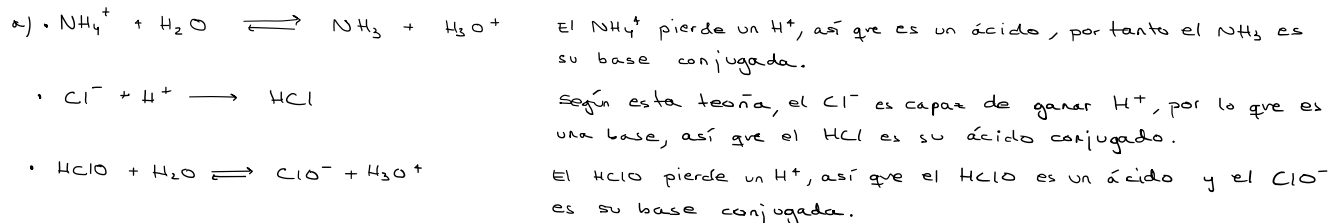


### 2023 MODELO A.3

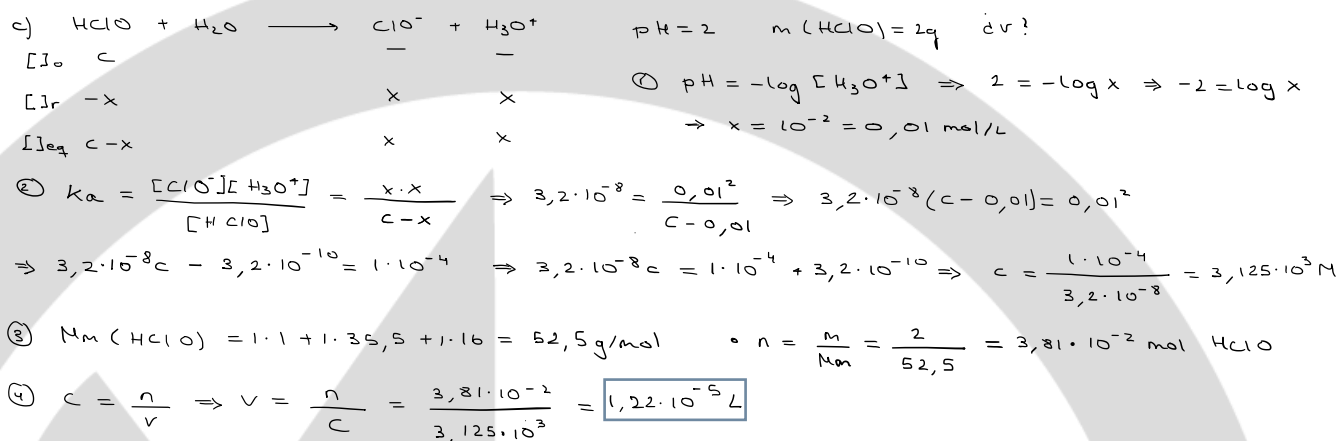
Responda las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos) Para las sustancias  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{HClO}$ , justifique cuáles son sus bases o ácidos conjugados, escribiendo el equilibrio correspondiente según la teoría de Brønsted-Lowry.
- b) (0,5 puntos) Para las sustancias  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{HClO}$  justifique y ordene de menor a mayor basicidad las que son bases y las bases conjugadas de las que son ácidos.
- c) (1 punto) Calcule el volumen de disolución acuosa preparada con 2,0 g de  $\text{HClO}$  para que el pH sea 2.

Datos.  $K_a(\text{HClO}) = 3,2 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5.



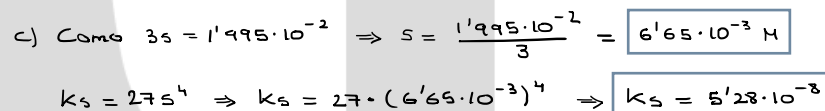
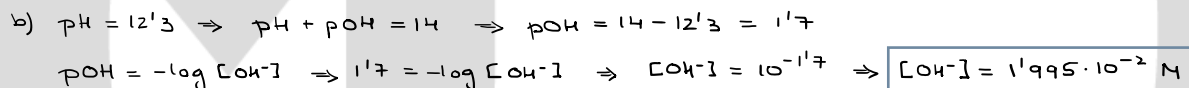
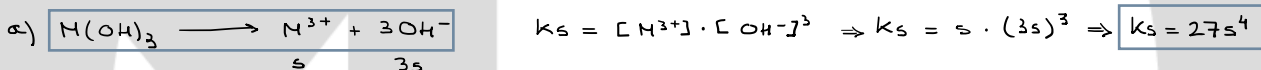
- b)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{ClO}^-$  El  $\text{Cl}^-$  proviene del ácido fuerte  $\text{HCl}$ , así que el  $\text{Cl}^-$  es una base débil.
- Del  $\text{ClO}^-$ , sacamos su  $K_b$  para compararlo con la  $K_b$  del amoníaco:
- $$K_a \cdot K_b = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 3,1 \cdot 10^{-7} \quad K_b(\text{ClO}^-) < K_b(\text{NH}_3) \quad \text{A mayor } K_b, \text{ más básico.}$$
- De menor a mayor basicidad:  $\text{Cl}^- < \text{ClO}^- < \text{NH}_3$



### 2022 JULIO COINCIDENTE A.4

A 1 L de agua se le añade 0,4 mol de un hidróxido insoluble,  $M(\text{OH})_3$ , obteniéndose una disolución de pH = 12,3.

- a) Escriba la reacción de disolución y la expresión del producto de solubilidad de  $M(\text{OH})_3$  en función de la solubilidad.
- b) Determine la concentración de la especie  $\text{OH}^-$  en disolución.
- c) Calcule la solubilidad molar (s) y la constante de solubilidad ( $K_s$ ) de dicho hidróxido.
- d) Si se añadiesen unas gotas de ácido, ¿cómo afectaría a la solubilidad del compuesto?

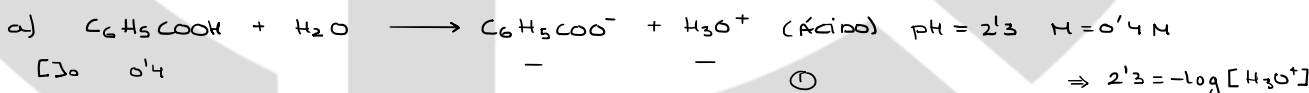


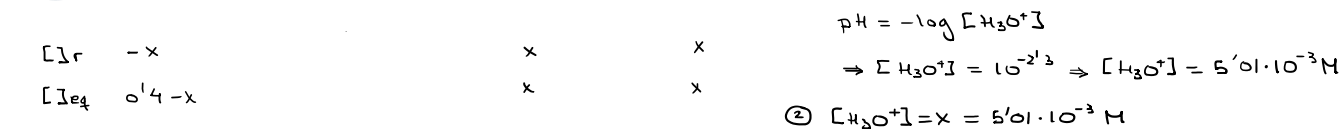
d) Al añadir un ácido, el pH disminuye, por lo que la concentración de  $\text{OH}^-$  también disminuye. Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza para contrarrestar ese cambio, así que el equilibrio se desplaza hacia la formación de los iones, aumentando la solubilidad.

### 2022 JULIO COINCIDENTE B.5

Se tiene una disolución acuosa de ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) 0,40 M con un pH de 2,3. Calcule:

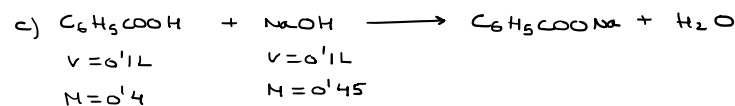
- a) El grado de disociación.
- b) El valor de  $K_a$  del ácido benzoico.
- c) El pH de la disolución resultante al mezclar 100 mL de la disolución de ácido benzoico con 100 mL de una disolución 0,45 M de hidróxido de sodio.





$$\textcircled{3} \alpha = \frac{x}{[I]_0} \Rightarrow \alpha = \frac{5.01 \cdot 10^{-3}}{0.14} = 1.25 \cdot 10^{-2} \quad \boxed{\alpha = 1.25\%}$$

$$b) K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} \quad K_a = \frac{x \cdot x}{0.14-x} \Rightarrow K_a = \frac{5.01 \cdot 10^{-3} \cdot 5.01 \cdot 10^{-3}}{0.14 - 5.01 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \boxed{K_a = 6.35 \cdot 10^{-5}}$$



• Sacamos moles:  $n = \frac{M}{V} \Rightarrow n_{C_6H_5COOH} = 0.1 \cdot 0.14 = 0.04 \text{ moles}$ ;  $n_{NaOH} = 0.1 \cdot 0.145 = 0.045 \text{ moles}$

• Como por cada mol de  $C_6H_5COOH$  se consumen un mol de  $NaOH$ , así que sobran moles de  $NaOH$ :  
 $0.045 - 0.04 = 0.005 \text{ moles de } NaOH$

• El  $NaOH$  que queda en exceso reacciona con el agua:  $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$   
 $[NaOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.005}{0.1+0.1} = 2.5 \cdot 10^{-2} M \longrightarrow 2.5 \cdot 10^{-2} \quad 2.5 \cdot 10^{-2} \quad 2.5 \cdot 10^{-2}$

$$[OH^-] = 2.5 \cdot 10^{-2} \Rightarrow pOH = -\log [OH^-] \Rightarrow pOH = -\log(2.5 \cdot 10^{-2}) = 1.6$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 1.6 \Rightarrow \boxed{pH = 12.4}$$

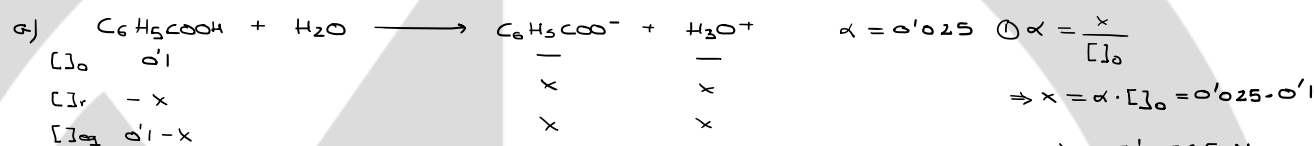
#### 2022 JULIO A.4

Una disolución acuosa de ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) 0,100 M tiene un grado de disociación del 2,5%.

a) Determine la constante de disociación del ácido y la constante de basicidad de su base conjugada.

b) Calcule el pH de la disolución.

c) Determine el volumen de disolución de  $NaOH$  0,0500 M que habría que añadir a 50,0 mL de la disolución del ácido para neutralizarlo completamente. Razone si el pH final será ácido, básico o neutro.



$$\textcircled{2} K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} \Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{0.1-x} \Rightarrow K_a = \frac{0.0025^2}{0.1-0.0025} = \boxed{6.41 \cdot 10^{-5}}$$

$$\textcircled{3} K_a \cdot K_b = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} \rightarrow \boxed{K_b = 1.56 \cdot 10^{-10}}$$

$$b) [H_3O^+] = 0.0025 M \Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log 0.0025 =$$



• Por cada mol de  $C_6H_5COOH$  se utiliza un mol de  $NaOH$ . Por tanto  $n_{C_6H_5COOH} = n_{NaOH}$

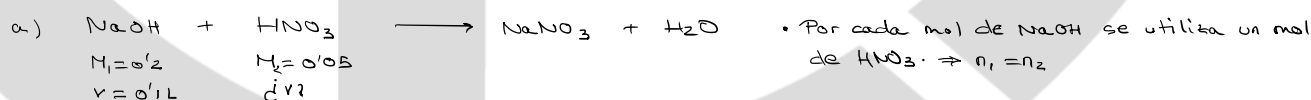
$$\left. \begin{array}{l} M_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \\ M_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 \end{array} \right\} M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow 0.1 \cdot 0.05 = 0.05 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 0.1L \text{ de disolución de } NaOH.$$

#### 2022 JULIO B.4

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

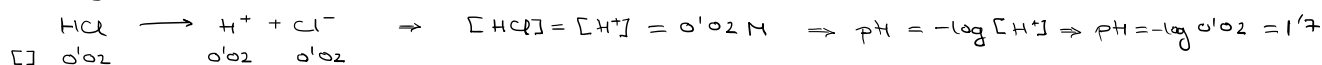
a) Tras la adición de hidróxido de sodio 0,20 M a 100 mL de ácido nítrico 0,050 M se obtiene una disolución de pH neutro. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el volumen que se añade de la base.

b) El ácido láctico (HA) es un compuesto orgánico con una constante de acidez de  $1.38 \cdot 10^{-4}$  y masa molecular 90,0 g  $mol^{-1}$ . Se preparan 100 mL de una disolución de ácido láctico cuyo pH es el mismo que el de otra disolución de HCl 0,0200 M. Determine los gramos de ácido láctico necesarios para preparar la disolución.

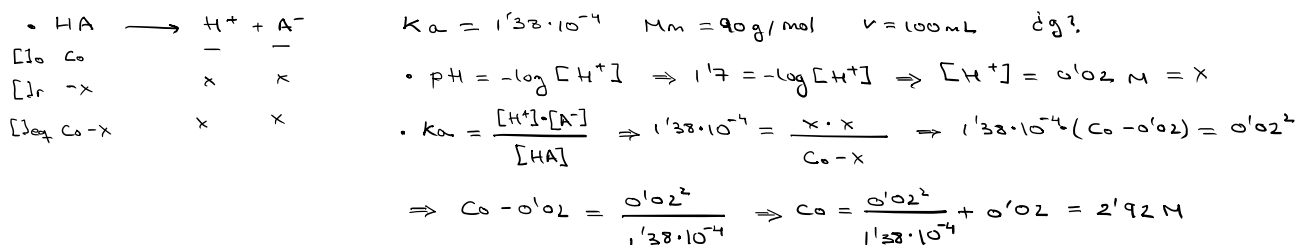


$$\left. \begin{aligned} \bullet M_1 &= \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \\ \bullet M_2 &= \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 \end{aligned} \right\} M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow 0.2 \cdot 0.1 = 0.05 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{0.2 \cdot 0.1}{0.05} = \boxed{0.4 \text{ L}}$$

b) Cogemos la disolución de HCl:



• El pH del HCl es igual al pH del ácido láctico.



$$\bullet M = \frac{n_{\text{HA}}}{V} \Rightarrow n_{\text{HA}} = M \cdot V = 2.92 \cdot 0.1 = 0.292 \text{ moles}$$

$$\bullet n = \frac{m}{M_m} \Rightarrow m = n \cdot M_m = 0.292 \cdot 90 \Rightarrow \boxed{m_{\text{HA}} = 26.28 \text{ g}}$$

### 2022 JUNIO COINCIDENTE A.3

Se disuelven 3,70 g de ácido propanoico en agua hasta obtener 6,00 L de disolución, cuyo pH es 3,48. Calcule:

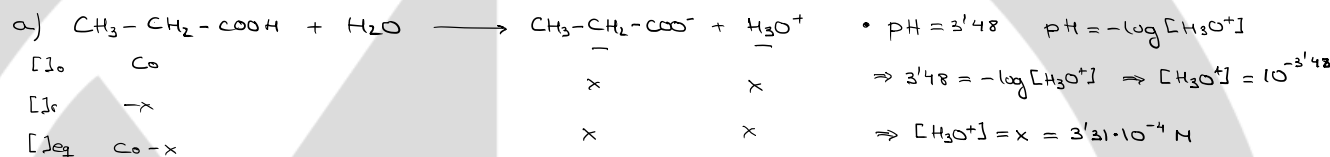
a) El grado de disociación del ácido propanoico.

b)  $K_a$  del ácido propanoico.

c)  $K_b$  de la especie conjugada.

d) El volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,15 M necesario para neutralizar 30 mL de la disolución de ácido propanoico.

Datos: Masas atómicas (u): H=1,0; C=12,0; O=16,0.



• Sacamos la concentración inicial:  $M_m(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}) = 3 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 74 \text{ g/mol}$

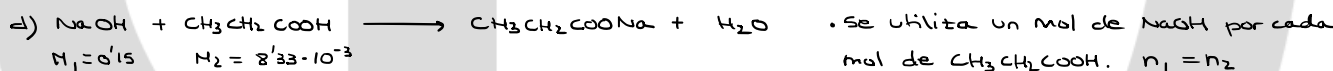
$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{3.7}{74} = 0.05 \text{ moles}$$

$$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}] = C_0 = \frac{n}{V} = \frac{0.05}{6} = 8.33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\bullet \text{Sacamos } \alpha = \frac{x}{[\text{I}_0]} \Rightarrow \alpha = \frac{3.31 \cdot 10^{-4}}{8.33 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \alpha = 3.97 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \boxed{\alpha = 3.97 \%}$$

$$\text{b) } K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}]} \Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{C_0 - x} = \frac{(3.31 \cdot 10^{-4})^2}{8.33 \cdot 10^{-3} - 3.31 \cdot 10^{-4}} \Rightarrow \boxed{K_a = 1.37 \cdot 10^{-5}}$$

$$\text{c) } K_a \cdot K_b = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} \Rightarrow \boxed{K_b = 7.3 \cdot 10^{-10}}$$



$$\begin{array}{l} M_1 = 0.15 \quad M_2 = 8.33 \cdot 10^{-3} \\ \text{¿} V_1? \quad V_2 = 30 \text{ mL} \end{array}$$

$$\left. \begin{aligned} \bullet M_1 &= \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \\ \bullet M_2 &= \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 \end{aligned} \right\} M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow 0.15 \cdot V_1 = 8.33 \cdot 10^{-3} \cdot 0.03 \Rightarrow V_1 = \frac{8.33 \cdot 10^{-3} \cdot 0.03}{0.15}$$

$$\Rightarrow \boxed{V_1 = 1.67 \cdot 10^{-3} \text{ L}}$$

### 2022 JUNIO COINCIDENTE B.5

Considere tres disoluciones acuosas, de idéntica concentración, de los compuestos: NaCN,  $\text{KNO}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

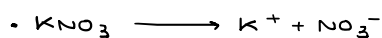
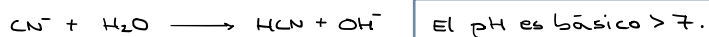
a) Deduzca si las disoluciones son ácidas, básicas o neutras.

b) Ordénelas, razonadamente, en orden decreciente de pH.

Datos:  $K_a(\text{HCN}) = 4.9 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

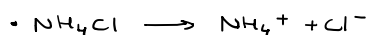


- El ion  $\text{Na}^+$  proviene de la base fuerte  $\text{NaOH}$ . El  $\text{Na}^+$  es el ácido conjugado débil, por lo que no da hidrólisis.
- El  $\text{CN}^-$  proviene del ácido débil  $\text{HCN}$ . El  $\text{CN}^-$  es su base conjugada fuerte, por lo que da hidrólisis:



- El  $\text{K}^+$  proviene de base fuerte  $\text{KOH}$ . El  $\text{K}^+$  es su ácido conjugado débil. No da hidrólisis.
- El  $\text{NO}_3^-$  proviene de ácido fuerte  $\text{HNO}_3$ . El  $\text{NO}_3^-$  es su base conjugada fuerte y no da hidrólisis.

Su pH es neutro,  $\text{pH} = 7$ .



- El  $\text{NH}_4^+$  proviene de  $\text{NH}_3$  base débil. El  $\text{NH}_4^+$  es su ácido conjugado fuerte y da hidrólisis.



- El  $\text{Cl}^-$  proviene de ácido fuerte  $\text{HCl}$ . El  $\text{Cl}^-$  es su base conjugada débil, y no da hidrólisis.

El pH es ácido,  $\text{pH} < 7$ .

$$\text{b) } \text{pH}(\text{NaCN}) > \text{pH}(\text{KNO}_3) > \text{pH}(\text{NH}_4\text{Cl})$$

#### 2022 JUNIO B.4

El agua de una piscina a la que se ha añadido ácido hipocloroso tiene un  $\text{pH} = 7,5$ .

a) Escriba la reacción y calcule la concentración inicial del ácido hipocloroso en la piscina.

b) Si observamos que el pH de la piscina ha aumentado hasta 7,8, justifique con las reacciones adecuadas y sin hacer cálculos, cuál de los siguientes reactivos debemos añadir para restablecer el pH a 7,5:  $\text{NaOH}$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{NaCl}$ .

Dato.  $K_a$  (ácido hipocloroso) =  $3,2 \times 10^{-8}$ .

a) Ácido hipocloroso =  $\text{HClO}$   $\text{pH} = 7,5$



|                |                  |                |                        |
|----------------|------------------|----------------|------------------------|
| $[\text{C}]_0$ | $\text{HClO}$    | $\text{ClO}^-$ | $\text{H}_3\text{O}^+$ |
|                | -                | +              | +                      |
| $[\text{I}]_r$ | -x               | x              | x                      |
| $[\text{E}]_e$ | $\text{C}_0 - x$ | x              | x                      |

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} \Rightarrow 3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot x}{\text{C}_0 - x} \Rightarrow \text{C}_0 - x = \frac{x^2}{3,2 \cdot 10^{-8}} \Rightarrow \text{C}_0 = \frac{(3,2 \cdot 10^{-8})^2}{3,2 \cdot 10^{-8}} + 3,2 \cdot 10^{-8}$$

$$\Rightarrow \text{C}_0 = 6,28 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow 7,5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-7,5} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 3,16 \cdot 10^{-8} \text{ M} \end{aligned}$$

b) El pH ha aumentado a 7,8 y lo que vemos bajar a 7,5. Para disminuir el pH debemos añadir un ácido. De los compuestos dados el  $\text{NaOH}$  es una base, el  $\text{HCl}$  es un ácido y el  $\text{NaCl}$  es una sal que dará  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  pero ninguno de estos iones dará hidrólisis.

Así que para bajar el pH, añadiremos  $\text{HCl}$ .

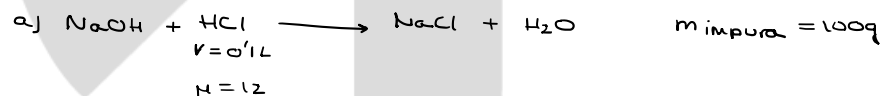
#### 2022 MODELO A.2

Responda las siguientes cuestiones:

a) Obtenga el porcentaje de riqueza en masa de una muestra de hidróxido de sodio, sabiendo que 100 g de muestra son neutralizados con 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 12 M.

b) Calcule el pH de una disolución preparada al añadir 22 g de la muestra de hidróxido de sodio del apartado anterior, a 200 mL de una disolución de ácido clorhídrico 2,0 M. Considere que no hay cambio de volumen.

Datos. Masas atómicas (u):  $\text{H} = 1$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Na} = 23$ .



• Por cada mol de  $\text{HCl}$  se utiliza un mol de  $\text{NaOH} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = M \cdot V = 12 \cdot 0,1 = 1,2 \text{ moles HCl} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 1,2 \text{ moles}$$

• Pasamos los moles a masa  $\Rightarrow M_m(\text{NaOH}) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40 \text{ g/mol}$

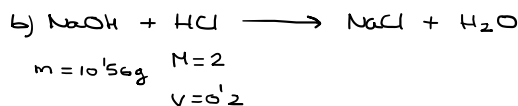
$$n = \frac{m}{M_m} \Rightarrow m = n \cdot M_m = 1,2 \cdot 40 = 48 \text{ g de NaOH}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_t} \cdot 100 \Rightarrow \% \text{ masa} = \frac{48}{100} \cdot 100 = 48\%$$



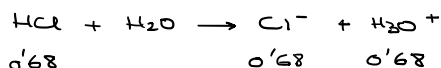
mo

100



$$m_{\text{impura (NaOH)}} = 22\text{g} \quad m_{\text{NaOH}} = 0'48 \cdot 22 = 10'56\text{g}$$

- Sabemos que por cada mol de HCl se utiliza un mol de NaOH.
- Sacamos los moles de HCl  $\Rightarrow N = \frac{n}{V} \Rightarrow n = N \cdot V = 2 \cdot 0'2 = 0'4$  moles de HCl
- Sacamos los moles de NaOH  $\Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{10'56}{40} = 0'264$  moles
- Va a sobrar moles de HCl  $= 0'4 - 0'264 = 0'136$  moles sobran de HCl.
- El HCl que sobra reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}$ .



Calculamos la nueva concentración:  $N = \frac{n}{V} = \frac{0'136}{0'2} \Rightarrow N = 0'68\text{M}$

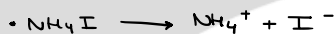
$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0'68\text{M} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 0'68 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 0'167}$$

## 2022 MODELO B.5

Considere disoluciones acuosas de idéntica concentración de los compuestos: HCl,  $\text{NH}_4\text{I}$ , NaBr y KCN.

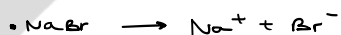
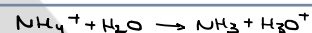
- a) Deduzca, sin hacer cálculos, si las disoluciones son ácidas, básicas o neutras. Escriba las reacciones correspondientes.  
b) Ordénelas, razonadamente, en orden creciente de pH.

Datos:  $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \times 10^{-10}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ .



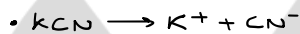
- El  $\text{NH}_4^+$  es el ácido conjugado fuerte del  $\text{NH}_3$ , así que da hidrólisis.

- El  $\text{I}^-$  es la base conjugada débil del HI, así que no da hidrólisis. La disolución es ácida



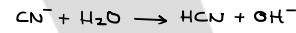
- El  $\text{Na}^+$  es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH. No da hidrólisis.

- El  $\text{Br}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HBr. No da hidrólisis. La disolución es neutra



- El  $\text{K}^+$  es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH. No da hidrólisis. La disolución es básica

- El  $\text{CN}^-$  es la base conjugada fuerte del ácido débil HCN. Da hidrólisis.



La disolución es básica

- b) Cuanto más básica, mayor pH. Entre los que son disoluciones ácidas, HCl y  $\text{NH}_4\text{I}$ , el HCl tiene menor pH ya que es un ácido fuerte y el  $\text{NH}_4\text{I}$  es una sal.

$$\boxed{\text{pH}(\text{HCl}) < \text{pH}(\text{NH}_4\text{I}) < \text{pH}(\text{NaBr}) < \text{pH}(\text{KCN})}$$

## 2021 JULIO COINCIDENTE A.3

Se prepara una disolución disolviendo 5,00 g de hidróxido de sodio en agua hasta un volumen final de 250 mL.

- a) Calcule el pH de la disolución.

- b) Si se diluye la disolución anterior hasta 2,0 L, ¿cuál será el nuevo pH?

- c) Calcule el volumen necesario de una disolución 0,100 M de ácido sulfúrico necesario para neutralizar 50,0 mL de la disolución inicial. Formule la reacción.

Datos: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0.



$$m_{\text{NaOH}} = 5\text{g}; V = 0'25\text{L} \quad \text{• Sacamos } M_m(\text{NaOH}) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40\text{g/mol}$$

$$\text{• Sacamos moles NaOH: } n = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{40} = 0'125 \text{ moles}$$

$$\text{• Sacamos } [\text{NaOH}]: N = \frac{n}{V} = \frac{0'125}{0'25} = 0'5\text{M}$$

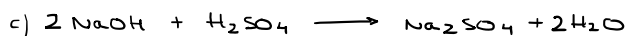
$$\text{• } [\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0'5\text{M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0'5 \Rightarrow \text{pOH} = 0'301$$

$$\text{• } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0'301 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 13'67}$$

b) Sacamos la nueva concentración:  $N = \frac{n}{V} = \frac{0'125}{2} = 0'0625\text{M}$

$$\text{• } [\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0'0625\text{M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 0'0625 \Rightarrow \text{pOH} = 1'204$$

•  $pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 1.204 = 12.796$



$n_1 = 0.5 \quad n_2 = 0.1$

$V_1 = 0.05 L \quad V_2 = ?$

• Por cada mol de  $H_2SO_4$  se utilizan dos moles de  $NaOH \Rightarrow n_2 = 2 \cdot n_1$

•  $M_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1$  } Sustituimos en  $n_2 = 2n_1$

•  $M_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2$

$M_2 \cdot V_2 = 2 \cdot M_1 \cdot V_1 \Rightarrow 0.1 \cdot V_2 = 2 \cdot 0.5 \cdot 0.05 \Rightarrow V_2 = \frac{2 \cdot 0.5 \cdot 0.05}{0.1}$   
 $\Rightarrow V_2 = V_{H_2SO_4} = 0.5 L$

### 2021 JULIO COINCIDENTE B.3

Justifique, detallando las reacciones que considere necesarias, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Si se añade agua destilada a una disolución de HCl de pH = 4, aumenta la concentración de protones.

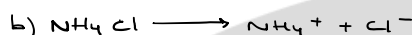
b) Si se añade cloruro de amonio a una disolución de pH = 7, disminuye el pH.

c) Al añadir unas gotas de hidróxido de sodio  $10^{-3} M$  a una disolución 1 M de cloruro de sodio, el pH será neutro.

d) Al añadir unas gotas de hidróxido de sodio  $10^{-3} M$  a una disolución 1 M de hidróxido de amonio, el pH será básico.

Dato:  $K_b(NH_3) = 1.8 \times 10^{-5}$ .

a) **FALSO**. Al añadir agua destilada, disminuye la concentración del HCl y por tanto también disminuye la concentración del  $H_3O^+$ .

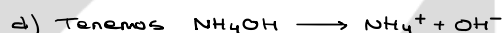


- El  $Cl^-$  es la base conjugada débil del HCl. No da hidrólisis.

- El  $NH_4^+$  es el ácido conjugado fuerte del  $NH_3$ . Da hidrólisis  $\rightarrow NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$   
 $\downarrow$  Da pH < 7 Ácido.

**VERDADERO**.

c) Tenemos  $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ . Al añadir  $NaOH$  que da  $Na^+$  y  $OH^-$ , se está aumentando la concentración de  $OH^-$ , así que el pH aumentará. **FALSO**



- El  $NH_4^+$  es el ácido conjugado fuerte del  $NH_3$ . Da hidrólisis y da pH ácido.

- El  $OH^-$  da lugar a pH básico.

• Como hay misma concentración de  $NH_4^+$  y  $OH^- \rightarrow$  la disolución  $NH_4OH$  es neutra.

2021 JULIO A.3 Al añadir  $NaOH$  que es base fuerte, el pH será básico > 7.

**VERDADERO**

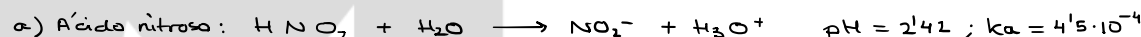
Se prepara una disolución de ácido nitroso de pH = 2,42.

a) Determine la concentración inicial del ácido.

b) Calcule el grado de disociación del ácido.

c) A 200 mL de la disolución del enunciado se le adicionan 500 mg de  $NaOH$ . Escriba la reacción que transcurre y justifique si el pH de la disolución resultante es ácido, básico o neutro.

Datos:  $K_a$  (ácido nitroso) =  $4.5 \times 10^{-4}$ . Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.



$[I]_0 \quad C_0$

$[I]_r \quad -x$

$[I]_{eq} \quad C_0 - x$

$x$

$x$

$x$

$x$

•  $pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2.42}$   
 $\Rightarrow [H_3O^+] = x = 3.79 \cdot 10^{-3} M$

•  $K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} \Rightarrow 4.5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{C_0 - x} \Rightarrow C_0 - x = \frac{x^2}{4.5 \cdot 10^{-4}} \Rightarrow C_0 = \frac{x^2}{4.5 \cdot 10^{-4}} + x$

$\Rightarrow C_0 = \frac{(3.79 \cdot 10^{-3})^2}{4.5 \cdot 10^{-4}} + 3.79 \cdot 10^{-3} \Rightarrow C_0 = 3.57 \cdot 10^{-2} M$

b)  $\alpha = \frac{x}{[I]_0} \Rightarrow \alpha = \frac{3.79 \cdot 10^{-3}}{3.57 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow \alpha = 0.106 \Rightarrow \alpha = 10.6\%$



$V_1 = 0.2 L$

$M_1 = 3.57 \cdot 10^{-2}$

•  $m_{NaOH} = 500 mg = 0.5 g$

•  $M_m(NaOH) = 1.23 + 1.16 + 1.1 = 40 g/mol$

• Sabemos que por cada mol de  $HNO_2$  se utiliza un mol de  $NaOH$ . Con esto, averiguamos cuál está en exceso. Sacamos los moles que tenemos:

-  $n_{NaOH} = \frac{m}{M_m} = \frac{0.5}{40} = 0.0125 \text{ moles}$

-

$V_1 = 3.57 \cdot 10^{-2} \cdot 0.2 = 0.0075 \text{ moles}$

}  $n_{NaOH} > n_{HNO_2}$ . El  $NaOH$  está en exceso.  
moles en exceso =  $0.0125 - 0.0075 = 0.005$

$$M_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1$$

- El NaOH que está en exceso se disocia  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ , aumentando la concentración de  $[\text{OH}^-]$  siendo el  $\text{pH} > 7$ , **básico**.

### 2021 JULIO B.3

Responda las siguientes cuestiones:

- a) Ordene por orden creciente de pH las disoluciones acuosas de igual concentración de los siguientes compuestos: HF,  $\text{NH}_3$ , HCN y NaCl. Razone la respuesta.
- b) Calcule la concentración de una disolución de ácido acético sabiendo que 75 mL de esta disolución se neutralizan con 100 mL de una disolución de hidróxido de potasio 0,15 M.

Datos.  $K_a(\text{HF}) = 1,4 \times 10^{-4}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \times 10^{-10}$ .

- a) HF = es un ácido  $\text{pH} < 7$   
 $\text{NH}_3$  = es una base  $\text{pH} > 7$   $\Rightarrow$  Entre los dos ácidos, a mayor  $K_a$ , más ácido y menor pH.  
 HCN = es un ácido  $\text{pH} < 7$   
 NaCl = sal  $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$  Ninguno de los iones da hidrólisis.  $\text{pH} = 7$ .
- Colocados de menor a mayor pH:  $\text{pH}(\text{HF}) < \text{pH}(\text{HCN}) < \text{pH}(\text{NaCl}) < \text{pH}(\text{NH}_3)$

- b)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$  • Sabemos que para un mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  se utiliza un mol de KOH:  $n_1 = n_2$
- $M_1 = ?$   $M_2 = 0,15$   
 $V_1 = 0,075$   $V_2 = 0,1$

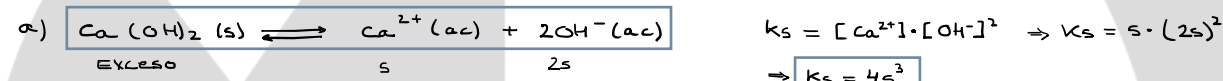
$$\left. \begin{aligned} M_1 &= \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \\ M_2 &= \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 \end{aligned} \right\} M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow M_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{V_1} \Rightarrow M_1 = \frac{0,15 \cdot 0,1}{0,075} \Rightarrow M_1 = 0,2 \text{ mol/L}$$

### 2021 JUNIO COINCIDENTE A.4

El hidróxido de calcio es muy insoluble en agua. Responda las siguientes cuestiones:

- a) Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio, detallando el estado de cada especie, y escriba la expresión para  $K_s$  en función de la solubilidad.
- b) Determine el valor de la solubilidad del hidróxido de calcio en  $\text{mol L}^{-1}$  y en  $\text{g L}^{-1}$ .
- c) Determine la  $[\text{OH}^-]$  y el pH de una disolución saturada de hidróxido de calcio.
- d) Justifique si la adición de unas gotas de HCl aumenta o disminuye la cantidad de hidróxido de calcio disuelto.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Ca = 40,1.  $K_s(\text{hidróxido de calcio}) = 5,0 \times 10^{-6}$ .



b)  $K_s = 4s^3 \Rightarrow 5 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \Rightarrow s^3 = \frac{5 \cdot 10^{-6}}{4} \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{5 \cdot 10^{-6}}{4}} \Rightarrow s = 1,077 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

•  $M_m(\text{Ca(OH)}_2) = 1 \cdot 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74 \text{ g/mol}$

•  $s = 1,077 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{74 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,797 \text{ g/L}$

c) Como está saturada  $[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1,077 \cdot 10^{-2} = 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

•  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log 2,15 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pOH} = 1,67$  •  $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,67 = 12,33$

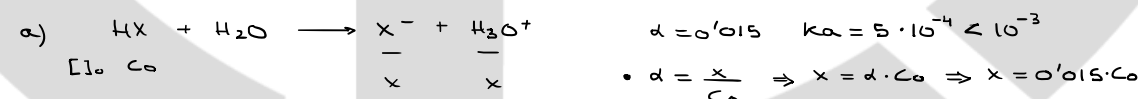
- d) El HCl se disocia formando  $\text{H}^+$ , y estos reaccionan con los  $\text{OH}^-$ , disminuyendo la concentración de  $\text{OH}^-$ , por lo que el equilibrio se desplaza hacia los productos, aumentando la solubilidad. Así que aumenta el  $\text{Ca(OH)}_2$  disuelto.

### 2021 JUNIO COINCIDENTE B.5

Una disolución de ácido débil HX tiene un grado de disociación  $\alpha = 0,015$ . Calcule:

- a) La molaridad inicial de la disolución de HX y su pH.
- b) La masa de KOH necesaria para preparar 100 mL de una disolución 0,75 M, y el volumen de dicha disolución que se utilizará para valorar 15 mL de HX.
- c) Justifique, sin realizar cálculos, si el pH en el punto de equivalencia de la valoración realizada en el apartado b) es ácido, básico o neutro.

Datos.  $K_a(\text{HX}) = 5,0 \times 10^{-4}$ . Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; K = 39,1.



$$\begin{array}{c}
 [I_r] - x \\
 [I_{eq}] Co - x
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{c}
 x \\
 x
 \end{array}$$

$$K_a = \frac{[X^-] \cdot [H_3O^+]}{[HX]} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{Co - x} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = \frac{(0'015 Co)^2}{Co} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = \frac{2'25 \cdot 10^{-4} \cdot Co^2}{Co}$$

$\rightarrow$  podemos quitarlo porque  $K_a < 10^{-3}$

$\Rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = 2'25 \cdot 10^{-4} Co$

$\Rightarrow Co = 2'22 M$

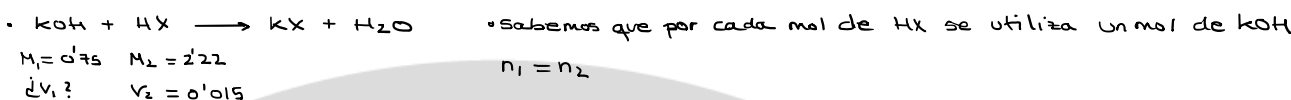
$$[H_3O^+] = x = 0'015 \cdot Co = 0'015 \cdot 2'22 = 3'33 \cdot 10^{-2} M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log 3'33 \cdot 10^{-2} \Rightarrow pH = 1'48$$

b)  $V = 0'1 L$ ;  $M = 0'75 M \Rightarrow M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 0'75 \cdot 0'1 = 0'075 \text{ moles}$

$M_m(KOH) = 1 \cdot 39'1 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 56'1 g/mol$

$n = \frac{m}{M_m} \Rightarrow m = n \cdot M_m = 0'075 \cdot 56'1 = 4'21 g$



$$\begin{aligned}
 n_1 &= \frac{M_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \\
 n_2 &= \frac{M_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2
 \end{aligned}
 \quad
 \left.
 \begin{aligned}
 &M_1 \cdot V_1 = n_1 \\
 &M_2 \cdot V_2 = n_2
 \end{aligned}
 \right\}
 n_1 = n_2 \Rightarrow 0'75 \cdot V_1 = 2'22 \cdot 0'015 \Rightarrow V_1 = \frac{2'22 \cdot 0'015}{0'75} \Rightarrow$$

$V_1 = 4'44 \cdot 10^{-2} L$

c) En el punto de equivalencia, el ácido HX es débil ( $K_a < 10^{-3}$ ) por lo que su base conjugada fuerte ( $X^-$ ) produce hidrólisis, siendo el pH básico ( $> 7$ ).

#### 2021 JUNIO A.2

Conteste razonadamente las siguientes preguntas para los siguientes ácidos:  $HNO_2$ , HF y HCN.

a) Suponiendo disoluciones acuosas de igual concentración de cada uno de ellos, explique cuál presenta menor pH.

b) Justifique y ordene de mayor a menor basicidad las bases conjugadas.

c) Obtenga el pH de una disolución acuosa 0,2 M de HCN.

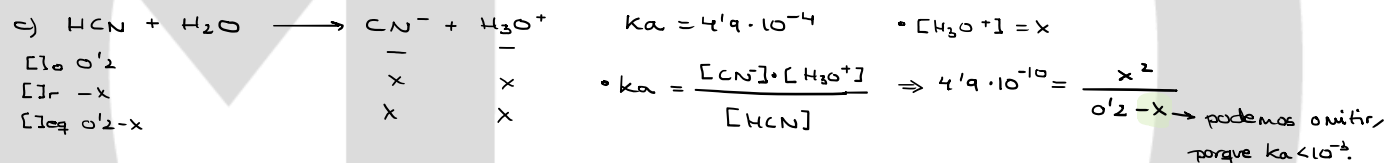
Datos:  $K_a(HNO_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_a(HF) = 7,1 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_a(HCN) = 4,9 \cdot 10^{-10}$ .

a) A mayor constante de acidez ( $K_a$ ), menor pH. Por lo que el más ácido y con menor pH es  $HNO_2$ .

b) Bases conjugadas:  $HNO_2 \rightarrow NO_2^-$ ;  $HF \rightarrow F^-$ ;  $HCN \rightarrow CN^-$ .

A menor constante de acidez ( $K_a$ ), mayor constante de basicidad ( $K_b$ ) de su base conjugada.

Colocadas de mayor a menor basicidad  $K_b(NO_2^-) > K_b(CN^-) > K_b(F^-)$



$$\Rightarrow 4'9 \cdot 10^{-10} \cdot 0'2 = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{4'9 \cdot 10^{-10} \cdot 0'2} = 9'9 \cdot 10^{-6} mol/L = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log 9'9 \cdot 10^{-6} \Rightarrow pH = 5$$

#### 2021 MODELO A.4

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

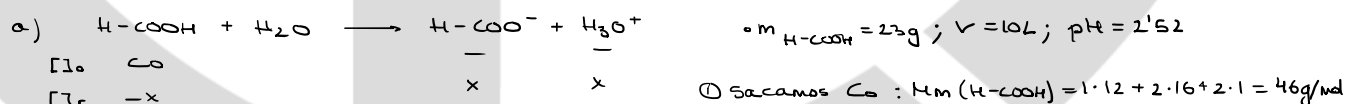
a) El grado de disociación del ácido metanoico.

b)  $K_a$  del ácido metanoico.

c)  $K_b$  de la especie conjugada.

d) El volumen de una disolución de hidróxido de potasio 0,20 mol  $L^{-1}$  necesario para neutralizar 10,0 mL de la disolución de ácido metanoico.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.



$$[I_{eq} \text{ Co} - x$$

$$x \quad x$$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{23}{46} = 0.5 \text{ moles}$$

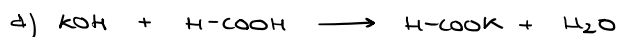
$$C_0 = \frac{n}{V} \Rightarrow C_0 = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ M}$$

$$\textcircled{2} \text{ Sacamos } [H_3O^+] = x : pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow 2.52 = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2.52} \Rightarrow [H_3O^+] = 3.02 \cdot 10^{-3}$$

$$\textcircled{3} \alpha = \frac{x}{C_0} \Rightarrow \alpha = \frac{3.02 \cdot 10^{-3}}{0.05} \Rightarrow \alpha = 6.04 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \boxed{\alpha = 6.04\%}$$

$$b) K_a = \frac{[H-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[H-COOH]} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(3.02 \cdot 10^{-3})^2}{0.05 - 3.02 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \boxed{K_a = 1.94 \cdot 10^{-4}}$$

$$c) K_a \cdot K_b = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} \Rightarrow \boxed{K_b = 5.15 \cdot 10^{-11}}$$



$$M_1 = 0.2 \quad M_2 = 0.05$$

$$V_1 = ?$$

$$V_2 = 0.01$$

Sabemos que por un mol de KOH se utiliza un mol de H-COOH:  $n_1 = n_2$ .

$$\begin{cases} M_1 \cdot V_1 = n_1 \\ M_2 \cdot V_2 = n_2 \end{cases} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 \quad n_2 = M_2 \cdot V_2 \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1} = \frac{0.05 \cdot 0.01}{0.2} \Rightarrow \boxed{V_1 = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ L}}$$

### 2021 MODELO B.3

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

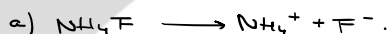
a) Fluoruro de amonio.

b) Nitrito de sodio.

c) Nitrato de potasio.

d) Cloruro de amonio.

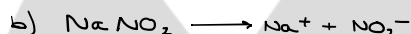
Datos.  $K_a$  (HF) =  $6.8 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_a$  (HNO<sub>2</sub>) =  $4.4 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_b$  (NH<sub>3</sub>) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .



-El NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (amonio) es el ácido conjugado fuerte del NH<sub>3</sub>. Da hidrólisis  $NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$

-El F<sup>-</sup> es la base conjugada fuerte del HF. Da hidrólisis.  $F^- + H_2O \rightarrow HF + OH^-$

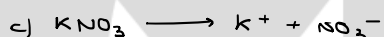
En este caso, el pH depende de las constantes  $K_a$ . Como  $K_a$  (HF) >  $K_b$  (NH<sub>3</sub>)  $\Rightarrow K_b$  (F<sup>-</sup>) <  $K_a$  (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) por lo que **el pH será ácido.**



-El Na<sup>+</sup> es el ácido conjugado débil del NaOH. No da hidrólisis.

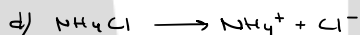
-El NO<sub>2</sub><sup>-</sup> es la base conjugada fuerte del HNO<sub>2</sub> (ácido débil). Da hidrólisis.

$NO_2^- + H_2O \longrightarrow HNO_2 + OH^-$  Por lo que el **pH es básico (pH > 7)**



-El K<sup>+</sup> es el ácido conjugado débil del KOH (base fuerte). No da hidrólisis.

-El NO<sub>3</sub><sup>-</sup> es la base conjugada débil del HNO<sub>3</sub> (ácido fuerte). No da hidrólisis. **El pH es neutro.**



-El NH<sub>4</sub><sup>+</sup> es el ácido conjugado fuerte del NH<sub>3</sub> (base débil). Da hidrólisis.  $NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$

-El Cl<sup>-</sup> es la base conjugada débil del HCl (ácido fuerte). No da hidrólisis.

**El pH será ácido.**

### 2020 SEPTIEMBRE A.2

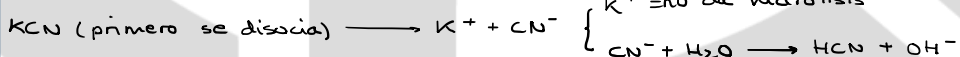
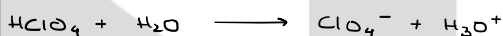
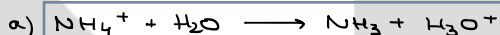
Se preparan las siguientes disoluciones acuosas: NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, HClO<sub>4</sub> y KCN.

a) Escriba las reacciones de disociación en agua de cada una de las especies.

b) Justifique sin hacer cálculos si el pH de cada disolución es ácido, básico o neutro.

c) Si se parte de la misma concentración inicial, explique cuál de las disoluciones tiene mayor basicidad.

Datos.  $K_a$  (ácido acético) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a$  (ácido cianhídrico) =  $4.9 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_b$  (amoníaco) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .



- b)  $\text{NH}_4^+$ : da un **pH ácido** ya que el  $\text{NH}_4^+$  cede un  $\text{H}^+$  (hidronio). Es el ácido conjugado fuerte del  $\text{NH}_3$ .  
 $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ : da un **pH básico** ya que gana un  $\text{H}^+$ . Es la base conjugada fuerte del  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .  
 $\text{HClO}_4$ : es un ácido fuerte y cede un  $\text{H}^+$ . Da **pH ácido**.  
 $\text{CN}^-$ : se disocia en  $\text{K}^+$  y  $\text{CN}^-$ . El  $\text{CN}^-$  gana un  $\text{H}^+$  y es la base conjugada fuerte del  $\text{HCN}$ .  
 Da **pH básico**.

c) Los de mayor basicidad serán los que dan pH básico. Entre ellos, comparamos sus  $K_b$ .

$$\text{CH}_3\text{-COO}^-: K_b \cdot K_a = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1'8 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow K_b = 5'56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{CN}^-: K_b = \frac{10^{-14}}{4'9 \cdot 10^{-10}} \Rightarrow K_b = 2'04 \cdot 10^{-5}$$

El de mayor  $K_b$  será el de mayor basicidad. Así que será **más básico el  $\text{CN}^-$** .

#### 2020 JULIO COINCIDENTE A.4

Se prepara una disolución saturada de hidróxido de bario en agua a 25 °C, alcanzándose un valor de pH = 11.

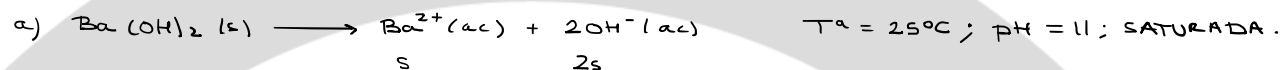
a) Formule el equilibrio de solubilidad de la sal, indicando el estado de cada especie, y determine su solubilidad en g/L.

b) Calcule  $K_s$ .

c) Obtenga la masa máxima, en g, de hidróxido de bario que se puede disolver en 2 L de agua.

d) Justifique cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de bario una disminución del pH de la disolución.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Ba = 137,3



$$\bullet \text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 11 = 3$$

$$\bullet \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow 3 = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\bullet [\text{OH}^-] = 2s \Rightarrow s = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{10^{-3}}{2} \Rightarrow s = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \bullet M_m (\text{Ba(OH)}_2) = 1 \cdot 137'3 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 171'3 \text{ g/mol}$$

$$\bullet 5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{171'3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 8'57 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

$$\text{b) } K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow K_s = s \cdot (2s)^2 \Rightarrow K_s = 4s^3 \Rightarrow K_s = 4 \cdot (5 \cdot 10^{-4})^3 \Rightarrow K_s = 1 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{c) Lo máximo que se puede disolver por litro} = 8'57 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

$$8'57 \cdot 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} = 0'717 \text{ g de Ba(OH)}_2$$

d) Si disminuye el pH, aumenta la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y disminuye la de  $[\text{OH}^-]$ , por lo que el equilibrio se desplaza hacia los productos y **aumenta la solubilidad** del  $\text{Ba(OH)}_2$ .

#### 2020 JULIO COINCIDENTE B.5

Se preparan 75 mL de una disolución de un ácido débil HX 0,1 M y en el equilibrio se alcanza un pH de 2,5.

a) Determine el grado de disociación y la constante de acidez de HX.

b) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 1,0 g de KOH a la disolución del enunciado. Considere que no hay cambio de volumen.

c) Explique, sin realizar cálculos, cómo varía el pH de la disolución si se añade agua.

Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; K = 39,1.



$$[\text{I}]_0 \quad 0'1 \quad - \quad -$$

$$[\text{I}]_r \quad -x \quad x \quad x$$

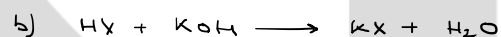
$$[\text{I}]_{eq} \quad 0'1-x \quad x \quad x$$

$$\bullet \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow 2'5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2'5} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3'16 \cdot 10^{-3} \text{ M} = x$$

$$\bullet \alpha = \frac{x}{[\text{I}]_0} \Rightarrow \alpha = \frac{3'16 \cdot 10^{-3}}{0'1} = 3'16 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 3'16\%$$

$$\bullet K_a = \frac{[\text{X}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{0'1-x} = \frac{(3'16 \cdot 10^{-3})^2}{0'1 - 3'16 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow K_a = 1'03 \cdot 10^{-4}$$



$$M_1 = 0'1 \quad m = 0'1 \text{ g}$$

$$V_1 = 0'075$$

• Averiguamos que reactivo está en exceso. Para ello sacamos los moles.  $M_m (\text{KOH}) = 1 \cdot 39'1 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 56'1 \text{ g/mol}$

$$\bullet n_{\text{KOH}} = \frac{m}{M_m} \Rightarrow n_{\text{KOH}} = \frac{1}{56'1} = 1'78 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

} Sabemos que por cada mol de HX se utiliza

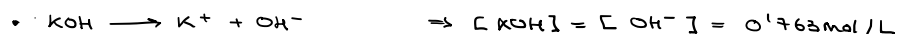


$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n_{HX} = M \cdot V = 0.1 \cdot 0.075 = 0.0075 \text{ moles}$$

un mol de KOH. Sobre KOH: 0.0

$$n = 5.72 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Sacamos la nueva concentración de KOH:  $[KOH] = \frac{n}{V} = \frac{5.72 \cdot 10^{-2}}{0.075} \Rightarrow [KOH] = 0.763 \text{ mol/L}$



$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0.763 \Rightarrow pOH = 0.118 \quad \bullet \quad pH + pOH = 14 \Rightarrow \boxed{pH = 13.88}$$

c) Cuando se añade agua, disminuye la concentración. Si hablamos de la disolución del HX, al disminuir la concentración del  $H_3O^+$ , aumenta el pH. Si hablamos de la disolución del KOH, al disminuir la concentración del  $OH^-$ , aumenta la del  $H_3O^+$  ( $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ ) y disminuye el pH.

## 2020 JULIO A.2

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.

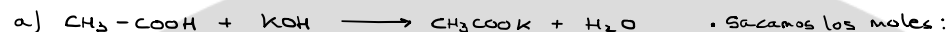
a) 100 mL de ácido acético 0.2 M + 200 mL de hidróxido de sodio 0.1 M.

b) Amoníaco.

c) 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) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a$  (ácido hipobromoso) =  $2.3 \cdot 10^{-9}$ ;  $K_b$  (amoníaco) =  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .



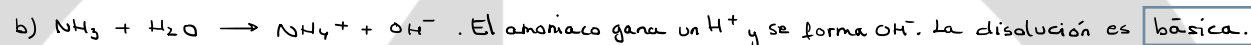
$$V_1 = 0.1 \text{ L} \quad V_2 = 0.2 \text{ L}$$

$$M_1 = 0.2 \quad M_2 = 0.1$$

$$\bullet \quad n_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 = 0.1 \cdot 0.2 \Rightarrow n_{CH_3COOH} = 0.02 \text{ moles}$$

$$\bullet \quad n_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 = 0.2 \cdot 0.1 = 0.02 \text{ moles KOH}$$

• Sabemos que por cada mol de  $CH_3COOH$  se utiliza un mol de KOH. Así que se neutralizan y el  $pH = 7$ . Es neutro



$$V_1 = 0.1 \text{ L} \quad V_2 = 0.15 \text{ L}$$

$$M_1 = 0.2 \quad M_2 = 0.2$$

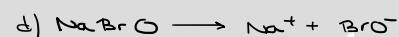
$$\bullet \quad n_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 = 0.1 \cdot 0.2 = 0.02 \text{ moles de HCl}$$

$$\bullet \quad n_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = M_2 \cdot V_2 = 0.15 \cdot 0.2 = 0.03 \text{ moles de NaOH}$$

• Sabemos que por un mol de  $NH_3$  se utiliza un mol de NaOH. Por ello, va a sobrar NaOH:

$$n_{NaOH} = 0.03 - 0.02 = 0.01 \text{ mol}$$

• El NaOH es una base fuerte que se disocia y forma una disolución básica.



- El  $Na^+$  es el ácido conjugado débil del NaOH (base fuerte). No da hidrólisis.

- El  $BrO^-$  es la base conjugada fuerte del HBrO (ácido débil). Da hidrólisis.



## 2020 JULIO B.3

Una disolución saturada de hidróxido de calcio presenta una solubilidad de  $0.96 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

c) Calcule el pH de la disolución.

d) ¿Cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de calcio un aumento de pH?

Datos. Masas atómicas: H = 1.0; O = 16.0; Ca = 40.1.



$$s = 0.96 \text{ g/L} \quad M_m(Ca(OH)_2) = 1 \cdot 40.1 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74.1 \text{ g/mol}$$

$$\bullet \quad s = \frac{0.96 \text{ g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74.1 \text{ g}} = 1.3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\bullet \quad [OH^-] = 2s = 2 \cdot 1.3 \cdot 10^{-2} = 2.6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\bullet \quad pOH = -\log [OH^-] = -\log 2.6 \cdot 10^{-2} \Rightarrow pOH = 1.59 \quad \bullet \quad pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 1.59 \Rightarrow \boxed{pH = 12.41}$$

d) Si aumenta el pH, aumenta la concentración de  $OH^-$ , por lo que, siguiendo el principio de Le Chatelier, para contrarrestar este aumento, el equilibrio se desplaza a la formación de  $Ca(OH)_2$  así que disminuye la solubilidad.

### 2020 JULIO B.5

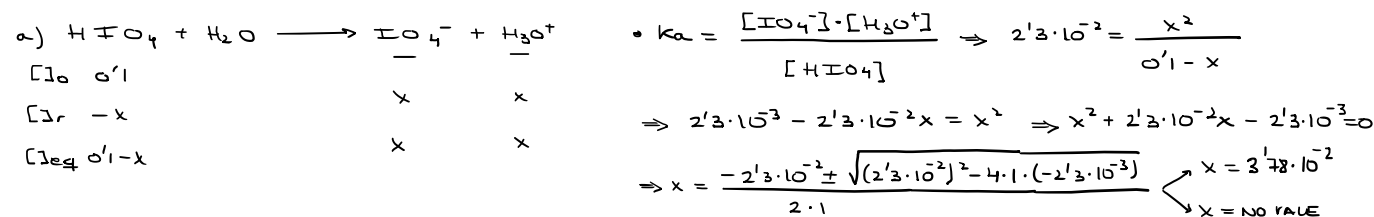
Se tiene una disolución de ácido peryódico 0,10 M.

a) Calcule el pH de la disolución.

b) Determine el volumen de la disolución del enunciado necesario para preparar 250 mL de disolución de ácido peryódico 0,02 M.

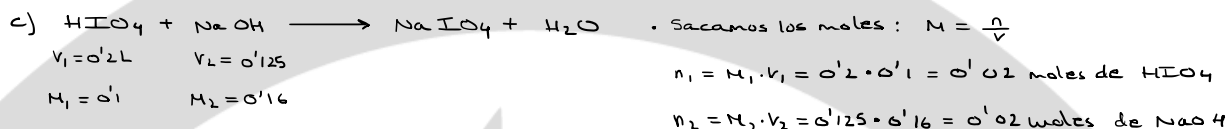
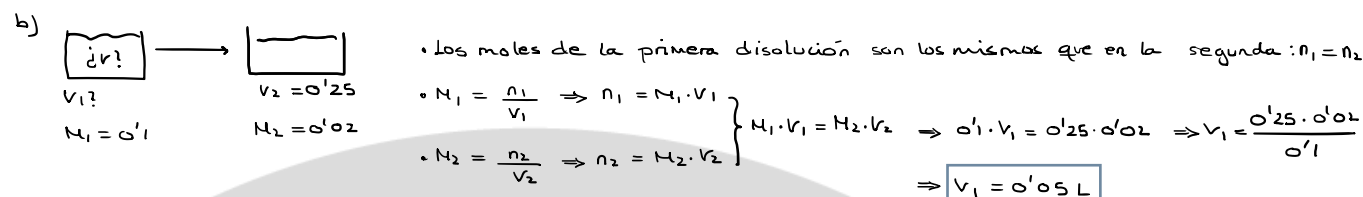
c) A 200 mL de la disolución del enunciado se le añaden 125 mL de hidróxido de sodio 0,16 M. Justifique si el pH resultante es ácido, básico o neutro.

Dato:  $K_a$  (ácido peryódico) =  $2,3 \times 10^{-2}$ .



$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 3,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,78 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = 1,42$



• Sabemos que por cada mol de  $\text{HIO}_4$  se utiliza un mol de  $\text{NaOH}$ . Así que se neutraliza y la disolución es **neutra** ( $\text{pH} = 7$ ).

### 2020 MODELO A.2

Para los ácidos cloroetanoico, benzoico y propanoico:

b) Justifique cuál de los tres es el ácido más fuerte.

c) Justifique si la disolución formada tras valorar cada uno de los ácidos con  $\text{NaOH}$  tiene pH ácido, básico o neutro.

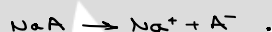
d) Calcule el pH de una disolución 0,2 M de ácido benzoico.

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

a) Como nos han dado las constantes de acidez ( $K_a$ ), a mayor  $K_a$ , mayor acidez.

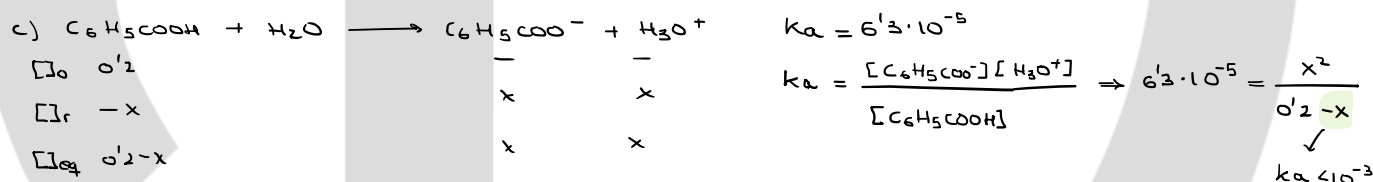
Por tanto, el más ácido es el **ácido cloroetanoico**.

b) Los tres ácidos tendrán esta reacción:  $\text{HA} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaA} + \text{H}_2\text{O}$ . Después, mirando el  $\text{NaA}$ :



- El  $\text{Na}^+$  es el ácido conjugado débil del  $\text{NaOH}$  (base fuerte). No da hidrólisis.

- El  $\text{A}^-$  es la base conjugada fuerte de los tres ácidos (los tres son ácidos débiles). Da hidrólisis.



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

$\Rightarrow x = 3,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

• Como  $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 3,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$  •  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 3,55 \cdot 10^{-3} = 2,45$