



Solución Hoja de Ejercicios: Ácido-Base

Academia de Ciencias Lógica

Ejercicio 1

a) Concentración de iones H_3O^+ antes del antiácido. Dado que el jugo gástrico tiene un $pH = 1,5$: $pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,5} = 0,0316 M$

b) Moles de H_3O^+ en 250 mL. $n(H_3O^+) = M \cdot V = 0,0316 \text{ mol/L} \cdot 0,250 L = 7,91 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$

c) Gramos de $Mg(OH)_2$ necesarios para neutralizar el ácido. La reacción de disociación es $Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$. Cada mol de $Mg(OH)_2$ produce 2 moles de OH^- . Como cada mol de OH^- neutraliza un mol de H^+ , se necesitan: $n(Mg(OH)_2) = \frac{n(H_3O^+)}{2} = \frac{7,91 \cdot 10^{-3}}{2} = 3,95 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$ Masa molar $Mg(OH)_2 = 24,3 + (16 + 1) \cdot 2 = 58,3 \text{ g/mol}$ $m = 3,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 58,3 \text{ g/mol} = 0,230 \text{ g de } Mg(OH)_2$.

Ejercicio 2

Datos iniciales: $V(KOH) = 70 \text{ mL}$; $M(KOH) = 0,3 M \Rightarrow n(OH^-) = 0,07 \cdot 0,3 = 0,021 \text{ moles}$.

a) pH tras añadir 50 mL de HCl 0,15 M. $n(H^+)_{\text{añadidos}} = 0,05 \cdot 0,15 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$. Neutralización: $0,021 (OH^-) - 0,0075 (H^+) = 0,0135 \text{ moles de } OH^- \text{ en exceso}$. Volumen total $V_t = 70 + 50 = 120 \text{ mL} = 0,12 L$. $[OH^-] = \frac{0,0135}{0,12} = 0,1125 M$. $pOH = -\log(0,1125) = 0,95 \Rightarrow pH = 14 - 0,95 = 13,05$.

b) Volumen de HCl necesario para neutralizar. En el punto de equivalencia: $n(H^+) = n(OH^-) = 0,021 \text{ moles}$. $V(HCl) = \frac{n}{M} = \frac{0,021}{0,15} = 0,14 L = 140 \text{ mL}$.

c) Justificación del pH final. Al neutralizar una base fuerte (KOH) con un ácido fuerte (HCl), se forma una sal neutra (KCl) y agua. El Cl^- y el K^+ no sufren hidrólisis, por lo que el $pH = 7$.

Ejercicio 3

a) Reacción y pH. $[H_3O^+] = 6,67 \cdot 10^{-12} M \Rightarrow pH = -\log(6,67 \cdot 10^{-12}) = 11,176$. Reacción: $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$.

b) Concentración inicial de metilamina. $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{6,67 \cdot 10^{-12}} = 1,5 \cdot 10^{-3} M$. $K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]} \Rightarrow 4,38 \cdot 10^{-4} = \frac{(1,5 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 1,5 \cdot 10^{-3}} \cdot c_0 - 0,0015 = \frac{2,25 \cdot 10^{-6}}{4,38 \cdot 10^{-4}} = 5,13 \cdot 10^{-3} \Rightarrow c_0 = 6,63 \cdot 10^{-3} M$.

c) Concentración de NaOH para igual pH. NaOH es base fuerte: $pH = 11,176 \Rightarrow pOH = 2,824 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-2,824} = 1,5 \cdot 10^{-3} M$. Por tanto, $[NaOH] = 1,5 \cdot 10^{-3} M$.

d) Estrategia de neutralización. Añadir un ácido fuerte como el HCl para llevar el pH a la neutralidad, minimizando el impacto básico en los procesos biológicos.

Ejercicio 4

$m = 2 g CH_3COOH$; $V = 0,25 L$; $M_m = 60 g/mol$. $c_0 = \frac{2/60}{0,25} = 0,133 M$. $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$. Equilibrio: $c_0(1 - \alpha)$, $c_0\alpha$, $c_0\alpha$. $K_a = \frac{x^2}{c_0 - x} \approx \frac{x^2}{0,133} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,133} \Rightarrow x = 1,55 \cdot 10^{-3} M$.

a) Especies en equilibrio. $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 1,55 \cdot 10^{-3} M$. $[CH_3COOH] = 0,133 - 0,00155 = 0,131 M$. $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{1,55 \cdot 10^{-3}} = 6,45 \cdot 10^{-12} M$.

b) Grado de disociación. $\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{1,55 \cdot 10^{-3}}{0,133} = 0,0116$ (o 1,16%).

c) pH de la disolución. $pH = -\log(1,55 \cdot 10^{-3}) = 2,81$.

Ejercicio 5

$c_0 = 0,3 M$; $pH = 3,98 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,98} = 1,047 \cdot 10^{-4} M$.

a) Concentración molar de especies. $[H_3O^+] = [ClO^-] = 1,047 \cdot 10^{-4} M$. $[HClO] = 0,3 - 1,047 \cdot 10^{-4} \approx 0,3 M$.

b) Grado de disociación. $\alpha = \frac{1,047 \cdot 10^{-4}}{0,3} = 3,49 \cdot 10^{-4}$.

c) Constantes K_a y K_b . $K_a = \frac{(1,047 \cdot 10^{-4})^2}{0,3} = 3,65 \cdot 10^{-8}$. $K_b = \frac{10^{-14}}{3,65 \cdot 10^{-8}} = 2,74 \cdot 10^{-7}$.

Ejercicio 6

$7 g NH_3$ en $500 mL$. $M_m(NH_3) = 17 g/mol \Rightarrow c_0 = \frac{7/17}{0,5} = 0,823 M$. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,823} \Rightarrow x = [OH^-] = 3,85 \cdot 10^{-3} M$.

a) Grado de disociación. $\alpha = \frac{3,85 \cdot 10^{-3}}{0,823} = 4,68 \cdot 10^{-3}$.

b) pH de la disolución. $pOH = -\log(3,85 \cdot 10^{-3}) = 2,41 \Rightarrow pH = 11,59$.

c) pH del cloruro amónico (NH_4Cl). El NH_4Cl se disocia en NH_4^+ y Cl^- . El Cl^- es neutro (proviene de ácido fuerte). El NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil y sufre hidrólisis ácida: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. Por tanto, el pH será ácido ($pH < 7$).

Ejercicio 7

$$c_0 = 0,01 \text{ M}; pH = 5,6 \implies [H_3O^+] = 10^{-5,6} = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}.$$

a) Grado de disociación. $\alpha = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{0,01} = 2,51 \cdot 10^{-4}.$

b) Constante de acidez. $K_a = \frac{(2,51 \cdot 10^{-6})^2}{0,01} = 6,3 \cdot 10^{-10}.$

c) Especies en el equilibrio. $[H_3O^+] = [CN^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}.$ $[HCN] = 0,01 - 2,51 \cdot 10^{-6} \approx 0,01 \text{ M}.$

Ejercicio 8

Según Brönsted-Lowry:

- **Solo ácidos:** HNO_3 (ácido fuerte, cede protones). CH_3COOH (ácido débil, cede protones).
- **Solo bases:** NH_3 (base débil, acepta protones para dar NH_4^+).
- **Anfóteros:** HCO_3^- (puede ceder un protón para dar CO_3^{2-} o aceptarlo para dar H_2CO_3).

Ejercicio 9

a) pH iniciales. NaOH 0,1 M: $[OH^-] = 0,1 \implies pOH = 1 \implies pH = 13.$ HCl 0,5 M: $[H^+] = 0,5 \implies pH = -\log(0,5) = 0,3.$

b) pH de la mezcla (80 mL NaOH + 20 mL HCl). $n(OH^-) = 0,08 \cdot 0,1 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles}.$ $n(H^+) = 0,02 \cdot 0,5 = 0,01 \text{ moles}.$ Exceso de $H^+ = 0,01 - 0,008 = 0,002 \text{ moles}.$ $V_t = 0,1 \text{ L}.$ $[H^+] = \frac{0,002}{0,1} = 0,02 \text{ M} \implies pH = -\log(0,02) = 1,7.$

c) Volumen de HCl para neutralizar 100 mL de NaOH. $n(OH^-) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ moles}.$ $V(HCl) = \frac{0,01}{0,5} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}.$

Ejercicio 10

$$m = 23 \text{ g } HCOOH; M_m = 46 \text{ g/mol} \implies n = 0,5 \text{ moles. En } 10 \text{ L} \implies c_0 = 0,05 \text{ M. } [H_3O^+] = 0,003 \text{ M}.$$

a) pH y grado de disociación. $pH = -\log(0,003) = 2,52.$ $\alpha = \frac{0,003}{0,05} = 0,06.$

b) Constante K_a . $K_a = \frac{(0,003)^2}{0,05 - 0,003} = 1,91 \cdot 10^{-4}.$

Ejercicio 11

a) pH iniciales. HCl 0,1 M: $pH = -\log(0,1) = 1$. NaOH 0,05 M: $[OH^-] = 0,05 \Rightarrow pOH = 1,3 \Rightarrow pH = 12,7$.

b) pH de la mezcla (500 mL + 500 mL). $n(H^+) = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05$ moles. $n(OH^-) = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025$ moles. Exceso $H^+ = 0,025$ moles. $V_t = 1$ L. $[H^+] = 0,025$ M $\Rightarrow pH = 1,6$.

c) Volumen de NaOH para neutralizar 100 mL de HCl. $n(H^+) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01$ moles. $V(NaOH) = \frac{0,01}{0,05} = 0,2$ L = 200 mL.

Ejercicio 12

$\alpha = 0,0253$; $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$. **a) Ecuación:** $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$.

b) Concentración inicial c_0 . $K_a = \frac{c_0 \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{c_0 \cdot (0,0253)^2}{0,9747} \Rightarrow c_0 = 0,0268$ M.

c) pH resultante. $[H_3O^+] = c_0 \alpha = 0,0268 \cdot 0,0253 = 6,78 \cdot 10^{-4}$ M. $pH = -\log(6,78 \cdot 10^{-4}) = 3,17$.

Ejercicio 13

$c_0 = 0,05$ M; $\alpha = 0,0349$.

a) ¿Se puede utilizar como conservante? $[H_3O^+] = 0,05 \cdot 0,0349 = 1,745 \cdot 10^{-3}$ M. $pH = -\log(1,745 \cdot 10^{-3}) = 2,76$. Como $2,76 < 5$, sí se puede utilizar.

b) Constante de ionización. $K_a = \frac{c_0 \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,05 \cdot (0,0349)^2}{1-0,0349} = 6,31 \cdot 10^{-5}$.

c) Volumen de agua a añadir a 50 mL de HCl 0,01 M. Queremos $pH = 2,76 \Rightarrow [H^+] = 1,745 \cdot 10^{-3}$ M. $M_1 V_1 = M_2 V_2 \Rightarrow 0,01 \cdot 0,05 = 1,745 \cdot 10^{-3} \cdot V_2$. $V_2 = 0,2865$ L = 286,5 mL. Agua a añadir = 286,5 - 50 = 236,5 mL.

Ejercicio 14

$n = 0,15$ moles NH_3 en 1 L $\Rightarrow c_0 = 0,15$ M; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) Equilibrio, $[OH^-]$ y pH. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,15} \Rightarrow x = [OH^-] = 1,64 \cdot 10^{-3}$ M. $pOH = 2,78 \Rightarrow pH = 11,22$.

b) Porcentaje de moléculas que han reaccionado. $\% = \alpha \cdot 100 = \frac{1,64 \cdot 10^{-3}}{0,15} \cdot 100 = 1,1\%$.

c) Razonamiento: ¿Ácido conjugado fuerte? Falso. El concepto de "fuerte" en este contexto es relativo. El ácido conjugado de una base débil es un ácido débil (aunque es más fuerte que el agua). Un ácido fuerte es aquel que está totalmente dissociado (como el HCl).

Ejercicio 15

1. Solubilidad de nutrientes y pH del suelo. El NH_4NO_3 aporta NH_4^+ , que sufre hidrólisis: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$, acidificando el suelo. Muchos micronutrientes metálicos (hierro, zinc) son más solubles en medios ligeramente ácidos.

2. pH de HCl y concentración de Acético. $[HCl] = 1,25 \cdot 10^{-2} M \Rightarrow pH = -\log(0,0125) = 1,90$.
Para el ácido acético: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,01258)^2}{c - 0,01258} \cdot c - 0,01258 = \frac{1,58 \cdot 10^{-4}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 8,78 \Rightarrow c = 8,79 M$.

Ejercicio 16

Reacción: $NaHCO_3 + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2$.

Volumen de vinagre: $n(NaHCO_3) = \frac{20}{84} = 0,238$ moles. Vinagre $6^\circ = 6 g$ en $100 mL \Rightarrow 60 g/L$.
 $M_m = 60 \Rightarrow 1 M$. Se necesitan 0,238 moles de ácido. $V = \frac{0,238}{1} = 0,238 L = 238 mL$.

Volumen de CO_2 : $6 kg NaHCO_3 = \frac{6000}{84} = 71,43$ moles $\Rightarrow 71,43$ moles de CO_2 . $T = 1000 + 273 = 1273 K$. $P = 1 atm$. $V = \frac{nRT}{P} = \frac{71,43 \cdot 0,082 \cdot 1273}{1} = 7456 L$.

Carácter del Acetato de Sodio: Es básico. El ion sodio es neutro, pero el ion acetato es la base conjugada de un ácido débil y se hidroliza: $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$, liberando iones hidroxilo.