

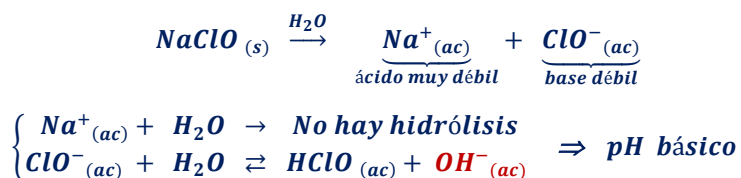
## EJERCICIOS SELECTIVIDAD: ÁCIDO-BASE (SOLUCIONES)

### SEPTIEMBRE 2018

Las constantes de acidez del ácido acético,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ , y del ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ , son  $1,8 \cdot 10^{-5}$  y  $3,2 \cdot 10^{-8}$ , respectivamente.

- a) (1 p) Escribe la reacción química que, de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justifica el carácter básico de la lejía, hipoclorito de sodio ( $\text{NaClO}$ ).

Se trata de una sal de ácido débil - base fuerte, en la que solo sufre hidrólisis el anión.



La reacción global es:



- b) (1 p) Demuestra cómo se puede calcular la constante de basicidad del ion acetato a partir de la constante de acidez del ácido acético.

Teniendo en cuenta los siguientes tres equilibrios:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}; \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

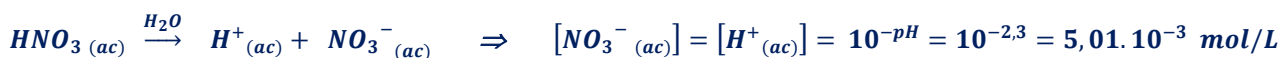
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

### SEPTIEMBRE 2018

Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH 2,30.

- a) (0,5 p) Determina el número de moles de ión nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.

El ácido nítrico es fuerte por lo que se disocia completamente:

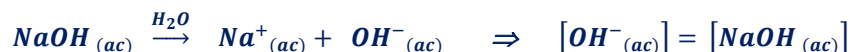


$$n_{\text{NO}_3^-} = 5,01 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- b) (0,5 p) Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.

**DATOS:** Masas atómicas, (Na) = 23; (O) = 16; (H) = 1.

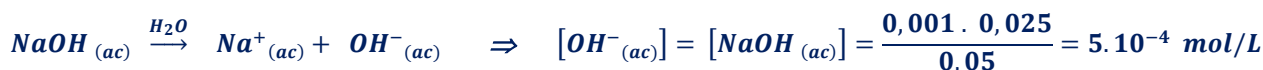
El hidróxido de sodio es una base fuerte que está completamente disociada:



$$n_{NO_3^-} = n_{OH^-} \Rightarrow n_{NO_3^-} = n_{NaOH} \Rightarrow n_{NO_3^-} = \frac{m_{NaOH}}{M_{molar}} \Rightarrow m_{NaOH} = n_{NO_3^-} \cdot M_{molar}$$

$$m_{NaOH} = n_{NO_3^-} \cdot M_{molar} = 5,01 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L} \cdot 0,025 L \cdot 40 \frac{g}{mol} = 5,01 \cdot 10^{-3} g$$

- c) (0,5 p) Determina el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.



En esta mezcla hay un exceso de concentración de protones, lo que determinará que el pH final sea ácido.

$$[H^+_{(ac)}]_{exc} = 5,1 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4} = 4,51 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{L} \Rightarrow pH = -\log [H^+_{(ac)}]_{exc} = -\log 4,51 \cdot 10^{-3} = 2,35$$

- d) (0,5 p) Variará el pH de la disolución inicial de ácido nítrico si se diluye con agua.

Si, ya que disminuye la concentración de protones como consecuencia de la dilución.

Si la disolución de ácido nítrico tiene una concentración molar M, una disolución de x mL de dicha disolución tiene una concentración de protones:

$$[H^+_{(ac)}] = M$$

Si diluimos los x mL de ácido con y mL de agua, la disolución tiene una concentración de protones:

$$[H^+_{(ac)}]' = \frac{x \cdot M}{x + y} \Rightarrow [H^+_{(ac)}]' < [H^+_{(ac)}] \Rightarrow pH' > pH$$

## JUNIO 2018

El ácido butanoico es un ácido débil, siendo su  $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$ . Calcula:

- a) (1 p) El grado de disociación de una disolución 0,05 M de ácido butanoico.

	$CH_3-(CH_2)_2-COOH_{(ac)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-(CH_2)_2-COO^-_{(ac)}$	+	$H_3O^+_{(ac)}$
Conc. inicial (mol/L)	0,05				--		--
Variación (mol/L)	-0,05 $\alpha$				0,05 $\alpha$		0,05 $\alpha$
Conc. equilibrio (mol/L)	0,05.(1 - $\alpha$ )				0,05 $\alpha$		0,05 $\alpha$

$$K_a = \frac{[CH_3-(CH_2)_2-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3-(CH_2)_2-COOH]} \Rightarrow 1,5 \cdot 10^{-5} = \frac{[0,05\alpha] \cdot [0,05\alpha]}{0,05 \cdot [1 - \alpha]} = \frac{0,05 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$0,05\alpha^2 + 1,5 \cdot 10^{-5}\alpha - 1,5 \cdot 10^{-5} = 0 \quad \text{Resolviendo} \quad \alpha = \begin{cases} -0,017 \\ 0,017 \end{cases}$$

El ácido butanoico está disociado en un 1,7%.

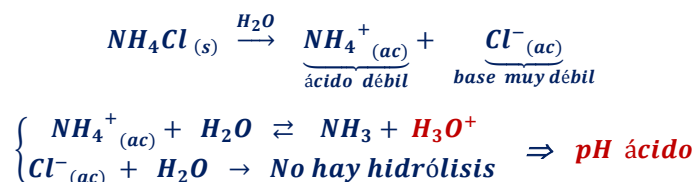
b) (1 p) El pH de la disolución 0,05 M.

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,05\alpha) = -\log (0,05 \cdot 0,017) = 3,07$$

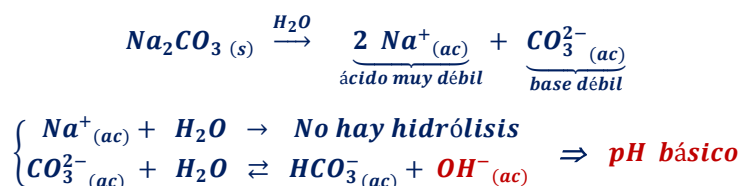
### JUNIO 2018

- a) (1 p) Escribe las ecuaciones químicas ácido-base que describen la transferencia de protones que existe cuando cada una de las siguientes sustancias se disuelve en agua:  $NH_4Cl$  (cloruro de amonio) y  $Na_2CO_3$  (carbonato de sodio). Razona cuáles originan un pH ácido y cuáles alcalino.

#### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)



#### Carbonato de sodio (sal de ácido débil-base fuerte)



- b) (1 p) ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio,  $Mg(OH)_2$ , se deben utilizar para neutralizar completamente 500 mL de una disolución de ácido clorhídrico,  $HCl$ , de concentración 0,1 M? Escribe la ecuación química ajustada que tiene lugar.

DATO: Masas atómicas Mg: 24 H: 1 O: 16 Cl: 35,5



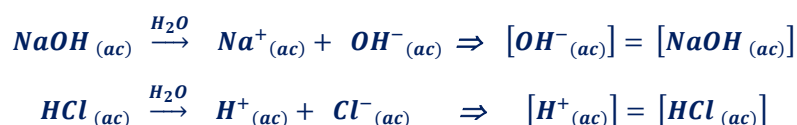
$$m_{Mg(OH)_2} = 0,5 \text{ L } HCl \cdot \frac{0,1 \text{ mol } HCl}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg(OH)_2}{2 \text{ mol } HCl} \cdot \frac{58 \text{ g } Mg(OH)_2}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} = 1,45 \text{ g}$$

### SEPTIEMBRE 2017

10,0 mL de una disolución (A) de hidróxido de sodio ( $NaOH$ ) se mezclan con 20,0 mL de otra disolución (B) de ácido clorhídrico ( $HCl$ ) 1,00 M. La disolución así obtenida tiene pH ácido y para su neutralización se requieren 13,0 mL de hidróxido de sodio 0,50 M. Calcula la concentración de la disolución (A) de hidróxido sódico, expresada en g/mL.

DATO: Peso Molecular ( $NaOH$ ) = 40,0.

**Ambas especies son fuertes y en disolución acuosa están completamente disociadas:**



Tras producirse la mezcla la disolución es ácida, por lo tanto contiene una concentración de protones en exceso que es neutralizada completamente con la disolución de  $NaOH$  0,50 M.

Por lo tanto:

$$\text{moles } H^+ \text{ en exceso} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,013 \text{ L} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moles } H^+ \text{ en exceso} = \text{moles } H^+ - \text{moles } OH^- \Rightarrow 6,5 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 0,02 - M_A \cdot 0,01$$

$$M_A = 1,35 \text{ mol/L}$$

La disolución A contiene 1,35 mol de NaOH por cada litro de volumen.

$$c = \frac{1,35 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol}}{1000 \text{ mL}} = 0,054 \text{ g/mL}$$

### JUNIO 2017

(2 p) Calcula el pH y la concentración de una disolución de ácido acético en agua si el grado de disociación es del 4,2 %.

DATO:  $K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$

	$CH_3-COOH \text{ (ac)}$	+	$H_2O \text{ (l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^- \text{ (ac)}$	+	$H_3O^+ \text{ (ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	c				--		--
Reacción (mol/L)	-cα				cα		cα
Conc. Equilibrio (mol/L)	c · (1-α)				cα		cα

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3-COOH]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c \cdot (1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c \cdot (0,042)^2}{1-0,042}$$

$$c = 9,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (c\alpha) = -\log (9,78 \cdot 10^{-3} \cdot 0,042) = -\log (4,11 \cdot 10^{-4}) = 3,39$$

Una forma alternativa de resolver el ejercicio es:

	$CH_3-COOH \text{ (ac)}$	+	$H_2O \text{ (l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^- \text{ (ac)}$	+	$H_3O^+ \text{ (ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	c				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	c-x				x		x

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3-COOH]} = \frac{x \cdot x}{c-x} = \frac{x^2}{c-x}$$

Y establecer el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} \\ \frac{x}{c} = 0,042 \end{cases} \Rightarrow \text{Resolviendo} \begin{cases} c = 9,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ x = 4,11 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (x) = -\log (4,11 \cdot 10^{-4}) = 3,39$$

### SEPTIEMBRE 2016

- a) (1 p) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración  $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razona la respuesta.

Si se trata de un ácido fuerte estará completamente disociado en agua:

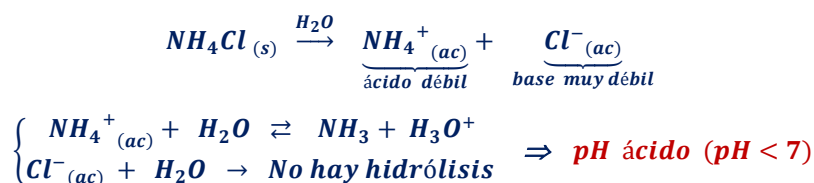


$$pH = -\log [H^+_{(ac)}] = -\log 5 \cdot 10^{-3} = 2,3$$

Por lo tanto, el ácido es fuerte.

b) (1 p) Explica si el pH de una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es mayor, menor o igual a siete

Se trata de una sal de ácido fuerte - base débil, en la que solo se produce hidrólisis del catión.

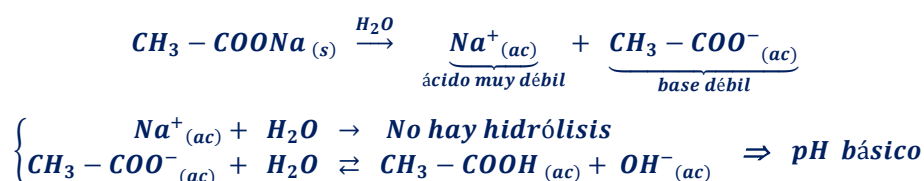


## JUNIO 2016

Razona, pon un ejemplo en su caso, si al disolver una sal en agua:

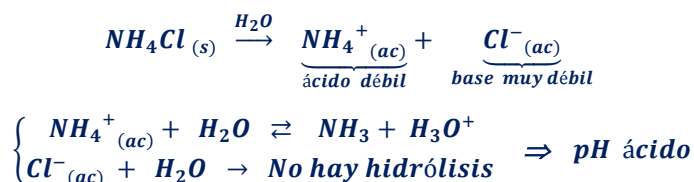
a) (0,5 p) Se puede obtener una disolución de pH básico.

Se obtiene pH básico cuando se disuelve una sal de ácido débil - base fuerte, en la que solo se produce hidrólisis del anión.



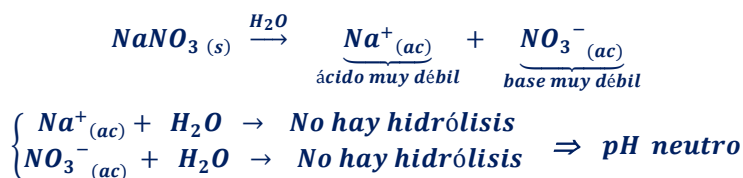
b) (0,5 p) Se puede obtener una disolución de pH ácido.

Se obtiene pH ácido cuando se disuelve una sal de ácido fuerte - base débil, en la que solo se produce hidrólisis del catión.



c) (0,5 p) Se puede obtener una disolución de pH neutro.

Se obtiene pH neutro cuando se disuelve una sal de ácido fuerte - base fuerte, en la que no se produce hidrólisis ni del catión ni del anión, o cuando se disuelve una sal de ácido débil - base débil en la que  $K_a$  (catión) =  $K_b$  (anión).



d) (0,5 p) Se puede obtener una disolución reguladora.

No se puede conseguir una disolución reguladora si disolvemos en agua solamente la sal. En una disolución reguladora están presentes los dos componentes de un par ácido-base débil/débil, y la disolución de una sal en agua puede dar lugar a la formación, por disociación, de uno de los componentes de este par, pero no a los dos. Por ejemplo, si disolvemos cianuro de sodio en agua, se disocia generando el anión cianuro (base débil):



Para formar una disolución reguladora habría que disolver en la misma disolución ácido cianhídrico,  $\text{HCN}$ , que es un ácido débil, para de este modo formar la pareja conjugada  $\text{HCN}/\text{CN}^-$ .

## JUNIO 2015

Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcula:

- a) (1 p) La concentración molar de  $[A^-]$  en disolución y el grado de disociación del ácido.

	AH (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	A <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	0,03				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,03 - x				x		x

$$[A^-] = [H_3O^+] = x = 10^{-pH} = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \left( \frac{x}{0,03} \right) \cdot 100 = \left( \frac{1,05 \cdot 10^{-4}}{0,03} \right) \cdot 100 = 0,35 \%$$

- b) (1 p) El valor de la constante  $K_a$  del ácido y el valor de la constante  $K_b$  de su base conjugada.

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,03 - x]} = \frac{(1,05 \cdot 10^{-4})^2}{(0,03 - 1,05 \cdot 10^{-4})} = 3,7 \cdot 10^{-7}$$

Para un par ácido-base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,7 \cdot 10^{-7}} = 2,7 \cdot 10^{-8}$$

## JUNIO 2015

Se disuelven 1,4 g de hidróxido de sodio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

- a) (0,5 p) Calcula el pH de la disolución resultante.

$$[NaOH]_{(ac)} = \frac{1,4 \text{ g} / 40 \text{ g/mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,14 \text{ mol/L}$$

El hidróxido de sodio es una base fuerte que en agua está completamente disociada:



$$pOH = -\log [OH^-_{(ac)}] = -\log 0,14 = 2,55 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11,45$$

- b) (0,5 p) Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál será el valor del pH de la disolución resultante?

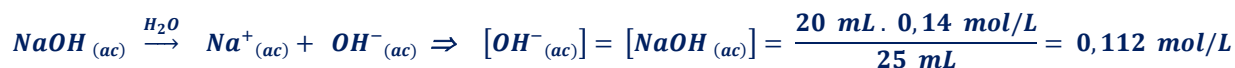
Calculamos la nueva concentración del hidróxido de sodio tras la dilución:

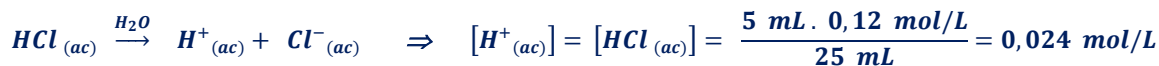
$$[OH^-_{(ac)}]' = [NaOH_{(ac)}]' = \frac{0,02 \text{ L} \cdot 0,14 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \text{ L}} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH' = -\log [OH^-_{(ac)}]' = -\log 2,8 \cdot 10^{-3} = 0,85 \Rightarrow pH' = 14 - pOH = 13,15$$

- c) (0,5 p) Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

Al ser ambas especies fuertes en disolución acuosa están completamente disociadas:





En esta mezcla hay un exceso de concentración de iones hidróxido, lo que determinará que el pH final sea básico.

$$[OH^-]_{(ac)} = 0,112 - 0,024 = 0,088 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log [OH^-]_{(ac)} = -\log 0,088 = 1,05$$

$$pH = 14 - pOH = 12,95$$

- d) (0,5 p) ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M será necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de NaOH?

Al ser ambas especies fuertes en disolución acuosa están completamente disociadas:



Para que se produzca la neutralización completa:

$$[OH^-]_{(ac)} = [H^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,14 \text{ mol/L}}{(25 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,16 \text{ mol/L}}{(25 + x) \text{ mL}}$$

$$x = 21,875 \text{ mL de } HNO_3 \text{ } 0,16 \text{ M}$$

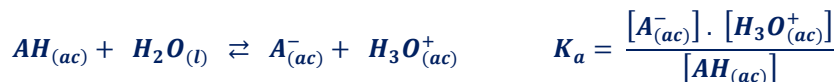
## SEPTIEMBRE 2014

Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ( $K_a = 10^{-3}$ ) y otra de ácido benzoico HD ( $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ ). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, contesta razonadamente a las preguntas:

- a) (0,5 p) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?

En la teoría de Brönsted - Lowry un ácido será fuerte cuando muestre una gran tendencia a ceder un protón, mientras que una base fuerte ofrecerá gran tendencia a aceptarlo. Esta tendencia a aceptar o ceder un protón tiene que estar relacionada con la presencia de disolvente en la disolución, por lo tanto es necesario introducir una sustancia de referencia como disolvente, con respecto a la cual se pueda definir la fuerza relativa del ácido o de la base. Como sustancia de referencia se suele elegir el agua, ya que es el disolvente más universal.

El conocimiento de las constantes,  $K_a$  y  $K_b$ , de los correspondientes equilibrios de transferencia de protones con el agua permite ordenar los ácidos y las bases según su fuerza relativa:



De modo que cuanto mayor es el valor de la constante  $K_a$  más fuerte es el ácido.

Por lo tanto el ácido benzoico es un ácido más débil al tener una menor constante de acidez.

- b) (0,5 p) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?

Un mayor valor de  $K_a$  indica una mayor tendencia a ceder protones y por lo tanto tiene un mayor grado de disociación. En este caso el ácido salicílico tiene un mayor grado de disociación.

- c) (0,5 p) ¿Cuál de las dos disoluciones tiene un pH menor?

El pH de una disolución se define como:

$$pH = -\log[H_3O^+]_{ac}$$

De modo que cuanto mayor es  $[H_3O^+]_{ac}$ , menor es el pH. El ácido salicílico, al tener una mayor  $K_a$ , genera una mayor concentración de protones en disolución, por lo que su disolución tiene menor pH (es más ácida).

d) (0,5 p) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

Una consecuencia importante de la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry es la reversibilidad del proceso de transferencia de protones, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión  $A^-$  se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion  $H^+$ , se le llama par ácido-base conjugado. Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada (y viceversa), por lo tanto la base más débil es el salicilato, ya que el ácido salicílico es más fuerte que el benzoico.

### JUNIO 2014

El pH de una disolución de ácido acético,  $CH_3 - COOH$ , es 2,9. Calcula:

DATO:  $K_a(CH_3 - COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

a) (0,5 p) La concentración de ácido acético en la disolución.

	$CH_3-COOH (ac)$	+	$H_2O (l)$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^- (ac)$	+	$H_3O^+ (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	c				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	c - x				x		x

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log x \Rightarrow x = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[c - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,26 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \text{Resolviendo: } c = 0,09 \text{ mol/L}$$

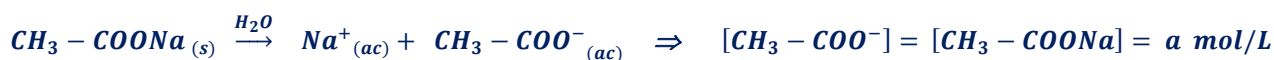
b) (0,5 p) El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

$$\alpha = \left(\frac{x}{c}\right) \cdot 100 = \left(\frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,09}\right) \cdot 100 = 1,4 \%$$

c) (0,5 p) Razona como varia el pH si se adiciona acetato sódico a la disolución.

Al añadir acetato de sodio se forma una disolución reguladora.

El acetato de sodio se disocia completamente en el agua:



	$CH_3-COOH (ac)$	+	$H_2O (l)$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^- (ac)$	+	$H_3O^+ (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	c				a		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	c - x $\cong$ c				a + x $\cong$ a		x

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3 - COOH]}{[CH_3 - COO^-]} = K_a \cdot \frac{c}{a}$$

Al añadir la sal se produce una disminución de la concentración de protones, ya que según el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (el ácido se disocia menos) y por consiguiente un aumento de pH.



d) (0,5 p) Determina el valor de la  $K_b$  de su base conjugada.

En un par ácido-base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_{CH_3-COO^-} = \frac{K_w}{K_{CH_3-COOH}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

### SEPTIEMBRE 2013

Calcular el pH de las siguientes disoluciones:

DATOS:  $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

a) (0,5 p) Una disolución 0,2 M de amoníaco.

	$NH_3(ac)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+(ac)$	+	$OH^-(ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	0,2				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo: } \begin{cases} x_1 = -1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ x_2 = 1,886 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,886 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11,28$$

b) (0,5 p) Una disolución 0,3 M de amoníaco y 0,2 M de cloruro amónico.

El cloruro de amonio se disocia completamente, formándose una disolución reguladora  $NH_4^+/NH_3$ .

	$NH_4^+(ac)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_3(ac)$	+	$H_3O^+(ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	0,2				0,3		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,2 - x $\approx$ 0,2				0,3 + x $\approx$ 0,3		x

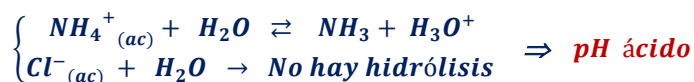
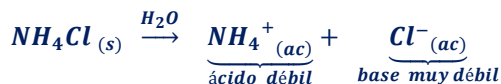
$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{[0,3] \cdot [x]}{[0,2]} \Rightarrow x = 3,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3,7 \cdot 10^{-10} = 9,43$$

Indicar razonadamente si el pH de las siguientes disoluciones será mayor, menor o igual a 7:

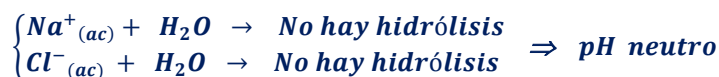
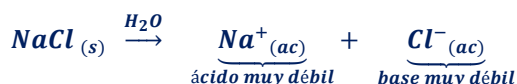
a) (0,5 p) Una disolución 0,2 M de cloruro amónico.

### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)



b) (0,5 p) Una disolución 0,2 M de cloruro sódico.

### Cloruro de sodio (sal de ácido fuerte-base fuerte)



## JUNIO 2013

A 80 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, se le añaden 0,02 L de otra disolución de HCl 0,20 M.

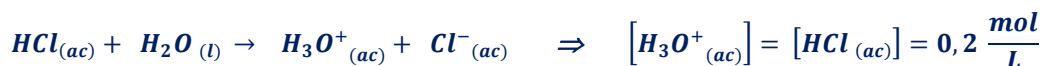
a) (0,5 p) Calcula el pH de cada una de las disoluciones antes de la mezcla.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:



$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,1 = 1 \Rightarrow pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

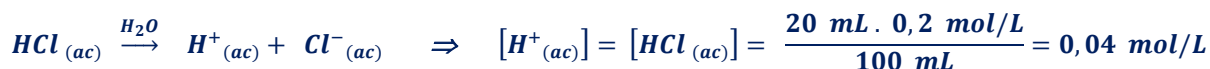
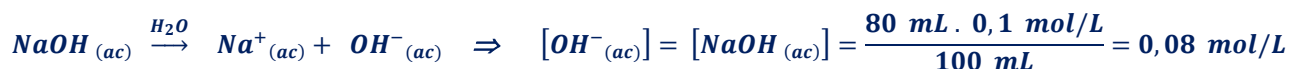
El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,2 = 0,7$$

b) (0,5 p) Calcula el pH después de la mezcla.

Al ser ambas especies fuertes (no nos dan sus constantes), voy a utilizar la teoría de Arrhenius. En disolución acuosa ambas sustancias están completamente disociadas:



En esta mezcla hay un exceso de concentración de iones hidróxido, lo que determinará que el pH final sea básico.

$$[OH^-_{(ac)}]_{\text{exceso}} = 0,08 - 0,04 = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log [OH^-_{(ac)}]_{\text{exceso}} = -\log 0,04 = 1,4$$

$$pH = 14 - pOH = 12,6$$

c) (0,5 p) Razona que podrías hacer para llegar al punto de neutralización si dispusieras de otras disoluciones de NaOH y de HCl 0,15 M.

Como hay un exceso de iones hidróxido deberíamos añadir un volumen de disolución de HCl 0,15 M. Si tenemos en cuenta la dilución:

$$[OH^-_{(ac)}] = [H^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{80 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{V_{\text{total}}} = \frac{20 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ mol/L}}{V_{\text{total}}} + \frac{V \cdot 0,15 \text{ mol/L}}{V_{\text{total}}}$$

$$V = 26,67 \text{ mL de HCl } 0,15 \text{ M}$$

d) (0,5 p) Como podrías determinar que has llegado al punto de neutralización.

Al tratarse de una neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte el pH final es 7. Este punto de neutralización podría detectarse con un pH-metro o con un indicador ácido-base adecuado, por ejemplo fenolftaleína.

## SEPTIEMBRE 2012

a) Calcula la constante de ionización de un ácido HA que esta disociado al 1% en una disolución 0,2 M.

	AH (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	A <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	0,2				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

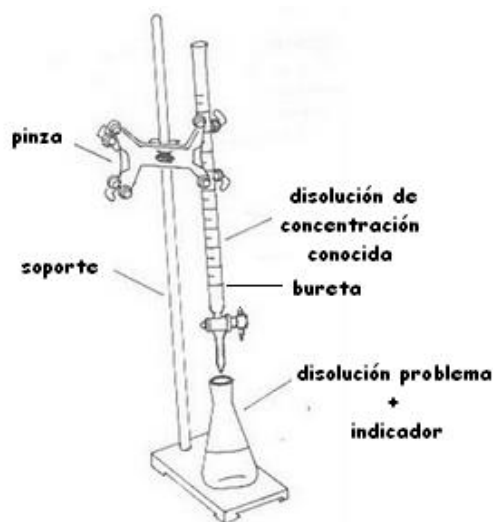
$$x = 0,2 \cdot 1\% = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} = \frac{(2 \cdot 10^{-3})^2}{(0,2 - 2 \cdot 10^{-3})} = 2,02 \cdot 10^{-5}$$

b) Explica cómo calcularías de forma práctica en un laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico, utilizando hidróxido de sodio 0,01 M.

Lo calcularía realizando una valoración (volumetría) ácido-base. El montaje sería el de la figura adjunta y los pasos a seguir los siguientes:

- Enrasaría la bureta con la disolución de hidróxido de sodio 0,01 M (disolución patrón)
- Con la pipeta tomaría un volumen, por ejemplo 10 mL de la disolución de ácido clorhídrico (disolución problema) y lo vertería en un matraz erlenmeyer o en un vaso de precipitados.
- Añadiría aproximadamente el mismo volumen de agua y unas tres gotas de fenolftaleína, agitando la mezcla para que el indicador se distribuya uniformemente. La fenolftaleína en medio ácido es incoloro.
- Ahora abriendo la llave de la bureta añadimos, poco a poco y agitando, la disolución de hidróxido de sodio.
- Cuando se produce un cambio de color permanente del indicador (rosa), se cierra la llave de la bureta y se anota el volumen añadido.



### Cálculos

$$\text{Punto de equivalencia} \Rightarrow \text{moles OH}^- = \text{moles H}_3\text{O}^+$$

$$\text{moles}_{HCl} = V_{NaOH \text{ añadido}} \cdot M_{NaOH \text{ patrón}}$$

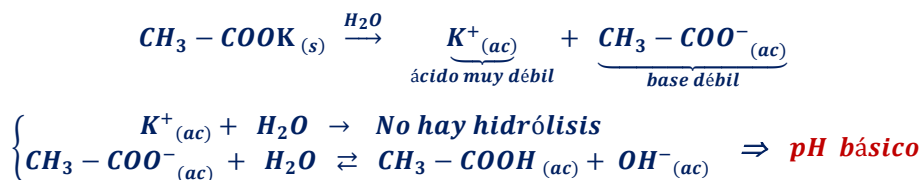
$$M_{HCl} = \frac{\text{moles}_{HCl}}{0,01 \text{ L}} \quad (\text{si hemos tomado 10 mL de disolución de HCl})$$

### SEPTIEMBRE 2012

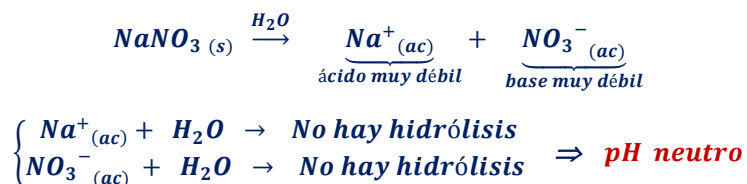
Contesta razonadamente y escribe las reacciones correspondientes a los procesos que describas.

**DATOS:**  $K_b$  (amoníaco) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$        $K_a$  (ácido acético) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$

a) (0,5 p) Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?



b) (0,5 p) Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?



- c) (0,5 p) Una disolución equimolecular de acetato de potasio y de ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?

Si, ya que el ácido acético es un ácido débil y el acetato de sodio una sal de dicho ácido de catión neutro.

- d) (0,5 p) El ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , ¿tiene carácter ácido o básico?

Tiene carácter ácido débil:

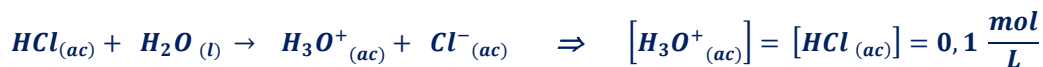


## JUNIO 2012

Se dispone de dos frascos sin etiquetar, con disoluciones 0,1 M de ácido clorhídrico y 0,1 M de ácido acético. Se mide su acidez, resultando que el frasco A tiene pH 2,9 y el frasco B, pH = 1,0.

- a) Explica razonadamente qué frasco contiene cada uno de los ácidos.

El frasco B corresponde al ácido clorhídrico, ya que al tratarse de un ácido fuerte reacciona completamente con el agua, mientras que el ácido acético es débil y reacciona solo parcialmente con el agua. De modo que:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$$

- b) Calcula la constante de acidez del ácido acético.

	$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(ac)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-_{(ac)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	0,1				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,1 - x				x		x

Como conocemos el pH de la disolución, que en este caso sería la de la disolución A:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log x \Rightarrow x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

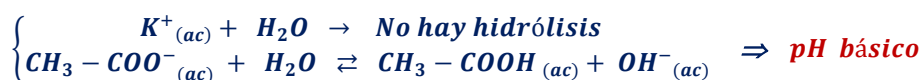
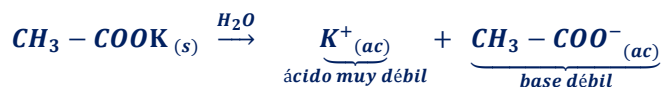
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,1 - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{(0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3})} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

## SEPTIEMBRE 2011

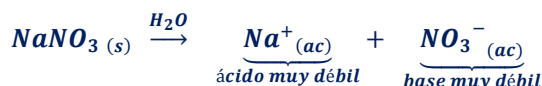
Contesta razonadamente y escribe las reacciones correspondientes a los procesos que describas.

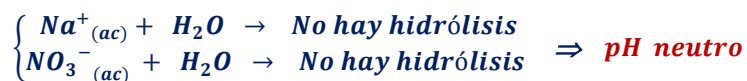
DATOS:  $K_b$  (amoníaco) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$   $K_a$  (ácido acético) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) (0,5 p) Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?



- b) (0,5 p) Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?





- c) (0,5 p) Una disolución equimolecular de acetato de potasio y de ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?

Si, ya que el ácido acético es un ácido débil y el acetato de sodio una sal de dicho ácido de catión neutro.

- d) (0,5 p) El ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , ¿tiene carácter ácido o básico?

Tiene carácter ácido débil:

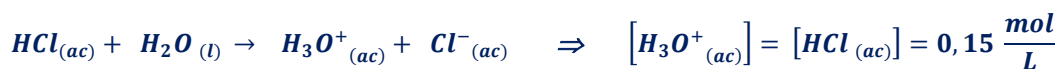


## SEPTIEMBRE 2011

Se dispone de 80 mL de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico, disolución A, y de 100 mL de otra disolución 0,1 M de hidróxido de sodio, disolución B.

- a) (0,5 p) Determina el pH de la disolución A

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,15 = 0,82$$

- b) (0,5 p) Determina el pH de la disolución B

El hidróxido de sodio es una base fuerte que está completamente disociada en agua:



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,1 = 1 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13$$

- c) (0,5 p) Si se mezclan ambas disoluciones, ¿cuánto valdrá el pH de la disolución resultante?

$$[\text{OH}^-_{(ac)}] = [\text{NaOH}_{(ac)}] = \frac{100 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{180 \text{ mL}} = 0,055 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+_{(ac)}] = [\text{HCl}_{(ac)}] = \frac{80 \text{ mL} \cdot 0,15 \text{ mol/L}}{180 \text{ mL}} = 0,067 \text{ mol/L}$$

En esta mezcla hay un exceso de concentración de protones, lo que determinará que el pH final sea ácido.

$$[\text{H}^+_{(ac)}]_{\text{exceso}} = 0,067 - 0,055 = 0,012 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+_{(ac)}]_{\text{exceso}} = -\log 0,012 = 1,9$$

- d) (0,5 p) ¿Qué volumen adicional y de cuál de las dos disoluciones, A o B, tendríamos que añadir a la mezcla del apartado c) para que el pH final sea neutro?

Como hay un exceso de protones, deberíamos añadir un volumen adicional de ácido clorhídrico. Vamos a calcular el volumen de NaOH necesario para neutralizar completamente los 80 mL de HCl

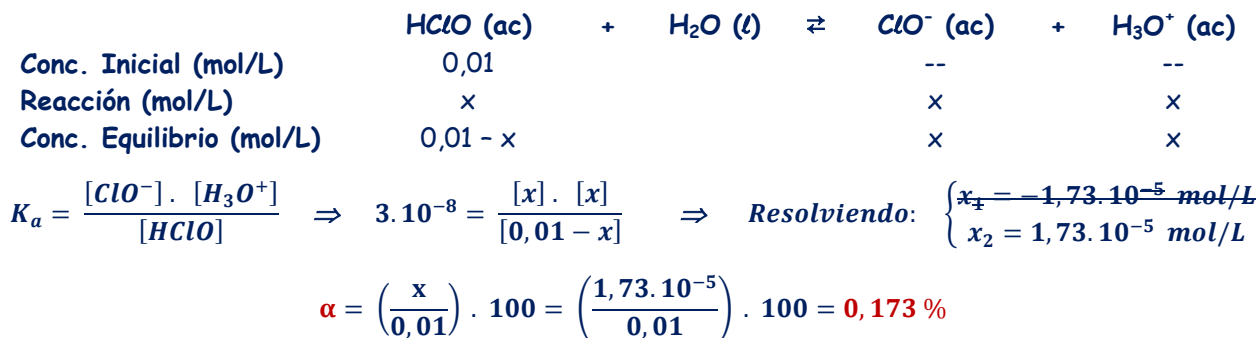
$$[\text{OH}^-_{(ac)}] = [\text{H}^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{x \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{(80 + x) \text{ mL}} = \frac{80 \text{ mL} \cdot 0,15 \text{ mol/L}}{(80 + x) \text{ mL}} \Rightarrow x = 120 \text{ mL de NaOH}$$

Como anteriormente habíamos añadido 100 mL, debemos añadir 20 mL adicionales de NaOH.

## JUNIO 2011

Se dispone de 100 mL de una disolución 0,01 M de ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$  ( $K_a = 3 \cdot 10^{-8}$ ).

a) (0,75 p) Calcula el grado de disociación de dicho ácido

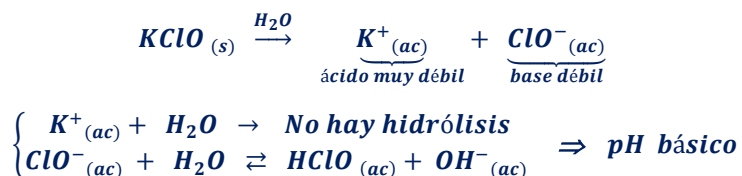


b) (0,75 p) Calcula el pH de la disolución

$$\mathbf{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,73 \cdot 10^{-5} = \mathbf{4,76}$$

c) (0,5 p) Razona si la disolución de una sal procedente de dicho ácido ( $\text{KClO}$ ) será ácida, básica o neutra.

Se trata de una sal de ácido débil - base fuerte, por lo que solamente sufrirá hidrólisis el anión dando lugar a una disolución básica.



## SEPTIEMBRE 2010

(2 p) Una mezcla de 46,3 g de hidróxido de potasio (KOH) y 27,6 g de hidróxido de sodio (NaOH) puros se disuelven en agua hasta alcanzar 500 mL exactamente. Calcular el volumen de una disolución 0,5 M de ácido sulfúrico que se necesitará para neutralizar 30 mL de la disolución alcalina anterior.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; K = 39; O = 16; H = 1

Como KOH y NaOH son bases fuertes se disocian totalmente

$$n_{\text{KOH}} = \frac{46,3 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,827 \text{ mol} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,827 \text{ mol}$$
$$n_{\text{NaOH}} = \frac{27,3 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,6825 \text{ mol} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,6825 \text{ mol}$$

Por lo tanto la disolución original tiene una concentración:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,827 + 0,6825}{0,5} = 3,02 \text{ mol/L}$$

Debemos tener en cuenta que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte, que cuando se disocia genera dos protones.

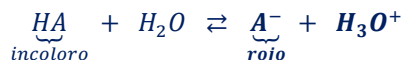
Cuando se produce la neutralización completa de los hidróxidos con el ácido sulfúrico, tenemos:

$$[\text{OH}^-]_{(ac)} = [\text{H}^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{30 \text{ mL} \cdot 3,02 \text{ mol/L}}{(30 + x) \text{ mL}} = 2 \cdot \frac{x \text{ mL} \cdot 0,5 \text{ mol/L}}{(30 + x) \text{ mL}}$$
$$\mathbf{x = 90,6 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,5 M}}$$

## SEPTIEMBRE 2010

- a) (1 p) Tenemos un indicador ácido-base cuya forma no disociada HA es incolora, y su forma iónica  $A^-$  es roja. Indíquese razonadamente que cambio de color se observará en la valoración de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH) si se utiliza el indicador anterior.

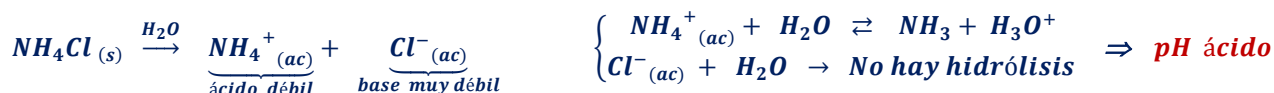
El indicador se comporta como una especie débil:



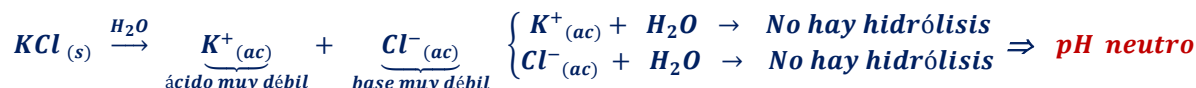
Inicialmente la disolución será incolora, ya que el indicador está en medio ácido, por lo que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda y predominará la forma HA. Cuando se sobrepase el punto de equivalencia (en el que el pH es neutro), la disolución se vuelve básica, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha, y el indicador tomará su color en forma básica (rojo), ya que predominará su forma iónica  $A^-$ .

- b) (1 p) Explíquese si el pH de las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos será mayor, menor o igual a 7; cloruro de amonio ( $NH_4Cl$ ), cloruro de potasio (KCl), acetato de sodio ( $CH_3COONa$ ).

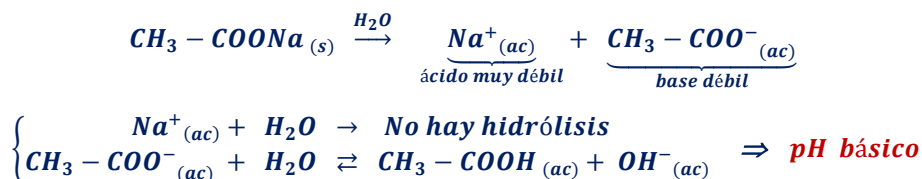
### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)



### Cloruro de potasio (sal de ácido fuerte-base fuerte)



### Acetato de sodio

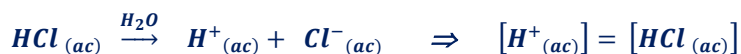
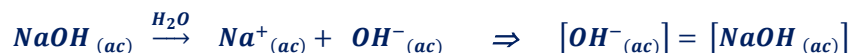


## JUNIO 2010

Se mezclan 45 mL de HCl 0,03 M con 30 mL de NaOH 0,05 M. Consideramos los volúmenes aditivos:

- a) (1 p) ¿Cuál será el pH de la mezcla?

Al ser ambas especies fuertes (no nos dan sus constantes), voy a utilizar la teoría de Arrhenius. En disolución acuosa ambas sustancias están completamente disociadas:



Entre dos especies fuertes, la reacción de neutralización consiste en:  $H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O$

Si la neutralización es completa, el pH es 7, pero si la neutralización es parcial el pH será distinto a 7.

$$[OH^-_{(ac)}] = [NaOH_{(ac)}] = \frac{30 \text{ mL} \cdot 0,05 \text{ mol/L}}{75 \text{ mL}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[H^+_{(ac)}] = [HNO_3_{(ac)}] = \frac{45 \text{ mL} \cdot 0,03 \text{ mol/L}}{75 \text{ mL}} = 0,018 \text{ mol/L}$$



En esta mezcla hay un exceso de concentración de iones hidróxido, lo que determinará que el pH final sea básico.

$$[OH^-]_{(ac)} = 0,02 - 0,018 = 0,002 \frac{mol}{L} \Rightarrow pOH = -\log[OH^-]_{(ac)} = -\log 0,002 = 2,7$$

$$pH = 14 - pOH = 11,3$$

- b) (0,5 p) ¿Qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales tendríamos que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?

Vamos a calcular el volumen de ácido clorhídrico necesario para una neutralización completa.

$$[OH^-]_{(ac)} = [H^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{30 \text{ mL} \cdot 0,05 \text{ mol/L}}{(30 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,03 \text{ mol/L}}{(45 + x) \text{ mL}} \Rightarrow x = 50 \text{ mL de HCl } 0,05 \text{ M}$$

Como previamente habíamos añadido 45 mL, ahora **debemos añadir 5 mL adicionales**.

### JUNIO 2010

Razona si son ciertas o falsas las siguientes propuestas:

- a) (1 p) La disolución de una sal cuyo anión proceda de un ácido fuerte y el catión de una base débil, tiene un pH básico.

**Falso.** El anión tendrá comportamiento de base muy débil (conjugada de un ácido fuerte) por lo que no sufrirá hidrólisis; el catión tendrá comportamiento de ácido débil (conjugado de una base débil) por lo que experimentará hidrólisis, dando lugar a una disolución ácida.

- b) (1 p) Cuanto más débil es un ácido AH, su base conjugada A<sup>-</sup> es más fuerte.

**Cierto.** De acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry las reacciones entre ácidos y bases pueden considerarse como reacciones de transferencia de protones entre un donador (el ácido) y un aceptor (la base).

Una consecuencia importante de este hecho es la reversibilidad del proceso de transferencia, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión A<sup>-</sup> se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Lo mismo podemos decir en cuanto a las bases. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion H<sup>+</sup>, se le llama par ácido-base conjugado.

En la teoría de Brönsted - Lowry un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia muestre a ceder un protón, mientras que una base será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia muestre a aceptarlo, por lo que sus especies conjugadas serán tanto más débiles, ya que mostrarán una menor tendencia a recuperar o a ceder el protón cedido o capturado por su especie conjugada.

### SEPTIEMBRE 2009

El efluente residual de una industria contiene un 0,2% en peso de ácido sulfúrico, debiendo ser neutralizado mediante la adición de hidróxido sódico. Se pretenden tratar 125 litros de la corriente residual ácida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M. Calcula:

**DATOS:** La densidad de la corriente residual es 1 g/cm<sup>3</sup> Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.

- a) (1 p) El volumen de disolución de hidróxido sódico 2,5 M que es preciso utilizar para la neutralización completa del efluente residual.

Calculamos la concentración del ácido sulfúrico a tratar:

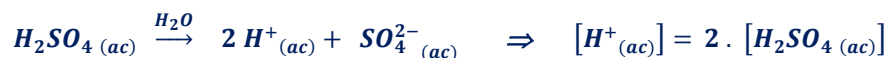
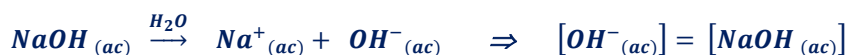
$$m_{\text{efluente}} = 125 \text{ L} \cdot 10^3 \text{ cm}^3/\text{L} \cdot 1 \text{ g}/\text{cm}^3 = 1,25 \cdot 10^5 \text{ g}$$

$$m_{\text{ác}} = 1,25 \cdot 10^5 \cdot 0,2\% = 250 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{ác}} = \frac{250}{98} = 2,55 \text{ mol}$$



$$[H_2SO_4]_{(ac)} = \frac{2,55 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 0,0204 \text{ mol/L}$$

Tanto el ácido sulfúrico como el hidróxido de sodio son especies fuertes que en agua están totalmente disociadas:



Cuando se produce la neutralización completa, y teniendo en cuenta la dilución, se cumple:

$$[OH^-]_{(ac)} = [H^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{x \text{ L} \cdot 2,5 \text{ mol/L}}{(125 + x) \text{ L}} = 2 \cdot \frac{125 \text{ L} \cdot 0,0204 \text{ mol/L}}{(125 + x) \text{ L}}$$

$$x = 2,04 \text{ L de NaOH } 2,5 \text{ M}$$

b) (1 p) El pH de la disolución resultante si se añaden 50 ml más de los necesarios de la disolución de hidróxido sódico.

Si añadimos 50 mL más de sosa tendremos un exceso de concentración de sosa:

$$[OH^-]_{(ac)}_{exceso} = [OH^-]_{(ac)} - [H^+]_{(ac)} = \frac{2,09 \text{ L} \cdot 2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{127,09 \text{ L}} - 2 \cdot \frac{125 \text{ L} \cdot 0,0204 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{127,09 \text{ L}} = 9,83 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^-]_{(ac)}_{exceso} = -\log 9,83 \cdot 10^{-4} = 3 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11$$

## JUNIO 2009

Una disolución acuosa de una base débil, BOH, de concentración 0,04 M, tiene un grado de disociación de 0,0012. Calcula:

a) (1 p) El pH de la disolución.

	BOH (ac)	$\rightleftharpoons$	B <sup>+</sup> (ac)	+	OH <sup>-</sup> (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	0,04		--		--
Reacción (mol/L)	-x		x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,04 -x		x		x

$$x = 0,04 \cdot 0,0012 = 4,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log x = -\log 4,8 \cdot 10^{-5} = 4,32$$

$$pH = 14 - pOH = 9,68$$

b) (1 p) La constante de disociación de la base.

$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]} = \frac{x^2}{(0,04 - x)} = \frac{(4,8 \cdot 10^{-5})^2}{(0,04 - 4,8 \cdot 10^{-5})} = 5,77 \cdot 10^{-8}$$