
Problemas de Fundamentos de Química1^{er} Curso, Grado de Física,**Tema 8. Equilibrio ácido-base**

- 8.1. ¿Cuál es la $[H^+]$ en una disolución 0.10 M de HF? (Estudiar primero el problema de modo “exacto” a partir de los balances de masa y de carga para obtener una ecuación cúbica que podría resolverse numéricamente; a continuación plantear aproximaciones y resolver). $K_a = 6.6 \cdot 10^{-4}$.
- 8.2. En una disolución acuosa 0.050 M, un ácido débil está ionizado en un 1.2 %. Calcula K_a .
- 8.3. Los músculos pueden doler tras un ejercicio intenso debido a que se forma ácido láctico ($K_a = 1.4 \cdot 10^{-4}$) a una velocidad mayor a la que se metaboliza para dar CO_2 y H_2O . ¿Cuál es el pH del fluido muscular cuando la concentración de ácido láctico es $1.0 \cdot 10^{-3}$ M?
- 8.4. Calcula el grado de disociación de un ácido débil para las siguientes concentraciones iniciales de ácido: a) $[HA]_0 = 100 \cdot K_a$; b) $[HA]_0 = K_a$; c) $[HA]_0 = K_a/100$
- 8.5. Calcula las concentraciones de H^+ , OH^- , HCO_3^- y CO_3^{2-} en una disolución acuosa $5.00 \cdot 10^{-2}$ M de H_2CO_3 . ¿Cuál es el pH de esta disolución? Datos: $K_1 = 4.20 \cdot 10^{-7}$, $K_2 = 4.80 \cdot 10^{-11}$.
- 8.6. Para el ácido sulfuroso $K_1 = 1.7 \cdot 10^{-2}$ y $K_2 = 6.5 \cdot 10^{-8}$.
- a) Determina el pH de una disolución 0.20 M de este ácido.
- b) Ordena, de mayor a menor concentración, todas las especies presentes en una disolución acuosa de este ácido.
- 8.7. Usando las constantes de acidez de los problemas anteriores, calcula K_b para los aniones bicarbonato y bisulfito. En una reacción ácido-base entre los iones bicarbonato y bisulfito, ¿cuál cederá protones y cuál los aceptará?
- 8.8. Una disolución 0.0100 M de fenolato de sodio tiene un pH de 11. Escribe la expresión de la constante de hidrólisis y calcula los valores de la K_b de l fenolato y de la K_a del fenol.
- 8.9. Calcula las concentraciones de ión metilamonio, de metilamina ($K_b = 4.7 \times 10^{-4}$) y de OH^- presentes en una disolución 0.25 M de cloruro de metilamonio.
- 8.10. Al valorar 10.0 mL de disolución de ácido fluorhídrico ($K_a = 7.0 \cdot 10^{-4}$) con hidróxido de potasio 0.50 M, se han gastado 8.0 mL de base para alcanzar el punto de equivalencia.
- a) Escribe la reacción correspondiente.
- b) ¿Cuál es la concentración de la disolución de HF?
- c) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia de la valoración?
- 8.11. Para el ácido ortofosfórico: $pK_1 = 2.12$, $pK_2 = 7.21$ y $pK_3 = 12.67$. ¿Cuál es el pH de una disolución tampón que contiene Na_2HPO_4 0.040 M y KH_2PO_4 0.080M?
- 8.12. Calcula el pH de una disolución que se prepara disolviendo 1.00 mol de ácido láctico ($K_a = 1.40 \cdot 10^{-4}$) y 1.50 mol de lactato sódico en agua y completando el volumen de disolución hasta 500 mL. Si posteriormente agregamos a la disolución 0.25 moles de H^+ , calcula las concentraciones de ácido láctico, ión lactato y el nuevo pH de la disolución resultante. Considera que no hay cambio de volumen.
- 8.13. ¿Qué cantidad de disolución 0.200 M de fluoruro de sodio debe añadirse a 100 mL de otra disolución 0.100 M de ácido fluorhídrico ($K_a = 7.20 \cdot 10^{-4}$) para obtener una disolución reguladora de pH = 3? $K_a = 7.20 \cdot 10^{-4}$.
- 8.14. Una botella de amoniaco concentrado ($K_b = 1.80 \cdot 10^{-5}$) tiene una molaridad de 14.8. Calcular el volumen de amoniaco concentrado y el peso de cloruro amónico que tendrían que utilizarse para preparar 150 mL de una disolución reguladora de pH=10.0, si la concentración final de cloruro amónico ha de ser 0.250 M.

8.15. Un tampón contiene 5.35 g/L de cloruro amónico y amoníaco 0.200 M.

a) Halla el pH del tampón.

b) Si a 100 mL de la disolución tampón se le añaden 0.0100 mol de ácido clorhídrico, ¿cuál es el pH de la disolución resultante? Considera que no hay cambio de volumen. Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

8.16. Calcula la variación de pH que se produce al añadir 1.00 mL de HCl 2 M a 20 mL de:

a) agua pura;

b) una disolución 1 M de ácido acético;

c) una disolución tampón HAc (1 M) / NaAc (1 M).

Ácido acético: $\text{pK}_a = 4.74$.

8.17. Calcula el pH de cada una de las siguientes disoluciones acuosas, todas de concentración 0.2 M: a) NaCl; b) NaCN; c) KNO_3 . Dato: $K_a(\text{HCN}) = 6.25 \cdot 10^{-10}$.

8.18. El indicador rojo de metilo es un ácido débil de color rojo en su forma protonada (HIn) y amarillo en su forma desprotonada (In⁻). Si suponemos que, cuando la concentración de una de las formas es 10 veces mayor que la de la otra, nuestros ojos atribuyen el color de la primera a la mezcla de ambas, determinar el intervalo de viraje del indicador y su color en disoluciones ácidas y básicas. Dato: $K_a(\text{HIn}) = 7.93 \cdot 10^{-6}$.

Soluciones:

8.1. $[\text{H}^+]$ exacta = 0.00780073797455 M; $[\text{H}^+]_{\text{approx}} = 0.00780073797388$ M.

8.2. $K_a = 7.3 \cdot 10^{-6}$.

8.3. pH = 3.5.

8.4. a) 0.095; b) 0.618; c) 0.990.

8.5. $[\text{H}^+] = 1.45 \cdot 10^{-4}$ M; $[\text{OH}^-] = 6.90 \cdot 10^{-11}$ M; $[\text{HCO}_3^-] = 1.45 \cdot 10^{-4}$ M; $[\text{CO}_3^{2-}] = 4.80 \cdot 10^{-11}$ M; pH = 3.8.

8.6. pH = 1.3, $[\text{H}_2\text{SO}_3] > [\text{H}^+] > [\text{HSO}_3^-] > [\text{SO}_3^{2-}] \gg [\text{OH}^-]$.

8.7. $K_b(\text{HCO}_3^-) = 2.4 \cdot 10^{-8}$; $K_b(\text{HSO}_3^-) = 5.9 \cdot 10^{-13}$. Cederá el protón el bisulfito (ácido más fuerte) y lo aceptará el bicarbonato.

8.8. $K_b = 1.11 \cdot 10^{-4}$; $K_a = 9.0 \cdot 10^{-11}$.

8.9. 0.25 M, $2.3 \cdot 10^{-6}$ M, $4.3 \cdot 10^{-9}$ M.

8.10. $\text{HF} + \text{OH}^- \rightarrow \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$; $[\text{HF}] = 0.40$ M; pH = 8.3.

8.11. pH = 6.9.

8.12. 4.03; 3.85.

8.13. 36.0 mL.

8.14. 2.01 g y 14.1 mL.

8.15. a) 9.6; b) 9.0.

8.16. a) -5.98; b) -1.35; c) -0.09.

8.17. a) 7; b) 11.25; c) 7.

8.18. Intervalo de viraje: 4.1-6.1. Rojo en medio ácido y amarillo en básico.