

## EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO IONICO

1. Si el pH de una disolución es 4,2, determine:
  - a) El pOH de la solución

### Solución

En toda solución acuosa

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

entonces

$$\text{pOH} = 14 - 4,2 = 9,8$$

- b) La concentración de protones

### Solución

$$C_{\text{H}^+} = \text{antilog} - \text{pH}$$

$$C_{\text{H}^+} = 10^{-4,2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- c) La concentración de iones  $\text{OH}^-$

### Solución

$$C_{\text{OH}^-} = \text{antilog} - \text{pOH}$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-9,8} = 1,58 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

2. Determine el pH de una solución de HCl 0,25 M y de una solución de NaOH 0,25 M.

### Solución

Como el HCl es un ácido fuerte:

$$\text{Si } C_{\text{HCl}} = 0,25 \text{ M} \Rightarrow C_{\text{H}^+} = 0,25 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}^+} = -\log 0,25 = 0,60$$

Como el NaOH es una base fuerte:

$$\text{Si } C_{\text{NaOH}} = 0,25 \text{ M} \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = 0,25 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 0,25 = 0,60$$

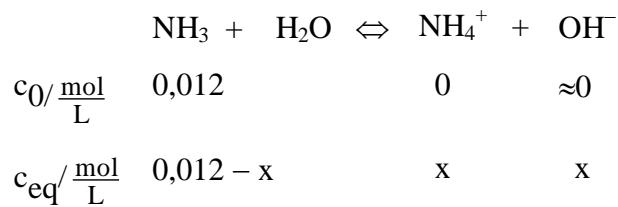
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 0,60 = 13,40$$

3. Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,012 M de amoniaco.

### Solución

El amoníaco es una base débil, que en solución acuosa se disocia parcialmente según:



$$K_b = \frac{c_{\text{OH}^-} \cdot c_{\text{NH}_4^+}}{c_{\text{NH}_3}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

reemplazando en la expresión para  $K_b$ , despreciando  $x$  frente a  $C_0$  y despejando tenemos:

$$K_b = \frac{x^2}{0,012 - x} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

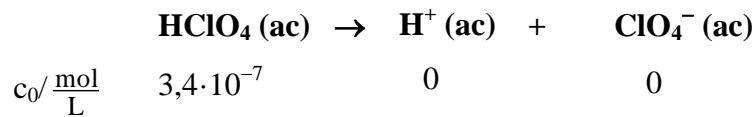
$$c_{\text{OH}^-} = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,012} = 4,62 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pOH} = 3,34 \qquad \qquad \qquad \text{pH} = 10,66$$

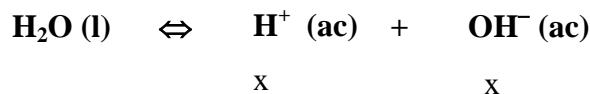
4. Determine el pOH de una solución  $3,4 \cdot 10^{-7}$  M de ácido perclórico.

### Solución

El ácido perclórico es un ácido fuerte, que en solución acuosa se disocia totalmente. En este caso si se considerara sólo el aporte que hace el ácido a la concentración de protones de la solución el pH sería 7, sin embargo este aporte es similar al que hace el agua, por consiguiente **no se puede despreciar** el aporte de ésta, y el cálculo sería el siguiente:



$$c_{\text{fin}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0 \quad 3,4 \cdot 10^{-7} \quad 3,4 \cdot 10^{-7}$$



$$\text{Protones totales: } 3,4 \cdot 10^{-7} + x$$

$$K_w = c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = (3,4 \cdot 10^{-7} + x) \cdot x = 1 \cdot 10^{-14}$$

resolviendo la ecuación de segundo grado queda:

$$C_{\text{H}^+} = 3,6 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 6,44$$

lo que corresponde a lo esperado, porque esta solución es ácida y muy diluida, por lo tanto su **pH debe ser menor que 7**.

5. ¿Qué concentración debe tener una solución de amoníaco para que su pH sea 10,35?

### Solución

Si el pH es 10,35

$$p\text{OH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,35 = 3,65$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-3,65} = 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x - 2,24 \cdot 10^{-4} \quad 2,24 \cdot 10^{-4} \quad 2,24 \cdot 10^{-4}$$

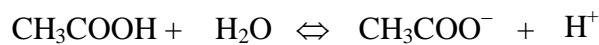
$$K_b = \frac{C_{\text{OH}^-} \cdot C_{\text{NH}_4^+}}{C_{\text{NH}_3}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Al resolver la ecuación:

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{x - 2,24 \cdot 10^{-4}}$$

$$x = 3,04 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

6. Calcular el porcentaje de ácido disociado en una solución 0,12 M de ácido acético.



$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,12 \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,12 - x \quad x \quad x$$

$$K_a = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,12 - x}$$

reemplazando en la expresión para  $K_a$ , despreciando  $x$  frente a  $C_0$  y despejando tenemos:

$$C_{\text{H}^+} = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,12} = 1,46 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

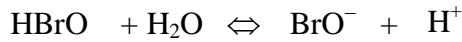
$$\frac{0,12 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{100\%} = \frac{1,46 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{x}$$

$$x = 1,22 \% \text{ de disociación}$$

7. Un ácido hipobromoso tiene una concentración de 0,03 M. Calcule:

a) la concentración de ión hipobromito ( $\text{BrO}^-$ )

### Solución



$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,03 \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,03 - x \quad x \quad x$$

$$K_a = \frac{C_{BrO^-} \cdot C_{H^+}}{C_{HBrO}} = 2,5 \cdot 10^{-9}$$

$$2,5 \cdot 10^{-9} = \frac{x^2}{0,03 - x}$$

reemplazando en la expresión para  $K_a$ , despreciando x frente a  $C_0$  y despejando tenemos:

$$C_{BrO^-} = C_{H^+} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-9} \cdot 0,03} = 8,66 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) El porcentaje de ácido no ionizado

$$\frac{0,03 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{100\%} = \frac{(0,03 - 8,66 \cdot 10^{-6}) \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{x}$$

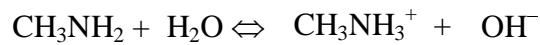
$$x = 99,97 \% \text{ de ácido sin disociar}$$

8. ¿Qué concentración de metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , será necesaria para obtener una disolución de  $\text{pH}=11$ , si la constante de ionización de la metilamina vale  $4,4 \cdot 10^{-4}$ ?

### Solución

$$\text{pH} = 11; \quad \text{pOH} = 3$$

$$C_{OH^-} = \text{antilog de} - \text{pOH} = 10^{-3}$$



$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{eq} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x \cdot 10^{-3} \quad 10^{-3} \quad 10^{-3}$$

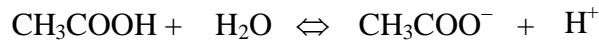
$$K_b = \frac{C_{CH_3NH_3^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{CH_3NH_2}} = 4,4 \cdot 10^{-4}$$

Al resolver la ecuación:

$$4,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-3})^2}{x - 10^{-3}}$$

$$x = 3,27 \cdot 10^{-3}$$

9. Determine la concentración de iones acetato que habrá en una disolución 0,040 M de ácido acético.

**Solución**


$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,40 \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,40 - x \quad x \quad x$$

$$K_a = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,40 - x}$$

reemplazando en la expresión para  $K_a$ , despreciando  $x$  frente a  $C_0$  y despejando tenemos:

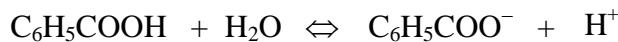
$$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,40} = 2,66 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- b) Determine el pH de la solución.

$$C_{\text{H}^+} = 2,66 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log 2,66 \cdot 10^{-3} = 2,57$$

10. ¿Cuál es la concentración de ácido benzoico y el pH de una disolución en la que el ácido está ionizado en un 1,8 %?

**Solución**


$$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 0,982 x \quad 0,018 x \quad 0,018 x$$

$$K_a = \frac{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}} = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

$$6,5 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,018 x)^2}{0,982 x}$$

reemplazando en la expresión para  $K_a$  y despejando tenemos:

$$C_{CH_3COOH} = 0,197 \frac{mol}{L}$$

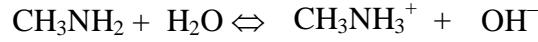
b) Determine el pH de la solución.

$$C_{H^+} = 0,197 \cdot 0,018 = 3,55 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

$$pH = -\log 3,55 \cdot 10^{-3} = 2,45$$

11. Determine el porcentaje de ionización en una disolución de metilamina 0,4 M.

### Solución



$$c_0 / \frac{mol}{L} \quad 0,4 \quad 0 \quad \approx 0$$

$$c_{eq} / \frac{mol}{L} \quad 0,4 - x \quad x \quad x$$

$$K_b = \frac{C_{CH_3NH_3^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{CH_3NH_2}} = 4,4 \cdot 10^{-4}$$

$$4,4 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,4 - x}$$

$$x = 1,30 \cdot 10^{-2}$$

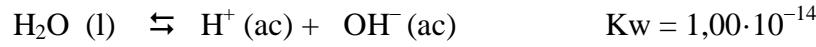
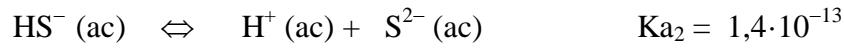
$$\frac{0,4 \frac{mol}{L}}{100} = \frac{1,30 \cdot 10^{-2}}{x}$$

$$X = 3,25 \% \text{ de ionización}$$

12. Calcular las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución 0,020 M de ácido sulfídrico y el pH de la disolución.

### Solución

Escribamos las ecuaciones de ionización:



y las expresiones de las respectivas constantes de acidez y Kw, respectivamente:

$$K_{a_1} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{HS}^-}}{C_{\text{H}_2\text{S}}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{a_2} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{S}^{2-}}}{C_{\text{HS}^-}} = 1,4 \cdot 10^{-13}$$

$$K_w = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

Si suponemos que la segunda ionización es despreciable, ya que su constante de acidez, Ka, es  $1,4 \cdot 10^{-13}$ , el aporte de protones de la segunda ionización es tan pequeño que se puede despreciar frente al de la primera.

Por lo tanto, estas condiciones son similares a las de un ácido monoprótico débil:

$$C_{\text{H}^+} = \sqrt{K_{a_1} \cdot C_0} = \sqrt{1,00 \cdot 10^{-7} \cdot 2,00 \cdot 10^{-2}} = 4,47 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 4,35 \quad C_{\text{H}_2\text{S}} = 2,00 \cdot 10^{-2} - 4,47 \cdot 10^{-5} = 1,99 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Para comprobar la validez de la aproximación se aplica el criterio de ionización menor que el 5%:

$$\frac{2,00 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4,47 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \frac{100}{x}$$

$$x = 0,22 \% \text{ de ionización}$$

La concentración de  $\text{HS}^-$  es la que se obtuvo en la primera ionización menos lo que se ionizó en la segunda. La segunda ionización puede considerarse como la ionización del ácido monoprótico débil  $\text{HS}^-$  en un medio que ya contiene protones.



$$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 4,47 \cdot 10^{-5} - x \quad 4,47 \cdot 10^{-5} + x \quad x$$

$$K_{a_2} = \frac{(4,47 \cdot 10^{-5} + x) \cdot x}{4,47 \cdot 10^{-5} - x} = 1,4 \cdot 10^{-13}$$

Como  $K_{a_2}$  es muy pequeña, podemos despreciar el valor de  $x$  en la suma y en la resta, por lo tanto nos queda (lo que usted puede comprobar aplicando la regla de ionización menor que el 5%):

$$x = 1,4 \cdot 10^{-13}$$

- $C_{HS^-} = 4,47 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 1,4 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 4,47 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- $C_{S^{2-}} = 1,4 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- $C_{OH^-} = \frac{K_w}{C_{H^+}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{4,47 \cdot 10^{-5}} = 2,24 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

de los valores obtenidos anteriormente podemos concluir que la primera ionización no modifica significativamente la concentración inicial de  $H_2S$  y que el aporte de protones de la segunda ionización del ácido, no es importante frente al aporte de la primera ionización.

13. Calcular el pH de una disolución 0,1 M de cloruro de Amonio.

### Solución

Al disolverse la sal las concentraciones iniciales en solución, antes de que empiece la reacción de la sal con el agua, son:



$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0,10	0	0
$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0	0,10	0,10

Al producirse la reacción con el agua:

$NH_4^+(\text{ac}) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(\text{ac}) + H_3O^+(\text{ac})$			
$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0,10	0	$\approx 0$
$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$0,10 - x$	$x$	$x$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{c_{\text{NH}_3} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{NH}_4^+}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,78 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

En este caso, al aplicar el criterio del 5% de ionización, se comprueba que se puede despreciar  $x$  frente a  $c_0$ .

$$K_a = \frac{x^2}{0,10 - x} = 5,6 \cdot 10^{-10} \quad x = 7,5 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_{\text{H}^+} = 7,5 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 5,12$$

14. Se prepara una disolución 0,1 M de benzoato de sodio. Calcular el pH de la disolución

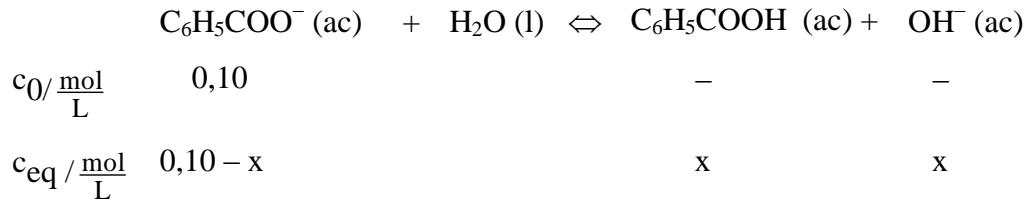
### Solución

Al disolverse la sal las concentraciones iniciales en solución, antes de que empiece la reacción con el agua, son:



$c_0 / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0,10	0	0
$c_{\text{eq}} / \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	0	0,10	0,10

Al producirse la reacción con el agua:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,5 \cdot 10^{-5}} = 1,54 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,10 - x} = 1,54 \cdot 10^{-10}$$

despreciando  $x$  frente a  $c_0$ :

$$x = 3,92 \cdot 10^{-6} \text{ M} = C_{\text{OH}^-}$$

$$pOH = -\log 3,92 \cdot 10^{-6} = 5,4$$

$$pH = 14 - 5,4 = 8,6$$

15. ¿Cuántos moles de hipobromito de sodio, se deben agregar a 1,00 L de ácido hipobromoso 0,200 M para formar una solución amortiguadora de pH = 8,80? Suponga que el volumen no varía al agregar la sal.

### Solución

Como este es un buffer formado por un ácido débil y su sal podemos utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbalch, en su forma no logarítmica

$$pH = 8,80 \Rightarrow C_{H^+} = 1,58 \cdot 10^{-9}$$

$$C_{H^+} = \frac{K_a \cdot C_{ácido}}{C_{sal}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-9} \cdot 0,200}{C_{sal}} = 1,58 \cdot 10^{-9}$$

$$C_{sal} = 0,316 \text{ M}$$

Se necesitan 0,316 moles de hipobromito de sodio.

16. Determine el pH de una solución formada al disolver en un litro de agua, 0,22 mol de cloruro de amonio y 0,15 mol de amoníaco.

### Solución

Para un buffer formado por una base débil y su sal:

$$C_{H^+} = K_a \cdot \frac{C_{sal}}{C_{base}}$$

y el pH corresponde a:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_{base}}{C_{sal}}$$

que resulta de aplicarle  $-\log$  a la ecuación anterior.

Ka es igual a:

$$K_a = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

La concentración de ión amonio es:

$$c_{\text{NH}_4^+} \approx 0,22 \text{ M}$$

y la concentración de amoníaco

$$c_{\text{NH}_3} \approx 0,15 \text{ M}$$

reemplazando:

$$C_{H^+} = \frac{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,22}{0,15} = 8,2 \cdot 10^{-10}$$

y el **pH = 9,09.**