

**Pontificia Universidad Católica de Valparaíso
Instituto de Química.**

Guía n°6 de Ayudantía

Fundamentos de Química

QUI-127

**Profesoras:
Adriana Toro R.
Alejandra Vásquez G.**



2° Semestre 2008

"Equilibrio Químico, Acido- Base y Soluciones Buffer"

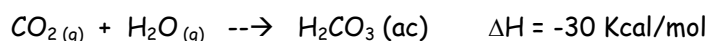
A. - Equilibrio Químico

1.- Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio K_c , para cada una de las siguientes reacciones:

- a) $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2(g)}$
- b) $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$
- c) $2NaHCO_{3(s)} \rightarrow Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$
- d) $HNO_{2(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + NO_2^-_{(ac)}$

2.- Señale los factores que alteran la posición del equilibrio químico y cuál de ellos además modifica el valor de la constante de equilibrio.

3.- En un recipiente cerrado a 25 °C y 760 mmHg de presión, se tiene el siguiente sistema de equilibrio:



Se obtuvieron las siguientes concentraciones de las especies en el equilibrio:

$$[CO_2] = [H_2O] = 0,548 \text{ M}$$

$$[H_2CO_3] = 1,26 \times 10^{-7} \text{ M}$$

- a) El valor de la constante de equilibrio K_c .
- b) El efecto de la posición del equilibrio ante una disminución de temperatura.
- c) El efecto de la posición del equilibrio ante un aumento de la presión del sistema.
- d) El efecto de la posición del equilibrio ante una disminución de la concentración de H_2O .

B. - Acido- Base

1.- Calcule la concentración de iones $[H^+]$ en una solución cuyo pH es 6,6.

2.-Cuál de las siguientes concentraciones originará mayor acidez:

- a) $[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$
- b) $[H^+] = 1 \times 10^{-4}$
- c) $[OH^-] = 1 \times 10^{-12}$
- d) $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$
- e) $[OH^-] = 1 \times 10^{-1}$

- 3.- Calcule la concentración molar de hidroxilos $[\text{OH}^-]$ en una solución acuosa de HCl 0,01 M.
- 4.- En una solución de un ácido débil monoprótico (HA) se encuentra que en el equilibrio la concentración de iones $[\text{H}^+]$ es 0,0017 mol/L y la concentración del ácido no disociado es 0,0983 mol/L, de acuerdo a esto, ¿cuál es el valor de la constante de acidez?
- 5.- Al disolver un ácido débil (HB) en agua, el 40% de sus moléculas se disocian en iones $[\text{H}^+]$ y $[\text{B}^-]$. Si se disuelve 1 mol de ácido en 1 litro de solución, ¿cuál es la concentración de iones $[\text{H}^+]$ en la solución?
- 6.- Si el pH de una muestra de orina es 6,06, ¿cuál es la concentración de $[\text{H}^+]$ y la de $[\text{OH}^-]$ en la muestra?
- 7.- Si el pH de una disolución de un ácido débil 0,049M es 4,46, calcule el valor de la constante de acidez de este ácido.
- 8.- ¿Cuál es el pH de una solución si la concentración de iones $[\text{H}^+]$ es $5,6 \times 10^{-4}$?
- 9.- ¿Cuál es el pH de un jugo de naranja recién extraído si la concentración molar de protones $[\text{H}^+]$ es de $1,74 \times 10^{-4}$ Molar?
- 10.- ¿Cuál es el pH de una solución si la concentración de iones hidroxilos $[\text{OH}^-]$ es de $5,6 \times 10^{-4}$ Molar?
- 11.- El pH normal de la sangre es 7,42. Considerando este dato ¿cuál es la concentración de protones $[\text{H}^+]$ y de iones hidroxilos $[\text{OH}^-]$ en la sangre?
- 12.- ¿Cuál es el pH de una solución 0,025 M de hidróxido de sodio (NaOH)? ($M_M = 40,01$ g/mol)
- 13.- Dados los siguientes ácidos débiles monopróticos todos de concentración 0,55 M ¿Cuál presenta una menor concentración de protones $[\text{H}^+]$? y ¿Cuál es la más ácida?
- a) Ácido Nítrico $K_a = \infty$
 - b) Ácido acético $K_a = 1,78 \times 10^{-5}$
 - c) Ácido Cianhídrico $K_a = 4,80 \times 10^{-10}$
 - d) Ácido cloroacético $K_a = 1,36 \times 10^{-3}$
 - e) Ácido hipocloroso $K_a = 2,95 \times 10^{-8}$
- 14.- Se tienen soluciones acuosas 0,1 M de los siguientes electrolitos: HX; HZ; HR; HA; HT, (Constante de acidez: HX = 2×10^{-6} ; HZ = 4×10^{-4} ; HR = 3×10^{-8} ; HA = 5×10^{-10} ; HT = 1×10^{-2}). ¿Cuál es la base conjugada más fuerte?

15.- Una solución de ácido nitroso (HNO_2) 0,1 M tiene un pH = 2,15 a 25°C. ¿Cuál es el valor de la constante de acidez?

16.- ¿Cuál es el pH de una solución 0,025 M de hidróxido de amonio (NH_4OH)? ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$)

17.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se necesitan para preparar 500 mL de una solución cuyo pH sea 10,00? (Masa Molar de $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$)

18.- Si 12 mL de una solución de NaOH 0,1 M son neutralizados completamente con 15 mL de solución de HCl , entonces, ¿cuál es la concentración molar del ácido?

19.- Si se mezclan 250 mL de una base fuerte de concentración 0,04 M con 100 mL de un ácido fuerte de concentración 0,05 M, entonces:

- a) ¿La neutralización es completa o incompleta? Justifique
- b) ¿Cuál es la concentración de la sal que se forma? Considere volúmenes aditivos.
- c) ¿Cuál es el pH de la solución final? Considere volúmenes aditivos.

20.- Si se mezclan 50 mL de una base fuerte de concentración 0,25 M con 100 mL de un ácido débil de concentración 0,20 M ($K_a = 1,36 \times 10^{-3}$), entonces:

- a) ¿La neutralización es completa o incompleta? Justifique
- b) ¿Cuál es la concentración de la sal que se forma? Considere volúmenes aditivos.
- c) ¿Cuál es el pH de la solución final? Considere volúmenes aditivos.

C.- Soluciones Buffer

1.- Señale cuáles de las siguientes mezclas se comportan como Buffer:

- a) H_3PO_4 y KH_2PO_4
- b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$
- c) HNO_3 y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- d) NH_4OH y NH_4NO_3
- e) NH_4OH y KCN

2.- Calcule el pH de un buffer formado por HBO_2 0,5M y NaBO_2 0,3M ($K_a = 5 \times 10^{-10}$)

3.- Indique los factores que determinan:

- a) El pH de un buffer
- b) Su capacidad de amortiguación

4.- En una solución de buffer acetato la concentración de ácido acético es $2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ ($\text{pK}_a = 4,74$) y de acetato de sodio de $2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$, entonces:

- a) Este es un buffer ácido, básico o neutro
- b) ¿Cuál es el pH de esta solución buffer?

5.- Un buffer formado por concentraciones iguales de de sal y ácido tiene un $\text{pH} = 7,8$, determine la K_a del ácido.

6.-Cuál es el pH de una solución formada por adición de 0,5 moles de cloruro de amonio y 0,03 moles de amoníaco ($\text{K}_b = 1,8 \times 10^{-5}$) a agua suficiente para formar 2,5 litros de solución.

7.- Si usted requiere preparar un buffer $\text{pH} = 4$ cual de las siguientes combinaciones sería la más recomendable:

- a) Acido cloroacético $\text{pK}_a = 2,85$ + Cloroacetato de sodio
- b) Acido benzoico $\text{pK}_a = 4,19$ + Acido láctico
- c) Acido benzoico $\text{pK}_a = 4,19$ + Benzoato de sodio
- d) Amoníaco $\text{pK}_b = 4,17$ + Cloruro de amonio
- e) Acido láctico $\text{pK}_a = 3,86$ + Lactato de sodio

Respuestas:

A.- Equilibrio Químico

3.-

- a) $\text{K}_c = 4,196 \times 10^{-7}$
- b) Hacia los productos
- c) Hacia los productos
- d) Hacia los reactantes

B.- Acido - Base

- 1. $2,51 \times 10^{-7}$
- 2. Letra c
- 3. 1×10^{-12}
- 4. $2,99 \times 10^{-5}$
- 5. 0,4 M
- 6. $[\text{H}^+] = 8,71 \times 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] = 1,15 \times 10^{-8}$

Pontificia Universidad Católica de Valparaíso
Instituto de Química
Fundamentos de Química - QUI 127

7. $3,7 \times 10^{-4}$

8. 3,25

9. 3,76

10. 10,75

11. $[\text{H}^+] = 3,8 \times 10^{-8}$ y $[\text{OH}^-] = 2,63 \times 10^{-7}$

12. 12,4

13. Letra c y letra a

14. HA

15. $5,01 \times 10^{-4}$

16. 10,83

17. 0,002 gramos

18. 0,08 M

19. a) Neutralización incompleta b) $[\text{sal}] = 0,014 \text{ M}$ c) $\text{pH} = 1,85$

20. a) Neutralización incompleta b) $[\text{sal}] = 0,083 \text{ M}$ c) $\text{pH} = 2,41$

C.- Soluciones Buffer

1. b y d

2. $\text{pH} = 9,08$

3. a) K_a , $[\text{sal}]$, $[\text{ácido}]$ b) $[\text{Buffer}]$

4. 4,74

5. $1,58 \times 10^{-8}$

6. 8,04

7. b y e