

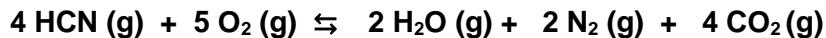
GUIA PREPARACIÓN II PEP

Dra. Andrea Valdebenito

1. Si a 150 °C la reacción $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2\text{(g)}$ tiene una constante de equilibrio $K_c = 3,20$. ¿Cuál será el volumen en litros de la vasija en la que tiene lugar la reacción, **si en el equilibrio** hay 1,0 mol de $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ y 2,0 moles de $\text{NO}_2\text{(g)}$:

- A. 0,80 L
- B. 0,625 L
- C. 1,25 L
- D. 1,60 L
- E. 1,11 L

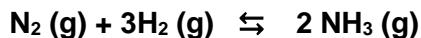
2. Para el equilibrio gaseoso:



La constante K_c , a 200°C, vale 40. El **valor de K_p** es:

- A. 0,025
- B. 1,03
- C. 2,44
- D. 103
- E. 656

3. El método Haber-Bosch para obtener amoníaco queda representado por la siguiente ecuación:



Se puede afirmar que la producción de amoníaco se favorece si:

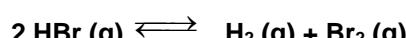
- I. Se aumenta la presión
 - II. Se agrega N_2 a la reacción
 - III. El amoníaco producido se retira del sistema a medida que se produce.
- A. sólo I
 - B. sólo III
 - C. I y III
 - D. I y II
 - E. I, II y III

4. Por descomposición del NaHCO₃ se obtienen:



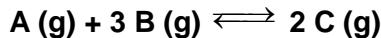
Si un matraz de 2 L, a 100 °C, contiene inicialmente 3,0 moles de NaHCO₃; 3,0 moles de Na₂CO₃; 0,02 moles de H₂O y 0,04 moles de CO₂, es **posible afirmar** que: ($K_c = 2,0 \cdot 10^{-4}$ a 100 °C)

- A. Nunca se alcanzará el equilibrio.
- B. La reacción se encuentra en equilibrio.
- C. Para alcanzar el equilibrio la reacción se desplazará hacia la izquierda.
- D. Para alcanzar el equilibrio la reacción se desplazará hacia la derecha.
- E. Para alcanzar el equilibrio la reacción necesita de un catalizador.
5. En un recipiente de 1,00 L se introduce 1,00 mol de H₂ y 1,00 mol de Br₂ y se deja que el sistema alcance el equilibrio. Si el valor de la constante K_c para el equilibrio que se indica es 0,0400 La **concentración de Br₂** en el estado de equilibrio, en **mol/L** es:



- A. 0,150
- B. 0,286
- C. 0,324
- D. 0,714
- E. 1,826

6. En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 2,00 moles del compuesto A y 1,00 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, la concentración molar de B es igual a la de C. La **concentración molar de A**, en el equilibrio, será:

- A. 0,02
- B. 0,12
- C. 0,18
- D. 0,20
- E. 0,40

7. Ordene las siguientes soluciones en orden **CRECIENTE** de pH:

A: Solución de $\text{OH}^- = 3,4 \times 10^{-2}$ M

B: Solución de $\text{pOH} = 2,1$

C: Solución de $\text{H}^+ = 1,8 \times 10^{-5}$ M

D: Solución de $\text{pH} = 4,0$

- A. $\text{A} < \text{D} < \text{C} < \text{B}$
- B. $\text{D} < \text{A} < \text{C} < \text{B}$
- C. $\text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{D}$
- D. $\text{D} < \text{C} < \text{A} < \text{B}$
- E. $\text{D} < \text{C} < \text{B} < \text{A}$

8. En la siguiente reacción: $\text{HS}^-_{(\text{ac})} + \text{NH}_3_{(\text{ac})} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}_{(\text{ac})} + \text{NH}_4^+_{(\text{ac})}$, las especies que se comportan como **ácido y ácido conjugado** son:

- A. HS^- y NH_3
- B. HS^- y NH_4^+
- C. HS^- y S^{2-}
- D. NH_3 y NH_4^+
- E. NH_3 y S^{2-}

9. Una solución $5,0 \times 10^{-2}$ mol/L de ácido bromhídrico (HBr) tiene un pH de 5,40 a 25º C.



El valor de K_a será:

- A. $7,96 \times 10^{-5}$
- B. $1,78 \times 10^{-5}$
- C. $3,20 \times 10^{-10}$
- D. $1,58 \times 10^{-11}$
- E. $1,26 \times 10^{-12}$

10. Se necesita neutralizar completamente 35,00 mL de H_2SO_4 0,737 M con KOH 0,827 M. El volumen de KOH, en mL, que se necesita es:



- A. 70,0
- B. 62,4
- C. 35,0
- D. 31,2
- E. 25,8

11. El pH de una disolución de Ca(OH)_2 ($K_b = \infty$) $5,0 \times 10^{-3}$ M es:



- A. 13,70
- B. 12,00
- C. 8,70
- D. 7,00
- E. 2,00

12. La masa, en gramos, de KOH ($K_b = \infty$; MM = 56 g/mol) necesaria para preparar 1,50 L de una solución de pH 13 es:



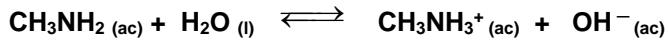
- A. $8,4 \times 10^{-3}$
- B. 0,08
- C. 0,58
- D. 0,84
- E. 8,40

13. Una solución 0,10 M del ácido monoprótico HA tiene un porcentaje de disociación del 4,20 %. Su K_a será:



- A. $4,22 \cdot 10^{-3}$
- B. $8,00 \cdot 10^{-3}$
- C. $2,38 \cdot 10^{-3}$
- D. $1,76 \cdot 10^{-4}$
- E. $1,25 \cdot 10^{-4}$

14. Un estudiante preparó una solución 0,18 M de la base metilamina, y midió el pH igual a 11,94. La K_b de la base es:



- A. $9,0 \times 10^{-2}$
- B. $4,4 \times 10^{-4}$
- C. $3,1 \times 10^{-5}$
- D. $9,5 \times 10^{-8}$
- E. $3,8 \times 10^{-7}$

15. Una tableta contra la acidez estomacal, contiene MgCO_3 (MM=84,3 g/mol) como principio activo, requirió 24,5 mL de HCl 0,0932 M para su neutralización, según la siguiente ecuación **NO balanceada**:



La masa de MgCO_3 , en g, que contenía la tableta es:

- A. 0,023
- B. 0,096
- C. 0,113
- D. 1,140
- E. 0,250

16. El ingrediente activo de la aspirina es el ácido acetilsalicílico, $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ (MM=180 g/mol), un ácido monoprótico con $K_a = 3,3 \times 10^{-4}$ a 25°C. El **pH de una solución** obtenida disolviendo dos tabletas de aspirina, cada una con 325 mg de ácido acetilsalicílico, en 100 mL de agua es:



- A. 1,44
- B. 2,64
- C. 1,34
- D. 1,74
- E. 0,036

17. El **pH de una solución amortiguadora** formada por CH_3COOH 0,4 M y CH_3COONa 0,2 M. Sabiendo que el valor de $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ es:

- A. 7,00
- B. 4,44
- C. 5,32
- D. 3,66
- E. 2,57

18. El pH de un sistema amortiguador formado por NH₃ 0,15 M ($K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$) y NH₄Cl 0,35 M es:

- A. 6,75
- B. 7,34
- C. 9,43
- D. 8,88**
- E. 5,12

19. En un experimento de valoración, 12,5 mL de H₂SO₄ ($K_a \rightarrow \infty$) 0,50 M neutraliza a 50 mL de NaOH ($K_b \rightarrow \infty$). La concentración de la disolución de NaOH es:



- A. 0,13 M
- B. 0,25 M**
- C. 0,34 M
- D. 0,41 M
- E. 0,50 M

20. De las siguientes reacciones químicas

- I. $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
- II. $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- III. $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$
- IV. $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

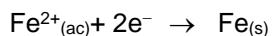
Las reacciones redox es o son:

- A. I
- B. II
- C. III
- D. I y II
- E. I, III y IV**

21. Para la reacción siguiente determine el potencial de la pila y decida si ocurre de manera espontánea tal como está escrita:



$$E^\circ = + 1,358 \text{ V}$$



$$E^\circ = - 0,440 \text{ V}$$

- A. - 0,818 V, espontánea
- B. - 0,918 V, espontánea
- C. + 0,918 V, no espontánea
- D. - 1,798 V, no espontánea
- E. + 1,798 V, espontánea

22. El estado de oxidación de los átomos de cloro en los siguientes compuestos Cl_2 , ClO^- y ClO_4^- , son respectivamente:

- A. - 1, + 1 y + 5
- B. 0, - 1 y - 5
- C. 0, + 1 y + 7
- D. 0, - 1 y - 7
- E. + 1, - 1 y - 5

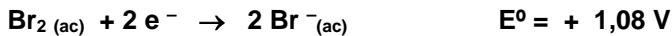
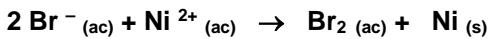
23. Al igualar la siguiente ecuación en medio ácido, $\text{S}^{2-} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{S} + \text{Mn}^{2+}$

- A. Hay 10 H^+ entre los reactivos
- B. Hay 12 H^+ entre los productos
- C. Hay 6 H^+ entre los reactivos
- D. Hay 8 H_2O entre los productos
- E. Hay 6 H_2O entre los productos.

24. El coeficiente estequiométrico y la ubicación del H_2O en la siguiente reacción redox, igualada en medio básico es: $\text{Cr}^{+3} + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{CrO}_4^{-2} + \text{Cl}^-$

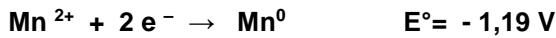
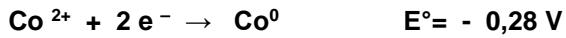
- A. 8 H_2O a la derecha
- B. 3 H_2O a la izquierda
- C. 5 H_2O a la izquierda
- D. 5 H_2O a la derecha
- E. 3 H_2O a la derecha

25. Dados los potenciales de reducción, puede afirmarse que la siguiente reacción:



- A. No es espontánea, con potencial -0,82 V
- B. Es espontánea, con potencial 0,82 V
- C. No es espontánea, con potencial -1,34 V
- D. Es espontánea, con potencial 1,34 V
- E. Es espontánea, con potencial -1,34 V

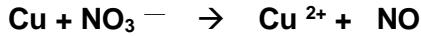
26. Dados los potenciales normales de reducción de los pares:



El mejor agente oxidante y reductor, respectivamente son:

- A. Hg^0 y Mn^{2+}
- B. Hg^0 y Mn^0
- C. Cu^+ y Co^0
- D. Hg^{2+} y Mn^{2+}
- E. Hg^{2+} y Mn^0

27. Al igualar la siguiente ecuación en medio básico:



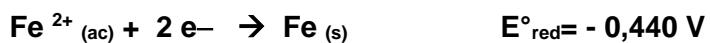
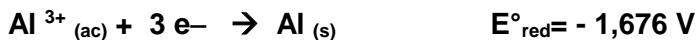
La suma de todos los coeficientes será igual a:

- A. 6
- B. 7
- C. 8
- D. 11
- E. 22

28. Para la siguiente pila:



Los potenciales normales de reducción son:



El potencial de la pila a estas concentraciones es:

- A. + 2,12 V
- B. + 1,84 V
- C. + 1,24 V
- D. - 1,25 V
- E. - 1,42 V

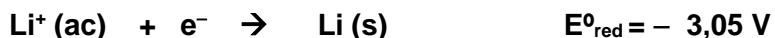
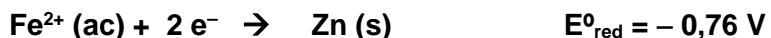
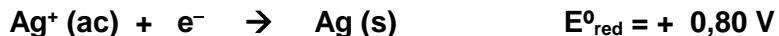
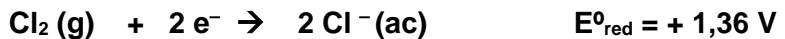
29. La reacción entre el óxido de plomo (IV) (PbO_2) con bromo (Br_2), es la siguiente:



Al igualar la reacción en medio básico, se puede aseverar que:

- I. Se requieren 2 OH^- a la derecha para el balance de la ecuación.
 - II. El PbO_2 es el agente reductor y el BrO_3^- el agente oxidante.
 - III. En el balance global de la ecuación, queda 1 molécula de H_2O a la derecha.
 - IV. El número de electrones involucrados en el proceso redox es 10.
- A. II y III
 - B. III y IV
 - C. II y IV
 - D. I, II y III
 - E. II , III y IV

30. Según los siguientes potenciales estándares de reducción:



- I. Los mejores agentes oxidante y reductor son: Li(s) y Ag⁺
- II. Los mejores agentes oxidante y reductor Cl₂ y Li(s)
- III. Una reacción entre Cl₂ y Ag(s) dará una reacción espontánea
- IV. La mejor pila sería conformada entre Cl₂ y Li(s)

A. Todas

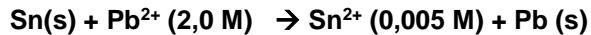
B. II y III

C. I y IV

D. II, III y IV

E. I, II, III

31. Se construye la siguiente pila:



Los potenciales de reducción son:



El E_{pila} que tendría a esas concentraciones molares, en V, es:

A. + 0,010

B. + 0,087

C. - 0,087

D. - 0,133

E. - 0,266