

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de HCl. Hallar el pH de una disolución 10 - 8 M de HCl.

- Sabemos que **HCl es un ácido fuerte**, por lo que se disocia completamente: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- Disolución 10⁻² M de HCl Concentración de $\text{H}^+:\text{H}^+ = 10^{-2} \text{ M}$
- Fórmula del pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ $\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$
- Ahora la concentración es muy baja, **10⁻⁸ M**, comparable con la concentración de H^+ del agua pura (10⁻⁷) En este caso, **no podemos despreciar la contribución del agua**.
- $[\text{H}^+]_{\text{total}} = [\text{H}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}^+]_{\text{agua}} = 10^{-8} + 10^{-7} \approx 1.1 \times 10^{-7} \text{ M}$
- $\text{pH} = -\log(1.1 \times 10^{-7})$ $\text{pH} \approx 6.96$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de HF. $K_a = 7 \cdot 10^{-4}$, $\text{p}K_a = 3,155$

Datos del problema

- Concentración de HF: $[\text{HF}] = 10^{-2} \text{ M} = 0,01 \text{ M}$
- Constante de acidez: $K_a = 7 \cdot 10^{-4}$
- $\text{p}K_a = 3,155$

HF es un **ácido débil**, por lo que no se disocia completamente.

Sea $x = [\text{H}^+]$ que se forma en el equilibrio.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Como $x \ll [\text{HF}]$, podemos aproximar:

$$[\text{HF}]_{\text{equilibrio}} \approx [\text{HF}]_0 = 0,01$$

Entonces:

$$K_a = \frac{x^2}{0,01}$$

2. Resolviendo para x

$$x^2 = K_a \cdot [\text{HF}] = (7 \cdot 10^{-4}) \cdot 0,01 = 7 \cdot 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{7 \cdot 10^{-6}} \approx 2,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Por lo tanto, la concentración de H^+ es $2,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

3. Calculamos el pH

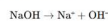
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,65 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} \approx 2,58$$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de NaOH

Datos del problema

- Concentración: $[\text{NaOH}] = 10^{-2} \text{ M} = 0,01 \text{ M}$
- NaOH es una **base fuerte**, por lo que se disocia completamente:



Por lo tanto, la concentración de OH^- es igual a la concentración inicial de NaOH:

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ M}$$

1. Relación entre pOH y $[\text{OH}^-]$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log(0,01) = 2$$

2. Relación entre pH y pOH

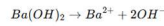
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12$$

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

Datos del problema

- Concentración: $[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 10^{-2} \text{ M} = 0,01 \text{ M}$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una **base fuerte**, se disocia completamente:



Por lo tanto, cada mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ produce 2 moles de OH^- .

1. Concentración de OH^-

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Ba}(\text{OH})_2] = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ M}$$

2. Calculamos el pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,02)$$

$$\text{pOH} \approx 1,70$$

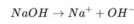
3. Calculamos el pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,70 = 12,30$$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 8 M de NaOH

Datos del problema

- Concentración: $[\text{NaOH}] = 10^{-8} \text{ M}$
- NaOH es una **base fuerte**, se disocia completamente:



Por lo tanto, la concentración de OH^- sería inicialmente $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$.

1. Atención: concentración muy baja

Aquí $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$ es menor que la concentración de OH^- del agua pura (10^{-7} M).

Por lo tanto, no podemos ignorar la contribución del agua.

$$[\text{OH}^-]_{\text{total}} = [\text{OH}^-]_{\text{NaOH}} + [\text{OH}^-]_{\text{agua}}$$

Sabemos que en agua pura:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{agua}} = 10^{-7} \text{ M}$$

Entonces:

$$[\text{OH}^-]_{\text{total}} \approx 10^{-7} + 10^{-8} = 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

2. Calculamos el pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]_{\text{total}} = -\log(1,1 \cdot 10^{-7}) \approx 6,96$$

3. Calculamos el pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,96 \approx 7,04$$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de NH_4NO_3 , $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

1) Naturaleza de la sal

NH_4NO_3 procede de:

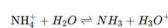
- $\text{NH}_3 \rightarrow$ base débil
- $\text{HNO}_3 \rightarrow$ ácido fuerte

Por tanto:

- $\text{NO}_3^- \rightarrow$ no hidroliza (espectador)
- $\text{NH}_4^+ \rightarrow$ ácido débil (se hidroliza)

La disolución será **ácida**.

Reacción de hidrólisis:



2) Calcular K_a del ion amonio

Sabemos que:

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

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

3) Tabla de equilibrio (hidrólisis)

Concentración inicial:

$$[\text{NH}_4^+]_0 = 10^{-2} \text{ M}$$

Sea $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ formado:

	NH_4^+	NH_3	H_3O^+
Inicial	10^{-2}	0	0
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	$10^{-2} - x$	x	x

4) Expresión de K_a

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{10^{-2} - x}$$

Como el ácido es débil $x \ll 10^{-2}$:

$$K_a \approx \frac{x^2}{10^{-2}}$$

$$x^2 = K_a \cdot 10^{-2} = (5,56 \times 10^{-10})(10^{-2}) = 5,56 \times 10^{-12}$$

$$x = \sqrt{5,56 \times 10^{-12}} = 2,36 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,36 \times 10^{-6}$$

5) Calcular el pH

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

$$\text{pH} = -\log(2,36 \times 10^{-6})$$

$$\text{pH} = 5,63$$

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 H_3O^+ disminuye 10 veces. b. En la tabla adjunta se indica la 1ª 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?

a) ¿Al aumentar el pH de 3 a 3,5 disminuye $[\text{H}_3\text{O}^+]$ 10 veces?

Recordemos la definición:

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

Para $\text{pH} = 3$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-3} \text{ M}$$

Para $\text{pH} = 3,5$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-3,5} \text{ M}$$

$$10^{-3,5} = 10^{-3} \cdot 10^{-0,5}$$

$$10^{-0,5} = \frac{1}{\sqrt{10}} \approx 0,316$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-3} \times 0,316$$

Comparación

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_2}{[\text{H}_3\text{O}^+]_1} = \frac{10^{-3} \times 0,316}{10^{-3}}$$

La concentración no disminuye 10 veces, sino:

$$\frac{1}{0,316} \approx 3,16 \text{ veces}$$

✓ Conclusión (a): FALSO

Un aumento de 0,5 unidades de pH reduce la concentración de H_3O^+ unas 3,16 veces, no 10.

(Sólo disminuye 10 veces cuando el pH aumenta 1 unidad)

b) ¿El ácido succínico es el más débil?

En ácidos dipróticos del vino:

- ácido tartárico
- ácido málico
- ácido succínico

La fuerza ácida se compara mediante K_a :

Mayor $K_a \Rightarrow$ ácido más fuerte

Menor $K_a \Rightarrow$ ácido más débil

Por tanto:

- El ácido más débil será el que tenga la menor K_a (o mayor $\text{p}K_a$).

Así que:

- Si en la tabla $K_{a1}(\text{succínico})$ es la menor $\rightarrow$ Si es el más débil
- Si no es la menor $\rightarrow$ NO

✓ Conclusión (b):

Se puede afirmar que el ácido succínico es el más débil solo si su K_a es la menor de la tabla (o su $\text{p}K_a$ el mayor), porque la primera disociación determina la fuerza del ácido.

2. U.I.B. 2019 (2). a. El ácido láctico (C₃H₆O₃) es un ácido monoprotónico 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 qué puede causar daños en la piel en caso de contacto se corresponde esta propiedad del ácido láctico con el siguiente pictograma razona la respuesta.

a) Calcular K_a del ácido láctico

Datos:

- Masa = 1,1 g
- Volumen = 500 mL = 0,5 L
- pH = 2,7
- Ácido monoprotónico: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
- Masa molar C₃H₆O₃ = 90 g/mol

1. Concentración inicial del ácido

$$n = \frac{1,1}{90} = 0,0122 \text{ mol}$$

$$C_0 = \frac{0,0122}{0,5} = 0,0244 \text{ M}$$

2. Concentración de H_3O^+

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,7} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{Sea } x = [H_3O^+] = 2,0 \times 10^{-3}$$

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	0,0244	0	0
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	0,0244 - x	x	x

3. Expresión de K_a

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

$$K_a = \frac{(2,0 \times 10^{-3})^2}{0,0244 - 0,0020}$$

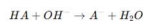
$$K_a = \frac{4,0 \times 10^{-6}}{0,0224} = 1,8 \times 10^{-4}$$

Resultado

$$K_a \approx 1,8 \times 10^{-4}$$

b) Volumen de NaOH necesario para neutralizar

Reacción:



(1 : 1)

Moles de ácido

$$C_0 = 0,1 \text{ M}, \quad V_0 = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

$$n_{\text{ácido}} = C \cdot V = 0,1 \cdot 0,025 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Se necesitan los mismos moles de NaOH.

Volumen de NaOH 0,2 M

$$V = \frac{n}{C} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,2} = 0,0125 \text{ L}$$

$$V = 12,5 \text{ mL}$$

Resultado

$$V_{NaOH} = 12,5 \text{ mL}$$

c) Pictograma de seguridad

El ácido láctico:

- Es un ácido
- Puede producir quemaduras químicas
- Daña piel y ojos

El pictograma correspondiente es el de:

 CORROSIVO (tubos vertiendo sobre mano y metal)

Sí, la propiedad indicada en la ficha de seguridad corresponde al pictograma de sustancia corrosiva.

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 NH₃ de la misma concentración que la base del apartado a, ¿se puede asegurar que el pH de la disolución de NH₃ es inferior a 13?

a) Masa de NaOH (90 % pureza) necesaria

Queremos una disolución con pH = 13

Para una base fuerte:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 13 = 1$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$$

El NaOH es base fuerte →

$$[NaOH] = [OH^-] = 0,1 \text{ M}$$

Moles necesarios en 250 mL

$$V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

$$n = C \cdot V = 0,1 \cdot 0,250 = 0,025 \text{ mol}$$

Masa pura de NaOH

Masa molar NaOH = 40 g/mol

$$m_{\text{pura}} = 0,025 \cdot 40 = 1,0 \text{ g}$$

Considerando 90 % pureza

$$m_{\text{real}} = \frac{1,0}{0,90} = 1,11 \text{ g}$$

Resultado

$$m \approx 1,11 \text{ g de NaOH}$$

b) Neutralización con HCl 0,1 M

Reacción:



(1 : 1)

Moles de base

$$C = 0,2 \text{ M}, \quad V = 20 \text{ mL} = 0,020 \text{ L}$$

$$n_{NaOH} = 0,2 \cdot 0,020 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Volumen de HCl necesario

$$V = \frac{n}{C} = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{0,1} = 0,040 \text{ L}$$

$$V = 40 \text{ mL}$$

pH en el punto de equivalencia

Se neutralizan:

- base fuerte (NaOH)
- ácido fuerte (HCl)

Se forma:



La sal de ácido fuerte + base fuerte no hidroliza

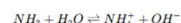
Conclusión:

$$pH = 7 \text{ (neutro)}$$

c) Comparación con disolución de NH₃

Tenemos la misma concentración 0,1 M que en el apartado a.

- NaOH → base fuerte → se disocia completamente → pH = 13
- NH₃ → base débil → disociación parcial:



Produce menos OH⁻ que una base fuerte a igual concentración.

$$[OH^-]_{NH_3} < [OH^-]_{NaOH}$$

$$pOH_{NH_3} > 1 \Rightarrow pH_{NH_3} < 13$$

Sí, se puede asegurar que el pH de la disolución de NH₃ es menor que 13, porque es una base débil y no se ioniza completamente.

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 [H₃O⁺] = 1,34 · 10⁻³ mol·L⁻¹ y que el ácido está disociado un 1,3 %. b. Calcula la constante de acidez Ka 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.

a) Concentración inicial del ácido

Datos:

$$[H_3O^+] = 1,34 \times 10^{-3} M$$

$$\alpha = 1,3\% = 0,013$$

Para un ácido monoprótico débil:

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_0}$$

$$C_0 = \frac{[H_3O^+]}{\alpha} = \frac{1,34 \times 10^{-3}}{0,013} = 0,103 M$$

✓ Resultado

$$C_0 \approx 0,10 M$$

b) Constante de acidez K_a

Para un ácido débil:



Como:

$$[A^-] = [H^+] = 1,34 \times 10^{-3}$$

$$[HA] = C_0 - [H^+] = 0,103 - 0,00134 = 0,10166$$

$$K_a = \frac{(1,34 \times 10^{-3})^2}{0,10166} = 1,77 \times 10^{-5}$$

✓ Resultado

$$K_a \approx 1,8 \times 10^{-5}$$

c) Valoración ácido etanoico - NaOH

Materiales de vidrio

- Bureta (para la base)
- Pipeta aforada (para medir el ácido)
- Matraz Erlenmeyer
- Soporte universal + pinza
- Embudo (llenar bureta)

Reactivos

- Disolución problema: ácido etanoico
- Disolución patrón: NaOH
- Indicador: fenolftaleína

Procedimiento

1. Enjuagar bureta con NaOH y llenarla
2. Pipetear un volumen conocido de ácido al Erlenmeyer
3. Añadir 2-3 gotas de fenolftaleína
4. Añadir NaOH lentamente agitando
5. Punto final: color rosa pálido persistente (c.30 s)
6. Anotar volumen gastado y calcular concentración

d) Significado del pictograma

El ácido etanoico presenta el pictograma de:

Sustancia corrosiva

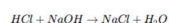
Significado

- Produce quemaduras en piel
- Lesiones oculares graves
- Ataca metales
- Destruye tejidos por reacción química

5. U.I.B. 2018. (1) 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 NH_3 coincide con la constante de acidez (K_a) de su ácido conjugado (NH_4^+). Datos: $K_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_a(NH_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$.

a) Mezclar 10 mL de HCl 0,1 M con 20 mL de NaOH 0,1 M

Reacción:



(ácido fuerte + base fuerte → neutralización 1:1)

Moles de cada reactivo

$$n_{HCl} = 0,1 \cdot 0,010 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = 0,1 \cdot 0,020 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Hay exceso de base:

$$n_{exceso} = 2,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La disolución queda básica, no neutra.

✓ Conclusión:

FALSA

b) Comparación: ácido nítrico vs ácido acético

- Ácido nítrico → ácido fuerte → disociación total
- Ácido acético → ácido débil → disociación parcial

A igual concentración:

$$[H_3O^+]_{HNO_3} > [H_3O^+]_{CH_3COOH}$$

$$pH_{HNO_3} < pH_{CH_3COOH}$$

✓ Conclusión:

VERDADERA

c) Relación entre $K_b(NH_3)$ y $K_a(NH_4^+)$

Para un par conjugado:

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

No son iguales, sino inversamente proporcionales.

Datos:

$$K_a(NH_4^+) = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$K_b(NH_3) = \frac{10^{-14}}{5,6 \times 10^{-10}} \approx 1,8 \times 10^{-5}$$

Claramente:

$$K_b \neq K_a$$

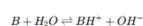
✓ Conclusión:

FALSA

6. U.I.B. 2018. (2) La trimetilamina $[N(CH_3)_3]$ 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 5,0·10⁻² 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.

a) pH de la disolución

Base débil monobásica:



Datos:

$$C_0 = 0,01 M, \quad \alpha = 0,1$$

Concentración de OH^- :

$$[OH^-] = \alpha \cdot C_0 = 0,1 \cdot 0,01 = 1,0 \times 10^{-3} M$$

$$pOH = -\log(10^{-3}) = 3$$

$$pH = 14 - 3 = 11$$

✓ Resultado

$$pH = 11$$

b) Constante de basicidad K_b

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$[BH^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-3}$$

$$[B] = C_0(1 - \alpha) = 0,01(1 - 0,1) = 0,009$$

$$K_b = \frac{(10^{-3})^2}{0,009} = 1,1 \times 10^{-4}$$

✓ Resultado

$$K_b \approx 1,1 \times 10^{-4}$$

c) Volumen de HCl necesario

Reacción:



(1 : 1)

Moles de base

$$C = 0,01 M, \quad V = 50 mL = 0,050 L$$

$$n = 0,01 \cdot 0,050 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Volumen de HCl (0,05 M)

$$V = \frac{n}{C} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{5,0 \times 10^{-2}} = 1,0 \times 10^{-2} L$$

$$V = 10 mL$$

✓ Resultado

$$V_{HCl} = 10 mL$$

d) Material de vidrio para valoración ácido-base

De la lista dada:

- Matraz (Erlenmeyer) → ✓ se usa
- Pipeta → ✓ se usa
- Embudo de decantación → ✗ no sirve (separación de líquidos inmiscibles)
- Matraz Kitasato → ✗ filtración al vacío

7. U.I.B. 2018. (3) a. Se mezclan en un matraz aforado 10 mL de $Ca(OH)_2$ 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 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. $NaNO_3$.

a) pH tras diluir Ca(OH)_2

Primero calculamos la concentración después de diluir.

Se mezclan:

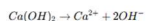
10 mL de 0,0015 M + 10 mL agua

Volumen final:

$$V_f = 20 \text{ mL}$$

$$C_f = C_i \frac{V_i}{V_f} = 0,0015 \cdot \frac{10}{20} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

El hidróxido cálcico es base fuerte:



$$[\text{OH}^-] = 2C_f = 2 \cdot 7,5 \times 10^{-4} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(1,5 \times 10^{-3}) = 2,82$$

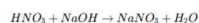
$$\text{pH} = 14 - 2,82 = 11,18$$

Resultado

$$\text{pH} \approx 11,2$$

b) Volumen de NaOH necesario

Reacción:



(1 : 1)

Moles de ácido

$$C = 10^{-2} \text{ M}, \quad V = 20,0 \text{ mL} = 0,020 \text{ L}$$

$$n = 10^{-2} \cdot 0,020 = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Volumen de NaOH 0,1 M

$$V = \frac{n}{C} = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{0,1} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$V = 2,0 \text{ mL}$$

pH en el punto de equivalencia

Ácido fuerte + base fuerte → sal neutra

$$\text{pH} = 7 \text{ (neutro)}$$

c) Nombre del compuesto



Está formado por:

- Na^+ → sodio
- NO_3^- → nitrato

Nombre:

Nitrato 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.

a) Concentración de la disolución de HF

Datos:

$$\text{pH} = 1,85 \quad K_a = 6,7 \times 10^{-4}$$

1. Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,85} = 1,41 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Sea:



	HF	F ⁻	H ⁺
Inicial	C_0	0	0
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	$C_0 - x$	x	x

$$x = [\text{H}^+] = 1,41 \times 10^{-2}$$

2. Expresión de K_a

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

Despejamos C_0 :

$$C_0 = x + \frac{x^2}{K_a}$$

$$C_0 = 1,41 \times 10^{-2} + \frac{(1,41 \times 10^{-2})^2}{6,7 \times 10^{-4}}$$

$$C_0 = 0,0141 + \frac{1,99 \times 10^{-4}}{6,7 \times 10^{-4}}$$

$$C_0 = 0,0141 + 0,297 = 0,311 \text{ M}$$

Resultado

$$C_0 \approx 0,31 \text{ M}$$

b) Preparar 500 mL de HF 0,01 M a partir de HF 1,0 M

Usamos la dilución:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

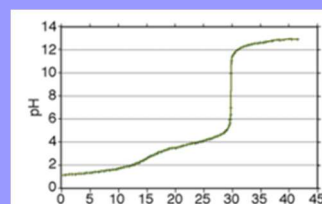
$$1,0 \cdot V_1 = 0,01 \cdot 0,500$$

$$V_1 = 0,005 \text{ L} = 5,0 \text{ mL}$$

Resultado

Se necesitan 5,0 mL de HF 1,0 M

9. U.I.B. 2017. (1) El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) 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



V_{NaOH} para la neutralización = 30 mL.

$V_0 \text{ mL}$ de $\text{H} = V_0 \text{ mL}$ de $\text{OH} \rightarrow 0,01 \text{ M}_0 \cdot 1 = 0,03 \text{ L} \cdot 1 \rightarrow M_0 = 0,3 \text{ M}$

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

No cumple las especificaciones.

b) Indicador adecuado

En el punto de equivalencia:

- ácido débil + base fuerte → $\text{pH} > 7$ (8-9)

Por tanto el indicador debe virar en zona básica.

Indicador	Zona de viraje	¿Sirve?
Violeta de metilo	0,1-1,5	❌ demasiado ácido
Azul de bromofenol	3,0-4,6	❌ ácido
Azul de timol	8,0-9,8	✅ correcto

10. U.I.B. 2017. (2) a. Se mezclan 50 mL de ácido nítrico (HNO_3) 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)_2 ? c. ¿Es cierto que una disolución de NaNO_3 es ácida?

a) Mezcla de HNO_3 y KOH

Datos:

$V_{\text{HNO}_3} = 50 \text{ mL}$, $C_{\text{HNO}_3} = 0,1 \text{ M}$

$V_{\text{KOH}} = 60 \text{ mL}$, $C_{\text{KOH}} = 0,1 \text{ M}$

Volúmenes aditivos → $V_{\text{total}} = 50 + 60 = 110 \text{ mL}$

1. Moles de cada reactivo

$$n_{\text{H}^+} = 0,1 \cdot 0,050 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,1 \cdot 0,060 = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Determinar el exceso

$$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = \frac{n_{\text{exceso}}}{V_{\text{total}}} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{0,110} = 9,09 \times 10^{-3} \text{ M}$$

3. Calcular pOH y pH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(9,09 \times 10^{-3}) \approx 2,04$$

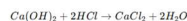
$$\text{pH} = 14 - 2,04 \approx 11,96 \approx 12$$

Resultado a:

$$\text{pH} \approx 12 \text{ (básica)}$$

b) Volumen de HCl 0,2 M para neutralizar 10 mL de Ca(OH)_2 0,1 M

Reacción:



- 1 mol Ca(OH)_2 reacciona con 2 moles HCl

1. Moles de Ca(OH)_2

$$V = 0,010 \text{ L}, \quad C = 0,1 \text{ M}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,1 \cdot 0,010 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Moles de HCl necesarios

$$n_{\text{HCl}} = 2 \cdot n_{\text{Ca(OH)}_2} = 2 \cdot 1,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Volumen de HCl 0,2 M

$$V = \frac{n}{C} = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{0,2} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

Resultado b:

$$V_{\text{HCl}} = 10 \text{ mL}$$

c) ¿Es ácida una disolución de NaNO_3 ?

- NaNO_3 es sal de ácido fuerte (HNO_3) y base fuerte (NaOH)
- Estas sales no hidrolizan → disolución neutra ($\text{pH} \approx 7$)

Conclusión c:

FALSO, no es ácida

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.

a) Número de moles de Cl⁻ en 100 mL de HCl pH 3,0

1. Concentración de H⁺

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} M$$

HCl es ácido fuerte → se disocia completamente:

$$[Cl^-] = [H^+] = 1,0 \times 10^{-3} M$$

2. Número de moles en 100 mL

$$V = 0,100 L$$

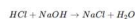
$$n = [Cl^-] \cdot V = 1,0 \times 10^{-3} \cdot 0,100 = 1,0 \times 10^{-4} mol$$

✓ Resultado a:

$$n_{Cl^-} = 1,0 \times 10^{-4} mol$$

b) Volumen de NaOH 0,1 M para neutralizar 25 mL de HCl 0,01 M

Reacción:



(1:1)

Moles de HCl

$$n = 0,01 \cdot 0,025 = 2,5 \times 10^{-4} mol$$

Volumen de NaOH 0,1 M

$$V = \frac{n}{C} = \frac{2,5 \times 10^{-4}}{0,1} = 0,0025 L = 2,5 mL$$

pH en el punto de equivalencia

- HCl → ácido fuerte
- NaOH → base fuerte
- Sal formada: NaCl → no hidróliza

$$pH = 7, \text{ neutro}$$

c) pH de un ácido débil a la misma concentración

- Ácido débil se disocia parcialmente → produce menos H⁺ que un ácido fuerte a igual concentración.
- Por tanto:

$$[H^+]_{\text{débil}} < [H^+]_{\text{fuerte}}$$

$$pH_{\text{débil}} > pH_{\text{fuerte}}$$

Como pH del ácido fuerte = 3,0 → pH del ácido débil será mayor que 3,0.

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.

a) pH de la disolución de NaOH + KOH

Datos:

- Masa de cada base: 0,01 g
- Volumen de disolución: 500 mL = 0,5 L
- Ambas son bases fuertes → se disocian completamente.

1. Concentración de cada base

NaOH:

$$M_{NaOH} = 40 g/mol \Rightarrow n_{NaOH} = \frac{0,01}{40} = 2,5 \times 10^{-4} mol$$

$$[NaOH] = \frac{2,5 \times 10^{-4}}{0,5} = 5,0 \times 10^{-4} M$$

KOH:

$$M_{KOH} = 56 g/mol \Rightarrow n_{KOH} = \frac{0,01}{56} = 1,786 \times 10^{-4} mol$$

$$[KOH] = \frac{1,786 \times 10^{-4}}{0,5} = 3,57 \times 10^{-4} M$$

2. Concentración total de OH⁻

$$[OH^-] = [NaOH] + [KOH] = 5,0 \times 10^{-4} + 3,57 \times 10^{-4} = 8,57 \times 10^{-4} M$$

3. Calcular pOH y pH

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(8,57 \times 10^{-4}) \approx 3,07$$

$$pH = 14 - 3,07 \approx 10,93 \approx 10,9$$

✓ Resultado a:

$$pH \approx 10,9$$

b) Preparación de 100 mL de disolución de NaOH 0,01 g/mL

1. Cantidad de NaOH necesaria

$$C = 0,01 g/mL, V = 100 mL \Rightarrow m = C \cdot V = 0,01 \cdot 100 = 1,0 g$$

2. Material de vidrio

- Matraz aforado de 100 mL → para preparar la disolución con volumen exacto
- Vasito o vidrio de reloj → pesar NaOH
- Embudo → opcional, para transferir sólido
- Vanilla de agitación → disolver el sólido

3. Procedimiento resumido

- Pesar 1,0 g de NaOH
- Transferir al matraz aforado de 100 mL (con embudo)
- Añadir un poco de agua destilada y disolver completamente
- Completar hasta la marca con agua destilada
- Tapar y agitar para homogeneizar

c) Significado del pictograma

El pictograma que aparece en la ficha de NaOH es:

⚠ Corrosivo (mano y barra sobre metal)

Significado:

- Produce quemaduras graves en la piel
- Puede causar lesiones oculares
- Ataca metales
- Indica riesgo de corrosión química

13. U.I.B. 2016. (1) a. Indica, de manera razonada, si alguno de los siguientes compuestos presenta carácter anfótero: CH₃–COOH y NaHCO₃ 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.

a) Carácter anfótero

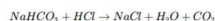
Compuestos:

1. CH₃–COOH (ácido acético)

- Es un ácido débil monoprotónico.
- Solo puede donar protones, no acepta protones en condiciones normales.
- No es anfótero.

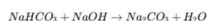
2. NaHCO₃ (bicarbonato de sodio)

- Puede reaccionar con ácidos:



(actúa como base)

- Puede reaccionar con bases:



(actúa como ácido débil)

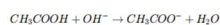
- Por tanto, si presenta carácter anfótero.

✓ Conclusión a:

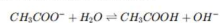
- CH₃COOH → no
- NaHCO₃ → sí

b) Mezcla 1:1 moles ácido acético + NaOH

Reacción:



- Como se introducen iguales moles, se forma acetato de sodio (CH₃COONa)
- Acetato: sal de ácido débil (CH₃COOH) + base fuerte (NaOH)
- Las disoluciones de estas sales hidrolizan de manera básica:



✓ Conclusión b:

El pH de la disolución resultante es básico.

c) Dos aplicaciones industriales del ácido sulfúrico (H₂SO₄)

- Producción de fertilizantes → como ácido fosfórico y sulfato de amonio.
- Industria química → síntesis de detergentes, colorantes, y ácidos minerales.

(Otras posibles: refinado de petróleo, baterías de plomo-ácido, tratamiento de metales).

14. U.I.B. 2016. (2) a. La metilamina presenta una constante de basicidad de 3,6·10⁻⁴, mientras que la del amoníaco es 1,8·10⁻⁵ ¿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.

a) Comparación de basicidad

Datos:

- K_b(metilamina) = 3,6 · 10⁻⁴
- K_b(NH₃) = 1,8 · 10⁻⁵

Regla: cuanto mayor K_b, más fuerte es la base.

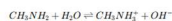
$$3,6 \cdot 10^{-4} > 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \text{metilamina es más básica que amoníaco}$$

✓ Conclusión a:

VERDADERA

b) pH y grado de disociación de 0,1 M de metilamina

Reacción:



Datos:

- C₀ = 0,1 M
- K_b = 3,6 · 10⁻⁴

1. Concentración de OH⁻

Para base débil monobásica:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_0 - [OH^-]} \approx \frac{x^2}{C_0} \quad (x \ll C_0)$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_0} = \sqrt{3,6 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = \sqrt{3,6 \cdot 10^{-5}}$$

$$[OH^-] \approx 6,0 \cdot 10^{-3} M$$

2. Calcular pOH y pH

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(6,0 \cdot 10^{-3}) \approx 2,22$$

$$pH = 14 - 2,22 \approx 11,78 \approx 11,8$$

3. Grado de disociación (α)

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_0} = \frac{6,0 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,06 = 6\%$$

✓ Resultados b:

$$pH \approx 11,8 \quad \alpha \approx 6\%$$

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.

a) pH de la disolución diluida

1. Concentración tras dilución

$$C_f = C_i \cdot \frac{V_i}{V_f} = 1,65 \cdot \frac{25}{250} = 0,165 \text{ M}$$

2. Cálculo de $[H_3O^+]$

Ácido débil monoprotico:



$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_f - [H^+]} \approx \frac{[H^+]^2}{C_f} \quad (\text{si } [H^+] \ll C_f)$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_f} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,165} = \sqrt{5,28 \cdot 10^{-9}} \approx 7,27 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

3. Calcular pH

$$pH = -\log[H^+] = -\log(7,27 \cdot 10^{-5}) \approx 4,14$$

b) Neutralización con NaOH

Datos:

- Volumen HClO diluido: $V_{HClO} = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$
- Concentración HClO: $C_f = 0,165 \text{ M}$
- Volumen NaOH: $V_{NaOH} = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$
- Concentración NaOH: 0,25 M

1. Moles HClO

$$n_{HClO} = C_f \cdot V = 0,165 \cdot 0,100 = 0,0165 \text{ mol}$$

2. Moles NaOH añadidos

$$n_{NaOH} = C \cdot V = 0,25 \cdot 0,100 = 0,025 \text{ mol}$$

3. Moles de NaOH sin reaccionar

$$n_{NaOH} = n_{NaOH} - n_{HClO} = 0,025 - 0,0165 = 0,0085 \text{ mol}$$

✓ Resultado b:

$$n_{NaOH} \text{ sin reaccionar} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

c) Preparación de 100 mL de NaOH 0,25 M a partir de NaOH sólido

1. Moles necesarios

$$n = C \cdot V = 0,25 \cdot 0,100 = 0,025 \text{ mol}$$

2. Masa de NaOH

$$M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol} \Rightarrow m = n \cdot M = 0,025 \cdot 40 = 1,0 \text{ g}$$

3. Material de laboratorio necesario

- Matraz aforado de 100 mL – preparar disolución exacta
- Vasito o balanza – pesar NaOH
- Embudo – opcional, para transferir sólido
- Varilla de agitación – disolver el sólido
- Propipeta o agua destilada – añadir agua

4. Procedimiento resumido

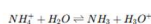
- Pesar 1,0 g de NaOH
- Introducir en matraz aforado de 100 mL
- Añadir un poco de agua destilada y disolver completamente
- Completar hasta la marca con agua destilada
- Tapar y agitar para homogeneizar

16. U.I.B. 2016. (4) En un laboratorio se dispone de dos disoluciones separadas NH_4NO_3 y NaCl. ¿Cómo son estas disoluciones: ácidas básicas o neutras? b. ¿Cómo gestionarías el residuo de NaCl, lo neutralizarías con un ácido diluido o simplemente lo echarías por el desagüe?

a) Carácter de las disoluciones

1. NH_4NO_3

- Sal de ácido débil (NH_4^+ , ácido amónico) + base fuerte (NO_3^- , del ácido nítrico)
- Reacciona con agua:



- Produce H_3O^+ – disolución ácida

2. NaCl

- Sal de ácido fuerte (HCl) + base fuerte (NaOH)
- No hidroliza en agua – pH $\approx$ 7
- Disolución neutra

✓ Conclusión a:

Disolución	pH
NH_4NO_3	ácida
NaCl	neutra

b) Gestión del residuo de NaCl

- NaCl es sal neutra y no tóxica
- No requiere neutralización
- Se puede deschar por el desagüe siguiendo la normativa local de vertidos (cantidad pequeña en laboratorio).
- No usar ácido diluido para "neutralizar", es innecesario y genera riesgo adicional.

17. U.I.B. 2015. (1) a. Calcula el pH de una disolución de 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 HCl 0,1 M con 30 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos. c. En el recipiente de la disolución de HCl aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.

a) pH de HCl 2% en peso, densidad 1,01 g/mL

1. Concentración en g/L

$$\text{densidad} = 1,01 \text{ g/mL} \Rightarrow 1 \text{ L} = 1010 \text{ g}$$

$$\text{masa de HCl} = 2\% \cdot 1010 \text{ g} = 0,02 \cdot 1010 = 20,2 \text{ g/L}$$

2. Concentración molar

Masa molar HCl = 36,46 g/mol

$$C = \frac{20,2}{36,46} \approx 0,554 \text{ M}$$

3. pH (ácido fuerte – disociación completa)

$$[H_3O^+] = 0,554 \text{ M} \Rightarrow pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log(0,554) \approx 0,26$$

✓ Resultado a:

$$pH \approx 0,26$$

b) Mezcla de HCl 0,1 M y NaOH 0,1 M

Datos:

- $V_{HCl} = 10 \text{ mL}$, $C = 0,1 \text{ M}$
- $V_{NaOH} = 30 \text{ mL}$, $C = 0,1 \text{ M}$
- Volúmenes aditivos – $V_{total} = 40 \text{ mL} = 0,040 \text{ L}$

1. Moles de cada reactivo

$$n_{HCl} = 0,1 \cdot 0,010 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = 0,1 \cdot 0,030 = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Determinar el exceso

3. Concentración de OH^- en la mezcla

$$[OH^-] = \frac{n_{exceso}}{V_{total}} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{0,040} = 0,05 \text{ M}$$

4. Calcular pOH y pH

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,05) \approx 1,30$$

$$pH = 14 - 1,30 = 12,7$$

✓ Resultado b:

$$pH \approx 12,7 \text{ (básica)}$$

c) Pictograma de HCl

- El pictograma que aparece en el envase de HCl es corrosivo
- Significado:
 - Puede producir quemaduras graves en piel y ojos
 - Es corrosivo para metales
 - Riesgo de daño químico directo en contacto

18. U.I.B. 2015. (2) En un laboratorio tenemos una disolución de un ácido monoprotico (AH) con una constante de acidez (K_a) de 10^{-5} . a. ¿Es cierto que su grado de disociación es igual a la unidad? b. 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? c. Indica el procedimiento y el material de laboratorio para realizar la valoración del apartado

a) Grado de disociación (α)

Para un ácido débil monoprotico:

$$\alpha = \frac{\sqrt{K_a/C_0}}{1} \quad (\text{aproximación si } \alpha \ll 1)$$

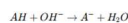
- $K_a = 10^{-5}$ – ácido débil, no se disocia completamente.
- $\alpha < 1$

✓ Conclusión a:

FALSO, el grado de disociación es mucho menor que 1

b) pH en el punto de equivalencia (ácido débil + base fuerte)

- En la neutralización:



- En el punto de equivalencia queda sal A^- , que es la base conjugada de AH (ácido débil).
- La sal de ácido débil + base fuerte hidroliza – produce OH^-
- Por tanto, el pH en el punto de equivalencia será mayor que 7, no menor.

✓ Conclusión b:

$$pH, pH > 7$$

c) Procedimiento y material de laboratorio para la valoración

Material de laboratorio:

- Matraz Erlenmeyer – contener el ácido AH
- Bomba – para añadir la base fuerte NaOH
- Soporte universal y pinza – sostener la bureta
- Pipeta aforada – medir un volumen conocido de ácido
- Indicador ácido-base – elegir según zona de viraje
- Por ejemplo: fenolftaleína (vira en pH 8,2–10)

Procedimiento resumido:

- Enjuagar bureta con NaOH y llenarla.
- Pipetear un volumen conocido de AH en el matraz Erlenmeyer.
- Añadir 2-3 gotas de indicador (fenolftaleína).
- Agitar y añadir lentamente NaOH desde la bureta.
- Detectar el punto de equivalencia cuando cambia el color del indicador de forma persistente (>30 s).
- Leer el volumen de NaOH gastado y calcular la concentración de AH:

$$C_{AH} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{V_{AH}}$$

19. U.I.B. 2015. (3) Se mezclan 50 mL de una disolución de Ca(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 Ca(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.

a) pH de la disolución diluida de Ca(OH)_2

Datos:

- $V_{\text{Ca(OH)}_2} = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$
- $C_i = 0,1 \text{ M}$
- $V_{\text{agua}} = 75 \text{ mL} = 0,075 \text{ L}$
- Volumen final: $V_f = 50 + 75 = 125 \text{ mL} = 0,125 \text{ L}$

1. Concentración después de diluir

$$C_f = C_i \frac{V_i}{V_f} = 0,1 \cdot \frac{0,050}{0,125} = 0,04 \text{ M } (\text{Ca(OH)}_2)$$

- $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ base fuerte, se disocia completamente:
 $[\text{OH}^-] = 2 \cdot C_f = 2 \cdot 0,04 = 0,08 \text{ M}$

2. Calcular pOH y pH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,08) \approx 1,10$$

$$\text{pH} = 14 - 1,10 \approx 12,9$$

b) Volumen de HCl 0,2 M para neutralizar 10 mL de Ca(OH)_2 0,1 M

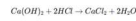
1. Moles de Ca(OH)_2

$$V = 10 \text{ mL} = 0,010 \text{ L} \quad C = 0,1 \text{ M}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,1 \cdot 0,010 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Moles de HCl necesarios

Reacción:



- 1 mol $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2$ moles HCl

$$n_{\text{HCl}} = 2 \cdot 1,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Volumen de HCl 0,2 M

$$V = \frac{n}{C} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

pH en el punto de equivalencia

- $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ base fuerte
- HCl $\rightarrow$ ácido fuerte
- Sal formada: $\text{CaCl}_2 \rightarrow$ neutro
- Por tanto, pH ≈ 7 (neutro)

c) Material de vidrio necesario para la valoración

Para neutralizar una base con un ácido:

- Bureta $\rightarrow$ añadir HCl lentamente
- Matraz Erlenmeyer $\rightarrow$ contener Ca(OH)_2
- Soporte universal y pinza $\rightarrow$ sostener bureta
- Pipeta aforada $\rightarrow$ medir volumen exacto de base
- Propipeta y varilla de agitación $\rightarrow$ para homogeneizar

20. U.I.B. 2015. (2) El ácido fluorhídrico (HF) tiene una constante de acidez, K_a , $6,3 \cdot 10^{-4}$ a 25°C . Responder razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes a. 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). b. La constante de basicidad (K_b) de la base conjugada del HF vale $6,3 \cdot 10^{-4}$ a 25°C . c. Una disolución acuosa de NaF tendrá un pH neutro.

a) Comparación de pH: HF 0,1 M vs HCl 0,1 M

- HF $\rightarrow$ ácido débil $\rightarrow$ se disocia parcialmente $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 0,1 \text{ M}$
- HCl $\rightarrow$ ácido fuerte $\rightarrow$ se disocia completamente $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$

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

- Como HF produce menos H_3O^+ que HCl, su pH será mayor.

✓ Conclusión a:

VERDADERA

b) Constante de basicidad de la base conjugada F^-

Relación entre K_a y K_b :

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-4}} \approx 1,59 \cdot 10^{-11}$$

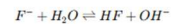
- No es $6,3 \cdot 10^{-4}$, sino mucho más pequeña $\rightarrow$ base muy débil

✓ Conclusión b:

FALSA

c) pH de disolución acuosa de NaF

- NaF $\rightarrow$ sal de ácido débil (HF) + base fuerte (NaOH)
- La base conjugada F^- hidroliza:



- Produce $\text{OH}^- \rightarrow$ pH básico, no neutro

✓ Conclusión c:

FALSA

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

a) Cálculo de la concentración inicial de NH_3

Datos:

- pH = 11,5
- $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- Base débil: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

1. Determinar $[\text{OH}^-]$ a partir del pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 11,5 = 2,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,5} \approx 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

2. Relación con K_b

Para base débil:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3] - [\text{OH}^-]} \approx \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]} \quad (\text{si } [\text{OH}^-] \ll [\text{NH}_3])$$

$$[\text{NH}_3] \approx \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_b} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$[\text{NH}_3] \approx \frac{9,99 \cdot 10^{-6}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \approx 0,555 \text{ M}$$

b) Geometría y polaridad de NH_3

• Geometría molecular: pirámide trigonal

- Nitrógeno central con 3 átomos de H y un par de electrones no compartidos (lone pair)
- Ángulo H-N-H $\approx 107^\circ$ (ligeramente menor que $109,5^\circ$ por repulsión del par solitario)

• Polaridad:

- La molécula es polar
- El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno $\rightarrow$ dipolo desde H hacia N
- Resultado: momento dipolar neto apuntando hacia el N

22. U.I.B. 2014. (1) 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.

a) pH de la disolución

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot C_0 = 0,06 \cdot 0,1 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,0 \cdot 10^{-3}) \approx 2,22$$

✓ Resultado a:

pH $\approx 2,22$

b) Constante de acidez K_a

Para ácido débil:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \Rightarrow K_a = \alpha^2 \cdot C_0$$

$$K_a = (0,06)^2 \cdot 0,1 = 0,0036 \cdot 0,1 = 3,6 \cdot 10^{-4}$$

✓ Resultado b:

$$K_a \approx 3,6 \cdot 10^{-4}$$

c) Volumen de ácido comercial para preparar 100 mL de HNO_2 0,1 M

1. Moles necesarios

$$n = C \cdot V = 0,1 \cdot 0,100 = 0,010 \text{ mol}$$

2. Masa de HNO_2

$$M_{\text{HNO}_2} = 47 \text{ g/mol} \Rightarrow m = n \cdot M = 0,010 \cdot 47 = 0,47 \text{ g}$$

3. Masa de ácido comercial

- Ácido comercial: 45% en peso HNO_2
- Necesitamos 0,47 g $\rightarrow$ masa de disolución comercial:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{0,47}{0,45} \approx 1,044 \text{ g}$$

4. Volumen de disolución comercial

- Densidad: 1,05 g/mL

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1,044}{1,05} \approx 0,995 \text{ mL} \approx 1,0 \text{ mL}$$

5. Material de vidrio necesario

- Matraz aforado de 100 mL $\rightarrow$ preparar disolución exacta
- Pipeta graduada o micropipeta $\rightarrow$ medir ácido comercial ($\approx 1 \text{ mL}$)
- Vasito o varilla de agitación $\rightarrow$ disolver y homogeneizar

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) Mezcla HCl 0,01 M + NaOH 0,02 M (50 mL cada uno)

1. Determinar moles de cada reactivo

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 \cdot 0,050 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,02 \cdot 0,050 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Determinar exceso

- NaOH en exceso: $1,0 \cdot 10^{-3} - 5,0 \cdot 10^{-4} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-$
- Volumen total: $50 + 50 = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{0,100} = 0,005 \text{ M}$$

3. Calcular pH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,005) \approx 2,30$$

$$\text{pH} = 14 - 2,30 = 11,7$$

b) Mezcla CH_3COOH 0,01 M + NaOH 0,01 M (50 mL cada uno)

1. Moles

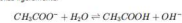
$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,01 \cdot 0,050 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,01 \cdot 0,050 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- Moles iguales $\rightarrow$ neutralización completa

2. Determinar pH

- Sal formada: $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$ base conjugada de ácido débil
- Base conjugada hidroliza ligeramente:



- La disolución es ligeramente básica
- Como concentración baja, pH > 7 , típicamente $\approx 7,5$

✓ Conclusión b: básica leve

c) Disolución de NaNO_3 0,01 M

- $\text{Na}^+ \rightarrow$ catión de base fuerte (NaOH)
- $\text{NO}_3^- \rightarrow$ anión de ácido fuerte (HNO_3)
- No hidrolizan $\rightarrow$ disolución neutra

$$\text{pH} \approx 7$$

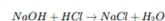
a. calcular la concentración de una disolución de hidróxido sódico sabiendo que, al neutralizar 50 ml, se consume ácido clorhídrico 35 ml 0,05 M o 0,035 M. b. ¿Cuál es el PH de la disolución del hidróxido? 12 ' 54. c. ¿Cuál es el PH en el punto de equivalencia? 7.

a) Concentración de NaOH

1. Moles de HCl usados

$$n_{HCl} = C \cdot V = 0,05 \cdot 0,035 = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Reacción de neutralización



• 1:1 → moles NaOH = moles HCl

$$n_{NaOH} = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Concentración de NaOH

$$C_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{V_{NaOH}} = \frac{1,75 \cdot 10^{-3}}{0,050} = 0,035 \text{ M}$$

✓ Resultado a:

$$[C_{NaOH} = 0,035 \text{ M}]$$

b) pH de la disolución de NaOH

• Base fuerte → disocia completamente: $[OH^-] = 0,035 \text{ M}$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,035) \approx 1,46$$

$$pH = 14 - 1,46 = 12,54$$

✓ Resultado b:

$$[pH \approx 12,54]$$

c) pH en el punto de equivalencia

• Neutralización $NaOH + HCl \rightarrow$ sal de ácido fuerte + base fuerte (NaCl)

• Disolución neutra → pH = 7

✓ Resultado c:

$$[pH = 7]$$

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.

1. Determinar $[OH^-]$ de la disolución resultante

$$pH = 10,0 \Rightarrow pOH = 14 - 10 = 4$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

• Volumen total: $V_{total} = 10 + 10 = 20 \text{ mL} = 0,020 \text{ L}$

2. Moles de OH^- en la mezcla

$$n_{OH^-}^{total} = [OH^-] \cdot V_{total} = 1,0 \cdot 10^{-4} \cdot 0,020 = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

• Esto es el exceso de OH^- que quedó después de neutralizar HCl.

3. Moles de NaOH inicial

$$n_{NaOH}^{inicial} = C \cdot V = 0,001 \cdot 0,010 = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

4. Determinar moles de HCl

• Reacción:



$$n_{OH^-}^{inicial} - n_{HCl} = n_{OH^-}^{exceso} \Rightarrow n_{HCl} = n_{OH^-}^{inicial} - n_{OH^-}^{exceso}$$

$$n_{HCl} = 1,0 \cdot 10^{-5} - 2,0 \cdot 10^{-6} = 8,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

5. Concentración de HCl

$$C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V_{HCl}} = \frac{8,0 \cdot 10^{-6}}{0,010} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

✓ Resultado final

$$[C_{HCl} \approx 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}]$$

30. Indicar los nombres y fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos: H_2O , HCO_3^- , H_3O^+ y CH_3COOH

1. H_2O

- Ácido: H_2O
- Pierde $H^+ \rightarrow OH^-$
- Base conjugada: hidróxido
- Fórmula: OH^-

2. HCO_3^- (bicarbonato)

- Ácido: HCO_3^-
- Pierde $H^+ \rightarrow CO_3^{2-}$
- Base conjugada: carbonato
- Fórmula: CO_3^{2-}

3. H_3O^+ (ión hidronio)

- Ácido: H_3O^+
- Pierde $H^+ \rightarrow H_2O$
- Base conjugada: agua
- Fórmula: H_2O

4. CH_3COOH (ácido acético)

- Ácido: CH_3COOH
- Pierde $H^+ \rightarrow CH_3COO^-$
- Base conjugada: acetato
- Fórmula: CH_3COO^-

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 $5,6 \cdot 10^{-10}$.)

Datos

- Sal: $NH_4Cl \rightarrow$ se disocia completamente: $NH_4^+ + Cl^-$
- Concentración inicial: $C_0 = 0,10 \text{ M}$
- Ion amonio: $NH_4^+ \rightarrow$ ácido débil
- $K_a(NH_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$
- $Cl^- \rightarrow$ anión de ácido fuerte, no hidroliza

Queremos: concentración en equilibrio de NH_4^+ , NH_3 , OH^- , Cl^- .

1. Reacción de hidrólisis



- Cl^- no participa
- $[NH_4^+]$ inicial = 0,10 M
- Sea $[H_3O^+] = x$ en equilibrio

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

- Aproximamos: $[NH_4^+] \approx 0,10 \text{ M}$ (como K muy pequeño)

$$x^2 = K_a \cdot C_0 = 5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,10 = 5,6 \cdot 10^{-11}$$

$$x = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-11}} \approx 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

2. Concentraciones en equilibrio

- $[H_3O^+] = x = 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
- $[NH_3] = x = 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
- $[NH_4^+] = C_0 - x \approx 0,10 \text{ M}$
- $[Cl^-] = 0,10 \text{ M}$ (no hidroliza)

3. pH de la disolución

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(7,48 \cdot 10^{-6}) \approx 5,13$$

- Ligeramente ácido, como se esperaba de una sal de ácido débil + base fuerte

33. Una disolución de ácido benzoico, C_6H_5COOH (ácido monoprótico), se ionizó en 1,2%. Calcular la concentración inicial y el PH, sabiendo que $K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$.

a) Relación entre α , K_a y C_0

Para ácido débil monoprótico:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \Rightarrow C_0 = \frac{K_a}{\alpha^2}$$

$$C_0 = \frac{6,6 \cdot 10^{-5}}{(0,012)^2} = \frac{6,6 \cdot 10^{-5}}{0,000144} \approx 0,458 \text{ M}$$

✓ Concentración inicial:

$$[C_0 \approx 0,46 \text{ M}]$$

b) Calcular $[H_3O^+]$ y pH

$$[H_3O^+] = \alpha \cdot C_0 = 0,012 \cdot 0,458 \approx 5,50 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5,50 \cdot 10^{-3}) \approx 2,26$$

34. Contesta razonadamente, las cuestiones siguientes. a. La constante de acidez del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Su base conjugada, ¿Será fuerte o débil? b. Calcular el PH de una disolución 10-8 M Ácido clorhídrico.

a) Base conjugada del ácido acético

- Ácido: CH_3COOH
- $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow$ ácido débil
- Base conjugada: CH_3COO^-

Razonamiento:

- Para un ácido débil, su base conjugada es relativamente fuerte (capaz de captar protones)
- No es una base fuerte como OH^- , pero sí es básica comparada con ácidos fuertes

✓ Conclusión a:

CH_3COO^- es una base débil pero más fuerte que un ácido fuerte.

b) pH de disolución 10^{-8} M HCl

Datos:

- $[HCl] = 10^{-8} \text{ M}$
- Considerar que el agua contribuye con $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M}$

1. Sumar las concentraciones de H_3O^+

$$[H_3O^+]_{total} = [HCl] + [H_3O^+]_{agua} = 10^{-8} + 10^{-7} \approx 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

2. Calcular pH

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1,1 \cdot 10^{-7}) \approx 6,96$$

- Observación: pH < 7, ligeramente ácido debido a la presencia de HCl muy diluido

✓ Resultado b:

$$[pH \approx 6,96]$$

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

- El ácido acético (CH_3COOH) es un ácido débil que se disocia parcialmente:

$$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$$

- La constante de disociación K_a es pequeña (1.8×10^{-5}).
- La concentración de iones acetato (CH_3COO^-) depende del grado de disociación (α) y la concentración inicial $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0$:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \alpha [\text{CH}_3\text{COOH}]_0$$

- Para ácidos débiles, al aumentar la concentración inicial, α disminuye ligeramente, pero el producto $\alpha [\text{CH}_3\text{COOH}]_0$ aumenta, por lo que la concentración de acetato aumenta.

☒ Verdadera

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

- El grado de disociación α de un ácido débil depende de la concentración inicial según la relación:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{[\text{H}^+]_0}}$$

- Esto indica que al aumentar la concentración inicial, α disminuye, y al disminuir la concentración inicial, α aumenta.

☒ Falsa

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

- El cloruro de amonio (NH_4Cl) es la sal de un ácido débil (NH_4^+) y una base fuerte (Cl^-).
- La solución de NH_4Cl hidroliza:

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$

- Esto produce H_3O^+ , haciendo la solución ácida, no básica.

☒ Falsa

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

- El acetato sódico (CH_3COONa) proporciona iones CH_3COO^- que son la base conjugada del ácido acético.
- Esto forma un sistema buffer:

$$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$$

- Al añadir CH_3COO^- , se desplaza el equilibrio hacia la forma no disociada (efecto común), reduciendo $[\text{H}^+]$ y aumentando el pH.

☒ Verdadera

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.

1. Cianuro potásico - Nombre: Cianuro potásico - Iones que lo forman: K^+ (catión de base fuerte) y CN^- (anión de ácido débil HCN) - Fórmula química: KCN Razonamiento del carácter acuoso: K^+ proviene de una base fuerte (KOH) $\rightarrow$ no afecta el pH CN^- proviene de un ácido débil (HCN) $\rightarrow$ hidroliza parcialmente: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ - Se libera OH^- $\rightarrow$ solución básica ☒ pH básico	2. Cloruro de amonio - Nombre: Cloruro de amonio - Iones que lo forman: NH_4^+ (catión de ácido débil NH_3) y Cl^- (anión de base fuerte) - Fórmula química: NH_4Cl Razonamiento del carácter acuoso: NH_4^+ hidroliza en agua: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ - Se libera H_3O^+ $\rightarrow$ solución ácida ☒ pH ácido	3. Nitrato sódico - Nombre: Nitrato sódico - Iones que lo forman: Na^+ (catión de base fuerte) y NO_3^- (anión de ácido fuerte) - Fórmula química: NaNO_3 Razonamiento del carácter acuoso: Na^+: base fuerte $\rightarrow$ no afecta el pH NO_3^-: ácido fuerte $\rightarrow$ no hidroliza - Por tanto, la disolución es neutra ($\text{pH} \approx 7$) ☒ pH neutro
4. Sulfuro de azufre - Aquí hay que aclarar: supongo que se refiere al sulfuro de sodio (Na_2S), que es lo más común. - Iones que lo forman: Na^+ (catión de base fuerte) y S^{2-} (anión de ácido débil H_2S) - Fórmula química: Na_2S Razonamiento del carácter acuoso: S^{2-} hidroliza en agua: $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ - Se libera OH^- $\rightarrow$ solución básica ☒ pH básico		