 2$
- e) Desde $n = 6$ a $n = 3$



Tema 12: Sistema periódico

“Propiedades periódicas”

1. Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen es análogo.
- b) Poseen energías parecidas.
- c) Tienen la misma carga nuclear.
- d) Su estructura electrónica externa es análoga.

2. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Be
- b) He
- c) N
- d) Ne
- e) B

3. Uno de los elementos del sistema periódico presenta los siguientes valores de la energía de ionización (E.I.) en

$\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$: $I_1 = 215.1$ $I_2 = 420.0$ $I_3 = 3554$

¿De qué elemento se trata?

- a) Flúor
- b) Silicio
- c) Berilio
- d) Neón

4. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?

- a) $R(\text{Cl}) > R(\text{Cl}^-)$
- b) $R(\text{Na}^+) < R(\text{Na})$
- c) $R(\text{I}) > R(\text{Cl})$
- d) $R(\text{Cl}) > R(\text{Na})$

5. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- a) Ne
- b) F
- c) He
- d) Li
- e) O

6. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones. Por tanto:

- a) El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
- b) El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.

c) El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.

d) El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.

7. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
- b) La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.
- c) El As es más electronegativo que el Se.
- d) Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio (Na^+) que del átomo de neón.

8. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el segundo potencial de ionización más bajo?

- a) Na
- b) O
- c) Ca
- d) K
- e) Ne

9. Las especies químicas O^{2-} , F^- , Ne y Na^+ son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?

- a) F^-
- b) Ne
- c) O^{2-}
- d) Na^+

10. Los sucesivos potenciales de ionización de un elemento (en eV) son:

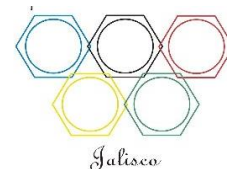
8.3; 25.1; 37.9; 259.3

Señale la proposición correcta:

- a) La configuración electrónica externa del elemento es ns_1 .
- b) La configuración electrónica externa del elemento es ns^2np^1 .
- c) El elemento pertenece al grupo 4 del sistema periódico.
- d) El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- e) No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

11. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.



Tema 12: Sistema periódico

- b) El radio del ion Na^+ es mayor que el del ion Mg^{2+} .
c) El radio del ion Na^+ es igual que el del ion Mg^{2+} .
d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

12. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio?

- a) O^{2-}
b) F^-
c) Na^+
d) Mg^{2+}
e) Al^{3+}
f) Ne

13. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?

- a) $\text{Si}_{(g)} \rightarrow \text{Si}^+_{(g)} + e^-$
b) $\text{Si}^+_{(g)} \rightarrow \text{Si}^{2+}_{(g)} + e^-$
c) $\text{Si}^{2+}_{(g)} \rightarrow \text{Si}^{3+}_{(g)} + e^-$
d) $\text{Si}^{3+}_{(g)} \rightarrow \text{Si}^{4+}_{(g)} + e^-$

14. ¿En cuál de los siguientes elementos será menor el radio atómico?

- a) Mg
b) Al
c) Si
d) P

15. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} , ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?

- a) $\text{S}^{2-} = \text{Cl}^- = \text{K}^+ = \text{Ca}^{2+}$
b) $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$
c) $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$
d) $\text{Cl}^- < \text{S}^{2-} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+$

16. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:

- a) Todos tienen el mismo número de protones.
b) Todos tienen el mismo radio.
c) El átomo de neón es el de mayor volumen.
d) El ion fluoruro es el de mayor radio.

17. alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:

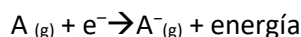
- a) Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
b) El radio iónico es mayor que el radio atómico.
c) El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.
d) Son elementos muy electropositivos.

18. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:

- a) El de menor energía de ionización es el Cl.
b) El de mayor afinidad electrónica es Na.
c) El más oxidante es el Cl.
d) El más reductor es el S.
e) El que tiene mayor radio atómico es el Cl.

19. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?

- a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.
b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.
c) La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:



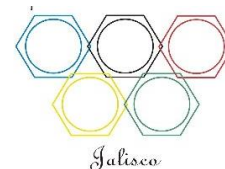
- d) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta presentará, a su vez, un potencial de ionización bajo.

20. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos: N (Z = 7), Ne (Z = 10), Na (Z = 11) y P (Z = 15) es:

- a) $\text{Na} < \text{P} < \text{N} < \text{Ne}$
b) $\text{N} < \text{Na} < \text{P} < \text{Ne}$
c) $\text{Na} < \text{N} < \text{P} < \text{Ne}$
d) $\text{P} < \text{Na} < \text{Ne} < \text{N}$

21. A medida que se desciende en un grupo del sistema periódico, los metales se hacen más electropositivos y su potencial de ionización se hace más bajo.

- a) Verdadero
b) Falso
c) Es más electropositivo al bajar pero su potencial de ionización se hace más alto.



Tema 12: Sistema periódico

d) Las electronegatividades son semejantes.

22. Señala cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:

- a) $\text{Na} < \text{Cl} < \text{S} < \text{O}$
- b) $\text{B} < \text{N} < \text{C} < \text{O}$
- c) $\text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- d) $\text{N} < \text{O} < \text{Cl} < \text{F}$

23. De las siguientes ordenaciones de elementos por orden creciente de electronegatividad, ¿cuál es la correcta?:

- a) $\text{Al} < \text{N} < \text{Rb} < \text{F}$
- b) $\text{Rb} < \text{N} < \text{F} < \text{Al}$
- c) $\text{Rb} < \text{Al} < \text{N} < \text{F}$
- d) $\text{F} < \text{Al} < \text{Rb} < \text{N}$

24. La reacción asociada al potencial de ionización:

- a) $\text{Mg}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Mg}^-_{(g)}$
- b) $\text{Mg}_{(g)} \rightarrow \text{Mg}^+_{(g)} + e^-$
- c) $\text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{Mg}^+_{(g)} + e^-$
- d) Ninguna de las anteriores.

25. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indica la frase correcta:

- a) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de mayor afinidad electrónica.
- b) El Rb y el K tienen el mismo potencial de ionización, y el Br y el F la misma afinidad electrónica.
- c) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de menor afinidad electrónica.
- d) El Rb es del menor potencial de ionización y el F el de mayor afinidad electrónica.

26. La electronegatividad de un elemento está relacionada con:

- a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
- b) La tendencia a comportarse como reductor.
- c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
- d) La atracción de electrones de un enlace.

27. Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:

a) El radio de un ion positivo se llama radio catiónico.

b) Si el átomo de un elemento pasa a ser un ion negativo su radio disminuye.

c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos iónicos.

d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.

“Temas varios”

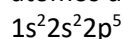
28. La siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ corresponde a un átomo de:

- a) Baja energía de ionización.
- b) Un metal de transición.
- c) Elemento del grupo de los halógenos.
- d) Un gas noble.

29. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:

- a) Arrancar 2 moles de electrones de 1 mol de átomos de M.
- b) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^+ .
- c) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^{2+} .
- d) Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones M^+ .

30. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es:

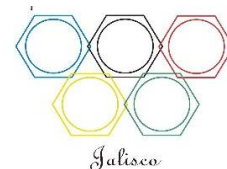


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) X es un elemento de marcado carácter metálico.
- b) X es capaz de formar con facilidad aniones.
- c) X es un elemento de transición.
- d) X puede presentar números de oxidación -1 y +7.

31. La pérdida de un electrón es una:

- a) Desgracia
- b) Pirólisis
- c) Ionización
- d) Protonación



Tema 12: Sistema periódico

32. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?

- a) Oro
- b) Calcio
- c) Sodio
- d) Cinc

33. Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:

- a) La diferencia de electroafinidades entre los átomos que lo constituyen.
- b) La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
- c) El tamaño relativo entre catión y anión.
- d) El potencial de ionización del catión.

34. Son metales alcalinos:

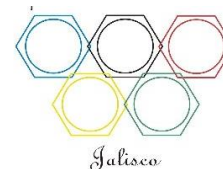
- a) Na y Mg
- b) K y Ca
- c) Na y Ca
- d) Rb y Mg
- e) Cs y Fr

35. ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal de transición?

- a) Ru
- b) Au
- c) Al
- d) W

36. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 6A es $ns^2 np^4$. Señalar la respuesta incorrecta:

- a) Los números de oxidación del azufre son -2, +2, +4 y +6.
- b) El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
- c) El oxígeno tiene de número de oxidación -2.
- d) Oxígeno y azufre son no metales.



Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

“Regla del octeto”

1. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es una excepción a la regla del octeto según la notación de Lewis?

- a) SiO₂
- b) BeCl₂
- c) BCl₃
- d) PF₅

2. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:

- a) CBr₄
- b) PCl₃
- c) BF₃
- d) KBr

3. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:

- a) NO
- b) C₂H₄
- c) CO₂
- d) N₂
- e) SO₂

4. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?

- a) H₂O
- b) PH₃
- c) PCl₅
- d) CH₂Cl₂
- e) BeCl₂

5. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?

- a) CO₂
- b) NF₃
- c) OF₂
- d) PF₅

6. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:

- a) NO₂
- b) NO
- c) SO₄²⁻
- d) BrO₂

7. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- a) CBr₄
- b) CCl₄
- c) PCl₅
- d) Cl₂
- e) NCl₃

8. ¿En qué especie el átomo central tiene uno o más pares de electrones solitarios?

- a) ClF₃
- b) SF₆
- c) BF₃
- d) PCl₅

“Enlace químico”

9. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de F₂C=CF₂?

- a) 5 y 1
- b) 4 y 2
- c) 5 y 2
- d) 4 y 1
- e) 6 y 0

10. ¿Cuántos enlaces σ y π , respectivamente, hay en la molécula SCl₂?

- a) 2 y 2
- b) 2 y 0
- c) 2 y 1
- d) 3 y 0
- e) 3 y 1

11. ¿Con cuántos enlaces σ y π se describe la molécula de nitrógeno?

- a) Dos σ y un π
- b) Un σ y dos π
- c) Un σ y tres π
- d) Un σ y un π

12. El átomo de N en las especies químicas NH₃, NH₂⁻ y NH₄⁺ está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace HNH.

- a) NH₃ NH₂⁻ NH₄⁺
- b) NH₃ NH₄⁺ NH₂⁻
- c) NH₄⁺ NH₂⁻ NH₃
- d) NH₂⁻ NH₃ NH₄⁺
- e) El ángulo HNH no varía

Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

13. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:

- a) FBF en el $\text{BF}_3(\text{g})$
- b) ClCCl en el $\text{H}_2\text{CCl}_2(\text{g})$
- c) HOH en el $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- d) ClBeCl en el $\text{BeCl}_2(\text{g})$

14. Los ángulos de enlace en el ion hidronio (H_3O^+) son aproximadamente de:

- a) 90°
- b) 90° y 120°
- c) 109°
- d) 120°

15. Indicar para cuál o cuáles de las siguientes moléculas: CH_4 ; BCl_3 ; PF_5 y SF_6 , los ángulos

de enlace son: i) 109.5° ii) 120° iii) 90°

- a) i) BCl_3 ; ii) PF_5 ; iii) SF_6
- b) i) CH_4 ; ii) PF_5 ; BCl_3 ; iii) SF_6
- c) i) CH_4 ; ii) PF_5 ; iii) SF_6 ; BCl_3
- d) i) SF_6 ; ii) PF_5 ; BCl_3 ; iii) CH_4

16. La molécula F_2C_2 tiene:

- a) Tres enlaces σ y ningún enlace π .
- b) Un enlace σ y dos enlaces π .
- c) Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- d) Tres enlaces σ y dos enlaces π .

17. En la molécula de SF_6 los ángulos de enlace son aproximadamente de:

- a) 60°
- b) 90°
- c) 120°
- d) 109.5°

18. De las siguientes moléculas:

F_2 , CS_2 , C_2H_4 (etileno), C_2H_2 (acetileno), H_2O , C_6H_6 (benceno) y NH_3 indica las que tienen todos sus enlaces sencillos o simples.

- a) F_2 , C_2H_4 , H_2O
- b) F_2 , C_6H_6 , H_2O ,
- c) CS_2 , F_2 , N_2 , NH_3 , H_2O
- d) F_2 , NH_3 , H_2O

19. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies contienen algún enlace triple?

1. HCN 2. CH_3NO_2 3. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ 4. ClF_3 5. SO_2

- a) 1
- b) 5

- c) 2 y 4
- d) 1 y 2
- e) 3 y 5

20. La molécula HBr:

- a) No tiene momento dipolar.
- b) Tiene un enlace covalente polar.
- c) Tiene un enlace covalente no polar.
- d) Tiene un enlace doble.
- e) Tiene un enlace iónico.

21. El enlace en el BrF es:

- a) Covalente puro
- b) Metálico
- c) Covalente, con cierto carácter iónico
- d) Iónico

22. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?

- a) Na_2SO_4
- b) N_2O
- c) CO_2
- d) SO_3
- e) Cl_2O

23. Indique cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor carácter iónico:

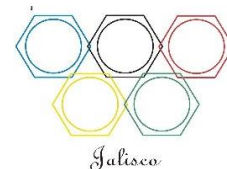
- a) CCl_4
- b) SbCl_3
- c) CaCl_2
- d) ZrCl_4

24. ¿Qué tipo de enlace es característico de los compuestos orgánicos?

- a) Polar
- b) Insaturado
- c) Electrovalente
- d) Covalente
- e) Covalente coordinado

25. Entre los compuestos dados a continuación: MgO , NF_3 , CaCl_2 , SrBr_2 , SF_2 , hay:

- a) Tres compuestos iónicos y dos covalentes.
- b) Tres compuestos covalentes y dos iónicos.
- c) Un compuesto covalente y cuatro iónicos.
- d) Un compuesto iónico y cuatro covalentes.



Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

“Hibridación”

26. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación sp ?

- a) HCN
- b) $CH_2=CH_2$
- c) HCHO
- d) CH_4

27. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) La hibridación de los carbonos en el acetileno es sp^2 .
- b) La hibridación del átomo central de la molécula de agua es sp .
- c) La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es sp^2 .
- d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación sp^3 .

28. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos sp^2 ?

- a) $CH_3-CH_2-CH_3$
- b) $CH_3-C\equiv CH$
- c) $CH_3-CHOH-CH_3$
- d) CH_3-NH_2
- e) $CH_2=CH-C\equiv CH$

29. La hibridación del fósforo en el PCl_5 es:

- a) sp^3d
- b) sp^3d^2
- c) sp^2
- d) sp^3
- e) sp

30. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto $AlCl_3$?

- a) sp^2
- b) s^2p
- c) sp^3
- d) sp

31. Indica cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3 :

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) p^3
- d) dsp

32. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) sp^3d
- d) sp^3d^2

33. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se podría justificar mediante una hibridación sp^2 ?

- a) C_2H_2
- b) BF_3
- c) $CHCl_3$
- d) BeF_2

34. En el formaldehído, H_2CO ¿qué hibridación utiliza el carbono?

- a) sp^3
- b) sp
- c) sp^2
- d) sp^3d

“Momento dipolar”

35. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- a) Amoníaco
- b) Ácido sulfhídrico
- c) Dióxido de carbono
- d) Diclorometano

36. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

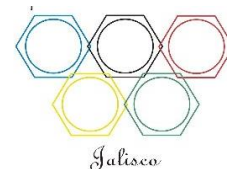
- a) CCl_4
- b) H_2S
- c) SO_2
- d) H_2O

37. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?

- a) F_2
- b) SiH_4
- c) HCl
- d) BrCl

38. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

- a) HCN
- b) HCHO
- c) PCl_3
- d) CCl_4



Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

39. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?

- a) H_2S
- b) PF_3
- c) BeF_2
- d) NH_3

40. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?

- a) H_2
- b) HF
- c) HCl
- d) HBr
- e) HI

41. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:

- a) CBr_4
- b) Cl_2
- c) BCl_3
- d) H_2S

42. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

- a) La molécula de CO_2 es polar.
- b) La molécula de CCl_4 es apolar.
- c) La molécula de BF_3 es polar.
- d) La molécula de NH_3 es apolar.

43. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar aunque sus enlaces son polares?

- a) HCl
- b) H_2O
- c) BF_3
- d) NH_3

44. ¿Cuál de las siguientes moléculas: ICl , BF_3 , NO , SO_2 , es no polar?

- a) ICl
- b) BF_3
- c) NO
- d) SO_2

“Geometría molecular”

45. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes es:

- a) Tetraédrica

- b) Cuadrada plana
- c) Bipirámide trigonal
- d) Octaédrica
- e) Trigonal plana

46. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3 ?

- a) Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
- b) Tetraédrica, lineal y angular.
- c) Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
- d) Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
- e) Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

47. La molécula de agua es:

- a) Lineal y polar
- b) Angular y polar
- c) Angular y apolar
- d) Piramidal y polar

48. La molécula de amoníaco posee una geometría:

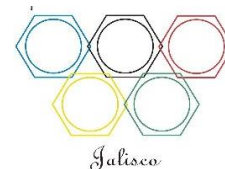
- a) Tetraédrica
- b) Pirámide triangular
- c) Triangular plana
- d) Lineal
- e) Bipirámide triangular
- f) Pirámide cuadrada
- g) Plana cuadrada

49. La forma geométrica de la molécula de formaldehído (H_2CO) es:

- a) Lineal
- b) Triangular plana
- c) Angular
- d) Piramidal triangular
- e) Tetraédrica

50. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:

- a) Angular
- b) Piramidal triangular
- c) Lineal
- d) Tetraédrica
- e) Triangular plana



Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

51. La forma geométrica de la molécula PCl_3 es:

- a) Plana triangular
- b) Bipirámide triangular
- c) Pirámide cuadrada
- d) Pirámide triangular
- e) Plana cuadrada

52. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?

- a) Trifluoruro de nitrógeno (NF_3)
- b) Tricloruro de fósforo (PCl_3)
- c) Trifluoruro de boro (BF_3)
- d) Trifluoruro de yodo (IF_3)

53. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos sp^2 ?

- a) Tetraédrica y angular
- b) Piramidal trigonal y angular
- c) Trigonal plana y angular
- d) Trigonal plana y octaédrica
- e) Trigonal plana y piramidal trigonal

54. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:

- a) Cúbica
- b) Lineal
- c) Trigonal
- d) Tetraédrica

55. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?

- a) CH_4
- b) NH_4^+
- c) SF_4
- d) AlCl_4^-
- e) CBr_4

56. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?

- a) C_2H_4
- b) PCl_5
- c) IF_3
- d) NH_3

57. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?

- a) SiBr_4
- b) NF_4^+
- c) SF_4
- d) BeCl_4^{2-}

58. El anión ICl_4^- presenta una geometría molecular:

- a) Tetraédrica
- b) Pirámide trigonal
- c) Planocuadrada
- d) Octaédrica

59. ¿Cuál de los siguientes pares molécula/geometría no es correcta?

- a) CO_2 / angular
- b) SiF_4 / tetraédrica
- c) PCl_3 / piramidal trigonal
- d) BCl_3 / triangular plana

“Temas diversos”

60. Para las siguientes moléculas: SiH_4 , PH_3 y H_2S :

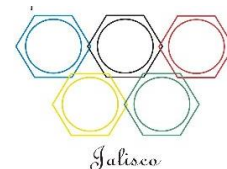
- a) En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.
- b) El ángulo HSiH es menor que el ángulo HPH .
- c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- d) La única molécula no polar es PH_3 .
- e) La única lineal es H_2S .

61. Señale la proposición correcta:

- a) La molécula de agua es lineal.
- b) El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
- c) En agua sólo se disuelven compuestos iónicos.
- d) La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brønsted-Lowry.
- e) En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación sp^2 .

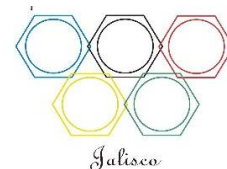
62. Para las siguientes moléculas: NH_3 , H_2S , CH_4 :

- a) La única lineal es H_2S .
- b) La única molécula no polar es NH_3 .
- c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- b) El ángulo HCH es menor que el ángulo HNN .
- e) Las tres moléculas tienen momento dipolar.



Tema 13: Enlace químico y Geometría molecular

- 63.** Se dice que la molécula de SO_2 es resonante porque:
- Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
 - Puede asignársele varias estructuras.
 - Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
 - Los dos elementos que la forman están en la misma columna del sistema periódico.
- 64.** Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
- La molécula de CO_2 es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
 - La geometría de la molécula de PCl_3 es bipiramidal regular.
 - El momento dipolar del BeF_2 es cero por ser una molécula simétrica.
 - El NH_3 muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.
 - La polaridad del CCl_4 es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.
- 65.** La molécula de NO :
- Tiene un enlace iónico.
 - Cumple la regla del octeto.
 - Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.
 - Es un gas muy reactivo.
- 66.** Señale la proposición correcta. Para las moléculas BeCl_2 y H_2S :
- Tienen el mismo ángulo de enlace.
 - Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
 - La molécula de BeCl_2 es lineal y la molécula de H_2S es angular.
 - Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo sp.
 - El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación sp_3 .
- 67.** De las siguientes afirmaciones sólo una es correcta:
- La molécula de dióxido de carbono es polar.
 - El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación sp_3 .
 - La molécula de dióxido de carbono es lineal.
 - El dióxido de carbono es sólido a 25°C y 1 atm.
- 68.** ¿Cuál de los siguientes compuestos se representa por un conjunto de estructuras resonantes?
- NaCl
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - CH_4
 - I_2
 - SO_2
- 69.** ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?
- Dióxido de nitrógeno
 - Nitrógeno
 - Cloruro de calcio
 - Metano



Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

“Fuerzas intermoleculares”

1. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces por puentes de hidrógeno con otras del mismo compuesto?

- a) Éter metílico
- b) Etanol
- c) Agua
- d) Amoníaco

2. El número máximo de enlaces de hidrógeno en los que puede participar una molécula de agua es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

3. Los enlaces de hidrógeno:

- a) Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
- b) Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
- c) Aparecen en moléculas como H_2O , NH_3 y CH_4 .
- d) Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.
- e) Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico.

4. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2 , aumentan de arriba abajo en la tabla periódica debido a:

- a) Fuerzas ion-dipolo
- b) Fuerzas de London
- c) Fuerzas coulombicas
- d) Fuerzas dipolo-dipolo
- e) Enlace de hidrógeno

5. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlace por puente de hidrógeno?

- a) Propanona (acetona)
- b) Etanol
- c) Etanal
- d) Etano

6. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- a) Explican la interacción entre iones.

b) Describen la atracción del núcleo sobre los electrones deslocalizados.

c) Miden las acciones mutuas entre las partículas nucleares.

d) Justifican que el yodo sea un sólido a $0^\circ C$, mientras que el cloro es un gas a la mismatemperatura.

7. Suponga un líquido cuyas moléculas se encuentren unidas por las fuerzas indicadas a continuación, ¿cuál de ellos debe tener un punto de ebullición más bajo?

- a) Enlaces iónicos
- b) Fuerzas de dispersión de London
- c) Enlaces de hidrógeno
- d) Enlaces metálicos
- e) Enlaces de red covalente

8. Señale cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces por puente de hidrógeno:

- a) Sulfuro de hidrógeno
- b) Etanol
- c) Agua
- d) Metilamina

9. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals:

- a) Se dan entre cualquier tipo de estructuras moleculares.
- b) Permiten explicar que algunas sustancias apolares sean sólidas.
- c) Su energía de enlace es menor que la de los enlaces de hidrógeno.
- d) Todas las anteriores son correctas.

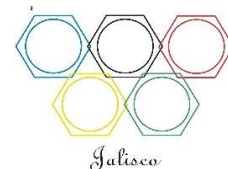
10. ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante en el BF_3 ?

- a) Enlace de hidrógeno
- b) Iónica
- c) Dipolo-dipolo
- d) Dispersión de London

“Propiedades físicas”

11. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- a) KBr
- b) CH_4
- c) I_2



Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

- d) HCl
- e) CH₃OH

12. Para los siguientes compuestos:

H₂O, KI, H₂S, CH₄

¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- a) H₂O > KI > H₂S > CH₄
- b) KI > H₂O > CH₄ > H₂S
- c) KI > H₂O > H₂S > CH₄
- d) KI > H₂S > H₂O > CH₄
- e) KI > CH₄ > H₂S > H₂O

13. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?

- a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- b) Son dúctiles y maleables.
- c) Se cargan fácilmente al frotarlas.
- d) Ninguna de las anteriores.

14. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?

- a) Aluminio
- b) Carbono (diamante)
- c) Fósforo (blanco)
- d) Potasio

15. A 25°C y 1 atm de presión se puede afirmar que:

- a) Todos los metales son sólidos, conductores y de altos puntos de fusión.
- b) El SiO₂, como el CO₂, es un gas.
- c) El H₂O es líquido y el H₂S es gaseoso.
- d) El diamante es un sólido molecular.

16. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es soluble en CCl₄, ligeramente soluble en agua, y no conduce la electricidad. Esta sustancia probablemente es:

- a) Un sólido covalente o atómico
- b) Un metal
- c) SiO₂
- d) Un sólido iónico
- e) Un sólido molecular

17. ¿Cuál de las siguientes especies químicas será la más insoluble en agua?

- a) CCl₄
- b) CsBr
- c) LiOH
- d) CH₃CH₂OH

18. El compuesto nitrato de sodio es muy soluble en:

- a) Sulfuro de carbono
- b) Agua
- c) Etanol
- d) En ninguno de los disolventes propuestos.

19. Indique, de las siguientes sustancias, cuál de ellas es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la electricidad ni en estado sólido ni en disolución:

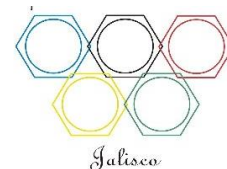
- a) Hierro
- b) Sal común
- c) Diamante
- d) Sacarosa

20. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, de alto punto de fusión y ebullición y siempre conductores de la electricidad.
- b) El enlace covalente no es muy fuerte, razón por la que el oxígeno, en su estado natural, es un gas.
- c) Todos los metales son sólidos y tienen brillo.
- d) Los compuestos iónicos se forman a partir de átomos de elementos con muy diferente electronegatividad.

21. Un cierto cristal no conduce la electricidad en estado sólido pero sí en estado fundido y también en disolución acuosa. Es duro, brillante y funde a temperatura elevada. El tipo de cristal es:

- a) Cristal molecular
- b) Cristal de red covalente
- c) Cristal metálico
- d) Cristal iónico
- e) No se da suficiente información.



Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

22. El hecho de que el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelva bien tanto en disolventes polares como en algunos no polares debe achacarse a que:

- a) La unión entre los átomos de ambos elementos es covalente polar.
- b) Existe entre las moléculas enlace por puente de hidrógeno.
- c) Aparecen uniones por fuerzas de van der Waals entre las moléculas.
- d) Es una molécula resonante.

23. ¿Cuál de las siguientes series de especies químicas se encuentra en orden creciente de su punto de ebullición?

- a) H_2 N_2 NH_3
- b) H_2 NH_3 N_2
- c) NH_3 N_2 H_2
- d) NH_3 H_2 N_2
- e) H_2 NH_3 N_2

24. Los cinco primeros hidrocarburos lineales son metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) y pentano (C_5H_{12}).

- a) El primero forma un sólido atómico y los demás son moleculares.
- b) Todos ellos son sólidos atómicos.
- c) Sus puntos de fusión son anormalmente elevados, debido a la existencia de enlaces de hidrógeno.
- d) El de mayor punto de fusión es el metano, ya que sus moléculas se empaquetan mejor.
- e) El de mayor punto de fusión es el pentano.

25. El orden creciente correcto de puntos de ebullición de los compuestos: KCl , H_2O , CH_4 , H_2S es:

- a) $KCl < H_2O < H_2S < CH_4$
- b) $CH_4 < H_2S < H_2O < KCl$
- c) $KCl < CH_4 < H_2S < H_2O$
- d) $H_2O < CH_4 < H_2S < KCl$
- e) $KCl < H_2O < CH_4 < H_2S$

26. Una sustancia presenta las siguientes propiedades:

- 1) Bajo punto de fusión
- 2) Soluble en tetracloruro de carbono
- 3) No conduce la corriente eléctrica

Esta sustancia es:

- a) Diamante
- b) Cobre
- c) Sílice
- d) Cloruro sódico
- e) Yodo

27. Indica la proposición cierta:

- a) Al aumentar la temperatura aumenta la conductividad de un metal.
- b) Los metales son sólidos cuyos átomos se unen por enlace covalente aportando cada átomo un electrón.
- c) Si las moléculas de CCl_4 se unen en el estado sólido lo hacen por fuerzas de van der Waals.
- d) Los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica al tener los iones en posiciones fijas.

28. Cuando aumenta la temperatura de un sólido:

- a) Disminuye el volumen.
- b) Aumenta la densidad.
- c) Disminuye la densidad.
- d) Aumenta la masa.

“Estado sólido”

29. El cloruro de cesio cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación, es decir, el número de iones más próximos, que están en contacto alrededor de cada ion en la red es:

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 12

30. Un metal cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras. El número de átomos por celdilla unidad es:

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 13

Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

31. ¿Cuántos iones de un signo son los más próximos a otro de carga contraria en una red cristalina cúbica centrada en las caras?

- a) 4
- b) 6
- c) 8
- d) 12

32. El níquel cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8.94 g/cm³ a 20°C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- a) 340 pm
- b) 352 pm
- c) 372 pm
- d) 361 pm
- e) 392 pm

33. Una difracción de segundo orden de 67.0°, producida por rayos X de longitud de onda de 0.141 nm, está producida por una distancia interplanar de:

- a) 0.153 nm
- b) 0.0766 nm
- c) 0.306 nm
- d) 0.175 nm
- e) 0.131 nm

“Temas diversos”

34. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.

- a) OF⁺
- b) NO⁻
- c) CF⁺
- d) NF
- e) O₂

35. La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:

- 1) $\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$
- 2) $\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}^+_{(g)} + 1 e^-$
- 3) $\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-_{(s)}$

¿En cuál o en cuáles se libera energía?

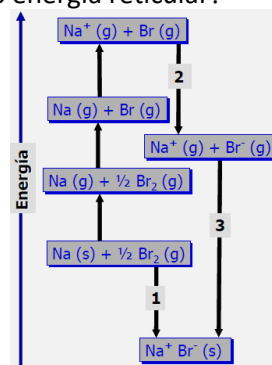
- a) 1
- b) 2
- c) 3

- d) 1 y 3
- e) En todas

36. Señale la proposición correcta:

- a) El I₂ es soluble en cloroformo (Cl₃CH) puesto que ambas moléculas son apolares.
- b) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
- c) El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
- d) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
- e) El potasio metálico es un fuerte reductor.

37. En la figura adjunta se representa el diagrama entálpico del ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de sodio. ¿Qué etapa o etapas determina(n) la entalpía o energía reticular?



- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 2+3

38. De las siguientes especies químicas: N₂, N₂⁺, N₂⁻

- a) La que tiene mayor energía de enlace es N₂⁻ porque tiene mayor número de electrones.
- b) La que tiene menor distancia de enlace es N₂⁺.
- c) Las tres tienen la misma energía de enlace ya que son isoelectrónicas.
- d) El orden de enlace mayor es el de N₂⁺ ya que el nitrógeno es muy electronegativo.
- e) La distancia de enlace del N₂ es menor que la del N₂⁺, N₂⁻.

Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

39. ¿Cuál es el orden de enlace de la especie O_2^+ ?

- a) 2
- b) 1.5
- c) 1
- d) 2.5

40. Teniendo en cuenta los diagramas de orbitales moleculares para moléculas diatómicas y la multiplicidad de los enlaces, ordene la energía de disociación de las siguientes moléculas: H_2 , He_2 , He_2^+ , O_2 y N_2 :

- a) $H_2 < He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2$
- b) $He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2$
- c) $He_2^+ < He_2 < O_2 < N_2 < H_2$
- d) $He_2 < He_2^+ < H_2 < O_2 < N_2$
- e) $He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2 < He_2$

41. Indique cuál de las siguientes especies es diamagnética:

- a) NO
- b) O_2
- c) O_2^+
- d) O_2^-
- e) O_2^{2-}

42. Las siguientes reacciones están implicadas en el ciclo de Born-Haber para el NaCl.

¿Cuál o cuáles serán exotérmicas?

- 1) $Na_{(s)} \rightarrow Na_{(g)}$
- 2) $Cl_{2(g)} \rightarrow 2 Cl_{(g)}$
- 3) $Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$
- 4) $Na_{(g)} \rightarrow Na^+_{(g)} + e^-$
- 5) $Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$

- a) 3
- b) 3 y 5
- c) 2 y 3
- d) 1 y 2

43. ¿Cuál es el orden de enlace de la molécula de N_2 ?

- a) 2
- b) 3
- c) 2.5
- d) 6

Tema 15: Química Nuclear

“Reacciones nucleares”

1. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas, correspondientes a otras tantas reacciones nucleares, es correcta?

- a) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{88}^{228}\text{Ra} + {}_{-1}^0\beta$
 b) ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow {}_{90}^{232}\text{Ra} + {}_2^4\alpha$
 c) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{88}^{228}\text{Ra} + {}_{-2}^4\alpha$
 d) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{91}^{234}\text{Ra} + {}_2^4\alpha$

2. Indique la proposición correcta:

- a) La reacción: ${}_{12}^{24}\text{Mg} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{14}^{27}\text{Si} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de bombardeo.
 b) La reacción:
 ${}_{92}^{235}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{40}^{97}\text{Zr} + {}_{52}^{137}\text{Te} + 2{}_0^1\text{n}$,
 es una reacción de fisión.
 c) La reacción: ${}_{37}^{85}\text{Rb} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{37}^{84}\text{Rb} + 2{}_0^1\text{n}$, es una reacción de fisión.
 d) La reacción: ${}_1^2\text{H} + {}_1^3\text{H} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de fusión.
 e) El ${}_{6}^{14}\text{C}$ muestra la misma actividad nuclear que el ${}_{6}^{12}\text{C}$.

3. La energía asociada con la emisión de una partícula del ${}_{92}^{238}\text{U}$, correspondiente a la siguiente reacción: ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow {}_{90}^{234}\text{Th} + {}_2^4\text{He}$

- a) 4.2 MeV
 b) 2 MeV
 c) 18.4 MeV
 d) 1.7 MeV
 e) 6.5 MeV

Datos. Masas atómicas (u): ${}_{92}^{238}\text{U} = 238.0508$; ${}_{90}^{234}\text{Th} = 234.0437$; ${}_2^4\text{He} = 4.0026$.
 $c = 2.9979 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $1 \text{ J} = 6.2414 \cdot 10^{12} \text{ MeV}$; $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

4. ¿Cuál de los siguientes tipos de emisiones nucleares conducen a una disminución de la carga nuclear?
 A) Emisión alfa. B) Emisión beta.
 C) Emisión de positrones. D) Captura de electrones.

- a) A y B
 b) B y D
 c) A y C
 d) A, C y D
 e) Solamente D

5. Si el ${}_{92}^{238}\text{U}$ experimenta emisión α , ¿cuál es el otro núcleo que se produce?

- a) ${}_{94}^{234}\text{Th}$
 b) ${}_{94}^{234}\text{U}$

- c) ${}_{94}^{234}\text{Pa}$
 d) ${}_{94}^{236}\text{Np}$

“Cinética de desintegración”

6. Las reacciones de decaimiento nuclear obedecen a una cinética de:

- a) Segundo orden
 b) Orden cero
 c) Primer orden
 d) Orden fraccionario

7. El período de vida media de un isótopo radiactivo es de un año, esto significa que:

- a) Al transcurrir el año ya no producirá radioactividad.
 b) Cada año su actividad se reduce a la mitad.
 c) Al cabo de un año el contenido del envase estará caducado.
 d) Al cabo de un año la masa contenida en un determinado envase se habrá reducido a la mitad.

8. El isótopo ${}^{42}\text{K}$ tiene un tiempo de semidesintegración de 12 horas. ¿Cuál es la fracción de concentración inicial de dicho isótopo que queda después de 48 horas?

- a) 1/16
 b) 1/8
 c) 1/4
 d) 1/2

9. Una muestra de 100 g de ${}^{37}\text{Ar}$ se desintegra por captura de un electrón con una vida media de 35 días. ¿Cuánto tiempo tardará en acumularse 90 g de ${}^{37}\text{Cl}$?

- a) 31 días
 b) 39 días
 c) 78 días
 d) 116 días
 e) 315 días

10. La vida media del ${}^{55}\text{Cr}$ radioactivo es de 1.8 horas. Si tenemos en cuenta que el tiempo necesario para llevar una muestra de este isótopo desde el reactor hasta nuestro laboratorio es de 10.8 horas, indique la cantidad de isótopo que hay que tomar para disponer finalmente de 1 mg de ${}^{55}\text{Cr}$ en el laboratorio.

Tema 15: Química Nuclear

- a) 128 mg
- b) 64 mg
- c) 32 mg
- d) 11 mg

11. En una fiesta universitaria un invitado trajo una botella de brandy por la que pagó una importante cantidad de dinero, pues en la etiqueta indicaba que se había embotellado en tiempos de Napoleón (alrededor de 1800). Al día siguiente analizaron el brandy que sobró y encontraron que tenía un contenido en tritio (^3H) de 9.86% del que presenta el agua actual.

¿Cuánto tiempo hace que se embotelló el brandy? ($t_{1/2}$ de ^3H = 12.26 años)

- a) 62 años
- b) 41 años
- c) 1252 meses
- d) 197 años
- e) 132 meses

12. La constante de desintegración del ^{60}Co es 0.132 año^{-1} . ¿Qué masa de ^{60}Co queda a partir de una muestra de 2.50 g de este isótopo que emite durante 10 años?

- a) 0.120 g
- b) 1.83 g
- c) 0.668 g
- d) 2.38 g

13. Madame Curie debe su fama a que, entre otras cosas:

- a) Descubrió la radiactividad.
- b) Descubrió el polonio.
- c) Calculó, de forma exacta, la carga del electrón.
- d) Verificó experimentalmente el segundo postulado de Bohr.

Tema 16: Química Orgánica

“Conceptos de orgánica”

1. Cuando se habla de una mezcla racémica se refiere a:

- Una mezcla de isótopos, tanto naturales como artificiales.
- Una mezcla, en iguales cantidades, de isómeros ópticos.
- Una mezcla equimolecular de un ácido y una base.
- Una mezcla de dos sustancias inmiscibles.

2. El grupo funcional nitrilo es:

- $-\text{NO}_2$
- $-\text{NH}_2$
- $-\text{NH}-$
- Ninguno de los anteriores.

3. El término enantiómeros se refiere a:

- Mezclas de disolventes con el mismo punto de ebullición.
- Sustancias con el mismo punto de fusión.
- Isómeros ópticos.
- Especies con el mismo número de átomos de azufre.

4. El número de oxidación del carbono en el metanal (formaldehído) es:

- 0
- 4
- 2
- 4

5. El grupo funcional amida es:

- $-\text{NH}_2$
- $-\text{NH}-$
- $-\text{CN}$
- $-\text{CONH}_2$

6. ¿En cuál de las siguientes especies químicas existe un triple enlace carbononitrógeno?

- Etaoamida
- Propanonitrilo
- Metilamina
- Trimetilamina

7. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es aromático?

- Tolueno
- Benceno
- Fenol
- Acetileno

8. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un éster?

- $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$

9. El compuesto que es más soluble en agua y tiene mayor punto de ebullición es:

- $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{Br}$
- CH_3-CHO
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
- CH_3-CH_3

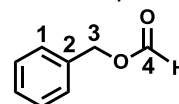
10. Señale la proposición correcta:

- Las moléculas de benceno y ciclohexano son planas.
- El benceno tiene conformaciones de silla y bote.
- La energía de resonancia es la diferencia de energía entre las dos moléculas: benceno y ciclohexano.
- El benceno es más reactivo que el ciclohexano y por tanto menos estable.
- La energía de resonancia del benceno se puede calcular a partir de las entalpías de reacción del ciclohexeno.

11. La fórmula general de un hidrocarburo saturado de cadena abierta es:

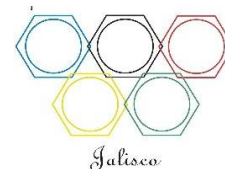
- $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- C_nH_{2n}
- Ninguna de ellas.

12. En el siguiente compuesto orgánico:



Indica las hibridaciones de los carbonos señalados como 1, 2, 3 y 4, respectivamente.

- $\text{sp}^3, \text{sp}^2, \text{sp}, \text{sp}$
- $\text{sp}^2, \text{sp}, \text{sp}, \text{sp}^3$
- $\text{sp}^2, \text{sp}^3, \text{sp}, \text{sp}$
- $\text{sp}^2, \text{sp}^2, \text{sp}^3, \text{sp}^2$



Tema 16: Química Orgánica

13. Los siguientes compuestos $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, Ar-OH ordenados en sentido creciente de su fuerza como ácidos es:

- a) $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, Ar-OH , $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, Ar-OH , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$
- c) $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, Ar-OH
- d) $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, Ar-OH

14. Los isómeros geométricos se denominan también:

- a) Tautómeros
- b) Enantiómeros
- c) Confórmeros
- d) Diastereoisómeros

15. El benceno y el ciclohexeno poseen cada uno de ellos un ciclo y seis átomos de carbono, pero:

- a) El benceno es más reactivo que el ciclohexeno.
- b) La reacción típica del benceno es la adición electrófila.
- c) La reacción típica del ciclohexeno es la sustitución electrófila.
- d) Ninguno de los dos experimentan reacciones de sustitución o de adición.
- e) El benceno reacciona con bromo molecular en presencia de un catalizador dando principalmente bromobenceno mientras que el ciclohexeno reacciona con bromo molecular dando trans-1,2-dibromociclohexano.

16. Si se dice que una molécula presenta quiralidad se está diciendo que:

- a) Es muy reactiva.
- b) Desvía el plano de la luz polarizada.
- c) Es volátil.
- d) Ocupa el máximo valor en la escala de dureza de Mohs.

17. Indica el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-COOH}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$,

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-COOH}$

- c) $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-COOH}$

18. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un nitrilo?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
- b) CH_3CONH_2
- c) $\text{CH}_3\text{CH=NOH}$
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$
- e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH=NH}$

19. El compuesto $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ no presenta enlaces formados por el solapamiento de orbitales híbridos:

- a) sp^3sp^3
- b) sp^2sp^3
- c) sp^2sp^2
- d) sp^3sp^3

“Nomenclatura orgánica”

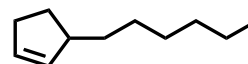
20. La urea es una:

- a) Amina
- b) Cetona
- c) Hormona
- d) Amida

21. ¿Cuál de los siguientes nombres debe darse, correctamente, a la especie química cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$?

- a) 3-Butanona.
- b) 2-Butanona
- c) Butanona
- d) Metilpropanona

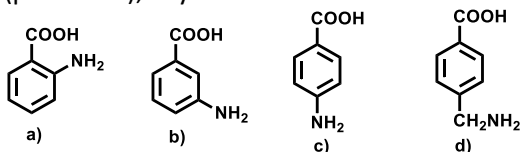
22. El nombre correcto del compuesto de fórmula estructural es, según la nomenclatura IUPAC:



- a) 2-Hexilciclopenteno
- b) 5-Hexilciclopenteno
- c) 1-(2-Ciclopentenil)hexano
- d) 3Hexilciclopenteno

Tema 16: Química Orgánica

23. Algunas lociones utilizadas para protegernos de las quemaduras del sol contienen cierta cantidad de ácido p-aminobenzoico (parabeno), cuya estructura es:



24. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al metanal?

- a) CH_3O
- b) CH_2O
- c) CHO
- d) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

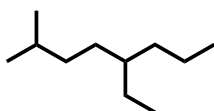
25. La fórmula de la anilina es:

- a) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
- b) $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$
- c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
- d) $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$

26. Un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Indicar su nombre entre los siguientes:

- a) Etanal
- b) Etanol
- c) Etano
- d) Ácido etanoico

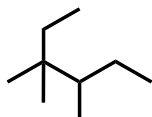
27. El nombre sistemático de la sustancia:



Es:

- a) 5-Etil-2-metiloctano
- b) 2-Metil-5-etiloctano
- c) 2-Metil-5-propilheptano
- d) 1,6-Dimetil-3-etilheptano

28. El nombre de este hidrocarburo es:



Es:

- a) 3,4-Dimetil-4-etilpentano
- b) Isopropilpentano
- c) 3,3,4-Trimetilhexano
- d) 2,3-Dimetil-2-etilpentano

29. Una sustancia orgánica con fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ podría ser:

- a) Fenol
- b) Acetona
- c) Ácido propanoico
- d) Isopropanol

30. La fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ corresponde a:

- a) Glicerina
- b) Ácido propanoico
- c) Hemiglucosa levógira
- d) Propanona

31. La anilina es:

- a) Un alcohol
- b) Un aldehído
- c) Una amina
- d) Una cetona

32. La fórmula $\text{CH}_3\text{-CONH}_2$ corresponde a:

- a) Amida del ácido fórmico
- b) Acetamida
- c) Ácido acetánico
- d) Acetonitrilo

33. Respecto al compuesto que tiene de fórmula $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-COOH}$ puede decirse que:

- a) Se trata de un aldehído, de nombre 3butenal.
- b) Es isómero de la butanona.
- c) Su nombre es ácido 1butenoico.
- d) Estamos hablando de un ácido carboxílico.

34. La fórmula empírica $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ corresponde a:

- a) 1-butanol
- b) 2-butanol
- c) éter etílico
- d) Cualquiera de los tres anteriores compuestos.

35. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es VERDADERA?

- a) $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$: 2butanol
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$: ácido butanoico
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$: etilamida
- d) $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_3$: cloropropano

Tema 16: Química Orgánica

“Isomería orgánica”

36. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$?

- a) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{OH}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
- c) $\text{CH}_2\text{=CH-COOH}$
- d) $\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$

37. El número de isómeros de la especie química de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

38. ¿Cuántos isómeros estructurales le corresponden a la fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}_3$?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

39. ¿Cuántos isómeros le corresponden a la fórmula molecular C_5H_{12} ?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

40. ¿Cuántos isómeros estructurales de fórmula molecular C_8H_{10} contienen un anillo bencénico?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

41. ¿De cuál de los siguientes compuestos orgánicos se puede decir que no presenta isómeros?

- a) 1,1-Dicloroetano
- b) Butano
- c) Ácido 2-hidroxipropanoico
- d) Propano

42. ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos etanol y éter metílico?

- a) Posición
- b) Función

- c) Óptica
- d) Geométrica

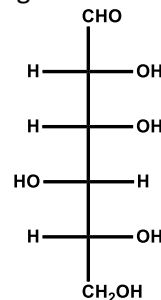
43. En los siguientes compuestos orgánicos ¿cuál o cuáles presentan isomería cis/trans?

- i) 1,2,3-Propanotriol
- ii) 1,2-Dibromoetano
- iii) Propanoamida
- a) 1,2,3-Propanotriol y 1,2-Dibromoetano
- b) 1,2-Dibromoetano
- c) Propanoamida y 1,2,3-Propanotriol
- d) 1,2,3-Propanotriol

44. ¿Cuántos isómeros estructurales diferentes tiene el compuesto diclorobutano?

- a) 6
- b) 9
- c) 4
- d) 5
- e) Ninguna de las anteriores.

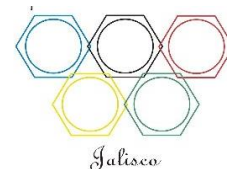
45. ¿Cuántos carbonos asimétricos están presentes en la glucosa?



- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 6

46. Dos compuestos orgánicos son isómeros ópticos cuando al compararlos:

- a) Las moléculas no son imágenes especulares entre sí.
- b) Ninguna ejerce actividad óptica sobre el plano de la luz polarizada.
- c) Las moléculas son imágenes especulares entre sí y desvían el plano de la luz polarizada.
- d) La molécula de uno es la imagen especular superponible del otro.



Tema 16: Química Orgánica

47. De los siguientes compuestos:

- 1) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$
- 2) $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$

¿Cuáles presentan isomería óptica?

- a) 1, 3 y 4
- b) 2 y 3
- c) 2 y 4
- d) 3 y 4

48. El compuesto orgánico $\text{C}_2\text{H}_4\text{ClF}$ presenta:

- a) Isomería cis-trans
- b) Isomería óptica
- c) Cuatro isómeros
- d) Dos isómeros
- e) No presenta isomería

49. El número de compuestos orgánicos que responden a la fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, sin tener en cuenta los estereoisómeros, es:

- a) 4
- b) 3
- c) 7
- d) 6
- e) 9

50. ¿Cuál es el número total de isómeros de un compuesto de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$?

- a) 4.
- b) 5
- c) 6
- d) 8

51. Indica que tipo de isomería presenta el siguiente compuesto orgánico:



- a) Isomería cis-trans
- b) Cuatro isómeros
- c) Isomería óptica
- d) Tres isómeros
- e) No presenta isomería

52. ¿Cuántos isómeros diferentes se formarán en la reacción de nitración del o-xileno (1,2-dimetilbenceno)?

- a) 2
- b) 3
- c) 4

d) 1

e) No se formará ningún isómero diferente.

53. La fórmula empírica C_6H_{14} corresponde a un hidrocarburo:

- a) Saturado de cadena abierta.
- b) Saturado cíclico.
- c) Que contiene dos dobles enlaces C-C.
- d) Que contiene un triple enlace C-C.

54. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?

- a) 2-bromo-2-clorobutano
- b) 2-metilpropano
- c) 2,2-dimetil-1-butanol
- d) 2,2,4-trimetilpentano

55. ¿Cuál de los isómeros, cis y trans, del 1,2-dicloroetano posee momento dipolar?

- a) cis
- b) trans
- c) ninguno
- d) ambos

56. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del butanal?

- a) 2-butanol
- b) butanona
- c) ácido butanoico
- d) etilmetiléter

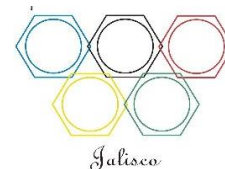
“Reacciones orgánicas”

57. ¿Cuál de las siguientes especies puede reducirse hasta un alcohol secundario?

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COCl}$
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$
- e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

58. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos orgánicos pudo haberse formado por reacción de un alcohol primario y un ácido carboxílico?

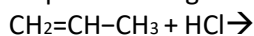
- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$
- e) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{OCH}_3$



Tema 16: Química Orgánica

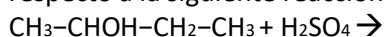
- f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
g) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{OCH}_3$

59. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:



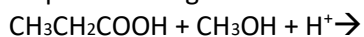
- a) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropano.
b) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 1-cloropropano.
c) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropeno y es isómero de posición del producto minoritario.
d) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 3-cloropropeno y es isómero geométrico del producto minoritario.

60. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:



- a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción mayoritario es el butano.
b) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 2buteno.
c) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 3buteno.
d) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el butano.

61. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:



- a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
b) Es una reacción de condensación y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
c) Es una reacción de adición y el producto de reacción es el acetato de propilo.
d) En las condiciones que se indican no hay reacción.

62. Nombra los productos obtenidos en cada una de las siguientes reacciones:

- i) Reducción catalítica de la 3-pentanona.
ii) Hidrólisis del acetonitrilo.
a) i) ácido 3-pentanoico ii) ácido acetónico
b) i) 3-pentanol ii) ácido acético
c) i) 3-pentanal ii) etanol
d) i) 3-pentanol ii) ácido fórmico

63. La siguiente reacción: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$, es del tipo:

- a) Ácido-base
b) Oxidación-reducción
c) Adición
d) Eliminación
e) Sustitución

64. Señale el producto de la siguiente reacción: 2-metil-2-buteno + $\text{HCl} \rightarrow$

- a) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}=\text{CHClCH}_3$
b) $(\text{CH}_3)_2\text{CClCH}=\text{CH}_2$
c) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$
d) $(\text{CH}_3)_2\text{CClCH}_2\text{CH}_3$
e) No reaccionan.

65. El producto mayoritario obtenido al deshidratar el 2-metil-3-pentanol en medio ácido es:

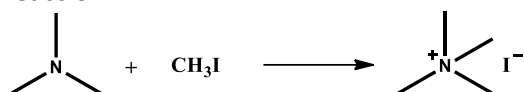
- a) Un alcano con el mismo número de átomos de carbono.
b) Un alqueno que puede presentar isomería geométrica.
c) Un alqueno que no puede presentar isomería geométrica.
d) Ninguno ya que en esas condiciones no tiene lugar la deshidratación.
e) Un alquino con el mismo número de átomos de carbono.

66. El 3-metil-4-penten-1-ol al reaccionar con ácido sulfúrico a 180°C produce:

- a) Un compuesto que presenta actividad óptica.
b) 3-metil-1,4-pentadieno
c) Un éter
d) Un diol

Tema 16: Química Orgánica

67. Indica de qué tipo es la siguiente reacción:



- a) Adición
- b) Eliminación
- c) Sustitución
- d) Oxidación-reducción
- e) Deshidratación

68. Indica cuál es la respuesta correcta respecto de la siguiente reacción:



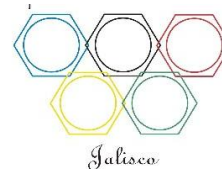
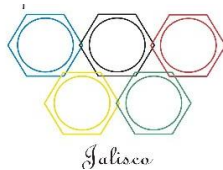
- a) Es una reacción de eliminación y el producto mayoritario es el 2-propenoato de metilo.
- b) Es una reacción de sustitución y el producto mayoritario es el propanol.
- c) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son ácido propanoico y metóxido de sodio.
- d) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son propanoato de sodio y metanol.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

69. El producto mayoritario que se obtendrá al deshidratar el 1-metilciclohexan-1-ol es:

- a) 3-Metilciclohexeno
- b) Metilenciclohexeno
- c) 1-Metilciclohexeno
- d) 4-Metilciclohexeno
- e) Ciclopentanol

70. La acetona puede obtenerse por la oxidación del alcohol:

- a) Metanol
- b) 1-Propanol
- c) Etanol
- d) 2-Propanol



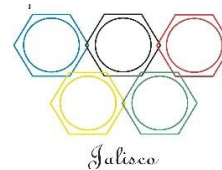
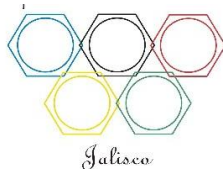
Respuestas

Tema 1: Concepto "mol" y leyes ponderales de la química											
1	e	11	c	21	b	31	a	41	c	51	d
2	b	12	b	22	c	32	b	42	d	52	b
3	c	13	a	23	c	33	d	43	b	53	b
4	b	14	a	24	d	34	c	44	b	54	d
5	a	15	d	25	c	35	d	45	d	55	c
6	c	16	b	26	c	36	c	46	b	56	c
7	c	17	c	27	b	37	d	47	c	57	b
8	a	18	c	28	b	38	d	48	c	58	
9	a	19	a	29	e	39	e	49	c	59	
10	b	20	c	30	d	40	d	50	c	60	

Tema 2: Gases									
1	c	11	a	21	d	31	b	41	c
2	b	12	c	22	b	32	a	42	
3	d	13	d	23	c	33	b	43	
4	b	14	b	24	a	34	c	44	
5	d	15	b	25	d	35	a	45	
6	b	16	b	26	d	36	c	46	
7	b	17	a	27	c	37	a	47	
8	c	18	d	28	c	38	d	48	
9	d	19	c	29	d	39	b	49	
10	b	20	c	30	c	40	a	50	

Tema 3: Disoluciones					
1	c	11	d	21	a
2	b	12	a	22	e
3	c	13	d	23	b
4	d	14	a	24	d
5	b	15	a	25	a
6	b	16	c	26	e
7	d	17	a	27	c
8	d	18	c	28	
9	a	19	c	29	
10	d	20	d	30	

Respuestas

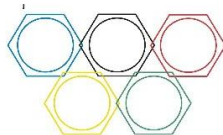


Tema 4: Reacciones Químicas									
1	c	11	b	21	c	31	c	41	b
2	d	12	c	22	a	32	d	42	a
3	b	13	d	23	c	33	c	43	a
4	d	14	d	24	a	34	d	44	b
5	b	15	b	25	c	35	b	45	a
6	b	16	b	26	c	36	a	46	c
7	c	17	b	27	b	37	d	47	
8	b	18	b	28	b	38	b	48	
9	c	19	a	29	d	39	d	49	
10	b	20	c	30	a	40	a	50	

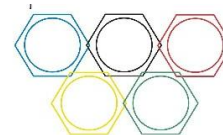
Tema 5: Termoquímica y Termodinámica							
1	e	11	a	21	b	31	c
2	e	12	b	22	a	32	d
3	b	13	a	23	b	33	c
4	e	14	c	24	b	34	c
5	c	15	e	25	d	35	d
6	b	16	d	26	d	36	d
7	a	17	d	27	a	37	a
8	a	18	a	28	d	38	c
9	c	19	d	29	a	39	a
10	d	20	b	30	b	40	

Tema 6: Equilibrio Químico											
1	d	11	c	21	d	31	d	41	e	51	b
2	b	12	b	22	a	32	d	42	b	52	d
3	a	13	c	23	b	33	c	43	e	53	c
4	d	14	d	24	a	34	a	44	c	54	a
5	c	15	b	25	b	35	d	45	d	55	b
6	d	16	d	26	c	36	d	46	a	56	c
7	b	17	d	27	b	37	b	47	d	57	a
8	a	18	c	28	c	38	d	48	b	58	b
9	a	19	b	29	a	39	c	49	b	59	c
10	c	20	d	30	d	40	d	50	c	60	e

Respuestas



Jalisco



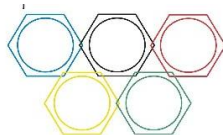
Jalisco

Tema 7: Cinética Química											
1	c	11	c	21	b	31	d	41	b	51	c
2	c	12	d	22	b	32	c	42	d	52	d
3	d	13	a	23	c	33	c	43	b	53	c
4	b	14	c	24	a	34	c	44	c	54	d
5	c	15	c	25	c	35	c	45	a	55	c
6	b	16	e	26	d	36	d	46	b	56	d
7	b	17	c	27	d	37	b	47	d	57	
8	a	18	c	28	c	38	d	48	c	58	
9	a	19	b	29	c	39	c	49	d	59	
10	c	20	a	30	c	40	b	50	d	60	

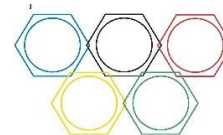
Tema 8: Equilibrios Ácido-Base													
1	a	11	b	21	a	31	b	41	b	51	d	61	d
2	b	12	c	22	c	32	b	42	b	52	d	62	a
3	c	13	d	23	c	33	a	43	c	53	c		
4	c	14	d	24	a	34	b	44	a	54	e		
5	d	15	c	25	c	35	c	45	e	55	a		
6	c	16	b	26	c	36	a	46	a	56	e		
7	a	17	d	27	b	37	c	47	d	57	c		
8	d	18	b	28	e	38	b	48	b	58	a		
9	b	19	d	29	a	39	d	49	c	59	d		
10	e	20	b	30	c	40	a	50	b	60	a		

Tema 9: Equilibrios de solubilidad					
1	e	11	a	21	a
2	d	12	c	22	a
3	d	13	a	23	b
4	d	14	d	24	c
5	c	15	c	25	a
6	b	16	d	26	d
7	c	17	d	27	
8	a	18	a	28	
9	c	19	e	29	
10	c	20	b	30	

Respuestas



Jalisco



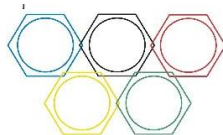
Jalisco

Tema 10: Electroquímica											
1	b	11	a	21	d	31	d	41	c	51	d
2	d	12	d	22	c	32	b	42	d	52	a
3	c	13	b	23	d	33	b	43	d	53	c
4	c	14	b	24	c	34	e	44	c	54	a
5	c	15	d	25	e	35	b	45	e	55	d
6	a	16	d	26	c	36	a	46	c	56	b
7	c	17	d	27	b	37	b	47	d	57	a
8	b	18	b	28	a	38	e	48	b	58	d
9	c	19	d	29	b	39	c	49	c	59	c
10	b	20	d	30	b	40	a	50	c	60	c

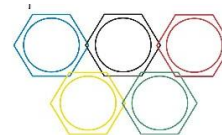
Tema 11: Estructura Atómica											
1	d	11	d	21	c	31	c	41	c	51	b
2	b	12	c	22	c	32	d	42	c	52	a
3	a	13	b	23	c	33	c	43	b	53	c
4	c	14	e	24	c	34	d	44	d	54	
5	b	15	b	25	d	35	b	45	c	55	
6	b	16	d	26	b	36	d	46	e	56	
7	a	17	b	27	c	37	d	47	c	57	
8	b	18	d	28	b	38	d	48	e	58	
9	e	19	d	29	c	39	a	49	a	59	
10	d	20	c	30	c	40	c	50	a	60	

Tema 12: Sistema periódico							
1	d	11	b	21	a	31	c
2	b	12	e	22	c	32	a
3	c	13	d	23	c	33	b
4	c	14	d	24	b	34	e
5	d	15	b	25	d	35	c
6	a	16	d	26	d	36	b
7	d	17	b	27	b	37	
8	c	18	c	28	c	38	
9	d	19	c	29	b	39	
10	b	20	a	30	b	40	

Respuestas



Jalisco



Jalisco

Tema 13: Enlace químico I y Geometría molecular

1	a	11	a	21	c	31	b	41	d	51	d	61	d
2	c	12	d	22	a	32	c	42	b	52	cyd	62	c
3	a	13	d	23	c	33	b	43	c	53	c	63	b
4	b	14	c	24	d	34	c	44	b	54	c	64	c
5	d	15	b	25	a	35	c	45	c	55	c	65	c
6	c	16	d	26	a	36	a	46	d	56	ayc	66	cye
7	c	17	b	27	c	37	c	47	b	57	c	67	c
8	a	18	d	28	e	38	c	48	b	58	c	68	e
9	a	19	a	29	a	39	c	49	b	59	a	69	a
10	b	20	b	30	a	40	b	50	a	60	c		

Tema 14: Enlace Químico II y Propiedades Físicas

1	a	11	a	21	d	31	b	41	e
2	d	12	c	22	a	32	b	42	b
3	d	13	d	23	a	33	b	43	b
4	b	14	c	24	e	34	c	44	
5	b	15	c	25	b	35	c	45	
6	d	16	e	26	e	36	e	46	
7	b	17	a	27	a	37	c	47	
8	a	18	b	28	c	38	e	48	
9	d	19	d	29	d	39	d	49	
10	d	20	d	30	b	40	d	50	

Tema 15: Química nuclear

1	c	4	d	7	b	10	b	13	b
2	d	5	a	8	a	11	b	14	
3	a	6	c	9	c	12	c	15	

Tema 16: Química Orgánica

1	b	11	b	21	c	31	b	41	d	51	c	61	b
2	d	12	d	22	c	32	b	42	b	52	a	62	b
3	a	13	b	23	c	33	d	43	b	53	a	63	e
4	a	14	d	24	b	34	d	44	b	54	c	64	d
5	d	15	e	25	b	35	a	45	b	55	a	65	c
6	b	16	b	26	a	36	a	46	c	56	b	66	b
7	d	17	d	27	a	37	b	47	c	57	d	67	c
8	b	18	d	28	c	38	b	48	d	58	a	68	d
9	d	19	d	29	b	39	d	49	b	59	a	69	c
10	e	20	d	30	a	40	c	50	a	60	b	70	d

Respuestas