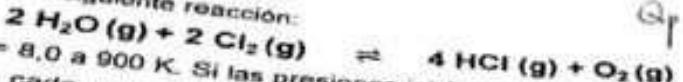


$$\frac{Q_p}{K_p} = \frac{P_{HCl}^4 P_{O_2}}{P_{H_2O}^2 P_{Cl_2}^2} = \frac{0,21^4 \cdot 0,21}{0,102 \cdot 0,102} = \frac{4,8 \times 10^{-4}}{1,2 \times 10^{-4}}$$

$$Q_p = 4,8 > 8,0 K_p$$

$$R_a = P$$

1. Para la siguiente reacción:



$K_p = 8,0$ a 900 K. Si las presiones iniciales de H_2O y Cl_2 son 0,10 atm cada una y las presiones de HCl y O_2 son 0,25 atm. La aseveración correcta es:

- A. $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- B. $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- C. $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- D. $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- E. La reacción está en equilibrio.

2. Suponiendo que en la siguiente reacción se ha alcanzado el equilibrio: $PbS(s) + 3 O_2(g) \rightleftharpoons 2 PbO(s) + 2 SO_2(g)$

Para que aumenta la cantidad de SO_2 es necesario:

- I. Introducir O_2 ✓
- II. Retirar O_2 ✗
- III. Disminuir el volumen PT ✓
- IV. Aumentar la presión ✓

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

FILA C

Cuando se calienta carbamato de amonio ($NH_4CO_2NH_2$) se descompone de acuerdo a la siguiente ecuación



A determinada temperatura, la presión del sistema en equilibrio es 0,318 atm. El K_p de la reacción es:

- A. 210,08
- B. $1,06 \times 10^{-1}$
- C. $2,12 \times 10^{-1}$
- D. $3,18 \times 10^{-1}$
- E. $4,76 \times 10^{-3}$

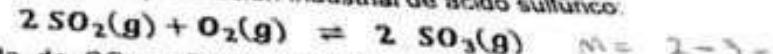
$$K_p = P_{NH_3} \cdot P_{CO_2}$$

$$K_p = (0,212)^2 \cdot 0,318$$

$$K_p = 4,8 \times 10^{-3}$$

$$0,318^2 / 3 \\ 0,106^2 \cdot m$$

4. La reacción entre el dióxido de azufre gaseoso y el oxígeno es uno de los pasos en la producción industrial de ácido sulfúrico.



Una mezcla de SO_2 y O_2 se mantuvo a 800 K hasta que el sistema alcanzó el equilibrio. En ese momento la mezcla contiene $5,0 \times 10^{-2}$ M de SO_3 , $3,5 \times 10^{-3}$ M de O_2 y $3,0 \times 10^{-3}$ M de SO_2 . El valor de K_c y K_p a esta temperatura, son respectivamente:

- A. $K_c = K_p = 1,5 \times 10^3$
- B. $K_c = 7,9 \times 10^4$ y $K_p = 1,2 \times 10^3$
- C. $K_c = 1,2 \times 10^3$ y $K_p = 7,9 \times 10^4$
- D. $K_c = 8,4 \times 10^4$ y $K_p = 1,5 \times 10^3$
- E. $K_c = 5,6 \times 10^4$ y $K_p = 4,2 \times 10^3$

$$K_c = \frac{(SO_3)^2}{(SO_2)^2 (O_2)} = \frac{(5,0 \times 10^{-2})^2}{(3,0 \times 10^{-3})^2 (3,5 \times 10^{-3})} = 1,6 \times 10^4$$

1

COORDINACION DE QUIMICA GENERAL PARA FING | 1 SEMESTRE

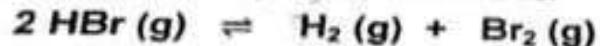
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 7,8 \times 10^4 (0,0821 \times 800)^{-1} = 1,2 \times 10^3$$

5. En el proceso de producción de hidrógeno mediante el reformado con vapor de metano, la siguiente reacción juega un papel clave.
- $$H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$$

Si se contactan 0,10 mol de H_2O y 0,10 mol de CO a 700 K en un recipiente de 100 mL permitiendo que se alcance el equilibrio ($K_c = 0,106$ a 700 K), la fracción molar de hidrógeno en la mezcla en equilibrio es:

- A. 0,75 $H_2 + CO_2 \rightleftharpoons H_2O + CO$
 B. 0,27 $\begin{matrix} O \\ O \end{matrix}$ $\begin{matrix} M \\ M \end{matrix}$ $\begin{matrix} M \\ M \end{matrix}$
 C. 0,38 $\begin{matrix} +X \\ +X \end{matrix}$ $\begin{matrix} -X \\ -X \end{matrix}$ $\begin{matrix} -X \\ -X \end{matrix}$
 D. 0,13 $\begin{matrix} XM \\ XM \end{matrix}$ $\begin{matrix} (1-X)M \\ (1-X)M \end{matrix}$ $\begin{matrix} (1-X)M \\ (1-X)M \end{matrix}$
 E. 0,25 $K_c = \frac{[H_2O][CO]}{[H_2][CO_2]} = \frac{(1-X)^2}{X^2} = 0,106 / \sqrt{ }$

6. En un recipiente de 1,00 L se introduce 1,00 mol de H_2 y 1,00 mol de Br_2 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 Br_2 en el equilibrio, en mol/L es:



- A. 0,150 $\begin{matrix} O \\ O \end{matrix}$ $\begin{matrix} 1M \\ 1M \end{matrix}$ $\begin{matrix} 2M \\ 2M \end{matrix}$
 B. 0,286 $\begin{matrix} +2X \\ +2X \end{matrix}$ $\begin{matrix} -X \\ -X \end{matrix}$ $\begin{matrix} -X \\ -X \end{matrix}$
 C. 0,324 $(2X)M$ $(1-X)M$ $(1-X)M$
 D. 0,714
 E. 0,926

$$K_c = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]^2} = \frac{(1-X)^2}{(2X)^2} = 0,04 / \sqrt{ }$$

$$1-X = 0,7$$

21

$$[Br_2] = 1 - 0,71 = 0,29 \text{ M}$$

7. Una solución $5,0 \times 10^{-2}$ mol/L de ácido cianídrico HCN tiene un pH de 5,40 a 25°C.



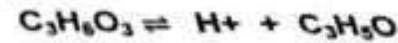
- Su K_a será:
 A. $3,17 \times 10^{-10}$
 B. $1,58 \times 10^{-11}$
 C. $1,26 \times 10^{-12}$
 D. $7,96 \times 10^{-6}$
 E. $1,78 \times 10^{-6}$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 5,40 \\ [H^+] &= 10^{-5,40} \text{ M} \\ [H^+] &= 3,16 \times 10^{-6} \text{ M} \\ [HCN] &= 5 \times 10^{-2} - 4,0 \times 10^{-6} \text{ M} \\ [CN^-] &= 4,0 \times 10^{-6} \text{ M} \end{aligned}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

$$= \frac{(3,16 \times 10^{-6})^2}{(4,0 \times 10^{-6})} = 3,2 \times 10^{-11}$$

8. El pH de una solución de ácido láctico ($C_3H_6O_3$) 0,10 M cuya $K_a = 1,3 \times 10^{-4}$, es:



- A. 1,00
 B. 2,44
 C. 7,00
 D. 11,56
 E. 13,00

$$K_a = \frac{[H^+][C_3H_5O_3^-]}{[C_3H_6O_3]} = \frac{X^2}{(0,10 - X)} = 1$$

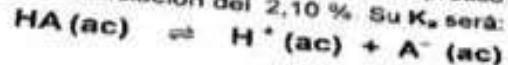
$$X = \sqrt{1,3 \times 10^{-4}}$$

$$X = 3,6 \times 10^{-2}$$

$$\begin{aligned} 2X \\ 1-X = 0,2(2X) \\ 1-X = 0,4X \\ 1 = 1,4X \\ X = 0,71 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log(3,6 \times 10^{-2}) = 2,1$$

9. Una solución 0,10 M del ácido monoprotólico HA tiene un porcentaje de disociación del 2,10 %. Su K_a será:



- A. $47,61$
- B. $2,11 \times 10^{-2}$
- C. $1,19 \times 10^{-3}$
- D. $4,40 \times 10^{-5}$
- E. $4,50 \times 10^{-6}$

$$0,10 \text{ M} \rightarrow 100\%$$

$$X \text{ M} \quad 2,10\%$$

$$0,0021 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(0,0021)^2}{0,098} = 4,5 \times 10^{-5}$$

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

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

$$\text{pH} = 13 \quad \text{pOH} = 1$$

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog} - [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1$$

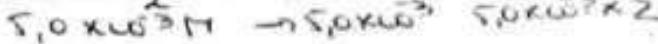
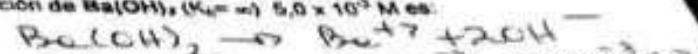
$$\text{mol} = 0,1 \text{ M} \times 1,50 \text{ L}$$

$$m = 0,15 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol}$$

$$m = 8,4 \text{ g}$$

11. El pH de una disolución de Ba(OH)₂ ($K_b = \infty$) 5,0 × 10⁻³ M es:

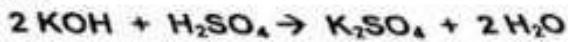
- A. 2,30
- B. 7,00
- C. 8,70
- D. 12,00
- E. 13,70



$$\text{pOH} = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 12$$

12. Se necesita neutralizar completamente 35,00 mL de H₂SO₄, 0,737 M con KOH 0,827 M. El volumen de base, en mL, que se necesita es:



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

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,737 \text{ mol/L} \times 35 \text{ mL} \times 1 =$$

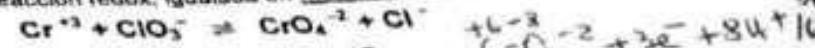
$$m_{\text{KOH}} = 0,026 \text{ mol} \times 2 = 0,052 \text{ mol}$$

$$C = \frac{\text{mol}}{\text{V}} \quad V = \frac{\text{mol}}{C} = \frac{0,052 \text{ mol}}{0,827 \text{ M}}$$

13. Los estados de oxidación del cloro y cromo en los siguientes iones, BrO_3^- y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ son, respectivamente:
- A. +1, +6
 B. +3, +6
 C. +3, +12
 D. +2, +4
 E. +5, +6

Punto 13

15. El coeficiente estequiométrico y la ubicación del H⁺ en la siguiente reacción redox, igualada en medio ácido es:



- A. 10 H⁺ a la derecha
 B. 5 H⁺ a la izquierda
 C. 10 H⁺ a la izquierda
 D. 18 H⁺ a la derecha
 E. 6 H⁺ a la derecha

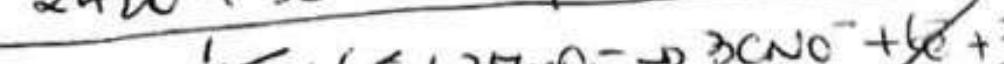
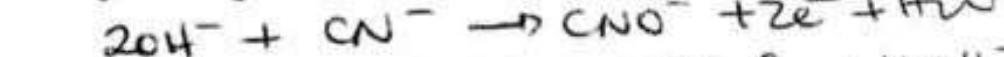
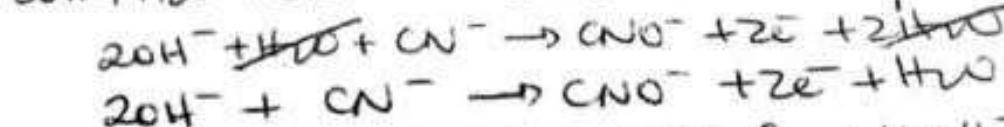
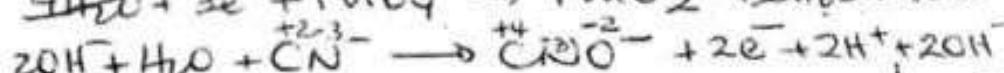
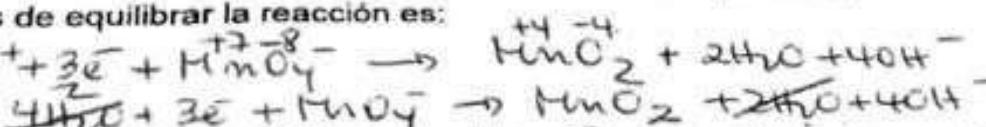
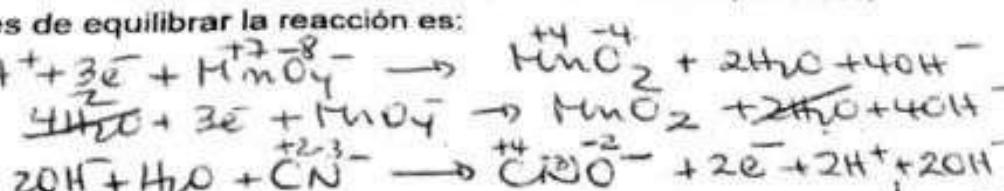


14. Al balancear la siguiente ecuación en medio básico:

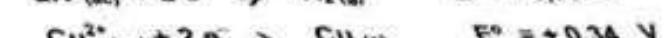
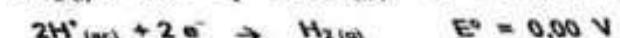
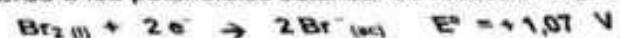


La suma de los coeficientes estequiométricos de los productos, después de equilibrar la reacción es:

- A. 6
 B. 7
 C. 10
 D. 13
 E. 24



16. De acuerdo a los potenciales estándares de reducción siguientes:



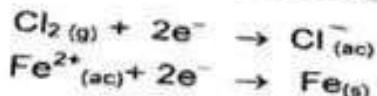
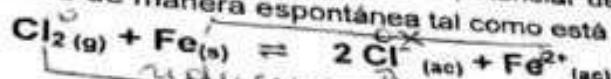
La especie que se podría emplear para oxidar Cu a Cu²⁺, es

- A. Br⁻(aq)
 B. H⁺(aq)
 C. Br₂(l)
 D. Ni²⁺(aq)
 E. Ni(s)

$$\text{E}_{\text{celda}} = 1,07 - 0,28 \\ = 0,73 \text{ V}$$



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



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

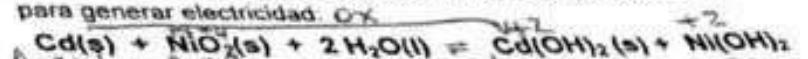
$$E^\circ = -0,440 \text{ V}$$

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

$$\begin{aligned}E_{\text{celular}}^\circ &= 1,358 - (-0,44) \\ &= 1,798 \text{ V}\end{aligned}$$

en forma de

18. La batería de níquel y cadmio (nicad), una "pila seca" recargable que se utiliza en aparatos eléctricos, emplea la siguiente reacción para generar electricidad: Ox



Las sustancias que son agente reductor y agente oxidante respectivamente son:

- A. Cd, oxidante; Ni(OH)_2 , reductor.
- B. $\text{Cd}(\text{OH})_2$, reductor; Ni(OH)_2 , oxidante.
- C. Cd reductor; NiO_2 , oxidante.
- D. Cd oxidante; NiO_2 , reductor.
- E. Cd, reductor; Ni(OH)_2 , oxidante.

Cd (Reductor)
 NiO_2 (Oxidante)