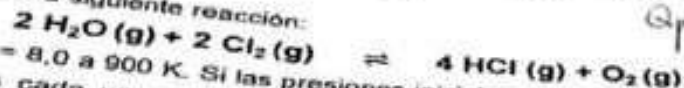


$$Q_p = \frac{P_{HCl}^4 P_{O_2}}{P_{H_2O}^2 P_{Cl_2}^2} = \frac{0,25^4 \cdot 0,25}{0,10^2 \cdot 0,10^2} = \frac{4,8 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}}$$

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

FILA C

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.

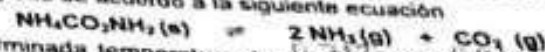
2. Suponiendo que en la siguiente reacción se ha alcanzado el equilibrio: $PbS (s) + 3 O_2 (g) \rightleftharpoons 2 PbO (s) + 2 SO_2 (g)$

Para que aumenta la cantidad de SO_2 es necesario:

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

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

3. 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. $4,76 \times 10^{-3}$

$$K_p = P_{NH_3}^2 \cdot P_{CO_2}$$

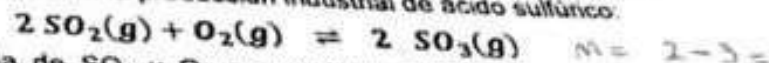
$$K_p = (0,212)^2 \cdot 0,106$$

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

$$0,318 \text{ atm} / 3$$

$$0,106 \text{ atm}$$

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 $K_p = 4,2 \times 10^3$

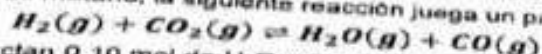
$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = \frac{(5,0 \times 10^{-2})^2}{(3,0 \times 10^{-3})^2 (3,5 \times 10^{-3})}$$

$$K_c =$$

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

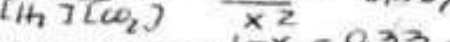
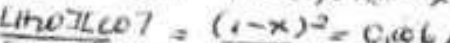
$$= 1,2 \times 10^3$$

5. En el proceso de producción de hidrógeno mediante el reformado con vapor de metano, la siguiente reacción juega un papel clave.



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
B. 0,27
C. 0,38
D. 0,13
E. 0,25



$$x = 0,17$$

$$[\text{H}_2] = 0,17\text{M} \cdot 0,1\text{L} = 0,017\text{mol}$$

$$[\text{CO}_2] = 0,17\text{M} \cdot 0,1\text{L} = 0,017\text{mol}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1 - 0,17 = 0,83\text{M} \cdot 0,1\text{L} = 0,083\text{mol}$$

$$[\text{CO}] = 1 - 0,17 = 0,83\text{M} \cdot 0,1\text{L} = 0,083\text{mol}$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{0,017\text{mol}}{0,2\text{mol}} = 0,085$$

7. Una solución $5,0 \times 10^{-2}$ mol/L de ácido cianhídrico 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. $1,25 \times 10^{-12}$
D. $7,96 \times 10^{-9}$
E. $1,78 \times 10^{-5}$



$$\text{pH} = 5,40$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog}^{-5,40}$$

$$[\text{H}^+] = 4,0 \times 10^{-6}\text{M}$$

$$[\text{HCN}] = 5 \times 10^{-2} - 4,0 \times 10^{-6}$$

$$0,05\text{M}$$

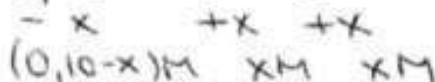
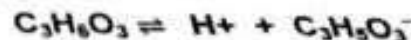
$$[\text{CN}^-] = 4,0 \times 10^{-6}$$

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

$$= \frac{(4,0 \times 10^{-6})^2}{0,05} = 3,2 \times 10^{-10}$$

8. El pH de una solución de ácido láctico ($\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3$) 0,10 M cuyo $K_a = 1,3 \times 10^{-4}$, es:

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



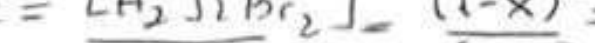
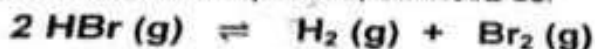
$$x = \sqrt{1,3 \times 10^{-4} \cdot 0,10} = 3,6 \times 10^{-3}$$

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

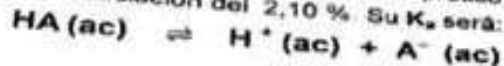
$$\text{pH} = -\log(3,6 \times 10^{-3}) = 2,44$$

$$\text{pH} = -\log(3,6 \times 10^{-3}) = 2,44$$

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:



9. Una solución 0,10 M del ácido monoprótico 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. $4,50 \times 10^{-6}$

$$0,10 M \rightarrow 100\% \\ x M \quad 2,10\% \\ 0,0021 M$$

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

10. La masa, en gramos, de KOH ($K_b = \infty$; $M = 56$ 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. $8,4 \times 10^{-3}$

$$pH = 13 \quad pOH = 1 \\ [OH^-] = \text{antilog} - [OH^-] \\ [OH^-] = 0,1$$

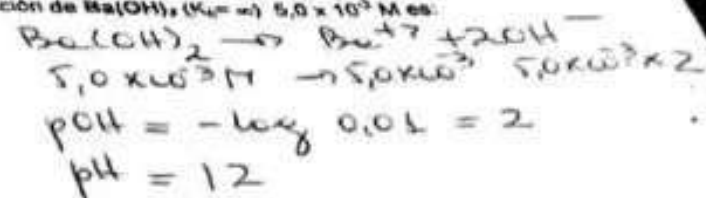
$$\text{mol} = 0,1 M \times 1,50 L$$

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

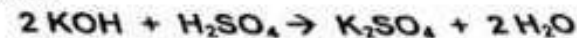
$$m = 8,4 \text{ g}$$

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

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



12. Se necesita neutralizar completamente 35,00 mL de H_2SO_4 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

$$m_{H_2SO_4} = 0,737 \text{ mol/L} \times 35 \text{ mL} \times 10^{-3} L = 0,0258 \text{ mol}$$

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

$$C = \frac{\text{mol}}{V} \quad V = \frac{\text{mol}}{C} = \frac{0,052 \text{ mol}}{0,827 M} = 0,0624 \text{ L} = 62,4 \text{ mL}$$

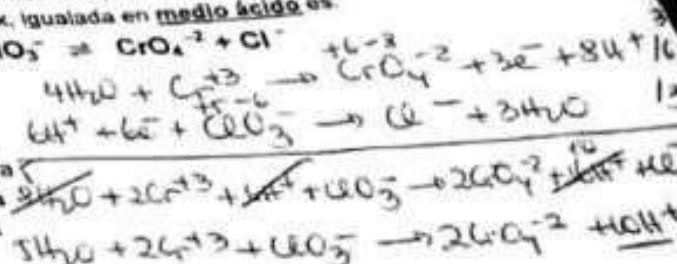
13. Los estados de oxidación del ^{Potencio}cloro y cromo en los siguientes iones, BrO_3^- y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ son, respectivamente:

- A. +1, +6
- ☒ B. +3, +6
- C. +3, +12
- D. +2, +4
- E. +5, +6

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. 6 H^+ a la izquierda
- C. 10 H^+ a la izquierda
- D. 18 H^+ a la derecha
- E. 6 H^+ a la derecha

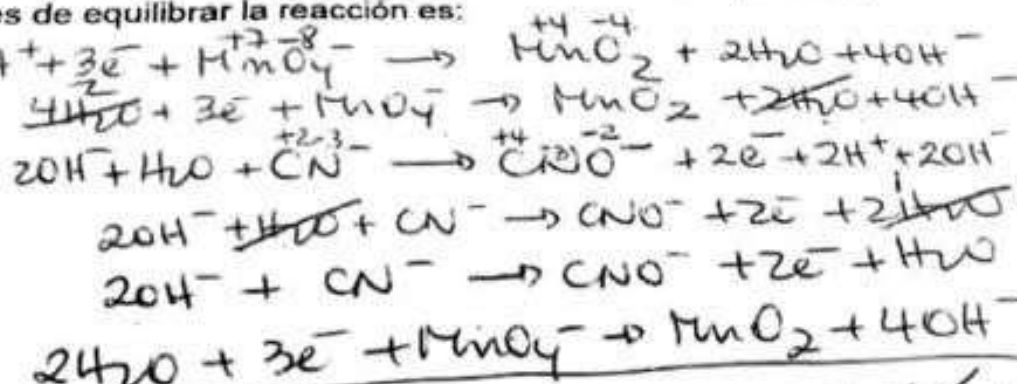


14. Al balancear la siguiente ecuación en medio básico:

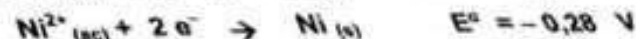
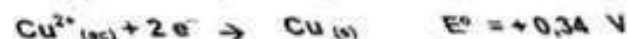
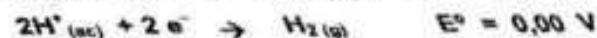
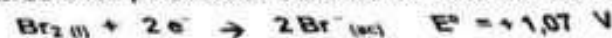


La suma de los coeficientes estequiométricos de los productos, después de equilibrar la reacción es:

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



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



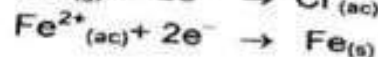
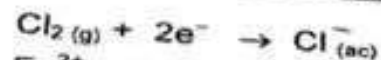
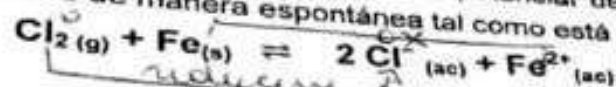
La especie que se podría emplear para oxidar Cu a Cu^{2+} es:

- A. $\text{Br}^-(\text{ac})$
- B. $\text{H}^+(\text{ac})$
- ☒ C. $\text{Br}_2(l)$
- D. $\text{Ni}^{2+}(\text{ac})$
- E. $\text{Ni}(\text{s})$

$$\begin{aligned} E_{\text{celda}} &= 1,07 - 0 \\ &= 0,73 \text{ V} \end{aligned}$$



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



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

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

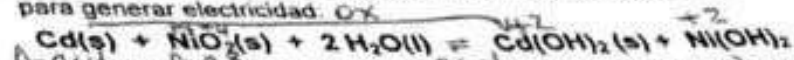
- Ⓐ + 1,798 V, espontánea
 B. - 1,798 V, no espontánea
 C. + 0,918 V, no espontánea
 D. - 0,918 V, espontánea
 E. - 0,818 V, espontánea

$$E_{\text{celda}}^\circ = 1,358 - (-0,44)$$

$$= 1,798 \text{ V}$$

espontánea

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. Cd(OH)₂, reductor; Ni(OH)₂, reductor.
 Ⓒ Cd reductor; NiO₂, oxidante
 D. Cd oxidante; NiO₂, reductor
 E. Cd, reductor; Ni(OH)₂, oxidante

Cd (reductor)
 NiO₂ (oxidante)