

## REACCIONES ÁCIDO-BASE

### CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (2º BACH.) · PDF 1

Guía rápida ampliada tipo esquema para exámenes (2º Bachillerato)

Objetivo: resolver problemas de estequiometría ácido-base (neutralización, exceso/defecto, mezclas y valoraciones) con un método sistemático en moles, usando equivalentes cuando conviene.

## 1. Neutralización (idea base)

- Reacción ácido-base: transferencia de  $H^+$  (Brønsted).
- Neutralización típica: ácido + base  $\rightarrow$  sal + agua.
- Ejemplo fuerte-fuerte:  $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ .
- En estequiometría, lo esencial es contar moles de  $H^+$  y moles de  $OH^-$  consumidos.

## 2. Método universal en moles (4 pasos)

- Paso 1: ajusta la ecuación (o identifica la proporción  $H^+/OH^-$ ).
- Paso 2: calcula moles iniciales:  $n = C \cdot V$  (V en L).
- Paso 3: aplica la estequiometría y encuentra el reactivo limitante.
- Paso 4: calcula moles finales y, si procede, concentración final o pH.

### 3. Equivalentes (muy útil con ácidos polipróticos)

- Equivalente ácido: cantidad que aporta 1 mol de  $H^+$ .
- Equivalente base: cantidad que aporta 1 mol de  $OH^-$  (o que acepta 1 mol de  $H^+$ ).
- Número de H ácidos:  $H_2SO_4$  aporta 2  $H^+$  por mol;  $Ca(OH)_2$  aporta 2  $OH^-$  por mol.
- En neutralización completa:  $n(\text{equiv ácido}) = n(\text{equiv base})$ .

### 4. Tabla rápida (factor n)

Especie	n ( $H^+$ u $OH^-$ )	Comentario
HCl, $HNO_3$	1	monopróticos fuertes
$H_2SO_4$	2	diprótico (1ª disociación muy fuerte)
$H_3PO_4$	3 (teórico)	triprótico (disociaciones sucesivas)
NaOH, KOH	1	bases fuertes
$Ca(OH)_2$	2	base fuerte, 2 $OH^-$ /mol

## 5. Mezclas ácido-base: exceso/defecto

- Calcula  $n(\text{H}^+)$  total y  $n(\text{OH}^-)$  total.
- Si  $n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$ : queda exceso de  $\text{H}^+ \Rightarrow$  disolución ácida.
- Si  $n(\text{OH}^-) > n(\text{H}^+)$ : queda exceso de  $\text{OH}^- \Rightarrow$  disolución básica.
- Si son iguales: neutralización completa  $\Rightarrow$  en fuerte-fuerte,  $\text{pH} \approx 7$  (a  $25^\circ\text{C}$ ).

## 6. pH después de mezclar (fuerte-fuerte)

- Exceso de  $\text{H}^+$ :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = n_{\text{exceso}} / V_{\text{total}} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ .
- Exceso de  $\text{OH}^-$ :  $[\text{OH}^-] = n_{\text{exceso}} / V_{\text{total}} \Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$  y  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ .

.

## 7. Valoraciones ácido-base (punto de equivalencia)

- En equivalencia:  $n(\text{equiv ácido}) = n(\text{equiv base})$ .
- Si ambos monopróticos/monobásicos:  $C_a V_a = C_b V_b$  (V en L).
- Si no:  $C_a V_a \cdot n_a = C_b V_b \cdot n_b$ .

## 8. Tipos de valoración (idea de pH)

- Fuerte-fuerte: en equivalencia  $\text{pH} \approx 7$ .
- Fuerte-débil: en equivalencia  $\text{pH} \neq 7$  (hidrólisis de la sal).
- Débil-fuerte: en equivalencia  $\text{pH} \neq 7$  (sal básica).

•

## 9. Errores típicos

- Usar  $V$  en mL sin convertir a L en  $n = C \cdot V$ .
- Olvidar el factor  $n$  (poliprótico o polibásico).
- Calcular pH con concentración inicial en lugar de tras mezclar ( $V_{\text{total}}$ ).
- Confundir neutralización (estequiometría) con equilibrio de ácido/base débil ( $K_a$ ,  $K_b$ ) cuando no hace falta.

## 10. Checklist de examen

- Convierte volúmenes a litros.
- Cuenta equivalentes:  $n(\text{H}^+)$  y  $n(\text{OH}^-)$ .
- Aplica limitante y exceso.
- Para pH (fuerte-fuerte): usa concentración del exceso en  $V_{\text{total}}$ .
- En valoraciones: iguala equivalentes en el punto de equivalencia.