

Bloque 2

Reacciones Químicas

Los seis temas del bloque con la teoría, las fórmulas que hay que llevar sabidas y los problemas resueltos con todos los pasos a la vista.

Contenido

2.1 Estequiometría

El mol, masa molar, ajuste, reactivo limitante, rendimiento, gases, concentración.

2.2 Termodinámica Química

Entalpía, ley de Hess, energías de enlace, entropía, energía libre de Gibbs, espontaneidad.

2.3 Cinética Química

Velocidad, teoría de colisiones, energía de activación, Arrhenius, catalizadores, órdenes.

2.4 Equilibrio Químico

Kc, Kp, cociente Q, Le Chatelier, equilibrios heterogéneos, producto de solubilidad Kps.

2.5 Equilibrio Ácido-Base

pH, Ka, Kb, hidrólisis de sales, disoluciones tampón, volumetrías ácido-base.

2.6 Redox y Electroquímica

Ion-electrón, potenciales estándar, pilas galvánicas, electrólisis, Faraday.

Apuntes de preparación para la PAU · 2.º de Bachillerato

Ejemplar de muestra gratuito, igual para todos. Prohibida su venta o redistribución sin permiso escrito del titular.

© 2026 PAUmode. Todos los derechos reservados. Queda prohibida la reproducción total o parcial, la distribución, la comunicación pública y la transformación de esta obra sin autorización escrita del titular. El incumplimiento podrá dar lugar a las acciones civiles y penales previstas en la legislación sobre propiedad intelectual.

2.5 Equilibrio Ácido-Base

Bloque 2: 2.1 Estequiometría · 2.2 Termodinámica · 2.3 Cinética · 2.4 Equilibrio · **2.5 Ácido-Base** · 2.6 Redox.

Ácido-base es, como equilibrio, un tema de problemas numéricos. Casi todo se reduce a tres decisiones: si el ácido o la base es fuerte o débil, qué equilibrio hay que montar y cómo manejar los logaritmos sin equivocarse de signo.

2.5.1 · Teorías Ácido-Base

Arrhenius (1884): ácido es lo que libera H^+ en agua; base es lo que libera OH^- . Solo vale para disoluciones acuosas.

Brønsted-Lowry (1923): ácido es dador de protones (H^+); base es aceptor de protones. Cada ácido tiene su **base conjugada** (el ácido menos un H^+) y cada base su **ácido conjugado** (la base más un H^+). Esta es la definición que se usa en la PAU.



HA / A^- : par conjugado ácido-base 1

BH^+ / B : par conjugado ácido-base 2

Cuanto más fuerte es el ácido, más débil es su base conjugada.

Lewis (1923). Ácido de Lewis: acepta un par de electrones. Base de Lewis: cede un par de electrones. Es la definición más amplia porque no exige que haya hidrógeno, pero los cálculos de este tema se hacen con Brønsted-Lowry.

2.5.2 · pH, pOH y Producto Iónico del Agua

El agua se autoioniza en muy pequeña medida: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. A 25 °C la constante de ese equilibrio vale:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

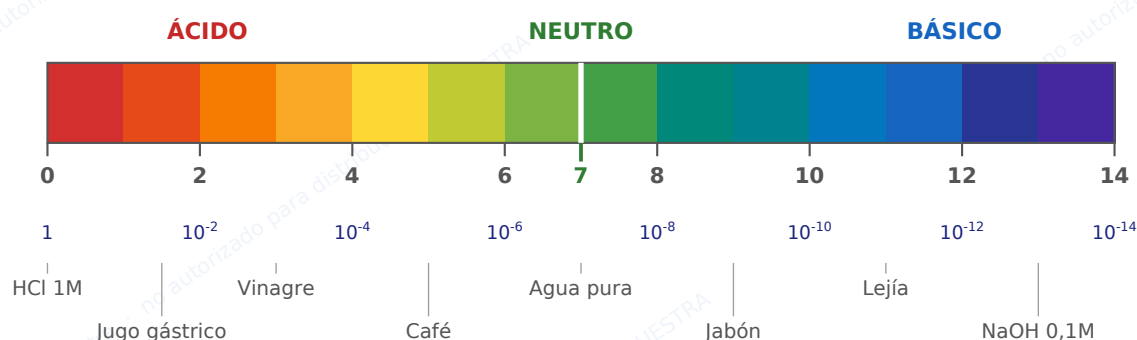
$$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14 \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

$$\text{Agua pura: } [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 7$$

$$\text{Ácido: } [H^+] > 10^{-7} \Rightarrow pH < 7. \text{ Base: } [OH^-] > 10^{-7} \Rightarrow pH > 7.$$

Escala de pH: de 0 (muy ácido) a 14 (muy básico)



En azul, la concentración de H^+ en mol/L que corresponde a cada valor de pH.

La escala es logarítmica, no lineal: cada unidad de pH divide esa cifra entre 10, y pH 4 es mil veces más ácido que pH 7.

Figura 1 - Escala de pH de 0 a 14 con ejemplos de disoluciones cotidianas. El 7, en verde, es el neutro a 25°C : por debajo la disolución es ácida y por encima, básica. Debajo de cada valor va su concentración de H^+ , que es lo que deja ver que la escala es logarítmica y no lineal.

Error típico. K_w depende de la temperatura. A 37°C , $K_w > 10^{-14}$ y el pH neutro baja por debajo de 7. En la PAU, mientras no te den otra temperatura, usa $K_w = 10^{-14}$ y pH neutro = 7.

2.5.3 · Constantes K_a y K_b . Grado de Disociación

Para un **ácido débil** HA en equilibrio $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$:

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

$$\text{Si } \alpha < 5\%: [H^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)}$$

Si no: hay que resolver la ecuación de segundo grado.

Para una base débil $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$:

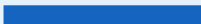
$$K_b = [BH^+][OH^-] / [B]$$

Si $\alpha < 5\%$: $[OH^-] = \sqrt{(K_b \cdot C)}$

Grado de disociación: $\alpha = [H^+] / C$ (ácido) o $[OH^-] / C$ (base)

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14} \quad (\text{para un par conjugado})$$

Ácidos y bases: fuertes frente a débiles

Tipo	Disociación	Constante	Ejemplo	Cálculo del pH
Ácido fuerte	 Completa (100%)	$K_a \gg 1$ no se tabula	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄	$[H^+] = C$ $pH = -\log C$
Ácido débil	 Parcial (~1%)	$K_a = [H^+][A^-] / [HA]$	CH ₃ COOH, HF	$[H^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)}$ $pH = -\log[H^+]$
Base fuerte	 Completa (100%)	$K_b \gg 1$ no se tabula	NaOH, KOH, Ba(OH) ₂	$[OH^-] = C$ $pOH = -\log C$
Base débil	 Parcial (~1%)	$K_b = [BH^+][OH^-] / [B]$	NH ₃ , aminas	$[OH^-] = \sqrt{(K_b \cdot C)}$ $pOH = -\log[OH^-]$

La barra azul es la parte de las moléculas que llega a disociarse en cada caso.

Un ácido o una base fuertes no llevan constante tabulada: su disociación no es un equilibrio, es completa.

Figura 2 - Ácidos y bases fuertes frente a débiles. La barra azul de la segunda columna mide qué parte de las moléculas se disocia: entera en los fuertes, un hilo en los débiles. A la derecha, la constante de cada uno y cómo se calcula su pH.

Truco. Antes de aplicar la raíz cuadrada, comprueba que $C/K_a > 400$. Si se cumple, $[H^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)}$ da un error menor del 5% y basta. Si no se cumple, resuelve $x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C = 0$ con la fórmula cuadrática. Compruébalo siempre: con ácidos muy diluidos o con K_a grande puede no cumplirse.

2.5.4 · Hidrólisis de Sales

Una sal puede cambiar el pH del agua si alguno de sus iones reacciona con ella. A esa reacción se le llama **hidrólisis**. La regla es corta: hidroliza el ion que procede del componente débil.

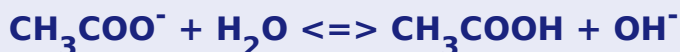
Hidrólisis de sales: carácter ácido-base de una disolución salina

Tipo de sal	Ejemplo	Ion que hidroliza	pH de la disolución
Ácido fuerte + Base fuerte	NaCl, KNO ₃	ninguno	pH = 7 (neutra)
Ácido débil + Base fuerte	CH ₃ COONa	CH ₃ COO ⁻	pH > 7 (básica)
Ácido fuerte + Base débil	NH ₄ Cl	NH ₄ ⁺	pH < 7 (ácida)
Ácido débil + Base débil	CH ₃ COONH ₄	los dos	depende de Ka y Kb

Si hidroliza el anión, su constante es $K_h = K_w/K_a$. Si hidroliza el catión, $K_h = K_w/K_b$.

Figura 3 - Los cuatro tipos de sal según el ácido y la base de los que proceden, con el ion que hidroliza en cada caso y el pH resultante.

Ejemplo de hidrólisis básica (acetato de sodio):



El acetato capta un protón del agua, se liberan OH⁻ y el pH sube por encima de 7.

$$K_h = K_w / K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-14} / 1,8 \times 10^{-5} = 5,56 \times 10^{-10}$$

PAU - Atención. En los apartados cualitativos basta con identificar qué ion hidroliza y decir si la disolución queda ácida, básica o neutra. En los cuantitativos te darán K_a o K_b y tendrás que calcular la constante de hidrólisis $K_h = K_w/K_a$ antes de nada.

2.5.5 · Disoluciones Tampón

Una **disolución tampón** apenas cambia de pH cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácido o de base fuerte. Se prepara mezclando un **ácido débil con su base conjugada** (o una base débil con su ácido conjugado) en concentraciones parecidas.

Ecuación de Henderson-Hasselbalch:

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

$$\text{pKa} = -\log(\text{Ka})$$

$$\text{Si } [\text{A}^-] = [\text{HA}] \Rightarrow \text{pH} = \text{pKa}$$

El tampón trabaja bien en el intervalo $\text{pKa} \pm 1$.

Qué ocurre al añadir ácido o base fuerte:

- **Se añade HCl:** el H^+ reacciona con A^- y forma HA. Baja $[\text{A}^-]$, sube $[\text{HA}]$ y el pH desciende muy poco.
- **Se añade NaOH:** el OH^- reacciona con HA y forma A^- . Sube $[\text{A}^-]$, baja $[\text{HA}]$ y el pH asciende muy poco.

Un tampón real. La sangre está tamponada por el par ácido carbónico / bicarbonato (H_2CO_3 / HCO_3^-) y se mantiene en pH 7,40. Una desviación de dos o tres décimas ya es incompatible con la vida, lo que da idea de para qué sirve un tampón.

2.5.6 · Volumetrías Ácido-Base

Una **volumetría** permite averiguar la concentración de un ácido o una base añadiéndole poco a poco otra disolución de concentración conocida (el valorante) hasta el **punto de equivalencia**, donde los moles de uno y otro se igualan.

En el punto de equivalencia (PE):

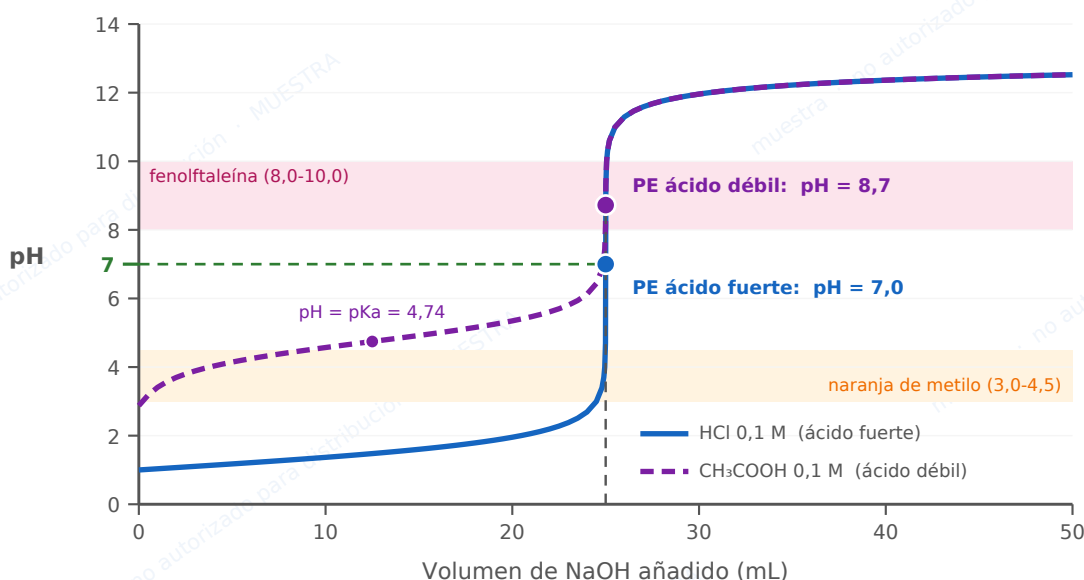
$$n(\text{ácido}) = n(\text{base}) \Rightarrow C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

Ácido fuerte + base fuerte: $\text{pH} = 7$ (la sal no hidroliza)

Ácido débil + base fuerte: $\text{pH} > 7$ (hidroliza el anión)

Ácido fuerte + base débil: $\text{pH} < 7$ (hidroliza el catión)

Valoración con NaOH 0,1 M: ácido fuerte frente a ácido débil



Con el ácido débil el salto empieza por encima de 7: el naranja de metilo ya no sirve.

Figura 4 - Dos valoraciones sobre 25,0 mL de ácido 0,1 M con la misma base fuerte. Con el ácido fuerte (azul) el punto de equivalencia cae en pH 7; con el ácido débil (violeta) queda en pH 8,7, porque la sal que se forma hidroliza. En el débil, a mitad de camino el pH es justo el pKa. Las bandas marcan dónde vira cada indicador.

Indicadores:

Un indicador es un ácido débil (HIn) cuyas formas ácida y básica tienen colores distintos. Vira cuando el pH se acerca a su pKa. Para una valoración de ácido fuerte con base fuerte sirven tanto la fenolftaleína (vira entre pH 8 y 10) como el naranja de metilo (vira entre pH 3 y 4,5), porque el salto del punto de equivalencia atraviesa ambos intervalos. Si se valora un ácido débil con base fuerte, el punto de equivalencia cae en pH básico (8,7 en la figura) y solo sirve la fenolftaleína: el naranja de metilo viraría antes de llegar a él.

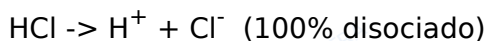
Truco. En $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$, si el ácido es diprótico (H_2SO_4) o triprótico (H_3PO_4), multiplica su concentración por el número de protones que cede: H_2SO_4 0,1 M aporta 0,2 mol de H^+ por litro, no 0,1.

Ejercicios Resueltos

Trece problemas con el desarrollo completo: pH de ácidos y bases fuertes y débiles, hidrólisis de sales, tampones y valoraciones.

1. Calcula el pH de una disolución de HCl 0,025 M a 25 °C.

HCl es ácido fuerte: se disocia por completo, así que $[H^+]$ es directamente la concentración del ácido.



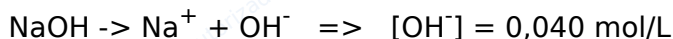
$$[H^+] = 0,025 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log(0,025) = -\log(2,5 \times 10^{-2}) = -(\log 2,5 + \log 10^{-2}) = -(0,398 - 2) = 1,60$$

Solución: pH = 1,60

2. Calcula el pH de una disolución de NaOH 0,040 M a 25 °C.

NaOH es base fuerte: $[OH^-] = C$. Se calcula el pOH y se pasa a pH con $pH + pOH = 14$.



$$pOH = -\log(0,040) = -\log(4,0 \times 10^{-2}) = 2 - \log 4 = 2 - 0,602 = 1,398$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,40 = 12,60$$

Solución: pH = 12,60

3. Calcula el pH de CH_3COOH 0,10 M. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Ácido débil: hay que comprobar primero si vale la aproximación $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$.

Comprobación: $C/K_a = 0,10 / 1,8 \times 10^{-5} = 5556 \gg 400$, así que la aproximación vale.

$$[H^+] = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,10)} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-6})}$$

$$[H^+] = 1,342 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log(1,342 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1,342 = 3 - 0,128 = 2,87$$

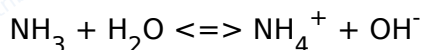
Grado de disociación: $\alpha = 1,342 \times 10^{-3} / 0,10 = 1,34\%$, por debajo del 5% que exigía la aproximación.

Solución: pH = 2,87 | $\alpha = 1,34\%$

4. El pH de una disolución de NH_3 0,50 M es 11,48 a 25 °C. Calcula K_b y el grado de disociación.

Del pH se saca $[\text{OH}^-]$ y con él se despeja K_b de la expresión del equilibrio.

$$\text{pOH} = 14 - 11,48 = 2,52 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2,52} = 3,02 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$



$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 3,02 \times 10^{-3} \text{ mol/L}; [\text{NH}_3] = 0,50 - 3,02 \times 10^{-3} = 0,497 \text{ mol/L}$$

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = (3,02 \times 10^{-3})^2 / 0,497 = 9,12 \times 10^{-6} / 0,497$$

$$\mathbf{K_b = 1,84 \times 10^{-5}}$$

$$\alpha = [\text{OH}^-] / C = 3,02 \times 10^{-3} / 0,50 = 0,60\%$$

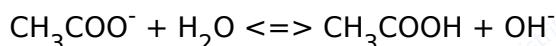
Solución: $K_b = 1,84 \times 10^{-5}$ | $\alpha = 0,60\%$

5. Indica si una disolución de CH_3COONa es ácida, básica o neutra. Escribe la ecuación de hidrólisis y justifícalo.

Hay que ver de qué ácido y de qué base procede la sal: hidroliza el ion del componente débil.

CH_3COONa procede de CH_3COOH (ácido débil) y NaOH (base fuerte).

El Na^+ viene de una base fuerte y no hidroliza. El CH_3COO^- sí:



El equilibrio libera OH^- , luego $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ y el pH queda por encima de 7.

Solución: Disolución básica ($\text{pH} > 7$): el acetato capta H^+ del agua y libera OH^-

6. Calcula el pH de un tampón preparado con CH_3COOH 0,20 M y CH_3COONa 0,30 M. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$.

Es aplicación directa de Henderson-Hasselbalch.

$$\text{pK}_a = -\log(1,8 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1,8 = 5 - 0,255 = 4,745$$

$$[\text{A}^-] / [\text{HA}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,30 / 0,20 = 1,50$$

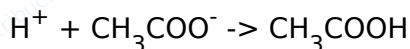
$$\mathbf{\text{pH} = \text{pK}_a + \log(1,50) = 4,745 + 0,176 = 4,92}$$

Hay más base conjugada que ácido, así que el pH tenía que salir algo por encima del pK_a .

Solución: $\text{pH} = 4,92$

7. Al tampón del ejercicio 6 se le añaden 0,010 mol de HCl por litro de disolución. Calcula el nuevo pH.

El HCl consume base conjugada y genera ácido. Se actualizan las dos concentraciones y se vuelve a aplicar Henderson-Hasselbalch.



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,30 - 0,010 = 0,290 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,20 + 0,010 = 0,210 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4,745 + \log(0,290/0,210) = 4,745 + \log(1,381) = 4,745 + 0,140 = 4,88$$

Sin tampón, esos mismos 0,010 mol de HCl en un litro darían $\text{pH} = 2,0$. Con tampón el pH solo baja de 4,92 a 4,88.

Solución: $\text{pH} = 4,88$ (baja solo 0,04 unidades)

8. Se valoran 25,00 mL de HCl de concentración desconocida con NaOH 0,120 M. El punto de equivalencia se alcanza al gastar 18,60 mL de NaOH. Calcula la concentración del HCl y el pH en el punto de equivalencia.

En el PE se igualan los moles. Al ser ácido fuerte con base fuerte, la sal no hidroliza y el pH es 7.

$$n(\text{NaOH}) = 0,120 \text{ mol/L} \cdot 0,01860 \text{ L} = 2,232 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 2,232 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{C}(\text{HCl}) = 2,232 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,02500 \text{ L} = 8,93 \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 0,0893 \text{ M}$$

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. El NaCl no hidroliza, luego $\text{pH} = 7$.

Solución: $\text{C}(\text{HCl}) = 0,0893 \text{ M}$ | $\text{pH}(\text{PE}) = 7,00$

9. Se neutralizan 50,0 mL de H_2SO_4 0,10 M con NaOH 0,25 M. ¿Qué volumen de NaOH hace falta? Calcula el pH cuando se ha añadido la mitad de ese volumen.

El H_2SO_4 cede dos protones, así que $n(\text{H}^+) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4)$. A mitad de volumen queda ácido sin neutralizar.

Sobre el H_2SO_4 . Aquí se trata el H_2SO_4 como si cediera sus dos protones por completo. Sus dos etapas de disociación no son igual de fuertes, pero para cuentas de neutralización la simplificación es válida y es la que se espera en la PAU.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,050 \text{ L} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}^+) = 2 \cdot 5,0 \times 10^{-3} = 0,010 \text{ mol}$$

$$V(\text{NaOH}) = 0,010 \text{ mol} / 0,25 \text{ mol/L} = 0,040 \text{ L} = 40,0 \text{ mL}$$

$$\text{Con } 20,0 \text{ mL de NaOH: } n(\text{OH}^-) = 0,25 \cdot 0,020 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{H}^+ \text{ sin neutralizar} = 0,010 - 5,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol, en } 70,0 \text{ mL totales}$$

$$[\text{H}^+] = 5,0 \times 10^{-3} / 0,070 = 7,14 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\log(7,14 \times 10^{-2}) = 1,15$$

Solución: $V(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ mL}$ | pH a mitad de camino = 1,15

10. Una disolución de un ácido débil HA 0,050 M tiene $\text{pH} = 3,20$. Calcula K_a , $\text{p}K_a$ y el grado de disociación. Halla también K_b de su base conjugada A^- .

Del pH se obtiene $[\text{H}^+]$, de ahí K_a , y la K_b de la conjugada sale de $K_a \cdot K_b = K_w$.

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,20} = 6,31 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 6,31 \times 10^{-4}; [\text{HA}] = 0,050 - 6,31 \times 10^{-4} = 0,04937 \text{ mol/L}$$

$$K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}] = (6,31 \times 10^{-4})^2 / 0,04937$$

$$K_a = 3,98 \times 10^{-7} / 0,04937 = 8,06 \times 10^{-6}$$

$$\text{p}K_a = -\log(8,06 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8,06 = 6 - 0,906 = 5,09$$

$$\alpha = [\text{H}^+] / C = 6,31 \times 10^{-4} / 0,050 = 1,26\%$$

$$K_b(\text{A}^-) = K_w / K_a = 10^{-14} / 8,06 \times 10^{-6} = 1,24 \times 10^{-9}$$

K_b sale muy pequeña: la base conjugada de un ácido débil es a su vez una base débil.

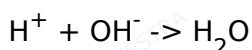
Solución: $K_a = 8,06 \times 10^{-6}$ | $\text{p}K_a = 5,09$ | $\alpha = 1,26\%$ | $K_b(\text{A}^-) = 1,24 \times 10^{-9}$

11. Se mezclan 100 mL de HCl 0,10 M y 60 mL de NaOH 0,15 M. Calcula el pH de la disolución resultante.

Se cuentan los moles de cada uno, se neutraliza, y con el exceso y el volumen total se calcula la concentración.

$$n(\text{HCl}) = 0,100 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol/L} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{H}^+$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,060 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol/L} = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol de } \text{OH}^-$$



$$\text{Sobra ácido: } n(\text{H}^+) = 1,0 \times 10^{-2} - 9,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V \text{ total} = 100 + 60 = 160 \text{ mL} = 0,160 \text{ L}$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,160 \text{ L} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(6,25 \times 10^{-3}) = 3 - \log(6,25) = 3 - 0,796 = 2,20$$

Queda ácido fuerte en exceso, así que el pH tenía que salir claramente por debajo de 7.

Solución: pH = 2,20 (HCl en exceso)

12. Se valoran 25,0 mL de CH_3COOH de concentración desconocida con NaOH 0,100 M. El punto de equivalencia se alcanza al gastar 32,5 mL de NaOH . $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$. Calcula: a) la concentración del ácido; b) el pH en el punto de equivalencia.

En el PE se igualan los moles. Como el ácido es débil, la sal que queda hidroliza y el pH sale por encima de 7.

a) Concentración del ácido

$$n(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ mol/L} \cdot 0,0325 \text{ L} = 3,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

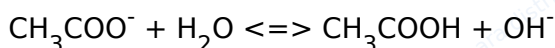
$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH}) = 3,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{C}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 3,25 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,0250 \text{ L} = 0,130 \text{ mol/L}$$

b) pH en el punto de equivalencia

$$V_{\text{total}} = 25,0 + 32,5 = 57,5 \text{ mL} = 0,0575 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3,25 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,0575 \text{ L} = 0,05652 \text{ mol/L}$$



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

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_h \cdot C)} = \sqrt{(5,56 \times 10^{-10} \cdot 0,05652)} = \sqrt{(3,14 \times 10^{-11})}$$

$$[\text{OH}^-] = 5,60 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(5,60 \times 10^{-6}) = 6 - \log(5,60) = 6 - 0,748 = 5,25$$

$$\text{pH} = 14 - 5,25 = 8,75$$

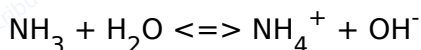
Sale básico, que es justo lo que se espera en el PE de un ácido débil con una base fuerte.

Solución: $\text{C}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,130 \text{ M}$ | $\text{pH}(\text{PE}) = 8,75$

13. Calcula el pH de una disolución de NH_3 0,20 M. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

Base débil: comprobar la aproximación, sacar $[\text{OH}^-]$, pasar a pOH y de ahí a pH.

Comprobación: $C/K_b = 0,20 / 1,8 \times 10^{-5} = 11111 \gg 400$, la aproximación vale.



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_b \cdot C)} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,20)} = \sqrt{(3,6 \times 10^{-6})}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,897 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(1,897 \times 10^{-3}) = 3 - \log(1,897) = 3 - 0,278 = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,72 = 11,28$$

$$\alpha = 1,897 \times 10^{-3} / 0,20 = 0,95\%, \text{ por debajo del } 5\%: \text{ la aproximación era correcta.}$$

Solución: pH = 11,28 | $[\text{OH}^-] = 1,897 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ | $\alpha = 0,95\%$