

REACCIONES QUÍMICAS – ACIDO/BASE – ESTEQUIOMETRÍA

1.- Concepto de ácido

Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua o al reaccionar con otra especie, puede “aportar” protones (iones H^+) o, de forma equivalente en agua, aumentar la concentración de H_3O^+ (ion hidronio). Otra forma general de verlo es que un ácido puede aceptar un par de electrones si hablamos de reacciones de coordinación.

1.1.- Según Arrhenius (medio acuoso) :

La teoría de Arrhenius (ácido–base) define ácidos y bases en disolución acuosa, según los iones que generan al disociarse en agua.

Ácido: sustancia que en agua produce H_3O^+ (a partir de H^+)

Ejemplo: $HCl_{(aq)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ (conceptualmente, porque el H^+ se hidrata)

1.2.- Según Brønsted–Lowry (más general)

La teoría de Brønsted–Lowry define las reacciones ácido–base como transferencias de protones H^+ , y es más general que Arrhenius porque no se limita a disoluciones acuosas ni exige que la base tenga OH^- en su fórmula.

Ácido: donador de protones H^+

Ejemplo: $HCl_{(aq)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

1.3.- Según Lewis (electrones):

Ácido: aceptador de un par de electrones

Ejemplo: $BF_3 + :NH_3 \rightarrow F_3B \leftarrow NH_3$, aquí BF_3 actúa como ácido de Lewis

Notas útiles:

- Un ácido fuerte se disocia prácticamente por completo en agua (HCl , HNO_3 , $HClO_4$)
- Un ácido débil se disocia solo parcialmente (CH_3COOH , HF) y establece equilibrio.

2.- Concepto de Base:

Una base es una especie química que, según Brønsted–Lowry, acepta un protón H^+ . En disolución acuosa, muchas bases además incrementan la concentración de OH^- al reaccionar con el agua.

Definiciones según teoría:

2.1.- Brønsted–Lowry (la más usada en ácido–base de 2º Bach.)

Base: aceptora de H^+

Ejemplo: $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$, aquí NH_3 actúa como base porque capta H^+ del agua

2.2.- Según Arrhenius (solo en agua):

Base: sustancia que en agua produce OH^-

Ejemplo: $NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

2.3.- Lewis (electrones)

Base: donadora de un par de electrones (forma un enlace coordinado).

Ejemplo: $NH_3 + BF_3 \rightarrow F_3B \leftarrow NH_3$: NH_3 es base de Lewis (dona el par de electrones)

Notas útiles:

- Una base fuerte se disocia prácticamente por completo ($NaOH$, KOH)
- Una base débil reacciona parcialmente con el agua (NH_3 , aminas)

3.- Ácidos y Bases Conjugadas

3.1.-Ácido conjugado

Es la especie que se forma cuando una base de Brønsted–Lowry capta un protón H^+

Si una base es B, su ácido conjugado es BH^+ $B + H^+ \leftrightarrow BH^+$

Ejemplos Típicos

NH_3 es base; al captar H^+ forma su ácido conjugado:

$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$ Ácido conjugado de NH_3 es NH_4^+

En el par ácido–base del ácido acético: $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$

CH_3COO^- es base, su ácido conjugado es CH_3COOH

Idea clave:

- ácido y base conjugados se diferencian solo en un protón (H^+)

3.2.- Base Conjugada

Una base conjugada es la especie que se forma cuando un ácido de Brønsted–Lowry cede un protón H^+

Si el ácido es HA , su base conjugada es A^-

$HA \rightarrow H^+ + A^-$

Ejemplos:

Ácido clorhídrico: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

base conjugada de HCl es Cl^-

Ácido acético: $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$

base conjugada de CH_3COOH es CH_3COO^-

Idea clave:

- ácido y base conjugada solo se diferencian en un protón; la base conjugada tiene una carga una unidad más negativa (o menos positiva) que el ácido original.

4.- Autoionización del agua, K_w y neutralidad, pH y pOH

El equilibrio iónico del agua

Es el equilibrio ácido-base que describe la autoionización (autoprotólisis) del agua: una molécula de $H_2O_{(l)}$ cede un protón (actúa como ácido) y otra lo capta (actúa como base). Se forman los iones característicos del medio acuoso: hidronio e hidróxido.

La autoionización del agua (o autoprotólisis) es el equilibrio ácido-base en el que dos moléculas de agua reaccionan entre sí: una actúa como ácido (cede H^+) y la otra como base (acepta H^+). El resultado es la formación de ion hidronio y ion hidróxido.

Ecuación de equilibrio: $2 H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

- Como el agua líquida es el disolvente, su “concentración efectiva” se considera constante y no aparece en la expresión final. La constante asociada a este equilibrio se denomina producto iónico del agua K_w

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \quad \text{A } 25^\circ\text{C} \quad K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad (\text{aprox.}) \quad pH = 7,00 \quad (\text{neutro})$$

- **pH** : El pH es una medida logarítmica de la acidez de una disolución y se define como el logaritmo decimal negativo de la concentración molar de iones hidronio:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad \text{donde } [H_3O^+] \text{ se expresa en mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Si $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, entonces $pH = 7,00$ (agua pura a 25°C)

pH bajo $\Rightarrow$ mayor $[H_3O^+] \Rightarrow$ disolución más ácida.

pH alto $\Rightarrow$ menor $[H_3O^+] \Rightarrow$ disolución más básica.

- **pOH** : El pOH es una medida logarítmica de la basicidad de una disolución y se define como el logaritmo decimal negativo de la concentración molar de iones hidróxido:

$$pOH = -\log[OH^-] \quad \text{donde } [OH^-] \text{ se expresa en mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Si $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ entonces $pOH = 7,00$ (agua pura a 25°C)

- pOH bajo $\Rightarrow [OH^-]$ alta $\Rightarrow$ disolución más básica.
- pOH alto $\Rightarrow [OH^-]$ baja $\Rightarrow$ disolución más ácida.

Ejemplo:

Si $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow$ aplicando $pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pOH = 3,00$

Luego aplicando $pH + pOH = 14,00 \quad pH = 14,00 - 3,00 = 11,00$ **disolución más básica**

Consecuencias directas (muy usadas en 2º Bach):

A) En agua pura, por este equilibrio se cumple: $[H_3O^+] = [OH^-]$

Luego: $[H_3O^+]^2 = K_w \rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_w} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (a 25°C)

y también: $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- **Nota de examen:** si cambia la temperatura, cambia K_w y pH (neutro) ya no es exactamente 7. En Bachillerato casi siempre se trabaja a 25°C salvo que indiquen lo contrario.

B) Relación general en cualquier disolución acuosa: $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$

Si aumenta $[H_3O^+]$ (medio ácido), disminuye $[OH^-]$, y viceversa

C) Relación con pH y pOH :

$pH = -\log[H_3O^+] = (pH = -\log_{10}[H_3O^+] \text{ Se presupone que } \log \equiv \log_{10})$

$pOH = -\log[OH^-] = (pOH = -\log_{10}[OH^-])$

$pK_w = -\log K_w$ A 25°C $pK_w = 14,00$ y por tanto: $pH + pOH = 14,00$

D) Conversión:

$[H_3O^+] = 10^{(-pH)}$

$[OH^-] = 10^{(-pOH)}$

Ejemplo: $pH = 3,25 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{(-3,25)} = 5,62 \times 10^{-4} \text{ M}$

5.- Fuerza ácido-base: ácidos/bases fuertes y débiles

La fuerza ácido-base mide la tendencia de un ácido a ceder H^+ (y de una base a captar H^+). En 2º Bachillerato se interpreta sobre todo por el grado de ionización en agua y por las constantes de equilibrio K_a y K_b .

Un ácido fuerte se ioniza prácticamente al 100% en agua: $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

(reacción muy desplazada a la derecha)

Consecuencia: $[H_3O^+]$ queda determinada casi solo por la concentración inicial del ácido

Ejemplos típicos: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ y (primer protón de) H₂SO₄

Un ácido débil se ioniza parcialmente y establece equilibrio: $HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$

Se cuantifica con la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Cuanto mayor K_a (o menor pK_a), más fuerte es el ácido

Ejemplos: CH₃COOH, HF, H₂CO₃, HCN, H₃PO₄ (ionizaciones sucesivas débiles)

Una base fuerte se disocia prácticamente al 100% en agua liberando OH⁻:



Ejemplos: NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ (teniendo en cuenta su solubilidad).

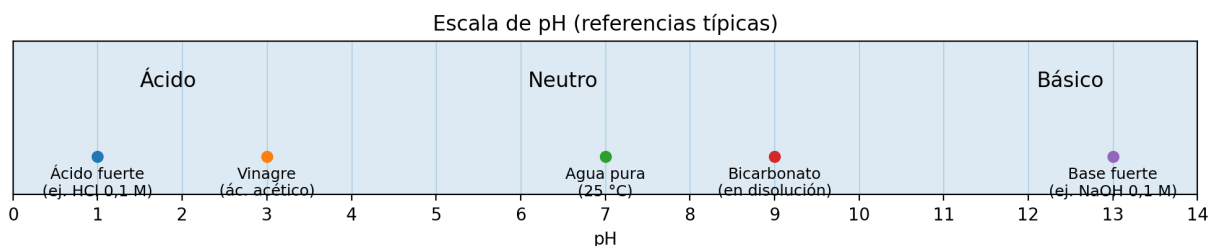
Una base débil reacciona parcialmente con el agua: $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

Se cuantifica con la constante de basicidad:

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

Cuanto mayor K_b (o menor pK_b), más fuerte es la base

Ejemplos: NH₃ y aminas



6.- Relación ácido/base conjugados (clave):

Ka, Kb, pKa, pKb y relación con Kw

Ácido débil HA: $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad pKa = -\log_{10}(Ka)$$

Base débil B: $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

$$Kb = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad pKb = -\log_{10}(Kb)$$

- Par conjugado: $Ka \cdot Kb = Kw$ y por tanto: $pKa + pKb = pKw = 14,00$ (a 25 °C)

Criterio cualitativo:

- Mayor Ka (menor pKa) $\Rightarrow$ ácido más fuerte.
- Mayor Kb (menor pKb) $\Rightarrow$ base más fuerte.
- Así, cuanto más fuerte es el ácido HA, más débil es su base conjugada A^- , y viceversa

7.- Cálculo de pH en disoluciones de ácidos y bases fuertes

Ácido fuerte monoprotónico (HCl, HNO₃):

$$[H_3O^+] \approx C \quad (\text{si no hay otras fuentes relevantes de } H^+)$$

$$pH = -\log C$$

Ejemplo:

$$HCl \ 0,020 \ M \rightarrow pH = -\log(0,020) = 1,70$$

Base fuerte (NaOH):

$$[OH^-] \approx C$$

$$pOH = -\log C \rightarrow pH = 14 - pOH$$

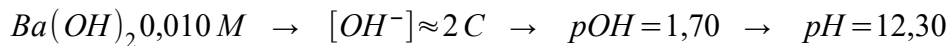
Ejemplo:

$$NaOH \ 0,0050 \ M \rightarrow pOH = 2,30 \rightarrow pH = 11,70$$

Base fuerte dibásica ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)

$$[\text{OH}^-] \approx 2C$$

Ejemplo:



8.- Cálculo de pH en ácidos débiles (método I-C-E + aproximación)

Ejemplo general: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ Concentración inicial C

Tabla:

- i: $[\text{HA}] = C$, $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 0$, $[\text{A}^-] = 0$
- C: $-x, +x, +x$
- E: $C - x, x, x$
- $K_a = \frac{x^2}{C - x}$

Aproximación típica (si el ácido es débil):

- $C - x \approx C \rightarrow x \approx \sqrt{K_a \cdot C} \rightarrow p\text{H} \approx -\log x$
- **Validación:** $\frac{x}{C} \leq 5\%$
- (criterio típico escolar; si no se cumple, hay que resolver la ecuación completa).

Ejemplo:



$$x \approx \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,10} = 1,34 \times 10^{-3} \rightarrow p\text{H} \approx 2,87$$

9.- Cálculo de pH en bases débiles (I-C-E)

Ejemplo general $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$

- $K_b = \frac{x^2}{C - x} \approx \frac{x^2}{C}$

- $x \approx \sqrt{Kb \cdot C} = [OH^-]$
- $pOH = -\log [OH^-] \rightarrow pH = 14 - pOH$

Ejemplo: NH_3 0,20 M , $Kb = 1,8 \times 10^{-5}$

$$[OH^-] \approx \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,20} = 1,90 \times 10^{-3}$$

$$pOH \approx 2,72 \rightarrow pH \approx 11,28$$

10.- Porcentaje de ionización y grado de disociación (α)

El grado de disociación (α) es la fracción de un ácido o una base que se ioniza (se disocia) en disolución.

Para un ácido débil HA de concentración inicial C:

Se define como:

$$\alpha = \frac{(\text{cantidad disociada})}{(\text{cantidad inicial})} = \frac{x}{C}$$

Como $x \approx \sqrt{Ka \cdot C}$ **entonces** $\rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{Ka}{C}}$

Consecuencias:

- Al diluir (C ↓), α aumenta (un ácido débil se ioniza “más” en disoluciones más diluidas, aunque $[H_3O^+]$ absoluta disminuya).

Ejemplo:

Ácido con $Ka = 1,0 \times 10^{-5}$

$$\text{Si } C = 0,10 \rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{1,0 \times 10^{-5}}{0,10}} = \sqrt{1,0 \times 10^{-4}} = 0,01 = 1\%$$

Notas típicas de examen:

- “Fuerte” no significa “concentrado”: una disolución puede ser muy diluida y el ácido seguir siendo fuerte.

Ejemplo (tabla I-C-E): Ácido acético 0,10 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

	CH ₃ COOH	H ₃ O ⁺	CH ₃ COO ⁻
I (inicial)	0,10	≈0	0
C (cambio)	-x	+x	+x
E (equilibrio)	0,10-x	x	x
K _a		$K_a = x^2/(0,10-x)$	

- En cálculos, los fuertes se tratan como disociación completa; los débiles se tratan con equilibrio (ICE) y, a veces, aproximaciones si procede.

“I.C.E.” es el esquema de tabla que se usa para resolver equilibrios (muy típico en ácido-base, solubilidad y equilibrio químico).

Significa:

- **I** = Inicial (concentraciones iniciales)
- **C** = Cambio (cambio al avanzar hacia el equilibrio, en función de x)
- **E** = Equilibrio (concentraciones en equilibrio)

Ejemplo típico (ácido débil HA en agua): $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

- i: $[HA] = C_0$, $[H_3O^+] = 0$, $[A^-] = 0$
- C: -x, +x, +x
- E: $C_0 - x$, x, x

Luego:
$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{C_0 - x} = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

- Si el ácido es débil y $x \ll C_0$, se usa la aproximación $C_0 - x \approx C_0$, y queda:

$$K_a \approx \frac{x^2}{C_0} \rightarrow x \approx \sqrt{K_a \cdot C_0} \text{ y } pH = -\log x$$

- En problemas, “hacer la ICE” significa exactamente montar esa tabla I-C-E antes de escribir la expresión de la constante.

11.- Estequiometría ácido-base (neutralización) y mezclas

La estequiometría ácido-base es la parte de los problemas de ácido-base donde, antes de aplicar equilibrios, se calcula cuántos moles de H^+ puede ceder un ácido y cuántos moles de OH^- (o de H^+ que puede captar) puede aportar una base, y se determina qué reactivo queda en exceso tras la neutralización. Es, en esencia, un problema de “reactivo limitante” con protones/hidróxidos.

Neutralización

La neutralización es una reacción ácido-base en la que los protones aportados por el ácido (en disolución, H_3O^+) reaccionan con los iones hidróxido OH^- de una base para formar agua. Al mismo tiempo, los iones restantes forman una sal.

Reacción de neutralización típica (fuerte-fuerte):

Ecuación iónica neta (la esencial): $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$

Equivalente simplificada: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$

Ejemplo con ácido y base fuertes: $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

En términos estequiométricos, hay neutralización “completa” cuando:

- moles equivalentes de H^+ = moles equivalentes de OH^-

A) Regla de moles “ácido/base”

Se trabaja con “moles de acidez” y “moles de basicidad”:

- Un ácido $H_n A$ puede ceder n protones por mol (si la neutralización es total):

$$\text{moles de } H^+ \text{ “disponibles”} = n \cdot n(\text{ácido})$$

- Una base $M(OH)_m$ aporta m grupos OH^- por mol:

$$\text{moles de } OH^- \text{ “disponibles”} = m \cdot n(\text{base})$$

- Con $n = C \cdot V$ en L

Criterio de equivalencia (neutralización exacta):

$$n \cdot n(\text{ácido}) = m \cdot n(\text{base})$$

Ejemplo genérico: H_2SO_4 (diprótico $2H^+$) frente a $NaOH$ ($1 OH^-$)

- En equivalencia: $2 \cdot n(H_2SO_4) = 1 \cdot n(NaOH)$

B) Mezclas ácido-base (procedimiento estándar)

- **Paso 1º:** calcula moles iniciales: $n_{ácido} = C_a \cdot V_a$ $n_{base} = C_b \cdot V_b$

- **Paso 2º:** convierte a “moles equivalentes” (protones/ hidróxidos):

$$Eq(H^+) = n \cdot n_{ácido}$$

$$Eq(OH^-) = m \cdot n_{base}$$

- **Paso 3º:** determina el exceso:

Si $Eq(H^+) > Eq(OH^-)$ sobra ácido $\Rightarrow$ quedan H_3O^+ en exceso

Si $Eq(OH^-) > Eq(H^+)$ sobra base $\Rightarrow$ quedan OH^- en exceso

- **Paso 4º:** halla la concentración final del exceso dividiendo entre el volumen total:

$$V_{total} = V_a + V_b$$

$$[H_3O^+] = \frac{Eq(H^+) - Eq(OH^-)}{V_{total}}$$

$$[OH^-] = \frac{Eq(OH^-) - Eq(H^+)}{V_{total}} \text{ (si sobra base)}$$

- **Paso 5º:** calcula pH o pOH :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = 14,00 - pOH \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

C) Casos que cambian el “después” (equilibrio)

La estequiometría te dice qué especie queda tras reaccionar. Luego, según el caso, puede haber equilibrio adicional:

- **Fuerte + fuerte:**
Si sobra uno, pH se calcula solo con el exceso (no hay equilibrio relevante)
- **Ácido débil + base fuerte (o base débil + ácido fuerte):**
En equivalencia no queda exceso fuerte: queda la sal con la base conjugada (A^-) o el ácido conjugado (BH^+), que hidroliza y fija el pH. Aquí, tras la estequiometría, se plantea equilibrio de hidrólisis (K_b de A^- o K_a de BH^+).
- **Ácido débil + base débil:**
Tras la estequiometría queda una mezcla de especies conjugadas; el pH depende de K_a/K_b y, a menudo, se trata como tampón si coexisten HA y A^- (o B y BH^+).

D) En valoraciones (titulaciones) y mezclas por tramos

En una valoración, el cálculo del pH se hace por “regiones” según el volumen añadido:

- Antes del equivalente: suele haber exceso del analito (o sistema tampón si es débil).
- En el equivalente: sal predominante (hidrólisis si procede).
- Después del equivalente: exceso del titulante fuerte.
- **Idea clave:** en mezclas ácido-base siempre se hace primero la estequiometría (quién neutraliza a quién y cuánto sobra) y solo después, si procede, el equilibrio (hidrólisis o tampón).

12.- Sales y hidrólisis: carácter ácido, básico o neutro

Una sal es un compuesto iónico formado por cationes y aniones, típicamente resultado de una neutralización ácido-base. En agua, la sal se disocia en sus iones, y algunos de esos iones pueden reaccionar con el agua (hidrólisis), modificando H_3O^+ o OH^- .

De ahí sale el carácter ácido, básico o neutro de la disolución.

12.1.- Qué es la hidrólisis

Hidrólisis es la reacción de un ion de la sal con el agua actuando como ácido o base de Brønsted, produciendo H_3O^+ u OH^- .

12.2.- Regla rápida según fuerza del ácido y la base “de origen”

A) Sal de ácido fuerte + base fuerte → disolución sal neutra (pH ≈ 7 a 25 °C)

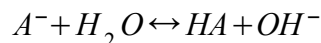
Ejemplos: $NaCl$, KNO_3

Razón: ni Na^+ ni Cl^- hidrolizan de forma apreciable.

B) Sal de ácido débil + base fuerte → disolución básica (pH > 7)

Ejemplo: CH_3COONa

Razón: el anión A^- (base conjugada del ácido débil) capta H^+ del agua:

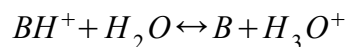


Aquí A^- hidroliza y genera OH^-

C) Sal de ácido fuerte + base débil → disolución ácida (pH < 7)

Ejemplo: NH_4Cl

Razón: el catión BH^+ (ácido conjugado de la base débil) cede H^+ al agua:



Aquí BH^+ hidroliza y genera H_3O^+

D) Sal de ácido débil + base débil → pH depende de K_a y K_b

Ejemplo: $NH_4^+CH_3COO^-$ (acetato de amonio)

Regla orientativa:

- Si $K_a(BH^+) > K_b(A^-) \Rightarrow$ ácido
- Si $K_b(A^-) > K_a(BH^+) \Rightarrow$ básico
- Si son comparables $\Rightarrow$ cercano a neutro

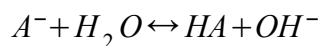
12.3.- Iones que suelen “no hidrolizar” (esencial para clasificar)

Cationes de bases fuertes (alcalinos: Li^+ , Na^+ , K^+ ... y alcalinotérreos fuertes como Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} en el enfoque de Bach): prácticamente neutros.

Aniones de ácidos fuertes (Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^-): prácticamente neutros.

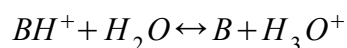
12.4.- Cómo se cuantifica (cuando piden cálculo)

Si la sal es de ácido débil (A^- en agua):



$$K_b(A^-) = \frac{K_w}{K_a(HA)}$$

Si la sal es de base débil (BH^+ en agua):



$$K_a(BH^+) = \frac{K_w}{K_b(B)}$$

- Con esas constantes se monta una ICE y se obtiene $[OH^-]$ o $[H_3O^+]$, y de ahí pH

12.5.- Conclusión operativa (lo que se usa en ejercicios)

- Identifica si el catión es ácido (procedente de base débil) y si el anión es básico (procedente de ácido débil).
- Si ninguno hidroliza $\rightarrow$ neutra.
- Si uno hidroliza $\rightarrow$ pH lo marca ese ion.
- Si ambos hidrolizan $\rightarrow$ compara K_a y K_b (o haz el equilibrio).

HIDRÓLISIS DE SALES (resumen operativo)

1) Sal de ÁCIDO FUERTE + BASE FUERTE $\rightarrow$ disolución NEUTRA ($pH \approx 7$)

Ej.: $NaCl \rightarrow Na^+$ (no hidroliza) y Cl^- (no hidroliza)

2) Sal de ÁCIDO FUERTE + BASE DÉBIL $\rightarrow$ disolución ÁCIDA ($pH < 7$)



Ej.: $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+$ hidroliza, $pH < 7$

3) Sal de ÁCIDO DÉBIL + BASE FUERTE $\rightarrow$ disolución BÁSICA ($pH > 7$)



Ej.: $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^-$ hidroliza, $pH > 7$

4) Sal de ÁCIDO DÉBIL + BASE DÉBIL $\rightarrow$ comparar K_a y K_b

Si $K_a(BH^+) > K_b(A^-) \rightarrow$ ácida; si $K_b(A^-) > K_a(BH^+) \rightarrow$ básica; si $\approx \rightarrow pH \approx 7$

Aproximación útil: $pH \approx 7 + 0,5 \cdot (pK_a - pK_b)$

13.- Especies anfóteras / anfipróticas

Una especie anfótera (o, más específicamente en Brønsted–Lowry, anfiprótica) es una sustancia que puede comportarse tanto como ácido como base, según con qué reaccione. Es decir, puede ceder un protón H^+ o aceptarlo.

Definición Brønsted–Lowry (anfiprótica):

- Actúa como ácido: dona H^+
- Actúa como base: acepta H^+

Ejemplos típicos

A) Agua H_2O

- Como base (acepta H^+): $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- Como ácido (cede H^+): $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$

B) Hidrogenocarbonato HCO_3^-

- Como base (acepta H^+): $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3$
- Como ácido (cede H^+): $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$

C) Dihidrogenofosfato $H_2PO_4^-$

- Como base (acepta H^+): $H_2PO_4^- + H^+ \rightarrow H_3PO_4$
- Como ácido (cede H^+): $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$

Idea clave para reconocerlas:

- Suelen ser especies “intermedias” de ácidos polipróticos: han perdido algún H^+ pero aún conservan al menos uno, por lo que pueden seguir donando o aceptando.
- (**Nota:** “anfótero” a veces se usa en sentido Lewis/ácido–base general, por ejemplo óxidos/hidróxidos como $Al(OH)_3$; en 2º Bach, si el tema es ácido–base, lo habitual es anfiprótico en sentido Brønsted.)

14.- Ácidos polipróticos y etapas de disociación

Un ácido poliprótico es un ácido que puede ceder más de un protón H^+ por molécula. Si puede ceder 2 es diprótico, si puede ceder 3 es triprótico, etc. La pérdida de protones ocurre por etapas sucesivas, cada una con su propio equilibrio y su propia constante de acidez.

Ejemplo general (ácido triprótico H_3A):

- **1ª disociación:** $H_3A + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + H_2A^-$ con Ka_1
- **2ª disociación:** $H_2A^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HA^{2-}$ con Ka_2
- **3ª disociación:** $HA^{2-} + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^{3-}$ con Ka_3

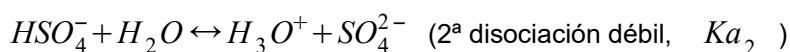
Propiedades clave (muy de examen):

- $Ka_1 > Ka_2 > Ka_3$ (cada protón sucesivo se pierde con más dificultad)
Motivo: al perder H^+ , la especie queda más cargada negativamente y cuesta más arrancar otro protón.
- La especie intermedia suele ser anfiprótica:
 H_2A^- puede actuar como ácido (ceder H^+) o como base (captar H^+), según el medio.

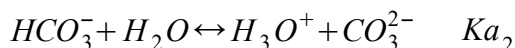
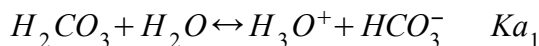
Ejemplos típicos:

- **Ácido sulfúrico (diprótico):**

H_2SO_4 (1ª disociación muy grande, se trata como fuerte)



- **Ácido carbónico (diprótico, ambos pasos débiles):**



Consecuencia práctica en pH:

En muchos cálculos, el pH de una disolución de ácido poliprótico suele venir dominado por la 1ª disociación (Ka_1), porque Ka_1 es mucho mayor que las siguientes. Las etapas posteriores se vuelven relevantes cuando se trabaja con sales intermedias (por ejemplo, $NaHCO_3$ o NaH_2PO_4) o en sistemas tampón.

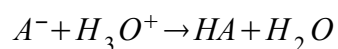
15.- Disoluciones tampón (buffers): concepto, cálculo y funcionamiento

Una disolución tampón (buffer) es una disolución que resiste cambios apreciables de pH cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o base (o ante diluciones moderadas). Se basa en un par conjugado presente en cantidades comparables:

- **Tampón ácido:** ácido débil HA + su base conjugada A^- (normalmente aportada por una sal, por ejemplo NaA).
- **Tampón básico:** base débil B + su ácido conjugado BH^+ (por ejemplo, B y una sal BH^+Cl^-).

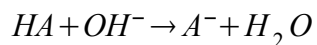
15.1.- Concepto y funcionamiento (mecanismo)

- **Si añades ácido** (H_3O^+), lo “consume” la base conjugada:



El pH baja poco porque el ácido añadido se transforma mayoritariamente en HA.

- Si añades base (OH^-), la “consume” el ácido débil:

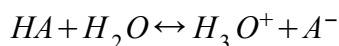


El pH sube poco porque la base añadida se transforma mayoritariamente en A^-

- El tampón funciona bien cuando $[HA]$ y $[A^-]$ (o $[B]$ y $[BH^+]$) son del mismo orden y ambas concentraciones no son demasiado pequeñas.

15.2.- Cálculo del pH (ecuación de Henderson–Hasselbalch)

Partimos del equilibrio del ácido débil:



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{Despejando:} \quad [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[HA]}{[A^-]}$$

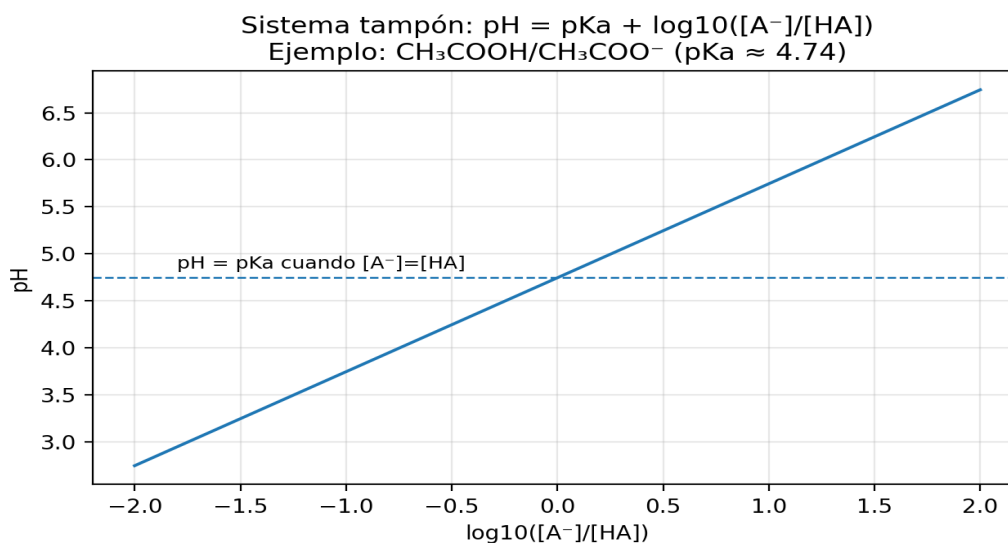
$$\text{Tomando } -\log : \quad pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

- Esta es la ecuación de Henderson–Hasselbalch (válida cuando el ácido es débil y hay cantidades apreciables de ambas especies; en Bach se usa directamente).

- En problemas es habitual usar moles: $pH = pK_a + \log\left(\frac{n(A^-)}{n(HA)}\right)$

Propiedades clave:

- Máxima capacidad tampón cuando $[A^-] = [HA] \rightarrow pH = pK_a$
- Funciona bien cuando $0,1 \leq \frac{[A^-]}{[HA]} \leq 10$ rango aproximado de amortiguación: $pH \approx pK_a \pm 1$



Cómo calcular en problemas (procedimiento típico)

1º.- Identifica el par conjugado (HA/A^- o B/BH^+).

2º.- Convierte a moles si hay mezcla o reacción previa: $n = C \cdot V$

3º.- Si se añade ácido o base fuerte, primero hace reacción estequiométrica (neutraliza):

- H_3O^+ consume A^- (o consume B)
- OH^- consume HA (o consume BH^+)
- Obtén los moles finales de cada componente del par.

4º.- Calcula el pH con Henderson:
$$pH = pKa + \log \left(\frac{n(A^-)}{n(HA)} \right)$$

(puedes usar moles porque el volumen total se cancela en el cociente, si están en el mismo V).

5º.- Comprueba que sigues en zona tampón: ambos componentes deben quedar > 0 y razonablemente presentes.

Zona tampón y máxima eficacia

- El tampón es más eficaz cerca de $pH \approx pKa$.
- Rango típico útil: $pH = pKa \pm 1$ (cuando $0,1 \leq \frac{[A^-]}{[HA]} \leq 10$)
- Capacidad tampón aumenta con la concentración total del par $[A^-] + [HA]$

Notas de examen

- Un tampón no “mantiene pH constante” ante adiciones grandes: se agota cuando se consume uno de los componentes.
- En diluciones, el pH cambia poco porque el cociente $\frac{[A^-]}{[HA]}$ permanece casi constante, aunque la capacidad tampón disminuye.

16.- Valoraciones ácido-base: tipos, tramos y cálculos

Una valoración ácido-base (titulación) es un procedimiento analítico en el que se determina la concentración de un ácido o una base (analito) haciéndola reaccionar con una disolución patrón de concentración conocida (titulante) hasta alcanzar el punto de equivalencia. Se monitoriza típicamente con un indicador o con pH-metro.

16.1.- Método general:

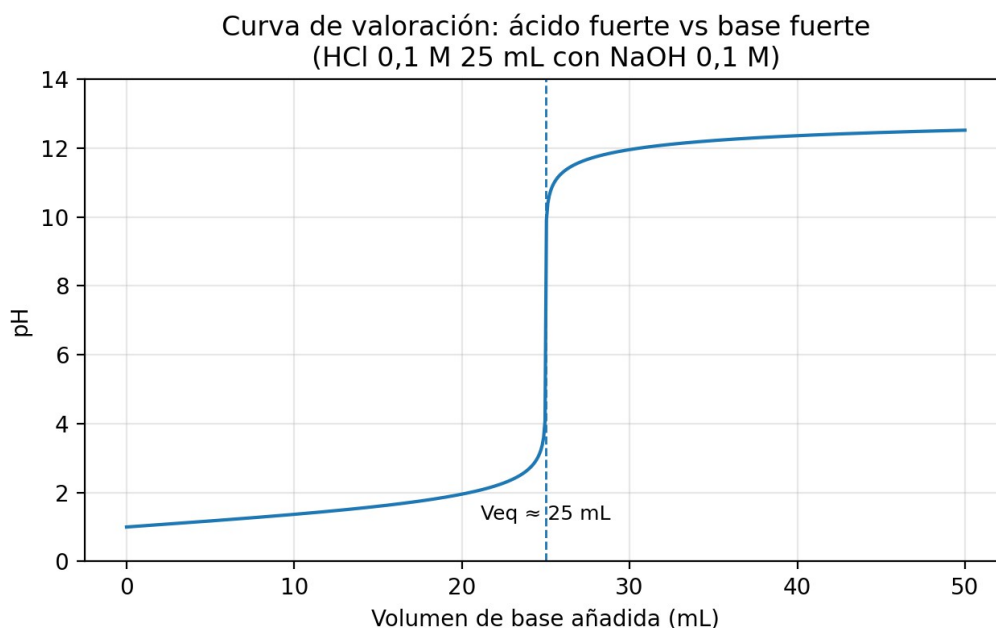
- antes de equivalencia: sobra analito $\rightarrow$ fuerte (directo) o débil (buffer/I-C-E)
- en equivalencia: depende del tipo ($pH \approx 7$, >7 , <7)
- después de equivalencia: domina el exceso de titulante (fuerte, directo)

Tipos principales (según fuerzas)

A) Ácido fuerte – base fuerte (AF-BF).

Curva muy “vertical” en equivalencia; en el equivalente $pH \approx 7$ (a 25 °C).

Cálculos por exceso de H^+ u OH^- en cada tramo

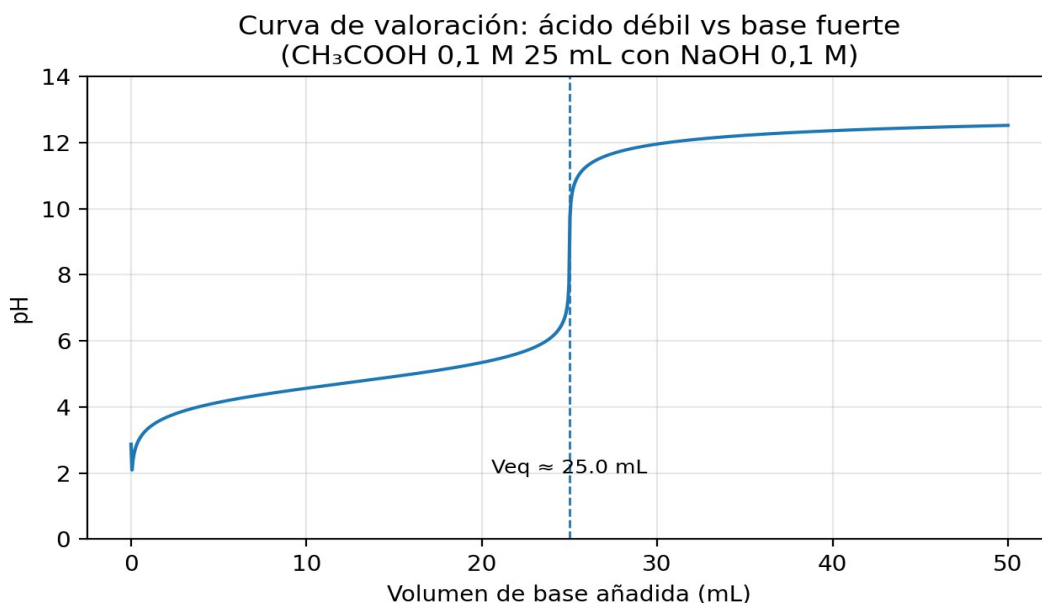


B) Ácido débil – base fuerte (AD–BF)

En equivalencia $\text{pH} > 7$ (hidroliza A^-). Hay tramo tampón antes del equivalente.

Tramos:

- inicio: ácido débil (I–C–E)
- zona tampón: Henderson–Hasselbalch $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{n(\text{A}^-)}{n(\text{HA})} \right)$
- semiequivalencia: $\text{pH} = \text{pK}_a$
- equivalencia: $\text{pH} > 7$ (hidrólisis de A^-)
- exceso base: OH^- sobrante (directo)



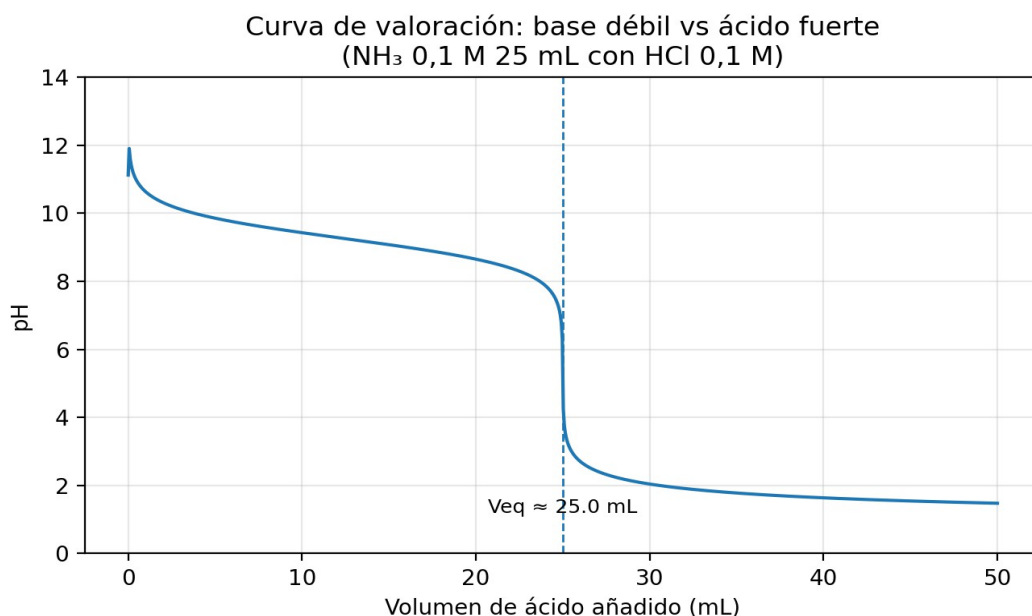
C) Base débil – ácido fuerte (BD–AF)

En equivalencia $\text{pH} < 7$ (hidroliza BH^+).

Hay tramo tampón antes del equivalente

semiequivalencia: $\text{pOH} = \text{pK}_b$ (o $\text{pH} = 14 - \text{pK}_b$, según lo plantees)

equivalencia: $\text{pH} < 7$ (hidrólisis de BH^+)

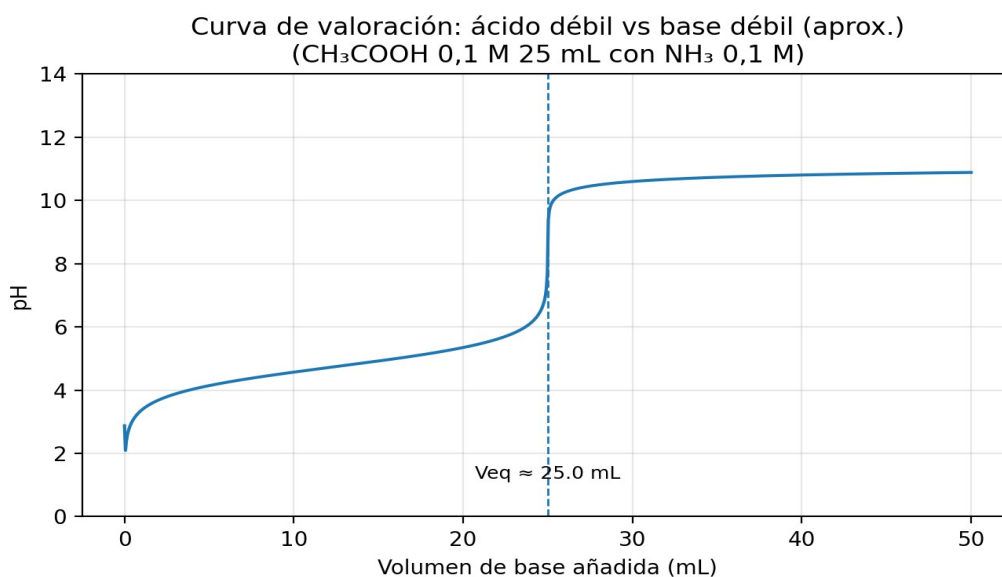


D) Ácido débil – base débil (AD–BD)

Cambio de pH menos brusco; punto final con indicador es más difícil; se prefiere pH-metro.

Curva con salto pequeño en equivalencia → selección de indicador complicada.

En Bachillerato suele ser más conceptual (por qué no es adecuada una valoración con indicador), o se usa pH-metro.



Conceptos clave

Punto de equivalencia:

- moles equivalentes de H^+ y OH^- reaccionan estequiométricamente.

Para un ácido monoprótico HA con base monohidróxido MOH:

- $n(HA) = n(OH^-) \rightarrow C_a V_a = C_b V_b$ (con volúmenes en L)
- Si hay poliacidos o polibases: se trabaja con equivalentes (n° de H^+ u OH^- por mol).

Punto final:

- El que marca el indicador (cambio de color). Debe estar lo más cerca posible del punto de equivalencia.

Valoraciones polipróticas

- Pueden aparecer varias equivalencias (si K_{a1} , K_{a2} ... suficientemente separadas). Concepto: cada etapa consume una cantidad estequiométrica adicional de titulante.

16.2.- Tramos de una valoración y cómo se calcula el pH

En cualquier valoración, la lógica es: primero estequiometría (neutralización), luego equilibrio (si procede).

A) Antes de añadir titulante ($V_b = 0$)

- Si es fuerte: pH directo por concentración.
- Si es débil: equilibrio con K_a o K_b (tabla ICE o aproximación)

B) Antes del equivalente ($0 < V_b < V_{eq}$)

- **AF–BF:**
hay exceso del reactivo inicial (H_3O^+ u OH^-)
Se calcula por exceso y se divide entre V_{total}
- **AD–BF** (tramo tampón):
coexisten HA y A^-

Paso 1: estequiometría: OH^- consume HA

Paso 2: pH con Henderson–Hasselbalch: $pH = pK_a + \log\left(\frac{n(A^-)}{n(HA)}\right)$

(se pueden usar moles porque el cociente no depende del volumen si ambos están en el mismo V_{total})

- **BD–AF** (tramo tampón):
coexisten B y BH^+ . $pOH = pK_b + \log\left(\frac{n(BH^+)}{n(B)}\right)$ y luego $pH = 14,00 - pOH$

Dato típico:

- **AD–BF**, en el semiequivalente $\left(V_b = \frac{V_e}{2}\right)$ se cumple $n(A^-) = n(HA)$ y entonces $pH = pK_a$

- **BD-AF**, en semiequivalente $pOH = pKb$

C) En el punto de equivalencia ($V_b = V_{eq}$)

- **AF-BF**: $pH \approx 7$ (a 25 °C), porque queda sal "neutra" (no hidroliza)
- **AD-BF**: queda la sal NaA (predomina A^-). Hidroliza: $A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^-$

$$Kb(A^-) = \frac{Kw}{Ka(HA)}$$

Con la concentración formal de A^- (moles de $\frac{A^-}{V_{total}}$) se calcula $[OH^-]$ por equilibrio y luego pH

- **BD-AF**: queda la sal BH^+Cl^- (predomina BH^+). Hidroliza: $BH^+ + H_2O \rightarrow B + H_3O^+$

$$Ka(BH^+) = \frac{Kw}{Kb(B)} \quad \text{Se calcula } [H_3O^+] \text{ por equilibrio y luego pH}$$

- **AD-BD**: el pH depende de Ka y Kb ; el salto es pequeño y se resuelve mejor con pH-metro

D) Después del equivalente ($V_b > V_{eq}$)

- Si el titulante es fuerte: el pH lo fija el exceso de titulante
- Ejemplo AD-BF tras equivalencia: sobra OH^-

$$[OH^-] = \frac{(\text{moles } OH^- \text{ en exceso})}{V_{total}}$$

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pH = 14,00 - pOH \quad (\text{a } 25^\circ C)$$

(Análogo si sobra H_3O^+ en una BD-AF)

Errores típicos que hay que evitar

- Saltarse la neutralización estequiométrica y empezar con Ka/Kb directamente en una mezcla.
- En equivalencia con débil-fuerte, asumir $pH = 7$ (no: hay hidrólisis).
- Olvidar usar $V_{total} = V_a + V_b$ para convertir moles sobrantes en concentración.

17.- Solubilidad y Kps

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en un disolvente, a una temperatura dada, formando una disolución saturada. En sales iónicas poco solubles, el proceso se describe como un equilibrio entre el sólido y sus iones en disolución.

17.1.- Producto de solubilidad K_{ps}

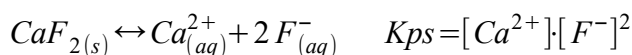
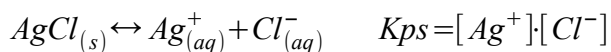
Para una sal poco soluble que se disuelve según: $A_m B_{n(s)} \leftrightarrow m A_{(aq)} + n B_{(aq)}$

- La constante de equilibrio asociada se llama producto de solubilidad, K_{ps}

$$K_{ps} = [A]^m \cdot [B]^n$$

- No aparece el sólido porque su actividad se considera constante.

Ejemplos



17.2.- Relación con la solubilidad molar (s)

La solubilidad molar s es la concentración ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de sal que se disuelve para alcanzar la saturación.

- $AgCl \rightarrow$ Si se disuelven $s \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: $[Ag^+] = s$, $[Cl^-] = s$ $K_{ps} = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_{ps}}$

- $CaF_2 \rightarrow$ Si se disuelven $s \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: $[Ca^{2+}] = s$, $[F^-] = 2s$ $K_{ps} = (s)(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow$

$$\rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$$

17.3.- Criterio de precipitación: producto iónico Q

En una mezcla real, se calcula: $Q = [A]^m \cdot [B]^n$

- Si $Q < K_{ps}$: no precipita (disolución insaturada)
- Si $Q = K_{ps}$: disolución saturada (equilibrio)
- Si $Q > K_{ps}$: precipita hasta que vuelva a cumplirse $Q = K_{ps}$

17.4.- Efecto del ion común (muy preguntado)

Si añades un ion que ya participa en el equilibrio (por ejemplo Cl^- a $AgCl$), el equilibrio se desplaza hacia el sólido y disminuye la solubilidad: se disuelve menos sal.

Notas típicas de examen

- K_{ps} depende de la temperatura.
- Para comparar solubilidades de sales con distinta estequiometría no basta comparar K_{ps} : hay que comparar sus solubilidades molares s .

18.- Indicadores ácido-base: elección y criterio

Un indicador ácido-base es un ácido o una base débil cuya forma protonada y desprotonada tienen colores distintos. Al variar el pH cambia el equilibrio del indicador y, con ello, el color observado. Se usa para detectar el punto final de una valoración.

Equilibrio típico (indicador ácido): $HInd \leftrightarrow H^+ + Ind^-$ $K_a(ind) = \frac{[H^+][Ind^-]}{[HInd]}$

Color: $HIn_{(col\ 1)} \leftrightarrow In_{(col\ 2)}^-$

Zona de viraje

El ojo percibe un cambio “claro” cuando las proporciones de las dos formas difieren aproximadamente entre 1:10 y 10:1.

Eso ocurre cuando: $[pK_a - 1, pK_a + 1]$

Criterio de elección del indicador en valoraciones

Regla práctica: el intervalo de viraje del indicador debe quedar dentro del tramo de salto brusco de pH de la curva de valoración, y lo más centrado posible alrededor del pH del punto de equivalencia (o del pH en el entorno del salto).

Casos típicos

18.1.- Ácido fuerte – base fuerte

El salto alrededor de equivalencia es muy grande y el pH en equivalencia es ≈ 7 (a 25 °C). Sirven muchos indicadores (p. ej., que viren en torno a 7), porque la curva es muy vertical.

18.2.- Ácido débil – base fuerte

En equivalencia $pH > 7$ (por hidrólisis de A^-) y el salto se desplaza a zona básica. Conviene un indicador con viraje en zona básica (aprox. pH 8–10 suele funcionar en muchos casos).

18.3.- Base débil – ácido fuerte

En equivalencia $pH < 7$ (por hidrólisis de BH^+) y el salto se desplaza a zona ácida. Conviene un indicador con viraje en zona ácida (aprox. pH 3–6 suele funcionar en muchos casos).

18.4.- Ácido débil – base débil

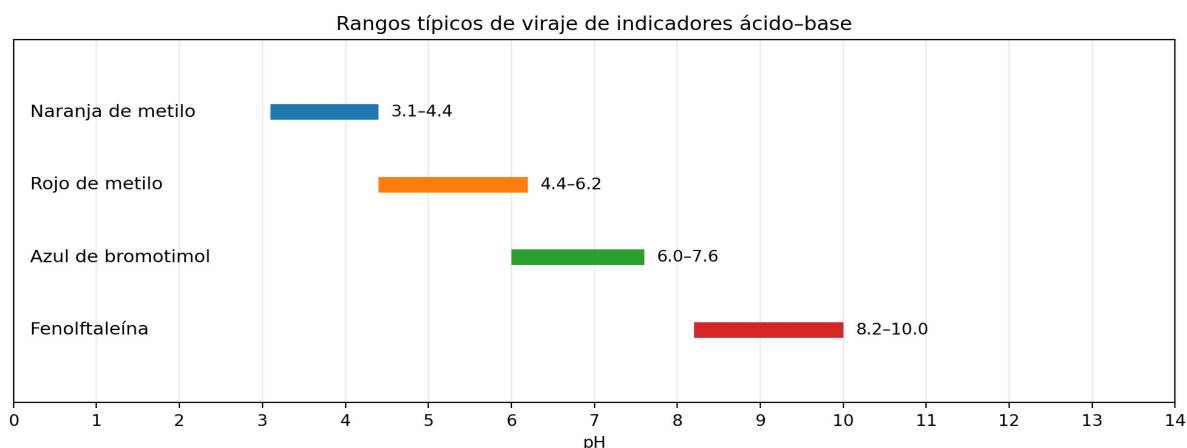
El salto de pH es pequeño; no hay un tramo muy vertical
Indicador: poco fiable; se prefiere detección instrumental (pH-metro)

18.5.- Cómo se aplica en ejercicios sin dibujar la curva

- Determina si la valoración es fuerte-fuerte, débil-fuerte o débil-débil.
- Estima el pH en equivalencia (7 ; >7 ; <7 ; o dependiente de K_a/K_b).
- Elige un indicador cuyo intervalo $pK_a \pm 1$ quede alrededor de ese pH y dentro del salto.

Idea final:

- un buen indicador es el que cambia de color cuando la valoración “ya ha pasado” de un lado al otro del salto de pH, minimizando el error entre punto final y punto de equivalencia.



19.- Ajuste de reacciones, reactivo limitante, rendimiento/pureza; concentraciones molaridad, normalidad, diluciones

19.1.- Ajuste de reacciones (aplicado a ácido-base)

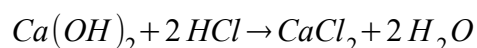
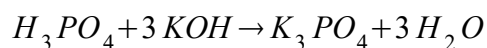
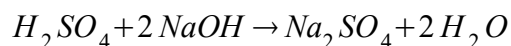
Ajustar es igualar la estequiometría (átomos y carga) para poder relacionar moles correctamente.

- Neutralización iónica neta: $H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow 2H_2O$
- Forma molecular típica: Ácido + base $\rightarrow$ sal + agua
- Poliácidos y polibases: se ajusta por "equivalentes"

H_nA aporta n protones por mol; $M(OH)_m$ aporta m hidróxidos por mol.

- En equivalencia: $n \cdot n(\text{ácido}) = m \cdot n(\text{base})$

Ejemplos:



19.1.- Reactivo limitante (en mezclas ácido-base)

Se decide por quién "se queda corto" en equivalentes.

Paso 1: moles

- $n(\text{ácido}) = C_a \cdot V_a$, $n(\text{base}) = C_b \cdot V_b$

Paso 2: equivalentes

- $Eq(H^+) = n \cdot n(\text{ácido})$ o bien $Eq(H^+) = z_a \cdot n_a$
 $z_a \rightarrow$ es el número de protones cedibles por mol
- $Eq(OH^-) = m \cdot n(\text{base})$ o bien $Eq(OH^-) = z_b \cdot n_b$
 $z_b \rightarrow$ n° de OH^- por mol

Paso 3: limitante y exceso

- Si $Eq(H^+) > Eq(OH^-)$ → la base es limitante; sobra ácido
- Si $Eq(OH^-) > Eq(H^+)$ → el ácido es limitante; sobra base.
- Si son iguales: equivalencia
- Después, concentración del exceso: $V_{total} = V_a + V_b$

$$[H_3O^+] = \frac{(Eq(H^+) - Eq(OH^-))}{V_{total}} \quad [OH^-] = \frac{(Eq(OH^-) - Eq(H^+))}{V_{total}}$$

y se pasa a pH/pOH

19.2.- Rendimiento y pureza (en neutralización)

Rendimiento (%R):

mide cuánto producto (o cuánta neutralización efectiva) se logra respecto a lo teórico.

$$\%R = \left(\frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \right) \cdot 100$$

En ácido-base se usa mucho con:

- Cantidad real de sal obtenida (masa)
- Cantidad real de ácido/base neutralizado (equivalentes consumidos)
- Valoraciones: si un reactivo no es puro, la concentración efectiva baja

Pureza

Si una muestra de masa m contiene una fracción p (en tanto por uno) de sustancia activa:

- $\text{masa pura} = p \cdot m$
- $\text{moles puros} = \frac{p \cdot m}{M}$

Aplicación típica: “una sosa comercial al 90%”

$$n(NaOH) = \frac{(0,90 \cdot m)}{M(NaOH)}$$

En valoración, si preparas una disolución con un sólido impuro, la molaridad real queda:

$$C_{real} = \frac{\text{moles puros}}{V}$$

19.3.- Concentraciones: molaridad y normalidad (en ácido-base)

Molaridad (C o M)

$$C = \frac{n}{V} \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}$$

- En neutralización, los moles vienen de $C \cdot V$ y luego se aplican coeficientes estequiométricos.

Normalidad (N)

La normalidad es equivalentes por litro ($\text{eq} \cdot \text{L}^{-1}$).

En ácido-base:

$$N = \frac{\text{equivalentes de } H^+}{V} \quad N = \frac{\text{equivalentes de } OH^-}{V}$$

Relación con molaridad:

$$N = n \cdot C \quad \text{para un ácido } H_n A \quad (\text{si se neutralizan esos } n \text{ protones})$$

$$N = m \cdot C \quad \text{para una base } M(OH)_m$$

Condición de equivalencia en normalidad (muy útil):

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

- (siempre que ácido y base reaccionen 1 equivalente con 1 equivalente)

Diluciones (y mezclas) en ácido-base

Dilución simple (sin reacción): $C_1 V_1 = C_2 V_2$ (moles se conservan)

Si diluyes un ácido fuerte:

- $[H_3O^+]$ baja proporcionalmente y el pH sube.

Si diluyes una base fuerte:

- $[OH^-]$ baja y el pH baja.

Dilución de tampón:

El pH cambia poco porque el cociente $[A^-]/[HA]$ se mantiene casi constante, pero la capacidad tampón disminuye.

Mezcla con reacción (ácido + base)

No se usa $C_1 V_1 = C_2 V_2$ directamente, porque los moles no se conservan: primero hay neutralización.

– **Procedimiento correcto:**

1º calcula moles ($C \cdot V$)

2º neutraliza por equivalentes (reactivo limitante)

3º divide el exceso por V_{total}

4º calcula pH/pOH (y si procede, equilibrio de hidrólisis o tampón).

Errores típicos de examen

- Usar $C_1 V_1 = C_2 V_2$ en una mezcla ácido–base (incorrecto: hay reacción)
- Olvidar multiplicar por el número de H^+ (ácidos polipróticos) u OH^- (bases polihidróxido)
- En equivalencia con ácido débil/base fuerte o base débil/ácido fuerte, suponer $pH = 7$ (no: hay hidrólisis)