

**SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, A [academiaalcover@gmail.com](mailto:academiaalcover@gmail.com)**



## ÁCIDO BASE. CÁLCULO DEL pH. HIDRÓLISIS.

### Teoría de arrhenius.

Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa libera  $H^+$ .

Base es toda sustancia que en disolución acuosa libera  $OH^-$ .

### Teoría de brönsted-lowry.

Ácido es toda sustancia capaz de ceder un protón,  $H^+$ .

Base es toda sustancia capaz de captar un protón,  $H^+$ .

VER VÍDEO [https://youtu.be/7-xx\]kzrRqU](https://youtu.be/7-xx]kzrRqU)

### Teoría de Lewis.

Ácido es una sustancia que puede aceptar un par de electrones.

Base es una sustancia que puede ceder un par de electrones.

### Autoionización del agua.

$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$ .  $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$  (a 25°C)

### Concepto de ph.

El pH es una forma de indicar el grado de acidez de una sustancia y equivale a la medida de la concentración en iones  $H_3O^+$  en una disolución

$$pH = -\log [H_3O^+] \begin{cases} [H_3O^+] > [OH^-] \rightarrow pH \text{ ácido} \rightarrow pH < 7 \\ [H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow pH \text{ neutro} \rightarrow pH = 7 \\ [H_3O^+] < [OH^-] \rightarrow pH \text{ básico} \rightarrow pH > 7 \end{cases}$$

## Cálculo del pH.

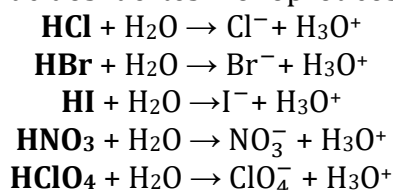
**Ácido fuerte:** en disolución acuosa está *completamente* disociado.

En los ácidos hidrácidos la acidez crece hacia abajo al decrecer la atracción entre los átomos. Acidez del  $HCl$  < acidez  $HBr$  < acidez  $HI$ .

En los ácidos oxácidos cuanto más electronegativo es el átomo central, mayor será la acidez. Acidez del  $HNO_3$  < acidez del  $HClO_4$ . Y cuanto mayor es el número de oxidación del átomo central, mayor será la acidez. Acidez del  $HClO_4$  > acidez del  $HClO_3$ .

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

Ejemplos de ácidos fuertes monoprotónicos (un solo H).

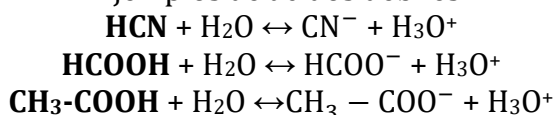


Cálculo del pH de un ácido fuerte:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \approx -\log ([\text{ácido}] + 10^{-7})$

**EJEMPLO.** Hallar el pH de una disolución  $10^{-2}$  M de HCl. Hallar el pH de una disolución  $10^{-8}$  M de HCl.  
VER VÍDEO <https://youtu.be/4CHKelzrmmc>

**Ácido débil:** en disolución acuosa está parcialmente disociado.

Ejemplos de ácidos débiles.



Cálculo del pH de un ácido débil: aplicar el siguiente formulario.

	HA	+	H <sub>2</sub> O	↔	A <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> α		C <sub>0</sub> α

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \stackrel{\substack{\equiv \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } K_a \leq 10^{-5}}}{\approx} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \quad \left| \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \right. \right. \right.$$

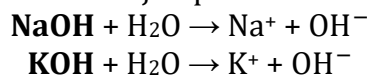
**EJEMPLO.** Hallar el pH de una disolución  $10^{-2}$  M de HF.  $K_a = 7 \cdot 10^{-4}$ ,  $\text{p}K_a = 3,155$   
VER VÍDEO [https://youtu.be/PpXQp3oX\\_O8](https://youtu.be/PpXQp3oX_O8)

**Base fuerte:** en disolución acuosa está *completamente* disociada.

Cálculo del pH de hidróxidos alcalinos:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \approx -\log ([\text{base}] + 10^{-7}). \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}.$$

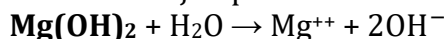
Ejemplos.

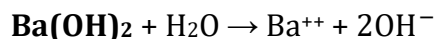


Cálculo del pH de hidróxidos alcalino-terreos:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \approx -\log (2[\text{base}] + 10^{-7}). \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}.$$

Ejemplos.





EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución  $10^{-2}$  M de NaOH.

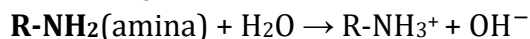
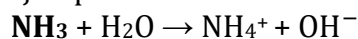
EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución  $10^{-8}$  M de NaOH.

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución  $10^{-2}$  M de  $\text{Ba(OH)}_2$

VER VÍDEO <https://youtu.be/PVK8AulYpcE>

**Base débil:** en disolución acuosa están parcialmente disociadas.

Ejemplos de bases débiles.



Cálculo del pH de una base débil. Aplicar el siguiente formulario.

	$\text{NH}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{NH}_4^+$	+	$\text{OH}^-$
Concent. inicial	$C_0$				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha}$$

despreciamos  $\alpha$  en  $1 - \alpha$ , si  $\alpha \leq 10^{-5}$

$$C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{OH}^-] = C_0\alpha \quad \left| \quad \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14 \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \end{array} \right. \right.$$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución  $10^{-2}$  M de  $\text{NH}_3$ .  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/9A9qmoam7LY>

## Hidrólisis.

La hidrólisis es la reacción con el agua de algunos iones presentes en ella por la disolución de una sal.

**Sal de ácido fuerte y base fuerte.** KCl, NaCl, KBr, NaBr, KNO<sub>3</sub>, NaClO<sub>4</sub>...

VER VÍDEO <https://youtu.be/SaTiKPK3hEk>

En disolución acuosa el KCl se encuentra disociado en K<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>.

Estos iones en presencia del agua podrían reaccionar.

K<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O NO REACCIONAN. Pues el K<sup>+</sup> es el conjugado del KOH y es un ácido muy débil que no reacciona con el agua.

Cl<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O NO REACCIONAN. Pues el Cl<sup>-</sup> es el conjugado del HCl y es una base muy débil que no reacciona con el agua.

Por tanto, las disoluciones de sal de ácido fuerte y base fuerte (KCl, NaCl, KBr, NaBr, KNO<sub>3</sub>, NaClO<sub>4</sub>...) tienen pH = 7.

**Sal de ácido fuerte y base débil.** NH<sub>4</sub>Cl, NH<sub>4</sub>Br, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub>...

VER VÍDEO <https://youtu.be/ylKWMpa5DPs>

**EJEMPLO.** Hallar el pH de una disolución 10<sup>-2</sup> M de NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, K<sub>b</sub>(NH<sub>3</sub>) = 1,8 · 10<sup>-5</sup>

VER VÍDEO <https://youtu.be/600p9A0tSul>

En disolución acuosa el NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub> se encuentra disociado en NH<sub>4</sub><sup>+</sup> y ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

Estos iones en presencia del agua podrían reaccionar.

ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O NO REACCIONAN. Pues el ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> es el conjugado del HClO<sub>4</sub> y es una base muy débil que no reacciona con el agua.

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O ↔ NH<sub>3</sub> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> En este caso si que se produce hidrólisis: reacción con el agua de los iones provenientes de la disolución de una sal. En este caso [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] aumenta, por tanto, las disoluciones de sal de ácido fuerte y base débil (NH<sub>4</sub>Cl, NH<sub>4</sub>Br, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub>...) son ácidas. pH < 7.

**Sal de ácido débil y base fuerte.** KCN, NaCN, HCOOK, CH<sub>3</sub>-COONa...

VER VÍDEO <https://youtu.be/xNiowUTvt20>

**EJEMPLO.** Hallar el pH de una disolución 10<sup>-2</sup> M de CH<sub>3</sub> - COONa, K<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub> - COOH) = 1,8 · 10<sup>-5</sup>

VER VÍDEO <https://youtu.be/bLqwh0mZGxA>

En disolución acuosa el HCOOK se encuentra disociado en HCOO<sup>-</sup> y K<sup>+</sup>

Estos iones en presencia del agua podrían reaccionar.

K<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O NO REACCIONAN. Pues el K<sup>+</sup> es el conjugado del KOH y es un ácido muy débil que no reacciona con el agua.

HCOO<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O ↔ HCOOH + HO<sup>-</sup> En este caso si que se produce hidrólisis: reacción con el agua de los iones provenientes de la disolución de una sal. En este caso [OH<sup>-</sup>] aumenta, por tanto, las disoluciones de sal de ácido débil y base fuerte (KCN, NaCN, HCOOK, CH<sub>3</sub>-COONa...) son básicas. pH > 7.

**Sal de ácido débil y base débil.**  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{HCOONH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{-COO NH}_4\text{...}$ VER VÍDEO <https://youtu.be/6VGPllwCk68>

En disolución acuosa el  $\text{HCOONH}_4$  se encuentra disociado en  $\text{HCOO}^-$  y  $\text{NH}_4^+$   
Estos iones en presencia del agua podrían reaccionar.

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$  En este caso sí que se produce hidrólisis.

$\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCOOH} + \text{HO}^-$  En este caso sí que se produce hidrólisis.

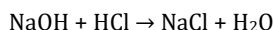
En ambos casos se produce hidrólisis resultando que:

$$\text{A } 25^\circ\text{C} \begin{cases} \text{Ka} = \text{Kb} \rightarrow \text{pH} = 7 \\ \text{Ka} < \text{Kb} \rightarrow \text{pH} > 7 \\ \text{Ka} > \text{Kb} \rightarrow \text{pH} < 7 \end{cases}$$

**Valoración ácido – base.****VALORACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE (HCl) CON UNA BASE FUERTE (NaOH)**VER VÍDEO <https://youtu.be/M2IDS3C5ds>

EN LA BURETA SE INTRODUCE EL AGENTE VALORANTE, NaOH, DEL CUAL CONOCEMOS SU MOLARIDAD ( $M_{\text{BASE}}$ ) Y GRACIAS A LA BURETA CONOCEREMOS SU VOLUMEN ( $V_{\text{BASE}}$ ).

EN EL MATRAZ SE INTRODUCE LA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE HCl, DE MOLARIDAD DESCONOCIDA ( $M_{\text{ÁCIDO}}$ ), PERO DE VOLUMEN ( $V_{\text{BASE}}$ ) CONOCIDO, QUE HEMOS MEDIDO CON UNA PIPETA.

**REACCIÓN QUÍMICA:****pH EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA:**

NEUTRO, PUES EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA TENEMOS UNA DISOLUCIÓN DE NaCl, QUE ES NEUTRA (HIDRÓLISIS).

UN INDICADOR RECOMENDADO ES AQUEL QUE TENGA EL pH DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA EN SU ZONA DE VIRAGE.

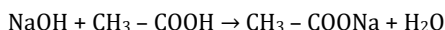
**CÁLCULOS:**

$V_{\text{ÁCIDO}} \cdot M_{\text{ÁCIDO}} \cdot n^{\circ}\text{H} = V_{\text{BASE}} \cdot M_{\text{BASE}} \cdot n^{\circ}\text{OH}$ . APLICANDO ESTA FÓRMULA CONOCEREMOS LA MOLARIDAD DEL ÁCIDO.

**VALORACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL ( $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ ) CON UNA BASE FUERTE (NaOH)**VER VÍDEO [https://youtu.be/LDLNoCWfv\\_8](https://youtu.be/LDLNoCWfv_8)

EN LA BURETA SE INTRODUCE EL AGENTE VALORANTE, NaOH, DEL CUAL CONOCEMOS SU MOLARIDAD ( $M_{\text{BASE}}$ ) Y GRACIAS A LA BURETA CONOCEREMOS SU VOLUMEN ( $V_{\text{BASE}}$ ).

EN EL MATRAZ SE INTRODUCE LA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ , DE MOLARIDAD ( $M_{\text{ÁCIDO}}$ ) DESCONOCIDA, PERO DE VOLUMEN ( $V_{\text{ÁCIDO}}$ ) CONOCIDO QUE HEMOS MEDIDO CON UNA PIPETA.

**REACCIÓN QUÍMICA:****pH EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA:**

BÁSICO, PUES EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA TENEMOS UNA DISOLUCIÓN DE  $\text{CH}_3 - \text{COONa}$ , QUE ES BÁSICA (HIDRÓLISIS).

UN INDICADOR RECOMENDADO ES AQUEL QUE TENGA EL pH DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA EN SU ZONA DE VIRAGE.

**CÁLCULOS:**

$V_{\text{ÁCIDO}} \cdot M_{\text{ÁCIDO}} \cdot n^{\circ}\text{H} = V_{\text{BASE}} \cdot M_{\text{BASE}} \cdot n^{\circ}\text{OH}$ . APLICANDO ESTA FÓRMULA CONOCEREMOS LA MOLARIDAD DEL ÁCIDO.

**VALORACIÓN DE UNA BASE DÉBIL ( $\text{NH}_3$ ) CON UN ÁCIDO FUERTE (HCl)**VER VÍDEO <https://youtu.be/gL3ieccD3hc>

EN LA BURETA SE INTRODUCE EL AGENTE VALORANTE, HCl, DEL CUAL CONOCEMOS SU MOLARIDAD ( $M_{\text{ÁCIDO}}$ ) Y GRACIAS A LA BURETA CONOCEREMOS SU VOLUMEN ( $V_{\text{ÁCIDO}}$ ).

EN EL MATRAZ SE INTRODUCE LA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE  $\text{NH}_3$ , DE MOLARIDAD ( $M_{\text{BASE}}$ ) DESCONOCIDA, PERO DE VOLUMEN ( $V_{\text{BASE}}$ ) CONOCIDO QUE HEMOS MEDIDO CON UNA PIPETA.

**REACCIÓN QUÍMICA:****pH EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA:**

ÁCIDO, PUES EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA TENEMOS UNA DISOLUCIÓN DE  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , QUE ES ÁCIDO (HIDRÓLISIS).

UN INDICADOR RECOMENDADO ES AQUEL QUE TENGA EL pH DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA EN SU ZONA DE VIRAGE.

**CÁLCULOS:**

$V_{\text{ÁCIDO}} \cdot M_{\text{ÁCIDO}} \cdot n^{\circ}\text{H} = V_{\text{BASE}} \cdot M_{\text{BASE}} \cdot n^{\circ}\text{OH}$  APLICANDO ESTA FÓRMULA CONOCEREMOS LA MOLARIDAD DE LA BASE. EN EL CASO DEL AMONIACO SE TOMA  $n^{\circ}$  DE OH = 1

EN LA VALORACIÓN DE UNA BASE FUERTE CON UN ÁCIDO FUERTE TENEMOS UN ESQUEMA SIMILAR AL DE LA VALORACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE CON UNA BASE FUERTE.

## Ejercicios propuestos en la U.I.B.

1. U.I.B. 2019 (1). En una revista de enología se ha publicado la información siguiente: "la acidez es un parámetro

importante en la elaboración de un vino ya que determina la estabilidad y las propiedades organolépticas. En general el pH de los vinos blancos se encuentra alrededor de 3, mientras que en la mayoría de los vinos negros se encuentra en el intervalo 3,4 - 3,6. Por otro lado, los ácidos más importantes que surgen en las distintas etapas de fermentación del vino son: el ácido málico, el succínico y el tartárico. Responde de manera razonada a las preguntas siguientes:

a. ¿Es cierto que el aumento de media unidad del pH, de 3 a 3,5, en el vino, supone que la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  disminuye 10 veces.

b. En la tabla adjunta se indica la  $1^{\text{a}}$  constante de disociación de los ácidos dipróticos presentes en el vino. ¿Se puede afirmar que el ácido succínico es el más débil de los ácidos presentes en el vino?

COMPUESTO	Ka
ÁCIDO MÁLICO	$3,50 \cdot 10^{-4}$
ÁCIDO SUCCÍNICO	$6,30 \cdot 10^{-5}$
ÁCIDO TARTÁRICO	$1,00 \cdot 10^{-3}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/lHNZP2J2ko8>

a. Falso.

$$\{\text{pH} = 3 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = 0,001$$

$$\{\text{pH} = 3,5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5} = 0,000316$$

Disminuye aproximadamente 3,2 veces.

b. Sí podemos afirmar que el ácido succínico al tener la menor de las 3 constantes de acidez es el más débil de los 3 ácidos presentes en el vino

2. U.I.B. 2019 (2).

a. El ácido láctico ( $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3$ ) es un ácido monoprótico que se encuentra en la leche agria. Cuando se disuelven 1,1 g. de ácido láctico en 500 mL. de agua destilada se obtiene una disolución de pH 2,7. Calcula el valor de su constante de acidez.

b. ¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,2 M es necesaria para neutralizar 25 mL. de una disolución de ácido láctico 0,1 M.

c. En la ficha química de seguridad del ácido láctico se indica que es un compuesto corrosivo y que puede causar daños en la piel en caso de contacto se corresponde esta propiedad del ácido láctico con el siguiente pictograma razona la respuesta.



VER VÍDEO <https://youtu.be/fq11FqlkhsU>

a.

$$M_{\text{ácido}} = \frac{1,1 \text{ g. ácido}}{500 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ácido}}{90 \text{ g. de ácido}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 0,0244 \text{ M.}$$

Problema de pH de ácido débil.

	HA	+	H <sub>2</sub> O	↔	A <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> ·α		C <sub>0</sub> ·α

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \stackrel{\substack{= \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } K_a \leq 10^{-5}}}{\approx} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]\cdot\alpha}{1-\alpha} \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \quad \left| \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \right. \right. \right.$$

$$C_0 = 0,0244 \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,7} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} = 0,082 \rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]\cdot\alpha}{1-\alpha} = 1,79 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

b.

$$V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{ H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{ OH} \rightarrow 0,025 \cdot 0,1 \cdot 1 = V_b \cdot 0,2 \cdot 1 \rightarrow V_b = 0,0125 \text{ L.} = 12,5 \text{ mL.}$$

c. No, pues el pictograma pertenece a un compuesto peligroso para el medio ambiente acuático.

### 3. U.I.B. 2019 (3).

a. ¿Qué cantidad de NaOH del 90 % de pureza se ha de pesar para preparar 250 mL. de una disolución de hidróxido sódico de pH 13?

b. Calcula el volumen necesario de una disolución de HCl 0,1 M. para neutralizar 20 mL. de una disolución 0,2 M. de NaOH. Sin hacer ningún cálculo numérico razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro.

c. Se dispone de una disolución acuosa de NH<sub>3</sub> de la misma concentración que la base del apartado a. ¿se puede asegurar que el pH de la disolución de NH<sub>3</sub> es inferior a 13?

VER VÍDEO <https://youtu.be/u4eZCbbINes>

$$\text{a. pH} = 13 \rightarrow \text{pOH} = 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M.}$$

$$250 \text{ mL. dión.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{40 \text{ g. de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{100}{90} = 1,11 \text{ g.}$$

$$\text{b. } V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{ de OH} \rightarrow V_a \cdot 0,1 \cdot 1 = 0,02 \cdot 0,2 \cdot 1 \rightarrow V_a = 0,04 \text{ L.} = 40 \text{ mL}$$

c. Si. La base del apartado a es una base fuerte mientras que el amoníaco es una base débil, por tanto, para una misma concentración, las disoluciones de amoníaco tienen menor pH (menos básicas) que las de hidróxido de sodio.

**4. U.I.B. 2019 (4).** En un laboratorio se dispone de una disolución acuosa de ácido etanoico de concentración desconocida

a. Determina la concentración inicial del ácido sabiendo que  $[H_3O^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  y que el ácido está disociado un 1,3 %.

b. Calcula la constante de acidez  $K_a$  del ácido etanoico.

c. Indica el procedimiento y el material de vidrio que utilizarías en el laboratorio para valorar una disolución de ácido etanoico con una disolución de hidróxido de sodio.

d. En la ficha de seguridad química del ácido etanoico aparece el pictograma siguiente indica su significado.

VER VÍDEO <https://youtu.be/1QmgP-MNoIw>

	$CH_3COOH$	+	$H_2O$	$\leftrightarrow$	$CH_3COO^-$	+	$H_3O^+$
Concent. inicial	$C_0$				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0 \cdot \alpha$		$C_0 \cdot \alpha$

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

a.  
 $[H_3O^+] = C_0 \cdot \alpha \rightarrow C_0 = 0,103 \text{ M.}$

b.  

$$K_a = \frac{C_0 \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,103 \cdot 0,013^2}{1 - 0,013} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ M.}$$

c.

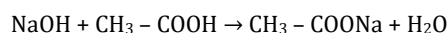
**VALORACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL ( $CH_3 - COOH$ ) CON UNA BASE FUERTE (NaOH)**

VER VÍDEO [https://youtu.be/LDLNoCWfv\\_8](https://youtu.be/LDLNoCWfv_8)

EN LA BURETA SE INTRODUCE EL AGENTE VALORANTE, NaOH, DEL CUAL CONOCEMOS SU MOLARIDAD ( $M_{BASE}$ ) Y GRACIAS A LA BURETA CONOCEREMOS SU VOLUMEN ( $V_{BASE}$ ).

EN EL MATRAZ SE INTRODUCE LA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE  $CH_3 - COOH$ , DE MOLARIDAD ( $M_{ÁCIDO}$ ) DESCONOCIDA, PERO DE VOLUMEN ( $V_{ÁCIDO}$ ) CONOCIDO QUE HEMOS MEDIDO CON UNA PIPETA.

**REACCIÓN QUÍMICA:**



**pH EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA:**

BÁSICO, PUES EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA TENEMOS UNA DISOLUCIÓN DE  $CH_3 - COONa$ , QUE ES BÁSICA (HIDRÓLISIS).

UN INDICADOR RECOMENDADO ES AQUEL QUE TENGA EL pH DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA EN SU ZONA DE VIRAGE.

**CÁLCULOS:**

$V_{ÁCIDO} \cdot M_{ÁCIDO} \cdot n^{\circ}H = V_{BASE} \cdot M_{BASE} \cdot n^{\circ}OH$ . APLICANDO ESTA FÓRMULA CONOCEREMOS LA MOLARIDAD DEL ÁCIDO.

d. Inflamable.

**5. U.I.B. 2018. (I)** Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a. Cuando se mezclan 10 mL de HCl 0,1 M con 20 mL de NaOH 0,1 M, se obtiene una disolución neutra.

b. El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución de la misma concentración de ácido acético.



c. La constante de basicidad ( $K_b$ ) del  $\text{NH}_3$  coincide con la constante de acidez ( $K_a$ ) de su ácido conjugado ( $\text{NH}_4^+$ ). Datos:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$ .

VER VÍDEO <https://youtu.be/xzp9baF0P84>

a. Falso.

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,001 \text{ moles de HCl.} \\ 20 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,002 \text{ moles de NaOH} \end{array} \right.$$

Según la reacción ajustada,  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ , habrá un exceso de NaOH, el pH será básico.

b. Falso. Para una misma concentración las disoluciones de ácido fuerte (nitríco) son mas ácidas, menor pH, que las de ácido débil.

c. Falso. La relación entre la constante de acidez de un ácido y la de basicidad de su base conjugada es  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

**6. U.I.B. 2018. (2) La trimetilamina  $[\text{N}(\text{CH}_3)_3]$  Es un compuesto orgánico, producto de la descomposición de animales y plantas. Este compuesto es una base débil monobásica.**

a. Calcula el pH de una disolución de trimetilamina 0,01 M que presenta un grado de disociación de 0,1.

b. Calcula la constante de basicidad ( $K_b$ ) de la trimetilamina.

c. Determina el volumen de una disolución de HCl  $5,0 \cdot 10^{-2}$  M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de trimetilamina 0,01 M.

d) Indica los materiales de vidrio que utilizarías de los siguientes para hacer una valoración ácido-base. Matraz, pipeta, embudo de decantación o matraz Kitasato.

VER VÍDEO <https://youtu.be/S3jn0AhJfil>

a. Aplicando el formulario de cálculo del pH de una base débil, tenemos:  
 $[\text{OH}^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,001 \rightarrow \text{pOH} = 3 \rightarrow \text{pH} = 11$

b. Aplicando el formulario de cálculo del pH de una base débil, tenemos:  

$$K_b = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} = 1,1 \cdot 10^{-4}$$

c.  $V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ}\text{H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ}\text{OH} \rightarrow V_a = 10 \text{ mL.}$

d. Matraz y pipeta.

**7. U.I.B. 2018. (3) a. Se mezclan en un matraz aforado 10 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,0015 M con 10 mL de agua destilada. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, determina el pH de la disolución resultante.**

b. Calcula el volumen necesario de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 20,0 mL de  $\text{HNO}_3$   $10^{-2}$  M. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro.

c. Nombrar el siguiente compuesto.  $\text{NaNO}_3$ .

VER VÍDEO <https://youtu.be/9gU3PHB0f1w>

a. El volumen se duplica sin alterar los moles de soluto, la molaridad será la mitad. 0,00075 M.  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2 \cdot [\text{base}] = 2,82 \rightarrow \text{pH} = 11,18$

- b.  $V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{OH} \rightarrow V_b = 2 \text{ mL}$ . Las disoluciones de nitrato de sodio no experimenta hidrólisis por tanto su pH será neutro.
- c. Nitrato de sodio. Trioxidonitrato de sodio.

**8. U.I.B. 2018. (4)** En un laboratorio se dispone de una disolución de HF de concentración desconocida.

- a. Determina la concentración del ácido sabiendo que el pH de la disolución es 1,85.

Datos:  $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$ .

b. Calcula el volumen de una disolución 1,0 M de HF que se necesita para preparar 500 mL de una disolución 0,01 M de HF. Indica el material de vidrio que utilizarías en el laboratorio para preparar la disolución 0,01 M de HF.

VER VÍDEO <https://youtu.be/nUB6zWxzXUA>

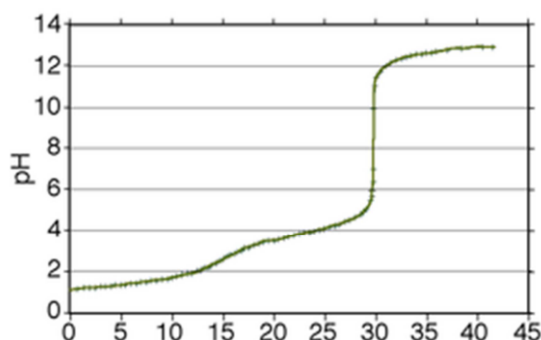
- a. Aplicando el formulario para el cálculo del pH de un ácido débil:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 0,014 \text{ M} \rightarrow K_a = \frac{\alpha \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,046 \rightarrow c_0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\alpha} = 0,31 \text{ M}.$$

b. Para preparar una disolución a partir de otra:  $V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$  de donde  $V_2 = 5 \text{ mL}$ . Utilizamos una pipeta y un matraz aforado.

**9. U.I.B. 2017. (1)** El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) en la que hay como mínimo 5,0 g de ácido por cada 100 mL de vinagre. La Oficina del Consumidor decide analizar un vinagre comercial para ver si cumple las especificaciones requeridas. Se toma una muestra de 10 mL de vinagre y se valora con una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) 0,10 M. En la figura 1 se han representado los valores de pH en función del volumen de NaOH añadido

- a) Di, haciendo los cálculos pertinentes, si este vinagre cumple las normas vigentes.
- b) Cual de los indicadores de la tabla 1 sería el más aconsejable usar para determinar el punto de equivalencia de la valoración anterior? Indicador y zona de viraje: Violeta de metilo 0,1-1,5 Azul de bromofenol 3,0-4,6 y Azul de timol 8,0-9,8



VER VÍDEO <https://youtu.be/-cQNYxwkdhM>

$V_{\text{NaOH}}$  para la neutralización = 30 mL.

$$V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{ de OH} \rightarrow 0,01 \cdot M_a \cdot 1 = 0,03 \cdot 0,1 \cdot 1 \rightarrow M_a = 0,3 \text{ M}$$

$$100 \text{ mL de vinagre} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,3 \text{ moles}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{60 \text{ g. de CH}_3 - \text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3 - \text{COOH}} = 1,8 \text{ g.} < 5 \text{ g.}$$

No cumple las especificaciones.

Observamos que el punto de equivalencia está sobre pH 8, usaremos azul de timol, pues, el punto de equivalencia se encuentra en su zona de viraje.

**10. U.I.B. 2017. (2) a. Se mezclan 50 mL de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) 0,1 M con 60 mL de KOH 0,1 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, determina el pH de la disolución resultante.**

**b. ¿Cuál será el volumen de HCl 0,2 M que se necesita para neutralizar 10 mL de una disolución 0,1 M de Ca(OH)<sub>2</sub>?**

**c. ¿Es cierto que una disolución de NaNO<sub>3</sub> es ácida?**

**VER VÍDEO [https://youtu.be/6MGH8oRQo\\_0](https://youtu.be/6MGH8oRQo_0)**

a. Se produce la reacción de neutralización:  $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,05 \text{ L. HNO}_3 \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} = 0,005 \text{ moles de HNO}_3 \\ 0,06 \text{ L. KOH} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} = 0,006 \text{ moles de HNO}_3 \end{array} \right. \rightarrow \text{Sobran } 0,001 \text{ moles de KOH}$$

$$[\text{KOH}] = \frac{0,001}{0,11} = 9,091 \cdot 10^{-3} \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = 2,04 \rightarrow \text{pH} = 11,96$$

b.  $V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{ de OH} \rightarrow V_a \cdot 0,2 \cdot 1 = 0,01 \cdot 0,1 \cdot 2 \rightarrow V_a = 0,01 \text{ L.}$

c. Falso. Es una sal de hidrolisis neutra (ácido fuerte y base fuerte).

**11. U.I.B. 2017 (3). Determina el número de moles del ión cloruro presentes en 100 mL de una disolución de HCl de pH 3,0.**

**b. Calcula el volumen necesario de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 25 mL de una disolución 0,01 M de HCl. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro.**

**c. Si se preparara una disolución acuosa de un ácido débil de la misma concentración que la del ácido del apartado a), sin hacer ningún cálculo, indica si el pH de la disolución será mayor o menor que 3,0.**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/OcN78rbrH8k>**

a.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ M.} = [\text{Cl}^-]$$

$$100 \text{ mL.} \cdot \frac{10^{-3} \text{ moles}}{1000 \text{ mL.}} = 10^{-4} \text{ moles de Cl}^-$$

b.  $V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{ de OH} \rightarrow V_b = 2,5 \text{ mL.}$

En el punto de equivalencia se forma una sal de ácido fuerte (HCl) y base fuerte (NaOH). La disolución será neutra.

c. Para una misma concentración, pH (ácido fuerte) < pH (ácido débil)

**12. U.I.B. 2017 (4). En un laboratorio se disuelven 0,01 g de NaOH y 0,01 g de KOH en 500 mL de agua destilada.**

**a. Determina el pH de la disolución resultante.**

b. Explica cómo prepararías en el laboratorio 100 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,01 g/mL, indicando el material de vidrio que utilizarías.

c. En la ficha de seguridad química del NaOH aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.



VER VÍDEO <https://youtu.be/F1AQJmR03CM>

a.

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,01 \text{ g. KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g. KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol KOH}} = 1,79 \cdot 10^{-4} \text{ moles OH}^- \\ 0,01 \text{ g. NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g. NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles OH}^- \end{array} \right.$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-4} + 2,5 \cdot 10^{-4}}{0,5} = 8,58 \cdot 10^{-4} \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = 3,07 \rightarrow \text{pH} = 10,93$$

b.

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{0,01 \text{ g.}}{1 \text{ mL}} = 1 \text{ g.}$$

Con un vidrio de reloj pesamos 1 g. de NaOH. Lo disolvemos en 75 mL. de agua destilada dentro de un vaso de precipitados. Si necesita calentar se calienta. Una vez enfriado pasamos la disolución a un matraz aforado de 100 mL. Añadimos agua hasta enrasar.

c. Corrosivo.

### 13. U.I.B. 2016. (1)

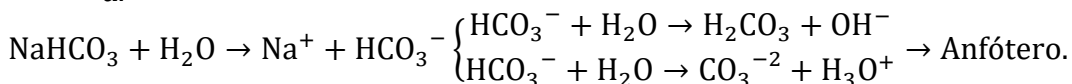
a. Indica, de manera razonada, si alguno de los siguientes compuestos presenta carácter anfótero:  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  y  $\text{NaHCO}_3$

b. En un matraz aforado de 100 ml se introduce el mismo número de moles de ácido acético y de hidróxido de sodio y se enrasa con agua destilada. ¿Se puede afirmar que el pH de la disolución resultante es básico?

c. Enumera dos aplicaciones del ácido sulfúrico en el ámbito industrial. Consulta tus apuntes.

VER VÍDEO [https://youtu.be/Ys\\_OcRbMymE](https://youtu.be/Ys_OcRbMymE)

a.



b. Sí. En el punto de equivalencia se forma  $\text{CH}_3 - \text{COONa}$  que hidroliza con el agua según:  $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$  se produce hidrólisis básica.

c. Fabricación de fertilizantes, explosivos, plásticos, productos farmacéuticos, textiles...

14. U.I.B. 2016. (2) a. La metilamina presenta una constante de basicidad de  $3,6 \cdot 10^{-4}$ , mientras que la del amoníaco es  $1,8 \cdot 10^{-5}$  ¿es cierto que la metilamina es más básica que el amoníaco?

b. Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución 0,1 molar de metilamina.

VER VÍDEO <https://youtu.be/3JwVfKMfUtl>

a. Para una misma concentración el pH de la metilamina es mayor que el del amoniaco, pues su constante es mayor.

b.

	CH <sub>3</sub> - NH <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O	→	CH <sub>3</sub> - NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> .α		C <sub>0</sub> .α

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{NH}_2]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \stackrel{\substack{= \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha, \text{ si } \alpha \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{OH}^-] = C_0\alpha \quad \left| \quad \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14 \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \end{array} \right. \right.$$

$$\begin{cases} C_0 = 0,1 \text{ M.} \\ K_b = 3,6 \cdot 10^{-4} \rightarrow K_b = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,0582 \\ [\text{OH}^-] = C_0\alpha = 5,82 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pOH} = 2,24 \rightarrow \text{pH} = 11,76 \end{cases}$$

15. U.I.B. 2016. (3) Se añaden 25 ml de una disolución 1,65 molar de HClO a un matraz aforado y se enrasa con agua destilada hasta conseguir 250 ml de disolución.

a. Determina el pH de la disolución diluida sabiendo que la constante de acidez vale  $3,2 \cdot 10^{-8}$ .

b. Si se neutralizan 100 ml de la disolución diluida de HClO con 100 ml NaOH 0,25 molar.

¿Cuántos moles de NaOH no habrán reaccionado?

c. ¿Cómo se prepararía en el laboratorio 100 ml de NaOH 0,25 M. a partir de NaOH sólido?

Indica el material de laboratorio necesario para preparar dicha disolución.

VER VÍDEO <https://youtu.be/UZxxs8tE5h8>

a.

C<sub>0</sub> = [HClO] = 0,165 M. (se diluye de 25 mL. a 250 mL.)

K<sub>a</sub> =  $3,2 \cdot 10^{-8}$

	HClO	+	H <sub>2</sub> O	↔	ClO <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> .α		C <sub>0</sub> .α

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \stackrel{\substack{= \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } K_a \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \quad \left| \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \right. \right.$$

$$K_a = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 4,41 \cdot 10^{-4} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,27 \cdot 10^{-5} \text{ M.} \rightarrow \text{pH} = 4,14$$

b.

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,165 \text{ moles de HClO}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HClO}} = 0,0165 \text{ moles de NaOH.}$$

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,25 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 0,025 \text{ moles de NaOH.}$$

$$\text{Sobran } 0,025 - 0,0165 = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaOH.}$$

c.

$$0,025 \text{ moles de NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g. de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 1 \text{ g. de NaOH.}$$

Pesar 1 g. de NaOH (pesa sustancias) y disolverlo en 50 mL. de agua destilada (en el interior de un vaso de precipitados). Si necesita calentar se calienta. Una vez enfriado se vierten los 50 mL. en un matraz aforado de 100 mL. Se enrasa con agua destilada hasta los 100 mL.

**16. U.I.B. 2016. (4) En un laboratorio se dispone de dos disoluciones separadas  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  y  $\text{NaCl}$ . ¿Cómo son estas disoluciones: ácidas básicas o neutras?**

**b. ¿Cómo gestionarías el residuo de  $\text{NaCl}$ , lo neutralizarías con un ácido diluido o simplemente lo echarías por el desagüe?**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/ZZ6pLxVzCWo>**

a.  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$  hidrólisis ácida. pH ácido.  $\text{NaCl}$  no da hidrólisis. pH neutro.

b. El  $\text{NaCl}$  es inocuo, se puede tirar directamente al fregadero.

**17. U.I.B. 2015. (1) a. Calcula el pH de una disolución de  $\text{HCl}$  del 2% en peso y de densidad 1,01 g/mL.**

**b. Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de una disolución de  $\text{HCl}$  0,1 M con 30 mL de una disolución de  $\text{NaOH}$  0,1 M, teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos.**

**c. En el recipiente de la disolución de  $\text{HCl}$  aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.**



**VER VÍDEO <https://youtu.be/os6rmJqrUgE>**

$$M = \frac{\% \cdot d \cdot 10}{M_{\text{molecular}}} = 0,55 \text{ M.} \rightarrow \text{pH} = -\log(0,55) = 0,26$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ mL HCl} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L.}} = 0,001 \text{ moles} \\ 30 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 0,003 \text{ moles} \end{array} \right.$$

Como la reacción es  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  y es mol a mol, sobran 0,002 moles de  $\text{NaOH}$ .

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,002}{0,04} = 0,05 \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = -\log(0,05) = 1,3 \rightarrow \text{pH} = 12,7$$

c. Corrosivo.

**18. U.I.B. 2015. (2) En un laboratorio tenemos una disolución de un ácido monoprótico (AH) con una constante de acidez (Ka) de  $10^{-5}$ .**

- ¿Es cierto que su grado de disociación es igual a la unidad?
- Si se neutraliza la disolución del ácido AH con una base fuerte, como el NaOH, es cierto que el pH de la disolución en el punto de equivalencia será menor que 7,0?
- Indica el procedimiento y el material de laboratorio para realizar la valoración del apartado b.

VER VÍDEO <https://youtu.be/aXUg2-11-fs>

- Teniendo en cuenta su constante de acidez, vemos que se trata de un ácido débil, por tanto, su grado de disociación será menor que uno.
- Si neutralizamos un ácido débil con una base fuerte se produce, en el punto de equivalencia, una sal de ácido débil y base fuerte cuya hidrólisis es básica, por tanto, el pH será mayor que 7.
- Bureta, matraz Erlenmeyer y pipeta. Indicador con zona de viraje básica para detectar el punto de equivalencia.

**19. U.I.B. 2015. (3) Se mezclan 50 mL de una disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,1 M con 75 mL de agua destilada. Teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos, calcula el pH final.**

b. Determina el volumen necesario de una disolución de HCl 0,2 M para neutralizar 10 mL de la disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,1 M. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro.

c. Indica el material de vidrio necesario para realizar la valoración del apartado b) en un laboratorio de química.

VER VÍDEO <https://youtu.be/ijQy4EeaQxE>

a. Al añadir agua a una disolución:  $V_1 \cdot M_1 = (V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot M_2 \rightarrow M_2 = 0,04$   
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{base}] = -\log 2 \cdot 0,04 = 1,1 \rightarrow \text{pH} = 12,9$

b. En una neutralización:  $V_a \cdot M_a \cdot n^\circ \text{H} = V_b \cdot M_b \cdot n^\circ \text{OH} \rightarrow V_a = 10 \text{ mL}$ .  
 Se obtiene una sal  $\text{CaCl}_2$  de ácido fuerte y base fuerte que no hidroliza. El pH será neutro.

c. Bureta, matraz Erlenmeyer y pipeta. Indicador con zona de viraje básica para detectar el punto de equivalencia.

**20. U.I.B. 2015. (2) El ácido fluorhídrico (HF) tiene una constante de acidez, Ka,  $6,3 \cdot 10^{-4}$  a  $25^\circ\text{C}$ .**

Responder razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes

- El pH de una disolución 0,1 M de HF es mayor que el pH de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl).
- La constante de basicidad (Kb) de la base conjugada del HF vale  $6,3 \cdot 10^{-4}$  a  $25^\circ\text{C}$ .
- Una disolución acuosa de NaF tendrá un pH neutro.

VER VÍDEO <https://youtu.be/eGnQI-tyYTQ>

Verdadero. Para una misma concentración el pH de un ácido fuerte es menor (mas ácido) que el de un ácido débil.

Falso.  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$ . por tanto,  $K_b$  no coincide con  $K_a$ .

Falso el ion fluoruro da hidrólisis.  $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$  La concentración de  $OH^-$  aumenta, la hidrolisis es básica.

21. a. Se ha medido el pH de una disolución acuosa de amoniaco a 25 °C y se ha obtenido el valor 11,5. Sabiendo que la constante de basicidad del amoniaco es  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , calcula la concentración inicial del amoniaco en la disolución.

VER VÍDEO <https://youtu.be/mQv6nCEhgh8>

b. Explica la geometría y polaridad de la molécula de amoniaco.

VER VÍDEO <https://youtu.be/G8KzM-XmzUU>

a.

	$NH_3$	+	$H_2O$	$\rightarrow$	$NH_4^+$	+	$OH^-$
Concent. inicial	$C_0$				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0 \cdot \alpha$		$C_0 \cdot \alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(C_0 \alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha, \text{ si } \alpha \leq 10^{-5}}}{=} C_0 \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [OH^-] = C_0 \alpha \quad \left| \quad \begin{array}{l} pOH = -\log [OH^-] \\ pH + pOH = 14 \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} [OH^-] = 10^{-pOH} \\ [H_3O^+] = 10^{-pH} \end{array} \right. \right.$$

$$pH = 11,5 \rightarrow pOH = 2,5 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2,5} \text{ M.}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 5,66 \cdot 10^{-3} \rightarrow C_0 = \frac{[OH^-]}{\alpha} = 0,56 \text{ M.}$$

b. El amoniaco, desde el punto de vista de la T.R.P.E.C.V. es una molécula  $AB_3E$ , por tanto, tiene geometría de pirámide trigonal y es una molécula polar. Llegamos a la misma conclusión aplicando la teoría de hibridación. El nitrógeno, que es el átomo central de la molécula, tiene hibridación  $sp^3$ .

22. U.I.B. 2014. (I) Una disolución acuosa 0,1 M de ácido nitroso ( $HNO_2$ ) tiene un 6% de ácido disociado.

a. ¿Cuál es el pH de la disolución?

b. Calcula el valor de la constante  $K_a$ .

c. ¿Qué volumen de ácido nitroso comercial del 45% en peso en  $HNO_2$  y densidad 1,05 g/mL se necesitaría para preparar 100 mL de  $HNO_2$  0,1 M? Indica el material de vidrio necesario para preparar la disolución.

$$pH = 2,22$$

$$K_a = 10,82 \cdot 10^{-4}$$

$$V = 1 \text{ mL. Matraz aforado y pipeta.}$$

VER VÍDEO <https://youtu.be/PymWyHIvxc4>

23. Se prepara una disolución de ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) cuyo pH es 3,1, disolviendo 0,61 g. del ácido en agua hasta obtener 500 mL. de disolución. Calcular:



- a. Grado de disociación del ácido.  
 b. Constante de acidez del ácido.  
 c. Constante de basicidad del ion benzoato.  
 d. Volumen de hidróxido de sodio 0,1 M. necesario para neutralizar 50 mL. de la disolución del ácido.  
 e. pH en el punto de equivalencia.

VER VÍDEO <https://youtu.be/AfZrsHTNjSE>

VER VÍDEO <https://youtu.be/QasjKXqquI4>

24. U.I.B. 2014. (2) En un laboratorio de química se ha valorado una disolución 0,1M de un ácido monoprótico (AH) con NaOH 0,1 M. Para realizar la valoración se ha utilizado un pH-metro que permite determinar el pH de la disolución. Con los datos de la tabla 1 se ha determinado que el volumen de equivalencia es de 25 mL.

- a. Indica, justificadamente, si el ácido valorado es fuerte o débil.  
 b. Si se hiciera de nuevo la misma valoración sin la ayuda del pH-metro, que indicador se podría utilizar para determinar el punto de equivalencia?, el azul de bromofenol, que tiene un intervalo de viraje entre 3,0 y 4,6, ¿o el azul de timol, que lo tiene entre 8,0 i 9,6? Razona la respuesta.

VOLUMEN DE NaOH	pH
0	2,87
5	4,14
10	4,57
15	4,92
20	5,35
25	8,72
30	11,96
40	12,36
50	12,52

Según la tabla el pH del punto de equivalencia es 8,73 (básico). El ácido valorado es, por tanto, débil. Azul de timol. 8,7 está en su zona de viraje.

25. Se dispone de una disolución de ácido sulfúrico 2 M.

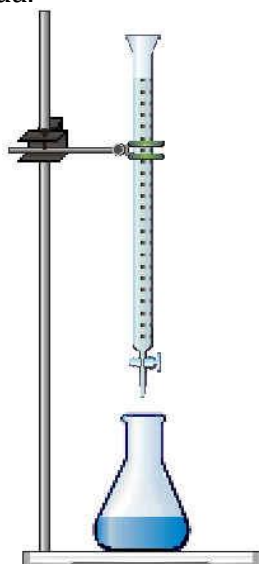
- a) Calcula el volumen de ácido necesario para neutralizar 50 cm<sup>3</sup> de una disolución acuosa que contiene 2,4 gramos de hidróxido de sodio.  
 b) Explica el procedimiento que seguirías en el laboratorio y indica los materiales que utilizarías para realizar la valoración anterior a partir de un ácido sulfúrico comercial.  
 c) Indica el significado del pictograma que aparece en los envases de ácido sulfúrico.



a. La reacción es:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$2'4 \text{ g. NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g. de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4} = 0'015 \text{ L de H}_2\text{SO}_4.$$

b. Determinaremos la concentración de una disolución de NaOH, utilizando  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentración conocida.



Comprueba que la llave de la bureta está cerrada.

En un vaso de precipitados, coge un poco de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y llena la bureta. Coloca el vaso bajo la bureta y enrásala.

Mide 25 ml de la disolución de NaOH y échalos en el matraz Erlenmeyer. Añade 2 gotas de fenolftaleína y agita.

Coloca el matraz bajo la bureta (pon un papel blanco debajo del matraz, para ver mejor el cambio de color) y deja caer  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , agitando el matraz con una mano y manejando la llave con la otra, hasta que la disolución cambie de color. Esta primera operación te indicará, aproximadamente, cuanto se gasta.

Repite todo el proceso y ahora, con mucho cuidado, echando gota a gota, desde un par de ml antes de la medida anterior. Anota el volumen gastado. La operación debe repetirse un par de veces. La medida del volumen gastado, será la media.

La reacción que tiene lugar es:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Según la fórmula  $V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ de OH}$ , despejamos la molaridad del NaOH.

c. Corrosivo.

**26. Considerando las sales siguientes: nitrato de amonio, acetato de potasio, sulfuro de sodio y cloruro de sodio.**

**a) Formula estos compuestos.**

**b) ¿Cómo son las disoluciones de estas sales, ácidas, básicas o neutras?**

Nitrato amónico:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Sus disoluciones son ácidas pues el ión amonio hidroliza ( $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ ) provocando un aumento del  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

Acetato potásico:  $\text{CH}_3 - \text{COOK}$ . Sus disoluciones son básicas pues el ión acetato hidroliza ( $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$ ) provocando un aumento del  $\text{OH}^-$ .

Sulfuro de sodio:  $\text{Na}_2\text{S}$ . Sus disoluciones son básicas pues el ión sulfuro hidroliza ( $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ ) provocando un aumento del  $\text{OH}^-$ .

Cloruro de sodio:  $\text{NaCl}$ . Sus disoluciones son neutras pues ni el ión  $\text{Na}^+$  ni el  $\text{Cl}^-$  hidrolizan.

**27. Indica razonadamente si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:**

- a) 50 mL de ácido clorhídrico 0,01 M y 50 mL de hidróxido de sodio 0,02 M. Calcula el pH.  
 b) 50 mL de ácido acético 0,01 M y 50 mL de hidróxido de sodio 0,01 M.  
 c) 50 mL de nitrato de sodio 0,01 M.

a)

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{moles de HCl: } 0'05\text{ mL de dión. } \frac{0'01 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de HCl.} \\ \text{moles de NaOH: } 0'05\text{ mL de dión. } \frac{0'02 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 10^{-3} \text{ moles de NaOH.} \end{array} \right.$$

La reacción  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  es una reacción mol a mol. Sobrarán  $5 \cdot 10^{-4}$  moles de NaOH ( $10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4}$ ). La  $[\text{NaOH}] = 5 \cdot 10^{-4} / 0'1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
 $\text{pOH} = -\log [\text{NaOH}] = 2'3 \rightarrow \text{pH} = 11'7$ .

b)

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{moles de acético: } 0'05\text{ mL de dión. } \frac{0'01 \text{ moles de acético}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de acético.} \\ \text{moles de NaOH: } 0'05\text{ mL de dión. } \frac{0'01 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de NaOH.} \end{array} \right.$$

La reacción  $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$  es una reacción mol a mol. No sobra ácido ni hidróxido. Será una disolución de acetato de sodio,  $\text{CH}_3 - \text{COONa}$ . El ión acetato hidroliza ( $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$ ) y la disolución será básica.

c) La disolución de nitrato de sodio es neutra pues los iones nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) y  $\text{Na}^+$  no hidrolizan.

**28.**

- a. calcular la concentración de una disolución de hidróxido sódico sabiendo que, al neutralizar 50 ml, se consume ácido clorhídrico 35 ml 0,05 M o 0'035 M.  
 b. ¿Cuál es el PH de la disolución del hidróxido? 12'54.  
 c. ¿Cuál es el PH en el punto de equivalencia? 7.

a) En una neutralización se cumple  $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$ . En el ácido clorhídrico y en el hidróxido de sodio la valencia es 1  $\rightarrow$  la normalidad coincide con la molaridad, por tanto,  $V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b$ . De donde  $M_b = 0'035 \text{ M}$

b) El hidróxido de sodio es una base fuerte. La concentración de la base coincide con la concentración de  $\text{OH}^-$ .  $\text{pOH} = -\log 0'035 = 1'46$ . Por tanto, el pH será  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12'54$ .

c) En el punto de equivalencia se forma cloruro de sodio que es una sal de ácido fuerte y base fuerte que no produce hidrólisis.  $\text{pH}_{\text{punto equivalencia}} = 7$ .

**29.** Al mezclar 10,0 ml de disolución de hidróxido sódico 0,001 M con 10,0 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida, se obtiene una disolución de pH 10,0. Calcule la concentración de disolución ácida.

Llamamos x a la molaridad del ácido.

10 mL. NaOH 0'001 M  $\rightarrow$   $10^{-5}$  moles de NaOH.

10 mL. HCl x M  $\rightarrow$  0'1x moles de HCl.

Si la dión resultante tiene pH básico es que en la reacción del HCl con el NaOH ha

sobrado NaOH: sobran  $10^{-5} - 0'1x$  moles de NaOH.  $[\text{NaOH}] = \frac{10^{-5} - 0'1x}{0'02}$

pH = 10  $\rightarrow$  pOH = 4  $\rightarrow$   $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$  M.

$\frac{10^{-5} - 0'1x}{0'02} = 10^{-4} \rightarrow x = 8 \cdot 10^{-4}$  M.

**30.** Indicar los nombres y fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  Y  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$

a.  $\text{H}_2\text{O}$ .  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ , siendo el ión hidroxilo la base conjugada

b.  $\text{HCO}_3^-$ .  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$  siendo el ión carbonato la base conjugada del ión bicarbonato.

c.  $\text{H}_3\text{O}^+$ .  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$ , siendo el agua la base conjugada del ión hidronio.

d.  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ .  $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  siendo el ión acetato la base conjugada del ácido acético.

**31.** Calcular la concentración en el equilibrio de todas las especies de una disolución de cloruro de amonio 0,10 M. ( $K_a$  del ion amonio  $5,6 \cdot 10^{-10}$ .)

Al disolver cloruro de amonio en la dión tendremos iones  $\text{Cl}^-$  e iones amonio. El ión cloruro no produce hidrólisis, pero el ión amonio hidroliza según la siguiente reacción.

	$\text{NH}_4^+$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\leftrightarrow$	$\text{NH}_3$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
Concent. inicial	0'1				0		0
Concent. Equil.	$0'1(1 - \alpha)$				$0'1\alpha$		$0'1\alpha$
Sustituyendo $\alpha$	0'1				$7'48 \cdot 10^{-6}$		$7'48 \cdot 10^{-6}$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{(0'1\alpha)^2}{0'1(1 - \alpha)} = 5'6 \cdot 10^{-10} \rightarrow \alpha = 7'48 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7'48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L. } [\text{NH}_4^+] = 0'1 \text{ M y } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1'34 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

**32.** Calcular la concentración de todas las especies en una disolución de ácido fórmico PH = 3,74. ( $K_A = 1,82 \times 10^{-4}$ )

Al disolver ácido fórmico se produce el equilibrio:  $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ .

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

Al calcular el pH de un ácido débil aplicamos el siguiente formulario.

	HCOOH	+	H <sub>2</sub> O	↔	HCOO <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> ·α		C <sub>0</sub> ·α
Sustituyendo	1'82·10 <sup>-4</sup>				1'82·10 <sup>-4</sup>		1'82·10 <sup>-4</sup>

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.74} = 1'82 \cdot 10^{-4};$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0'5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \alpha \rightarrow C_0 = 3'64 \cdot 10^{-4}.$$

Sustituyendo en las concentraciones en equilibrio: Todas 1'82·10<sup>-4</sup>

**33. Una disolución de ácido benzoico, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH (ácido monoprótico), se ionizó en 1,2%. Calcular la concentración inicial y el PH, sabiendo que K<sub>a</sub> = 6,6 10<sup>-5</sup>.**

	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	+	H <sub>2</sub> O	↔	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> ·α		C <sub>0</sub> ·α

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

$$K_a = \frac{(C_0 \alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow C_0 = 0'46 \text{ M. } [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \alpha = 5'48 \cdot 10^{-3} \text{ M. Por tanto}$$

$$\text{pH} = -\log 5'48 \cdot 10^{-3} = 2'26.$$

Ejemplo 27. El PH de una disolución 0,025 M de ácido nitroso (HNO<sub>2</sub>) es 2,56.

- Escribir la ecuación de disociación de este ácido y calcular la constante de acidez.
- Justificar el pH de una disolución de nitrito sódico: ácido, básico o neutro.

a)

	HNO <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O	↔	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Concent. inicial	C <sub>0</sub>				0		0
Concent. Equil.	C <sub>0</sub> (1 - α)				C <sub>0</sub> ·α		C <sub>0</sub> ·α

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2'75 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \alpha \rightarrow \alpha = 0'11$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} = 3'4 \cdot 10^{-4}$$

b) El nitrito sódico es una sal de ácido débil y base fuerte. El ión nitrito produce hidrólisis (NO<sub>2</sub><sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O ↔ HNO<sub>2</sub> + OH<sup>-</sup>) y el ión sodio no. El pH será básico.

**34. Contesta razonadamente, las cuestiones siguientes.**

- La constante de acidez del ácido acético es 1,8 10<sup>-5</sup>. Su base conjugada, ¿Será fuerte o débil?
- Calcular el PH de una disolución 10<sup>-8</sup> M Ácido clorhídrico.

a) La relación entre las constantes de un ácido y su base conjugada es  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$ . De donde  $K_b = 5'56 \cdot 10^{-10}$ . Por tanto, la base conjugada del  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ , que es el ión  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$  es una base débil.

b) Cálculo del pH de un ácido fuerte:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \approx -\log ([\text{ácido}] + 10^{-7})$ , por tanto  $\text{pH} = -\log (10^{-8} + 10^{-7}) = 6'96$ . Este método es una simplificación, bien hecho deberíamos recurrir al producto iónico del agua y obtendríamos  $\text{pH} = 6'98$ .

**35. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

a. Cuanto mayor sea la concentración inicial de ácido acético, mayor será la concentración de iones acetato en la disolución.

b. El grado de disociación del ácido acético es independiente de la concentración inicial de ácido.

c. Una disolución de cloruro de amonio tiene un pH básico.

d. Si se añade acetato sódico a una solución de ácido acético, el pH aumenta.

a)

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \stackrel{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } \alpha \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$[\text{HCOO}^-] = C_0\alpha = C_0\sqrt{\frac{K_a}{C_0}} = \sqrt{C_0K_a}$ . Cuanto mayor es  $C_0$  mayor es  $[\text{HCOO}^-]$ .

b)  $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$ . Falso, cuanto mayor es  $C_0$  menor es  $\alpha$ .

c) El cloruro de amonio es una sal de ácido fuerte y base débil, sus disoluciones son ácidas pues el ión amonio produce hidrólisis,  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ , mientras que el ión cloruro no produce hidrólisis.

d) El equilibrio  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ , Según el principio de Le Chatelier, se desplaza a reactivos si añadimos acetato ( $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ ). Disminuye pues la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , aumenta el pH.

**36. Formula las siguientes sales e indica, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro, de sus disoluciones acuosas: cianuro potásico, cloruro de amonio, nitrato sódico y sulfuro de azufre.**

KCN básico, pues el ión cianuro produce hidrólisis ( $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ ) aumentando la concentración del ión hidroxilo.

$\text{NH}_4\text{Cl}$  ácido, pues el ión amonio produce hidrólisis ( $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ ) aumentando la concentración del ión hidronio.

$\text{NaNO}_3$  neutro, pues ni el ión  $\text{Na}^+$  ni el ión nitrato producen hidrólisis.

$\text{CaS}$  básico, pues el ión sulfuro produce hidrólisis ( $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$ ) aumentando la concentración del ión hidroxilo.

**37. Calcular:**

a. Los gramos de hidróxido sódico necesarios para obtener 250 ml de disolución de  $\text{pH} = 10$ .

**b. El volumen de ácido clorhídrico 0,10 M que debe añadirse a 200 ml de hidróxido de potasio 0,005 M para obtener una disolución de pH = 10?**

a)  $\text{pH} = 10 \rightarrow \text{pOH} = 4 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} = [\text{base}]$ .

$$0'250\text{L} \cdot \frac{10^{-4} \text{ moles de NaOH}}{1\text{L}} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 0'001\text{g}$$

b) Llamando x al volumen pedido, tendremos:

Moles iniciales de HCl:  $x \text{ L} \cdot \frac{0'1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L}} = 0'1 \cdot x \text{ moles de HCl}$ .

Moles iniciales de KOH:  $0'2 \text{ L} \cdot \frac{0'005 \text{ moles de KOH}}{1 \text{ L}} = 0'001 \text{ moles de KOH}$

Según la reacción  $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ , si el pH final es básico, es que sobra KOH.

Moles de KOH que sobran =  $0'001 - 0'1 \cdot x \rightarrow [\text{KOH}] = \frac{0'001 - 0'1 \cdot x}{0'2 + x} = 10^{-4}$   
donde  $x = 0'0098 \text{ L}$ .

## CUESTIONES

**a. Las disoluciones de KCl son neutras.**

V. Los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , que provienen de la disolución del KCl, no hidrolizan con el agua.

**b. Una disolución 0,1 M. de HCl es más ácido que una disolución 0,1 M de ácido acético.**

V. Para una misma concentración las disoluciones de ácido fuerte son más ácidas que la de ácido débil.

**c. La constante de hidrólisis del ion acetato coincide con su constante de acidez.**

V.

**d. Una disolución de HCl  $10^{-8} \text{ M}$  tiene pH 8.**

F. La disolución de un ácido no puede ser básica.

**e. El ácido clórico es más fuerte que el perclórico.**

F. En los ácidos oxácidos cuanto más electronegativo es el átomo central, mayor será la acidez.

**f. El ácido sulfúrico es monoprótico.**

F.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es diprótico, tiene dos H.

**g. El Azul de bromofenol (viraje 3,0 - 4,6) es adecuado para las valoraciones de HCN con NaOH.**

F. Las valoraciones de HCN con NaOH tienen un pH básico en el punto de equivalencia. El indicador más adecuado debe tener el pH del punto de equivalencia en la zona de viraje

**h. El ácido conjugado de una base débil es fuerte.**

F. El conjugado de un débil es, generalmente, débil.  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

**i. Las disoluciones de formiato de potasio son ácidas.**

F. Son básicas pues el ion  $\text{HCOO}^-$  (formiato) hidroliza con el agua.  $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$

**j. Una disolución de pH 9,3 tiene una concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$   $5,012 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ .**

V.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

**k. El pH de una disolución de KCl es menor que el de una disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .**

F. El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es una sal de hidrólisis ácida, mientras que el KCl no produce hidrólisis, es neutra.

**l. Al mezclar una disolución de HCl con otra de KOH se obtiene una disolución neutra.**

F. Se dará la reacción  $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ . Si sobra HCl la disolución será ácida. Si sobra KOH será básica y si las cantidades son las estequiométricas (no sobra ningún reactivo), la disolución resultante es de KCl que es neutra.

**m. El signo de la constante de acidez depende de la fuerza del ácido.**

F. La constante de acidez (cociente de concentraciones) es siempre positiva.

**n. Para una misma concentración las disoluciones de KOH son más ácidas que las de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .**

V.  $\text{pOH}(\text{KOH}) = -\log[\text{KOH}]$ ,  $\text{pOH}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = -\log 2 \cdot [\text{MgOH}]$

**ñ. Las disoluciones de KCN son básicas.**

V. El ion  $\text{CN}^-$  hidroliza.  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$

**o. La acidez del  $\text{HCOOH}$  depende de la temperatura.**

V. Las constantes de acidez como todas las constantes de equilibrio dependen de la temperatura.