

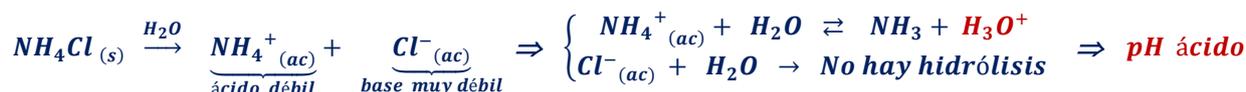
## EJERCICIOS SELECTIVIDAD: ÁCIDO-BASE (SOLUCIONES)

### JULIO 2021

La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9,5 (rosa).

- a) (1 p) ¿Qué color presentará este indicador en una disolución acuosa de cloruro amónico,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ? Razone la respuesta.

El cloruro de amonio es una sal de ácido fuerte-base débil. El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoníaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



Por lo tanto, en una disolución acuosa de cloruro de amonio la fenolftaleína será incolora.

- b) (1 p) ¿Qué color presentará este indicador en una disolución de  $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ M}$ ? Razone la respuesta.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que está completamente disociado.



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [10^{-3}] = 3 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

Por lo tanto, en una disolución acuosa  $10^{-3} \text{ M}$  de hidróxido de sodio la fenolftaleína tomará color rosa.

### JUNIO 2021

En 500 mL de una disolución acuosa 0,1 M de NaOH.

- a) (0,5 p) ¿Cuál es la concentración de iones  $\text{OH}^-$ ?  
b) (0,5 p) ¿Cuál es la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

Respondo conjuntamente a ambos apartados.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que está completamente disociado.



Aplicando el producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] \cdot [\text{OH}^-_{(ac)}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-_{(ac)}]} = \frac{10^{-14}}{0,1} = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

- c) (0,5 p) ¿Cuál es el pH?

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}] = -\log [10^{-13}] = 13$$

- d) (0,5 p) ¿Cuántos mL de una disolución de  $\text{HCl } 0,5 \text{ M}$  son necesarios añadir para alcanzar el punto de equivalencia, en la neutralización ácido-base?

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que, en disolución está completamente disociado.



Para que se produzca la neutralización completa (punto de equivalencia):

$$[OH^-_{(ac)}] = [H^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{500 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{(500 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,5 \text{ mol/L}}{(500 + x) \text{ mL}} \Rightarrow x = 100 \text{ mL de HCl } 0,5 \text{ M}$$

### SEPTIEMBRE 2020

Se preparan dos disoluciones, una con 1,61 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta un volumen de 100 mL y otra de HCl de igual volumen y concentración. Calcula:

**DATOS:**  $K_a$  (ácido metanoico) =  $1,8 \cdot 10^{-4}$ ; Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Na = 23.

a) (0,5 p) El grado de disociación del ácido metanoico.

$$[HCOOH]_{inicial} = \frac{1,61 \text{ g} / 46 \text{ g/mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,35 \text{ mol/L}$$

	HCOOH	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	HCOO <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Concentración Inicial (mol/L)	0,35				--		--
Variación (mol/L)	-0,35α				0,35α		0,35α
Concentración en equilibrio (mol/L)	0,35 · (1-α)				0,35α		0,35α

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{[0,35\alpha] \cdot [0,35\alpha]}{[0,35(1-\alpha)]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{0,35\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$\text{Resolviendo } \begin{cases} \alpha = 2,25 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 2,25 \% \\ \alpha = -2,3 \cdot 10^{-2} \end{cases}$$

b) (0,5 p) El pH de las dos disoluciones.

#### Disolución de ácido metanoico

$$pH = -\log [H_3O^+_{(ac)}] = -\log [0,35\alpha] = -\log [0,35 \cdot 2,25 \cdot 10^{-2}] = -\log 7,875 \cdot 10^{-3} = 2,1$$

#### Disolución de ácido clorhídrico

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



$$pH = -\log [H_3O^+_{(ac)}] = -\log [0,35] = 0,46$$

c) (0,5 p) Los gramos de NaOH que añadidos sobre la disolución de HCl son necesarios para alcanzar el punto de equivalencia, en una neutralización ácido-base. Considera que no existe variación de volumen.

El hidróxido de sodio es una base fuerte que en agua se disocia completamente:



Para que se produzca la neutralización completa (punto de equivalencia), necesitamos la misma concentración de iones hidróxido que de protones: 0,35 mol/L.

$$m_{NaOH} = 0,35 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,4 \text{ g}$$

- d) (0,5 p) Los gramos de NaOH que añadidos sobre la disolución de HCl proporcione un pH de 1. Considera que no existe variación de volumen.

La reacción de neutralización entre los protones y los iones hidróxido se produce en proporción 1:1. Para que la disolución tenga un pH de 1 debe tener una concentración de 0,1 mol/L.

$$[H_3O^+]_{(ac)}]_{exc} = [H_3O^+]_{(ac)} - [NaOH]_{(ac)} \Rightarrow [NaOH]_{(ac)} = [H_3O^+]_{(ac)} - [H_3O^+]_{(ac)}]_{exc}$$

$$[NaOH]_{(ac)} = 0,35 - 0,1 = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$m_{NaOH} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1 \text{ g}$$

## SEPTIEMBRE 2020

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

- a) (0,5 p) Calcula el grado de disociación de dicho ácido.

	HClO	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	ClO <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Concentración Inicial (mol/L)	0,01				--		--
Variación (mol/L)	-0,01α				0,01α		0,01α
Concentración en equilibrio (mol/L)	0,01 · (1-α)				0,01α		0,01α

$$K_a = \frac{[ClO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HClO]} \Rightarrow 3 \cdot 10^{-8} = \frac{[0,01\alpha] \cdot [0,01\alpha]}{[0,01(1-\alpha)]} \Rightarrow 3 \cdot 10^{-8} = \frac{0,01\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

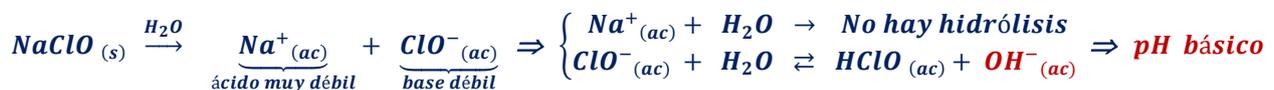
$$\text{Resolviendo } \begin{cases} \alpha = 1,73 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \alpha = 0,173\% \\ \alpha = -1,73 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

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

$$pH = -\log [H_3O^+]_{(ac)} = -\log [0,01\alpha] = -\log [0,01 \cdot 1,73 \cdot 10^{-3}] = -\log 1,73 \cdot 10^{-5} = 4,76$$

- c) (0,5 p) La disolución de una sal procedente de dicho ácido (NaClO) será ácida, básica o neutra, razónalo.

El catión sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión hipoclorito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido hipocloroso).



La reacción global es:



- d) (0,5 p) Razona si un ácido HA cuya  $K_a$  fuese  $10^{-14}$ , será un ácido más fuerte o más débil que el ácido hipocloroso.

Un mayor valor de la constante  $K_a$  indica una mayor fortaleza del ácido, ya que significa que el ácido tiene una mayor capacidad para ceder protones. Por lo tanto, el ácido HA es más débil que el ácido hipocloroso.

## JULIO 2020

Un ácido débil HA tiene una constante de ionización  $K_a$  de  $3 \cdot 10^{-6}$

- a) (0,5 p) Calcula las concentraciones en equilibrio de  $A^-$ , HA y  $H_3O^+$  en una disolución 0,02 M del ácido.

	HA (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	$\rightleftharpoons$	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)	+	A <sup>-</sup> (ac)
Concentración inicial (mol/L)	0,02				--		--
Variación (mol/L)	-x				x		x
Concentración equilibrio (mol/L)	0,02 - x				x		x

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \Rightarrow 3 \cdot 10^{-6} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,02 - x]} \Rightarrow x^2 + 3 \cdot 10^{-6}x - 6 \cdot 10^{-8} = 0 \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 2,435 \cdot 10^{-4} \\ x_2 = -2,465 \cdot 10^{-4} \end{cases}$$

De modo que:

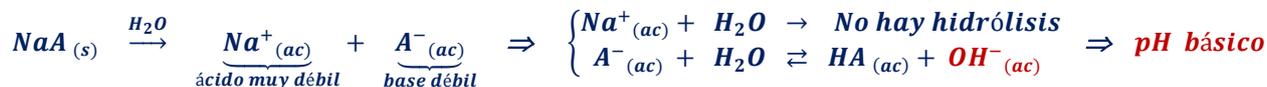
$$[H_3O^+] = [A^-] = x = 2,435 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; \quad [HA] = 0,02 - x = 1,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- b) (0,5 p) Calcula el pH que tiene esa disolución.

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2,435 \cdot 10^{-4}) = 3,6$$

- c) (0,5 p) La disolución de una sal procedente de dicho ácido (NaA) será ácida o básica, razónalo.

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión  $A^-$  es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (HA).



- d) (0,5 p) Razona si un ácido HB cuya  $K_a$  fuese  $10^{-10}$ , será un ácido más fuerte o más débil que el ácido HA.

Un mayor valor de la constante  $K_a$  indica una mayor capacidad del ácido para ceder protones al agua, por lo que será un ácido más fuerte. Por lo tanto, **el ácido HB es más débil que el ácido HA**, ya que tiene menor constante de acidez.

## JULIO 2020

Considera disoluciones acuosas, de idéntica concentración, de los compuestos:  $HNO_3$ ,  $NH_4Cl$ ,  $NaCl$  y  $KF$ .

DATOS:  $K_a$  (HF) =  $1,4 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_b$  ( $NH_3$ ) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

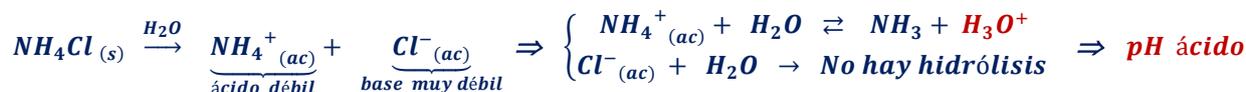
- a) (1 p) Deduce si las disoluciones serán ácidas, básicas o neutras.

### Ácido nítrico (ácido fuerte)



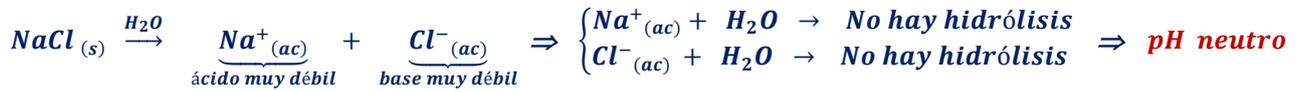
### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



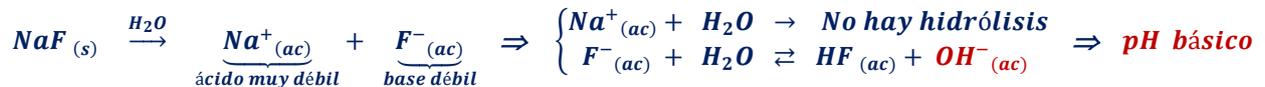
### Cloruro de sodio (sal de ácido fuerte-base fuerte)

El catión sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



### Fluoruro de sodio

El catión sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión fluoruro es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido fluorhídrico).



b) (1 p) Ordénalas razonadamente en orden creciente de pH.

De las dos disoluciones ácidas, es más ácida (menor pH) la disolución de ácido nítrico, ya que es un ácido fuerte, mientras que el catión amonio es un ácido débil. Por lo tanto, las disoluciones ordenadas de menor a mayor pH:



### JULIO 2019

Se dispone de cuatro disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio ( $NH_4Cl$ ), otra nitrato de potasio ( $KNO_3$ ), la tercera nitrito de sodio ( $NaNO_2$ ) y la cuarta ácido acético ( $HAc$ ).

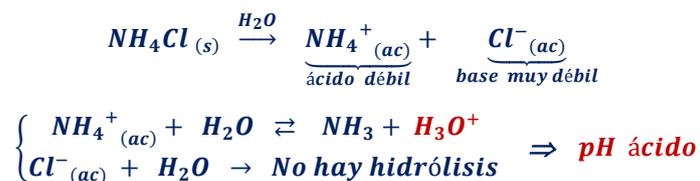
- a) (1 p) Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo y cuáles podrías distinguir con ayuda de un indicador ácido-base. Y, en su caso, cuáles no.  
b) (1 p) Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

DATOS:  $K_a(HNO_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$     $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$     $K_a(HAc) = 1,7 \cdot 10^{-5}$ .

Resuelvo los dos apartados conjuntamente.

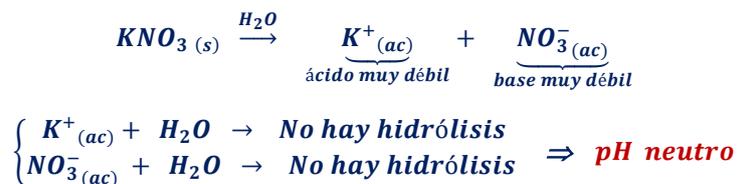
### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoníaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



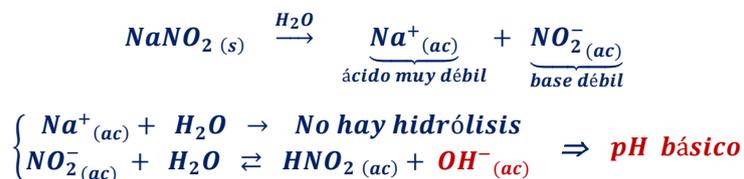
### Nitrato de potasio (sal de ácido fuerte-base fuerte)

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).

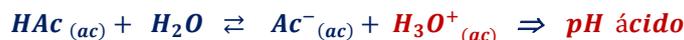


### Nitrito de sodio

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido nitroso).



### Ácido acético (Ácido débil)



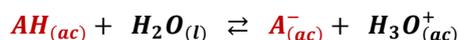
No podríamos distinguir entre las disoluciones de cloruro de amonio y de ácido acético, ya que ambas son ácidas y tendrían un pH bastante similar (el indicador tomaría tonalidades muy similares). Si podríamos distinguir las disoluciones de nitrato de sodio (básica), y dependiendo del pK del indicador, podríamos distinguir la disolución de nitrato de potasio (neutra).

### JUNIO 2019

Razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones.

- a) (0,5 p) Según la teoría de Brönsted, un ácido y su base conjugada difieren en un protón.

Es cierto, según 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.



- b) (0,5 p) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.

Falso. Lo que sucede es que los ácidos reaccionan con bases para formar sus bases y ácidos conjugados correspondientes, estableciéndose un equilibrio. Por ejemplo:



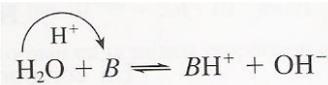
- c) (0,5 p) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

Falso. Según la teoría de Brönsted - Lowry, si en un par ácido - base el ácido es fuerte (presenta gran tendencia a ceder protones), la base conjugada será muy débil (tendrá poca tendencia a aceptar protones). Para un par ácido/base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

- d) (0,5 p) Una base, según Brönsted, es aquella que en disolución acuosa da iones OH<sup>-</sup>.

Falso. Según la teoría de Brönsted - Lowry una base esta sustancia iónica o molecular con capacidad de captar un protón.



### JUNIO 2019

La constante K<sub>b</sub> del NH<sub>3</sub>, es igual a 1,8·10<sup>-5</sup> a 25 °C. En una disolución acuosa 0,2 M de amoníaco, determina:

- a) (0,5 p) La concentración de las especies iónicas presentes.

	NH <sub>3</sub> (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> (ac)	+	OH <sup>-</sup> (ac)
Concentración inicial (mol/L)	0,2				--		--
Variación (mol/L)	-x				x		x
Concentración equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} \Rightarrow x^2 - 1,8 \cdot 10^{-5}x - 3,6 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 1,89 \cdot 10^{-3} \\ x_2 = -1,91 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

De modo que:

$$[NH_4^+] = [OH^-] = x = 1,89 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

También podemos calcular la concentración de iones hidronio de la disolución:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1,89 \cdot 10^{-3}} = 5,29 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

b) (0,5 p) La concentración de amoníaco presente.

$$[NH_3] = 0,2 - x = 0,2 - 1,89 \cdot 10^{-3} = 0,198 \text{ mol/L}$$

c) (0,5 p) El pH de la disolución.

Podemos calcular el pH directamente si hemos calculado previamente la concentración de iones hidronio:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5,29 \cdot 10^{-12}) = 11,28$$

También podemos calcularlo indirectamente:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,89 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2,72 = 11,28$$

d) (0,5 p) El grado de disociación del amoníaco.

$$\alpha = \left( \frac{x}{0,2} \right) \cdot 100 = \left( \frac{1,89 \cdot 10^{-3}}{0,2} \right) \cdot 100 = 0,94 \%$$

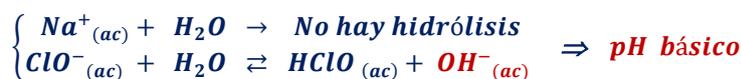
## SEPTIEMBRE 2018

Las constantes de acidez del ácido acético,  $CH_3\text{-COOH}$ , y del ácido hipocloroso,  $HClO$ , 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 ( $NaClO$ ).

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

El catión sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión hipoclorito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido hipocloroso).



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:



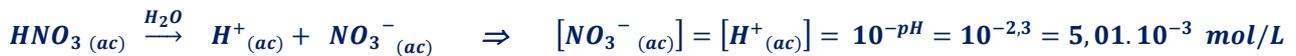
$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]}; \quad K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]; \quad K_b = \frac{[CH_3 - COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3 - COO^-]} \cdot \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

### 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:

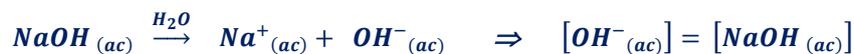


$$n_{NO_3^-} = 5,01 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- 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.

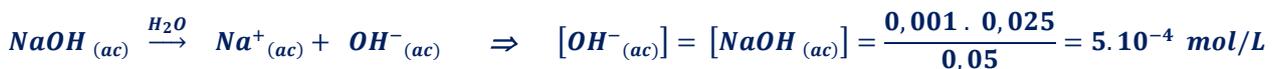
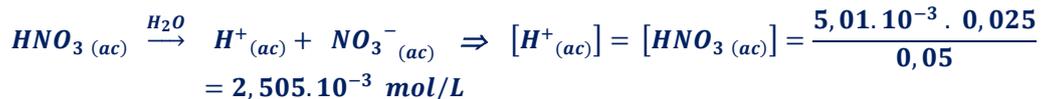
El hidróxido de sodio es una base fuerte que está completamente disociada:



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

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

- 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.

$$[H^+_{(ac)}]_{exc} = 2,505 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4} = 2,005 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pH = -\log [H^+_{(ac)}]_{exc} = -\log 2,005 \cdot 10^{-3} = 2,7$$

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. Inic. (mol/L)	0,05				--		--
Variación (mol/L)	-0,05 $\alpha$				0,05 $\alpha$		0,05 $\alpha$
Conc. Equ. (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.

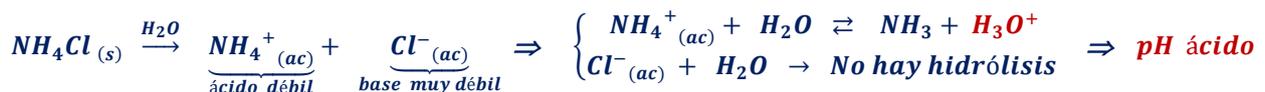
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,05\alpha) = -\log (0,05 \cdot 0,017) = 3,07$$

### 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.

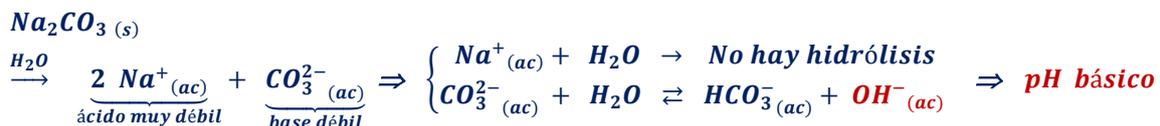
#### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



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

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de amonio). El anión carbonato es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido carbónico).



- 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



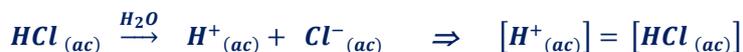
$$m_{Mg(OH)_2} = 0,5 L HCl \cdot \frac{0,1 mol HCl}{1 L} \cdot \frac{1 mol Mg(OH)_2}{2 mol HCl} \cdot \frac{58 g Mg(OH)_2}{1 mol Mg(OH)_2} = 1,45 g$$

### 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:

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

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

$$M_A = 1,35 mol/L$$

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

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

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

	$CH_3-COOH_{(ac)}$	$+ H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^-_{(ac)}$	$+ H_3O^+_{(ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	c			--	--
Reacción (mol/L)	-cα			cα	cα
Conc. Equilibrio (mol/L)	c · (1-α)			cα	cα

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

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

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

Una forma alternativa de resolver el ejercicio es:

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

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{x \cdot x}{c-x} = \frac{x^2}{c-x}$$

Y establecer el siguiente sistema de ecuaciones:

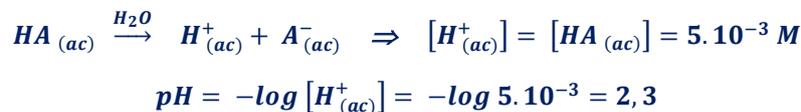
$$\begin{cases} 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x} \\ \frac{x}{c} = 0,042 \end{cases} \Rightarrow \text{Resolviendo} \begin{cases} c = 9,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ x = 4,11 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (x) = -\log (4,11 \cdot 10^{-4}) = 3,39$$

### SEPTIEMBRE 2016

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

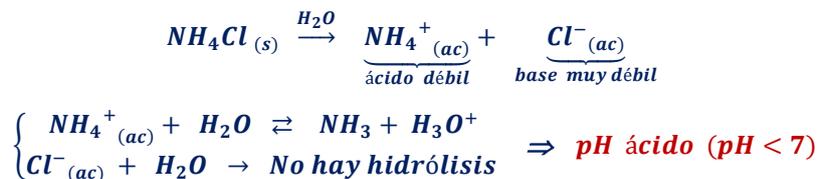
Si se trata de un ácido fuerte estará completamente disociado en agua:



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

El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



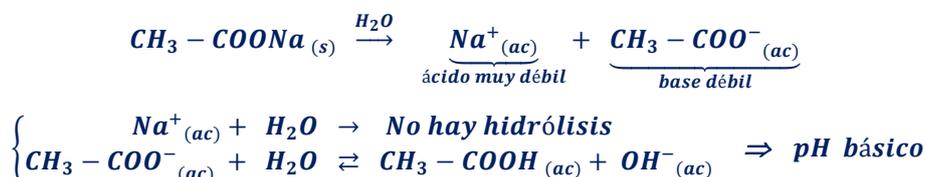
### JUNIO 2016

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. Un ejemplo puede ser el acetato de amonio.

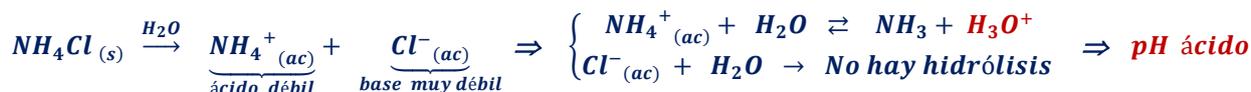
El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión acetato es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido acético).



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. Un ejemplo puede ser el cloruro de amonio.

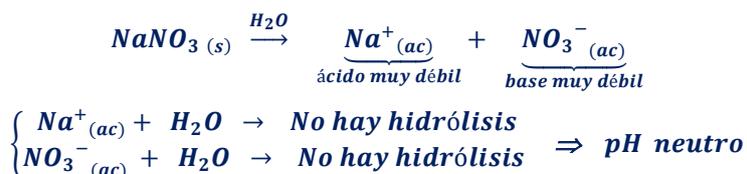
El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



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). Un ejemplo puede ser el nitrato de sodio.

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).



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 en concentración lo suficientemente elevada, 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, HCN, que es un ácido débil, para de este modo formar la pareja conjugada HCN/CN<sup>-</sup>.

## 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<sup>-</sup>] 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:



$$pOH = -\log [OH^-_{(ac)}] = -\log 0,14 = 2,85 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11,15$$

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?

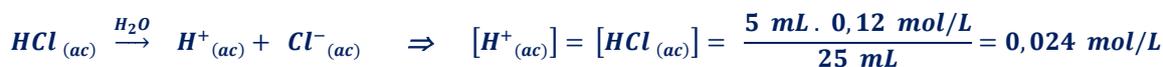
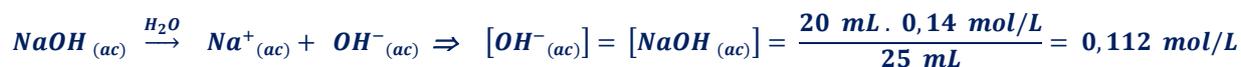
Calculamos la nueva concentración del hidróxido de sodio tras la dilución:

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

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

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.

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

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

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:

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

$$x = 21,875 \text{ mL de HNO}_3 \text{ 0,16 M}$$

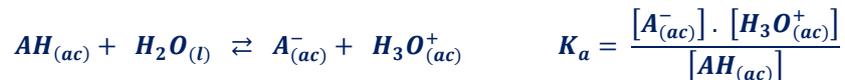
### SEPTIEMBRE 2014

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 Brønsted - 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,  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ , es 2,9. Calcula:

**DATO:**  $K_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

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

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

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

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[c - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,26 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \text{Resolviendo: } c = 0,09 \text{ mol/L}$$

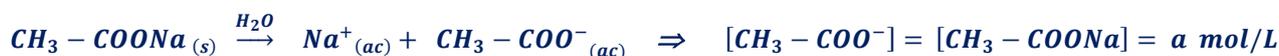
b) (0,5 p) El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

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

c) (0,5 p) Razona como varía 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:



	$\text{CH}_3 - \text{COOH} (\text{ac})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3 - \text{COO}^- (\text{ac})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$
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

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]} = K_a \cdot \frac{c}{a}$$

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:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_{\text{CH}_3 - \text{COO}^-} = \frac{K_w}{K_{\text{CH}_3 - \text{COOH}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

## SEPTIEMBRE 2013

Calcular el pH de las siguientes disoluciones:

**DATOS:**  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

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

	$\text{NH}_3 (\text{ac})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ (\text{ac})$	+	$\text{OH}^- (\text{ac})$
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)	$0,2 - x \cong 0,2$				$0,3 + x \cong 0,3$		x

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

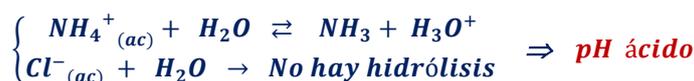
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3,7 \cdot 10^{-10} = 9,43$$

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)

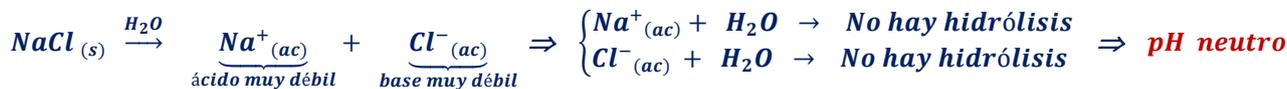
El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoníaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



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

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

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



### 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:



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

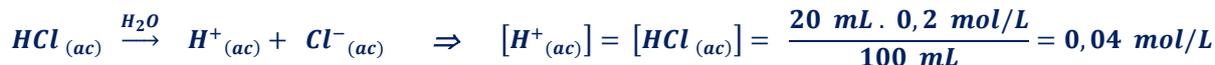
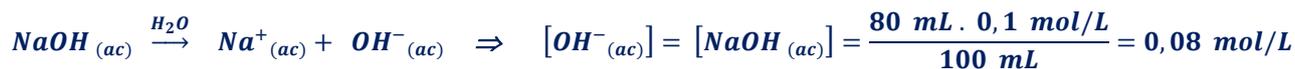
El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:



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

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.

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

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

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:

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

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

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.

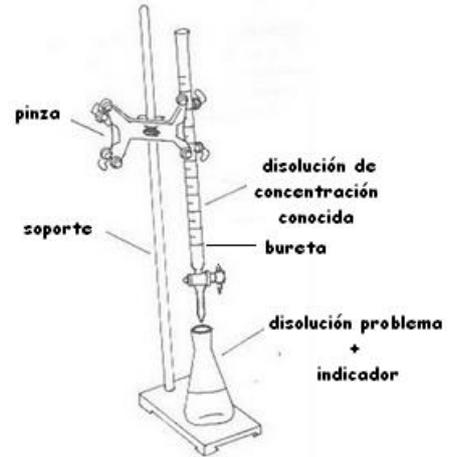
	AH (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	A <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Concentración Inicial (mol/L)	0,2				--		--
Variación (mol/L)	-x				x		x
Concentración en equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

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

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

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 incolora.
- 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**

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

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

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

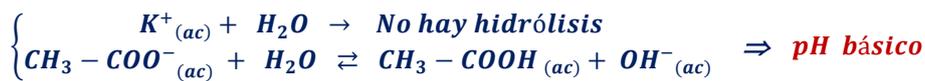
**SEPTIEMBRE 2012**

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) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$

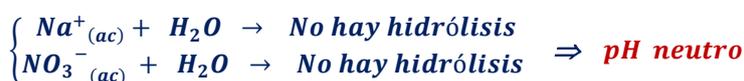
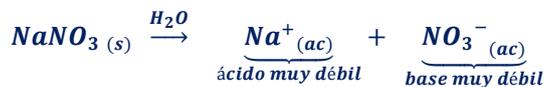
a) (0,5 p) Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión acetato es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido acético).



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

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).



- 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,  $NH_4^+$ , ¿tiene carácter ácido o básico?

Tiene carácter ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco).



## 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:



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

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

	$CH_3-COOH_{(ac)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3-COO^-_{(ac)}$	+	$H_3O^+_{(ac)}$
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:

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

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,1 - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{(0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3})} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

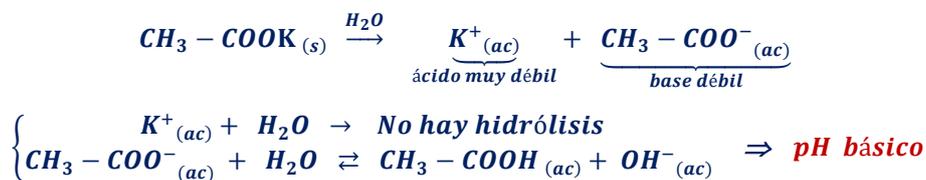
## SEPTIEMBRE 2011

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

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

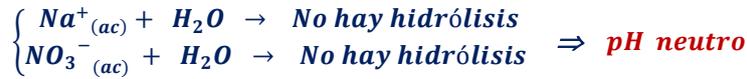
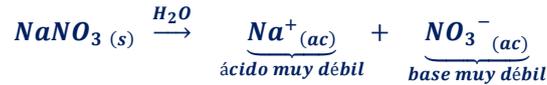
- a) (0,5 p) Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión acetato es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido acético).



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

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).



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,  $NH_4^+$ , ¿tiene carácter ácido o básico?

Tiene carácter ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco).

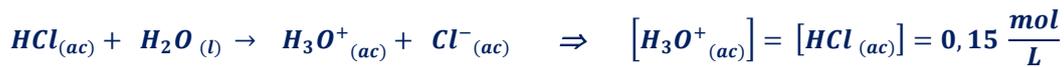


### SEPTIEMBRE 2011

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:



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,15 = 0,82$$

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:



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

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

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

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

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

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

- 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

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

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, HClO ( $K_a = 3 \cdot 10^{-8}$ ).

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

	HClO (ac)	+	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	ClO <sup>-</sup> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	0,01				--		--
Reacción (mol/L)	x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,01 - x				x		x

$$K_a = \frac{[ClO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HClO]} \Rightarrow 3 \cdot 10^{-8} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,01 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo: } \begin{cases} x_1 = -1,73 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \\ x_2 = 1,73 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \end{cases}$$

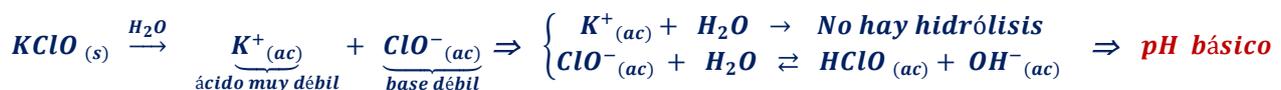
$$\alpha = \left( \frac{x}{0,01} \right) \cdot 100 = \left( \frac{1,73 \cdot 10^{-5}}{0,01} \right) \cdot 100 = 0,173 \%$$

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1,73 \cdot 10^{-5} = 4,76$$

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

Se trata de una sal de ácido débil - base fuerte. El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión hipoclorito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido hipocloroso).



### 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

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

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

Por lo tanto, la disolución original tiene una concentración:

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

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:

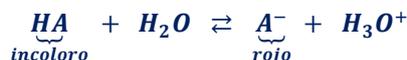
$$[OH^-]_{(ac)} = [H^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{30 \text{ mL} \cdot 3,02 \text{ mol/L}}{(30+x) \text{ mL}} = 2 \cdot \frac{x \text{ mL} \cdot 0,5 \text{ mol/L}}{(30+x) \text{ mL}}$$

$$x = 90,6 \text{ mL de } H_2SO_4 \text{ } 0,5 \text{ M}$$

### SEPTIEMBRE 2010

- a) (1 p) Tenemos un indicador ácido-base cuya forma no disociada HA es incolora, y su forma iónica A<sup>-</sup> 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:

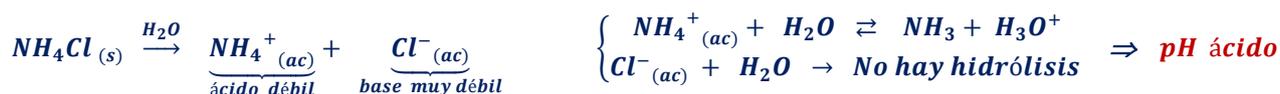


Inicialmente la disolución será incolora, ya que el indicador está en medio ácido, por lo que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda y predominará la forma HA. Cuando se sobrepase el punto de equivalencia (en el que el pH es neutro), la disolución se vuelve básica, por lo que el equilibrio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

- 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<sub>4</sub>Cl), cloruro de potasio (KCl), acetato de sodio (CH<sub>3</sub>-COONa).

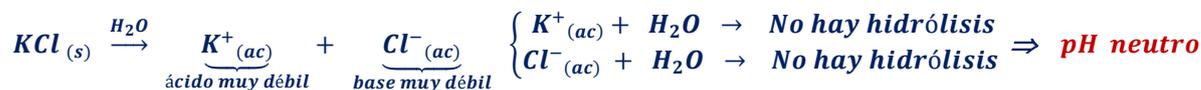
#### Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



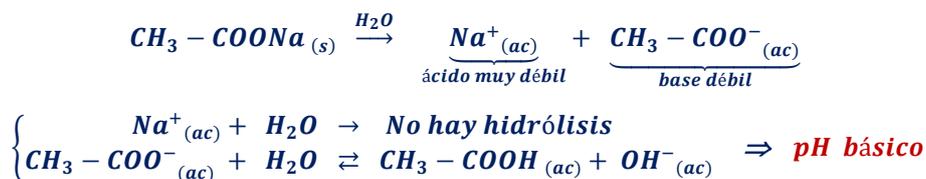
#### Cloruro de potasio (sal de ácido fuerte-base fuerte)

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).



#### Acetato de sodio

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión acetato es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido acético).

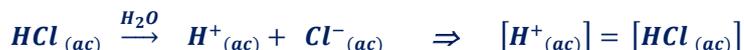
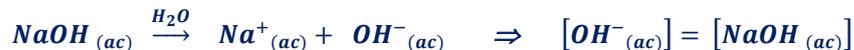


## JUNIO 2010

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:  $H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightleftharpoons H_2O$

Si la neutralización es completa, el pH es 7, pero si la neutralización es parcial el pH  $\neq$  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.

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

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

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  $A^-$  es más fuerte.

**Cierto.** De acuerdo a la teoría de Brønsted-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  $A^-$  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  $H^+$ , 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 acida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M. Calcula:

**DATOS:** La densidad de la corriente residual es  $1 \text{ g/cm}^3$  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.

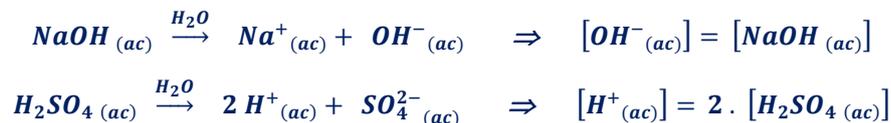
Calculamos la concentración del ácido sulfúrico a tratar:

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

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

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{(\text{ac})} = \frac{2,55 \text{ mol}}{125 \text{ L}} = 0,0204 \text{ mol/L}$$

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:

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

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

- 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:

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

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

### 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)
Concentración inicial (mol/L)	0,04		--		--
Variación (mol/L)	-x		x		x
Concentración en 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.

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