



10 problemas para aprobar Equilibrio Acido - Base.

1. En el supermercado podemos encontrar compuestos como ácido clorhídrico, amoníaco, carbonato de sodio, ácido acético, ácido sulfúrico o acetato de sodio. Indica los pares ácido base conjugados cuando tenemos estas sustancias en base acuosa.

Datos. $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$; $K_b \text{NH}_3 = 1.75 \times 10^{-5}$

2. Se dispone de una botella de vinagre (Ácido acético diluido), con una densidad de 1,05 g/ml y una riqueza del 80%
- Calcule que volumen hay que tomar de la disolución para preparar 500 ml de disolución de ácido acético 1.0 M
 - Calcule el pH de la disolución preparada.

Datos: $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$

3. Calcula los siguientes pH
- 50 ml de una disolución de hidróxido de sodio 0.1 M
 - El pH de la disolución anterior si añadimos agua hasta que el volumen resultante es 10 veces mayor
 - El pH de una disolución de 100 ml 0,01 M de ácido clorhídrico

4. Una muestra de 100 ml obtenida de un lago contaminado, nos muestra que existe un vertido de ácido fluorhídrico con concentración 0,1 M y disociado un 15% en el agua. Calcula la constante de acidez, su pH y el volumen de hidróxido sódico 0,1 M que necesitarías para neutralizar la muestra.

5. Se disuelven 23,0 g de ácido metanoico en agua hasta obtener 10,0 L de disolución, cuyo pH es 2,52. Calcule:

- El grado de disociación del ácido metanoico.
- K_a del ácido metanoico.
- K_b de la especie conjugada.
- El volumen de una disolución de hidróxido de potasio $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ necesario para neutralizar 10,0 mL de la disolución de ácido metanoico.

6. Justifique si el pH de cada una de las disoluciones obtenidas al disolver en agua las siguientes sustancias es ácido, básico o neutro.

- Fluoruro de amonio.
- Nitrito de sodio.
- Nitrato de potasio.
- Cloruro de amonio.

Datos. $K_a (\text{HF}) = 6,8 \times 10^{-4}$; $K_a (\text{HNO}_2) = 4,4 \times 10^{-4}$; $K_b (\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

7. Justifique si el pH de las siguientes disoluciones acuosas es ácido, básico o neutro. Escriba las reacciones correspondientes y realice cálculos sólo cuando lo considere necesario.

- 100 mL de ácido acético 0,2 M + 200 mL de hidróxido de sodio 0,1 M.
- Amoníaco.
- 100 mL de ácido clorhídrico 0,2 M + 150 mL de hidróxido de sodio 0,2 M.



d) Hipobromito de sodio.

Datos. K_a (ácido acético) = $1,8 \times 10^{-5}$; K_a (ácido hipobromoso) = $2,3 \times 10^{-9}$; K_b (amoníaco) = $1,8 \times 10^{-5}$

- 8.** Para los ácidos cloroetanoico, benzoico y propanoico:
- formule los ácidos
 - Justifique cuál de los tres es el ácido más fuerte.
 - Justifique si la disolución formada tras valorar cada uno de los ácidos con NaOH tiene pH ácido, básico o neutro.
 - Calcule el pH de una disolución 0,2 M de ácido benzoico.

Datos. K_a (ácido cloroetanoico) = $1,3 \times 10^{-3}$; K_a (ácido benzoico) = $6,3 \times 10^{-5}$; K_a (ácido propanoico) = $1,3 \times 10^{-5}$.

- 9.** Se dispone de una disolución acuosa de amoníaco $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Escriba el equilibrio de disociación y calcule la concentración de las especies iónicas en el equilibrio.
 - Calcule el pH de la disolución.
 - La etilamina ($pK_b = 3,25$), como el amoníaco, es una base débil. Se prepara una disolución acuosa de cada una de ellas, partiendo de la misma concentración inicial de base. Justifique cuál de las dos disoluciones tendrá un pH más básico.
 - Razone cuál de los siguientes indicadores es el más adecuado para valorar un ácido fuerte con una base fuerte: naranja de metilo (rango de pH = 3,1 - 4,4); rojo de metilo (rango de pH = 4,4 - 6,6); azul de bromotimol (rango de pH = 6,1 - 7,6).

Dato: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \times 10^{-5}$.

- 10.** Dados los cuatro compuestos que se muestran en la tabla:

- Ordene justificadamente los compuestos de menor a mayor carácter ácido.
- Justifique numéricamente cuál es más débil como ácido que su base conjugada como base.

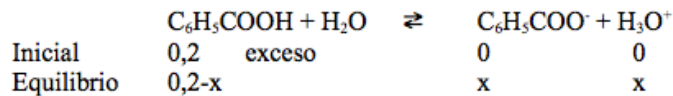
| | |
|--------------------------------|---------------|
| HCOOH | $pK_a = 3,74$ |
| $C_6H_5\text{-COOH}$ | $pK_a = 4,20$ |
| $CH_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ | $pK_a = 4,88$ |
| $C_6H_5\text{-OH}$ | $pK_a = 9,88$ |



5 a) Planteamos el equilibrio con concentraciones $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Inicial: c_0 exceso 0 0 Equilibrio: $c_0(1-\alpha)$ exceso $c_0\alpha$ $c_0\alpha$ Según el enunciado $\text{pH}=2,52$. $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow 2,52 = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,52} \text{ M} = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ $c_0 = n_0/V$, con $n_0 = 23/(12+2 \cdot 16+2) = 0,5$, luego $c_0 = 0,5/10 = 0,05 \text{ M}$ $c_0\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \alpha = [\text{H}_3\text{O}^+]/c_0 = 3,02 \cdot 10^{-3}/0,05 = 6,04 \cdot 10^{-2} = 6,04\%$ b) $K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(3,02 \cdot 10^{-3})^2}{0,05(1-6,04 \cdot 10^{-2})} = 1,94 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ c) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,94 \cdot 10^{-4}} = 5,15 \cdot 10^{-11} \text{ M}$ d) 10 mL de disolución 0,05 M suponen $0,01 \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de H^+ , y necesitamos que el hidróxido de potasio aporte el mismo número de OH^- . $[\text{OH}^-] = n(\text{OH}^-)/V \rightarrow 0,2 = 5 \cdot 10^{-4}/V \rightarrow V = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

6. a) El fluoruro de amonio se disocia en sus iones. El ion fluoruro es la base conjugada de un ácido débil, y produce hidrólisis. $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$ El ion amonio es el ácido conjugado de una base débil, y produce hidrólisis. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ El pH depende de las constantes: $K_a(\text{HF}) > K_b(\text{NH}_3)$, luego $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$ y predomina el ácido y el pH será ácido. b) El nitrito de sodio se disocia en sus iones. El ion sodio no produce hidrólisis. El ion nitrito es la base conjugada de un ácido débil, produce hidrólisis. $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ El pH será básico. c) El nitrato de potasio se disocia en sus iones. El ion sodio no produce hidrólisis. El ion nitrato es la base conjugada de un ácido fuerte, no produce hidrólisis. El pH será neutro. d) El cloruro de amonio se disocia en sus iones. El ion cloruro es la base conjugada de un ácido fuerte (HCl), y no produce hidrólisis. El ion amonio es el ácido conjugado de una base débil, y produce hidrólisis. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ El pH será ácido.

7. A.2 a) El hidróxido de sodio NaOH es una base fuerte que se disocia completamente. 200 mL de NaOH 0,1 M suponen $0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ mol}$ OH^- . El ácido acético $\text{CH}_3\text{-COOH}$ es un ácido débil; 100 mL de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ suponen $0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ mol}$ H^+ . Se produce neutralización en proporción estequiométrica $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COONa} + \text{H}_2\text{O}$ Se forman 0,02 mol de acetato de sodio $\text{CH}_3\text{-COONa}$ que se disocia en sus iones. El ion Na^+ no produce hidrólisis, pero el ion acetato es la base conjugada de un ácido débil y produce hidrólisis, por lo que el pH será básico. $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$ b) El amoniaco es una base débil y producirá un pH básico. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ c) El hidróxido de sodio NaOH es una base fuerte que se disocia completamente. 150 mL de NaOH 0,2 M suponen $0,15 \cdot 0,2 = 0,03 \text{ mol}$ OH^- . El ácido clorhídrico HCl (aq) es un ácido fuerte que se disocia completamente, y 100 mL de HCl (aq) 0,2 M suponen $0,1 \cdot 0,2 = 0,02 \text{ mol}$ H^+ . Página 2 de 47 Ejercicios Química PAU Comunidad de Madrid 2000-2021. Soluciones Ácidos y bases enrique@fiquipedia.es Revisado 15 noviembre 2020 Se produce una neutralización con 0,1 mol de exceso de OH^- , por lo que el pH será básico. d) El hipobromito de sodio NaBrO es una sal que se disocia en sus iones. El ion Na^+ no produce hidrólisis, pero el ion hipobromito es la base conjugada de un ácido débil (el ácido hipobromoso) y produce hidrólisis, por lo que el pH será básico. $\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBrO} + \text{OH}^-$ b) Un ácido es más fuerte cuanto más disociado está y su constante de disociación es mayor; con los datos del enunciado el valor más alto de K_a es el asociado al ácido cloroetanoico, que es el ácido más fuerte. c) Al valorar cualquiera de los tres ácidos HA con NaOH se forman sales de sodio NaA y H_2O , y el ion A^- , que es una base fuerte por ser la base conjugada de un ácido débil (los tres ácidos son débiles), produce hidrólisis por lo que se forman iones OH^- y la disolución tendrá pH básico. d) Planteamos el equilibrio con concentraciones



$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} \Rightarrow 6,3 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2-x}$$

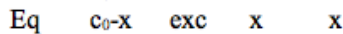
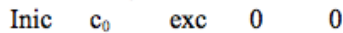
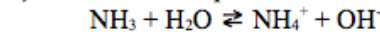
Como K_a es pequeña, asumimos $x \ll 0,2$

$$x = \sqrt{6,3 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 3,55 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(3,55 \cdot 10^{-3}) = 2,45$$

9.

a) Planteamos el equilibrio con concentraciones



En este caso $c_0=0,5 \text{ M}$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,5-x}$$

Asumimos $x \ll 0,5$

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5 = x^2 \Rightarrow x = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Especies iónicas $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$[\text{NH}_3] = 0,5 - 3 \cdot 10^{-3} = 0,497 \text{ M}$

b) $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log(3 \cdot 10^{-3}) = 11,48$

c) Para la misma concentración inicial de base, tendrá pH más básico la que tenga una K_b mayor.

Para la etilamina $K_b = 10^{-\text{p}K_b} = 10^{-3,25} = 5,62 \cdot 10^{-4}$, de modo que tendrá un pH más básico la disolución de etilamina.

d) La valoración de un ácido fuerte con una base fuerte tiene pH neutro, $\text{pH}=7$, por lo que el indicador más adecuado será el azul de bromotimol.

10. b) El carácter ácido indica la tendencia a liberar H^+ , y la medida de la disociación viene dada por la constante del equilibrio de disociación del ácido K_a . Se proporciona $\text{p}K_a = -\log(K_a)$, por lo que a menor $\text{p}K_a$ tendrá mayor carácter ácido. Los compuestos ordenados de menor a mayor carácter ácido son; $\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH} < \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} < \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} < \text{HCOOH}$ c) La constante de la base conjugada se obtiene como $K_b = K_w/K_a$ siendo $K_w = 10^{-14}$ Por lo tanto $\text{p}K_b = 14 - \text{p}K_a$. Calculamos $\text{p}K_b$ para cada uno