QUÍMICA · 2.º BACHILLERATO · LOMLOE

Ácido-base y pH

30 ejercicios de elaboración propia · Enunciados y soluciones paso a paso · tuprofealrescate.com

Cómo usar estos ejercicios

a) Están ordenados por tipo y nivel (básico, medio y avanzado); del 28 al 30 son de tipo PAU.

b) Primero van todos los enunciados y después, las soluciones paso a paso.

c) Salvo que se indique otra cosa, todo es a $25\ °C$, con $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ y $\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$.

d) Si aproximas $c - x \approx c$ en un ácido o una base débil, comprueba que $\alpha < 5\,\%$. Si no, resuelve la ecuación de segundo grado.

Teorías ácido-base: Arrhenius y Brønsted-Lowry

Ejercicio 1 · Teoría de Arrhenius

Básico

Según la teoría de Arrhenius, clasifica cada sustancia como ácido o como base y escribe su ecuación de disociación en agua:

a) $\mathrm{HNO_3}$ b) KOH c) $\mathrm{HClO_4}$ d) $\mathrm{Ca(OH)_2}$

Ejercicio 2 · Brønsted-Lowry: pares conjugados

Básico

Completa las reacciones con el agua según la teoría de Brønsted-Lowry e indica los dos pares ácido/base conjugados de cada una:

a) $\mathrm{HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons}$

b) $\mathrm{NH_3 + H_2O \rightleftharpoons}$

c) $\mathrm{HCN + H_2O \rightleftharpoons}$

d) $\mathrm{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons}$

Ejercicio 3 · Ácidos y bases conjugados

Medio

a) Escribe la base conjugada de: HF, $\mathrm{H_2SO_4}$, $\mathrm{HSO_4^-}$, $\mathrm{H_2O}$ y $\mathrm{NH_4^+}$.

b) Escribe el ácido conjugado de: $\mathrm{NH_3}$, $\mathrm{CO_3^{2-}}$, $\mathrm{HS^-}$, $\mathrm{H_2O}$ y $\mathrm{OH^-}$.

Ejercicio 4 · Especies anfóteras y límites de Arrhenius

Medio

a) Demuestra que el ion $\mathrm{HCO_3^-}$ es anfótero escribiendo su reacción con el agua como ácido y como base.

b) Explica por qué el amoniaco, $\mathrm{NH_3}$, es una base según Brønsted-Lowry, pero no encaja en la definición de Arrhenius.

Tu Profe al Rescate

pH y pOH de ácidos y bases fuertes

Ejercicio 5 · pH de ácidos y bases fuertes

Básico

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Calcula el pH de estas disoluciones:

a) HCl $0{,}010$ M **b)** $\mathrm{HNO_3}$ $2{,}5 \cdot 10^{-3}$ M **c)** NaOH $0{,}050$ M **d)** $\mathrm{Ba(OH)_2}$ $0{,}020$ M

Ejercicio 6 · Relación entre pH, pOH y concentraciones

Básico

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Calcula $[\mathrm{H_3O^+}]$ y $[\mathrm{OH^-}]$ e indica si la disolución es ácida, básica o neutra:

a) $\mathrm{pH} = 3{,}40$ **b)** $\mathrm{pH} = 11{,}25$ **c)** $\mathrm{pOH} = 4{,}80$

Ejercicio 7 · pH a partir de la masa de soluto

Medio

Datos: masas atómicas H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5. $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

a) Se disuelven $0{,}73$ g de HCl en agua hasta obtener 500 mL de disolución. Calcula su pH.

b) Se disuelven $2{,}0$ g de NaOH en agua hasta obtener 250 mL de disolución. Calcula su pH.

Ejercicio 8 · Dilución de ácidos y bases fuertes

Medio

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Supón volúmenes aditivos.

a) Se toman $10{,}0$ mL de HCl $0{,}50$ M y se diluyen con agua hasta 500 mL. Calcula el pH de la disolución final.

b) ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH de pH $13{,}00$ para que su pH baje a $12{,}00$?

Ejercicio 9 · Bases con dos OH y disoluciones muy diluidas

Avanzado

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; masas atómicas Ca = 40; O = 16; H = 1.

a) ¿Qué masa de $\mathrm{Ca(OH)_2}$ hay que disolver para preparar $2{,}0$ L de disolución de pH $12{,}50$? Supón que se disuelve por completo.

b) Un alumno dice que una disolución de HCl $1{,}0 \cdot 10^{-8}$ M tiene pH 8. Explica el error y calcula el pH correcto teniendo en cuenta los $\mathrm{H_3O^+}$ que aporta el agua.

Ácidos y bases débiles: Ka, Kb y grado de disociación

Ejercicio 10 · Ácido débil: pH y grado de disociación

Básico

Datos: $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH, la concentración de todas las especies en el equilibrio y el grado de disociación de una disolución de ácido acético $0{,}20$ M.

Tu Profe al Rescate

Ejercicio 11 · Base débil: pH del amoniaco

Básico

Datos: $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución de amoniaco $0{,}50$ M.

Ejercicio 12 · Ka a partir del pH

Medio

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Una disolución $0{,}050$ M de un ácido monoprótico débil HA tiene un pH de $3{,}00$. Calcula el grado de disociación y la constante de acidez K_a del ácido.

Ejercicio 13 · Ka a partir del grado de disociación

Medio

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Un ácido débil HA está disociado un $3{,}0\,\%$ en una disolución $0{,}020$ M. Calcula:

a) El pH de la disolución.

b) La constante de acidez K_a.

Ejercicio 14 · Cuándo hay que resolver la ecuación de segundo grado

Avanzado

Datos: $K_a(\mathrm{HNO_2}) = 4{,}5 \cdot 10^{-4}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución de ácido nitroso $0{,}010$ M. Comprueba si es válido aproximar $0{,}010 - x \approx 0{,}010$.

Ejercicio 15 · Efecto de la dilución en el grado de disociación

Avanzado

Datos: $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH y el grado de disociación del ácido acético en una disolución $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ M. Compara el resultado con el del ejercicio 10 ($0{,}20$ M) y explica qué le ocurre a α al diluir.

Relación entre Ka y Kb de un par conjugado

Ejercicio 16 · Relación Ka · Kb = Kw

Básico

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\mathrm{HCN}) = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\mathrm{HF}) = 6{,}6 \cdot 10^{-4}$.

a) Calcula K_b del ion acetato, $\mathrm{CH_3COO^-}$.

b) Calcula K_a del ion amonio, $\mathrm{NH_4^+}$.

c) Calcula K_b de $\mathrm{CN^-}$ y de $\mathrm{F^-}$ y ordena las bases $\mathrm{CH_3COO^-}$, $\mathrm{CN^-}$ y $\mathrm{F^-}$ de más fuerte a más débil.

Ejercicio 17 · pKa, pKb y fuerza relativa

Medio

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\mathrm{CH_3NH_2}) = 4{,}4 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\mathrm{HF}) = 6{,}6 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\mathrm{HCN}) = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$; $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a) Calcula el $\mathrm{p}K_a$ del ácido acético y el $\mathrm{p}K_b$ del ion acetato. Comprueba que suman 14.

b) Calcula K_a y $\mathrm{p}K_a$ del ion metilamonio, $\mathrm{CH_3NH_3^+}$.

c) Ordena de más fuerte a más débil: HF, $\mathrm{CH_3COOH}$, HCN, $\mathrm{NH_4^+}$ y $\mathrm{CH_3NH_3^+}$.

Hidrólisis de sales

Ejercicio 18 · Carácter ácido, básico o neutro de una sal

Básico

Datos: $K_a(\mathrm{HCN}) = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$; $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$.

Indica razonadamente si las disoluciones acuosas de estas sales son ácidas, básicas o neutras. Escribe la reacción de hidrólisis cuando la haya:

a) NaCl y $\mathrm{KNO_3}$ b) $\mathrm{NH_4Cl}$ c) $\mathrm{CH_3COONa}$ d) $\mathrm{NH_4CN}$

Ejercicio 19 · pH de una sal de ácido débil y base fuerte

Medio

Datos: $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH de una disolución de acetato de sodio, $\mathrm{CH_3COONa}$, $0{,}10$ M.

Ejercicio 20 · pH de una sal de ácido fuerte y base débil

Medio

Datos: $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH de una disolución de cloruro de amonio, $\mathrm{NH_4Cl}$, $0{,}20$ M y el grado de hidrólisis del ion amonio.

Ejercicio 21 · Hidrólisis de la sal de un ácido muy débil

Avanzado

Datos: $K_a(\mathrm{HCN}) = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Calcula el pH de una disolución de cianuro de potasio, KCN, $0{,}050$ M y comprueba si puedes usar la aproximación habitual.

Ejercicio 22 · Masa de sal para conseguir un pH

Avanzado

Datos: $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; masas atómicas N = 14; H = 1; Cl = 35,5.

¿Qué masa de $\mathrm{NH_4Cl}$ hay que disolver en agua para preparar 250 mL de una disolución de pH $5{,}00$?

Tu Profe al Rescate

Neutralización y valoraciones ácido-base

Ejercicio 23 · Volumen en el punto de equivalencia

Básico

Calcula el volumen de valorante que se gasta hasta el punto de equivalencia en cada caso:

a) $25{,}0$ mL de HCl $0{,}12$ M con NaOH $0{,}15$ M.

b) $20{,}0$ mL de $\mathrm{H_2SO_4}$ $0{,}10$ M con NaOH $0{,}25$ M.

c) $15{,}0$ mL de $\mathrm{Ba(OH)_2}$ $0{,}050$ M con HCl $0{,}10$ M.

Ejercicio 24 · pH de mezclas de ácido fuerte y base fuerte

Medio

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Supón volúmenes aditivos. Calcula el pH de la disolución que se obtiene al mezclar:

a) 50 mL de HCl $0{,}10$ M con 30 mL de NaOH $0{,}10$ M.

b) 20 mL de $\mathrm{HNO_3}$ $0{,}20$ M con 30 mL de KOH $0{,}20$ M.

c) 25 mL de $\mathrm{H_2SO_4}$ $0{,}050$ M con 50 mL de NaOH $0{,}050$ M.

Ejercicio 25 · Valoración de un ácido débil con base fuerte

Medio

Datos: $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; $M(\mathrm{CH_3COOH}) = 60$ g/mol. Zonas de viraje: naranja de metilo, $3{,}1$ a $4{,}4$; azul de bromotimol, $6{,}0$ a $7{,}6$; fenolftaleína, $8{,}2$ a $10{,}0$.

Se valoran $10{,}0$ mL de una disolución de ácido acético con NaOH $0{,}100$ M y se gastan $16{,}4$ mL hasta el punto de equivalencia.

a) Calcula la concentración del ácido en mol/L y en g/L.

b) Calcula el pH en el punto de equivalencia.

c) Elige el indicador más adecuado.

Ejercicio 26 · Valoración de una base débil con ácido fuerte

Avanzado

Datos: $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Zonas de viraje: rojo de metilo, $4{,}4$ a $6{,}2$; fenolftaleína, $8{,}2$ a $10{,}0$.

Se valoran $25{,}0$ mL de amoniaco $0{,}080$ M con HCl $0{,}100$ M.

a) Calcula el pH inicial.

b) Calcula el volumen de HCl en el punto de equivalencia.

c) Calcula el pH en el punto de equivalencia y elige el indicador.

Tu Profe al Rescate

Disoluciones reguladoras

Ejercicio 27 · Disoluciones reguladoras

Medio

Dato: $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

a) Indica cuáles de estas mezclas son disoluciones reguladoras: $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COONa}$; $\mathrm{HCl/NaCl}$; $\mathrm{NH_3/NH_4Cl}$; $\mathrm{NaOH/NaCl}$.

b) Explica, con reacciones, cómo una mezcla de ácido acético y acetato de sodio mantiene el pH casi constante al añadir una pequeña cantidad de ácido o de base.

c) ¿Qué pH tiene una disolución reguladora con la misma concentración de ácido acético y de acetato de sodio?

Problemas y cuestiones tipo PAU

Ejercicio 28 · Problema tipo PAU: ácido benzoico

Avanzado

Datos: $K_a(\mathrm{C_6H_5COOH}) = 6{,}3 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C; masas atómicas C = 12; H = 1; O = 16. Zonas de viraje: naranja de metilo, $3{,}1$ a $4{,}4$; fenolftaleína, $8{,}2$ a $10{,}0$.

Se disuelven $2{,}44$ g de ácido benzoico, $\mathrm{C_6H_5COOH}$, en agua hasta obtener 250 mL de disolución.

a) Calcula el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido.

b) Se valoran $25{,}0$ mL de esta disolución con NaOH $0{,}100$ M. ¿Qué volumen de base se gasta hasta el punto de equivalencia?

c) Razona si el pH en el punto de equivalencia es ácido, básico o neutro, calcúlalo e indica qué indicador usarías.

Ejercicio 29 · Problema tipo PAU: ácido desconocido y su sal

Avanzado

Datos: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.

Una disolución $0{,}25$ M de un ácido monoprótico débil HA tiene un pH de $2{,}70$.

a) Calcula la constante de acidez K_a y el grado de disociación.

b) Calcula la constante de basicidad K_b de su base conjugada, $\mathrm{A^-}$.

c) Calcula el pH de una disolución $0{,}10$ M de la sal sódica NaA.

Ejercicio 30 · Cuestiones razonadas tipo PAU

Medio

Razona si son verdaderas o falsas estas afirmaciones (todas a 25 °C):

a) Una disolución de $\mathrm{NH_4Cl}$ tiene un pH mayor que 7.

b) A igual concentración, una disolución de HCl tiene menor pH que una de $\mathrm{CH_3COOH}$.

c) Al diluir una disolución de un ácido débil, su grado de disociación disminuye.

d) En el punto de equivalencia de la valoración de $\mathrm{CH_3COOH}$ con NaOH, el pH es 7.

Tu Profe al Rescate

Soluciones

Resolución paso a paso de los 30 ejercicios

Teorías ácido-base: Arrhenius y Brønsted-Lowry

Ejercicio 1 · Teoría de Arrhenius

Básico

Para Arrhenius, un ácido es una sustancia que en agua libera iones $\mathrm{H^+}$ y una base es una sustancia que libera iones $\mathrm{OH^-}$. Las cuatro son electrolitos fuertes: se disocian por completo (flecha simple).

a) Ácido: $\mathrm{HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-}$

b) Base: $\mathrm{KOH \rightarrow K^+ + OH^-}$

c) Ácido: $\mathrm{HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-}$

d) Base: $\mathrm{Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-}$. Cada fórmula libera dos iones $\mathrm{OH^-}$.

Resultado: a) ácido b) base c) ácido d) base (libera $2\,\mathrm{OH^-}$ por fórmula)

Ejercicio 2 · Brønsted-Lowry: pares conjugados

Básico

Un ácido de Brønsted-Lowry cede un protón ($\mathrm{H^+}$) y una base lo acepta. Al ceder el protón, el ácido se convierte en su base conjugada; al aceptarlo, la base se convierte en su ácido conjugado.

a) $\mathrm{HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+}$

Pares: $\mathrm{HNO_2/NO_2^-}$ y $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$

b) $\mathrm{NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-}$

Pares: $\mathrm{NH_4^+/NH_3}$ y $\mathrm{H_2O/OH^-}$. Aquí el agua actúa como ácido.

c) $\mathrm{HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+}$

Pares: $\mathrm{HCN/CN^-}$ y $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$

d) $\mathrm{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-}$

Pares: $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COO^-}$ y $\mathrm{H_2O/OH^-}$

Resultado: a) $\mathrm{NO_2^- + H_3O^+}$ b) $\mathrm{NH_4^+ + OH^-}$ c) $\mathrm{CN^- + H_3O^+}$ d) $\mathrm{CH_3COOH + OH^-}$

Ejercicio 3 · Ácidos y bases conjugados

Medio

La base conjugada se obtiene quitando un $\mathrm{H^+}$ (la carga baja una unidad). El ácido conjugado se obtiene añadiendo un $\mathrm{H^+}$ (la carga sube una unidad).

a) $\mathrm{HF \rightarrow F^-}$; $\mathrm{H_2SO_4 \rightarrow HSO_4^-}$; $\mathrm{HSO_4^- \rightarrow SO_4^{2-}}$; $\mathrm{H_2O \rightarrow OH^-}$; $\mathrm{NH_4^+ \rightarrow NH_3}$

b) $\mathrm{NH_3 \rightarrow NH_4^+}$; $\mathrm{CO_3^{2-} \rightarrow HCO_3^-}$; $\mathrm{HS^- \rightarrow H_2S}$; $\mathrm{H_2O \rightarrow H_3O^+}$; $\mathrm{OH^- \rightarrow H_2O}$

El agua aparece en las dos listas porque puede ceder o aceptar un protón.

Resultado: a) $\mathrm{F^-}$, $\mathrm{HSO_4^-}$, $\mathrm{SO_4^{2-}}$, $\mathrm{OH^-}$, $\mathrm{NH_3}$ b) $\mathrm{NH_4^+}$, $\mathrm{HCO_3^-}$, $\mathrm{H_2S}$, $\mathrm{H_3O^+}$, $\mathrm{H_2O}$

Tu Profe al Rescate

Ejercicio 4 · Especies anfóteras y límites de Arrhenius

Medio

Una especie anfótera puede actuar como ácido (cede $\mathrm{H^+}$) o como base (acepta $\mathrm{H^+}$), según con quién reaccione.

a) Como ácido: $\mathrm{HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+}$

Como base: $\mathrm{HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-}$

b) Para Arrhenius, una base tiene grupos OH y los libera al disolverse. El $\mathrm{NH_3}$ no tiene grupos OH: produce $\mathrm{OH^-}$ porque acepta un protón del agua, $\mathrm{NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-}$. Esa idea de aceptar protones es la de Brønsted-Lowry, que además no se limita a las disoluciones acuosas.

Resultado: a) cede $\mathrm{H^+}$ y da $\mathrm{CO_3^{2-}}$, o acepta $\mathrm{H^+}$ y da $\mathrm{H_2CO_3}$
b) acepta un protón del agua; no tiene OH propios

pH y pOH de ácidos y bases fuertes

Ejercicio 5 · pH de ácidos y bases fuertes

Básico

Los ácidos y las bases fuertes se disocian por completo, así que $[\mathrm{H_3O^+}]$ o $[\mathrm{OH^-}]$ salen directamente de la concentración. Usamos $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}]$, $\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}]$ y $\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$.

a) $[\mathrm{H_3O^+}] = 0{,}010\ \mathrm{M} \Rightarrow \mathrm{pH} = -\log 0{,}010 = 2{,}00$

b) $[\mathrm{H_3O^+}] = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{M} \Rightarrow \mathrm{pH} = -\log(2{,}5 \cdot 10^{-3}) = 2{,}60$

c) $[\mathrm{OH^-}] = 0{,}050\ \mathrm{M} \Rightarrow \mathrm{pOH} = 1{,}30 \Rightarrow \mathrm{pH} = 14 - 1{,}30 = 12{,}70$

d) Cada $\mathrm{Ba(OH)_2}$ libera dos $\mathrm{OH^-}$: $[\mathrm{OH^-}] = 2 \cdot 0{,}020 = 0{,}040\ \mathrm{M}$

$\mathrm{pOH} = -\log 0{,}040 = 1{,}40 \Rightarrow \mathrm{pH} = 12{,}60$

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 2{,}00$ b) $\mathrm{pH} = 2{,}60$ c) $\mathrm{pH} = 12{,}70$ d) $\mathrm{pH} = 12{,}60$

Ejercicio 6 · Relación entre pH, pOH y concentraciones

Básico

Deshacemos el logaritmo: $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-\mathrm{pH}}$ y $[\mathrm{OH^-}] = 10^{-\mathrm{pOH}}$, y usamos $[\mathrm{H_3O^+}] \cdot [\mathrm{OH^-}] = K_w$. A 25 °C, la disolución es ácida si $\mathrm{pH} < 7$, básica si $\mathrm{pH} > 7$ y neutra si $\mathrm{pH} = 7$.

a) $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-3{,}40} = 4{,}0 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{M}$

$[\mathrm{OH^-}] = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{4{,}0 \cdot 10^{-4}} = 2{,}5 \cdot 10^{-11}\ \mathrm{M}$. Ácida.

b) $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-11{,}25} = 5{,}6 \cdot 10^{-12}\ \mathrm{M}$

$\mathrm{pOH} = 14 - 11{,}25 = 2{,}75 \Rightarrow [\mathrm{OH^-}] = 10^{-2{,}75} = 1{,}8 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{M}$. Básica.

c) $\mathrm{pH} = 14 - 4{,}80 = 9{,}20 \Rightarrow [\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-9{,}20} = 6{,}3 \cdot 10^{-10}\ \mathrm{M}$

$[\mathrm{OH^-}] = 10^{-4{,}80} = 1{,}6 \cdot 10^{-5}\ \mathrm{M}$. Básica.

Resultado: a) $4{,}0 \cdot 10^{-4}$ M y $2{,}5 \cdot 10^{-11}$ M, ácida b) $5{,}6 \cdot 10^{-12}$ M y $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ M, básica
c) $6{,}3 \cdot 10^{-10}$ M y $1{,}6 \cdot 10^{-5}$ M, básica

Tu Profe al Rescate

Ejercicio 7 · pH a partir de la masa de soluto

Medio

Pasamos la masa a moles y calculamos la molaridad. Como los dos son electrolitos fuertes, esa concentración es la de $\mathrm{H_3O^+}$ o la de $\mathrm{OH^-}$.

a) $M(\mathrm{HCl}) = 36{,}5$ g/mol $\Rightarrow n = \dfrac{0{,}73}{36{,}5} = 0{,}020$ mol

$[\mathrm{H_3O^+}] = \dfrac{0{,}020}{0{,}500} = 0{,}040$ M $\Rightarrow \mathrm{pH} = -\log 0{,}040 = 1{,}40$

b) $M(\mathrm{NaOH}) = 40$ g/mol $\Rightarrow n = \dfrac{2{,}0}{40} = 0{,}050$ mol

$[\mathrm{OH^-}] = \dfrac{0{,}050}{0{,}250} = 0{,}20$ M $\Rightarrow \mathrm{pOH} = 0{,}70 \Rightarrow \mathrm{pH} = 13{,}30$

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 1{,}40$ b) $\mathrm{pH} = 13{,}30$

Ejercicio 8 · Dilución de ácidos y bases fuertes

Medio

Al diluir, los moles de soluto no cambian: $c_1 V_1 = c_2 V_2$.

a) $c_2 = \dfrac{0{,}50 \cdot 10{,}0}{500} = 0{,}010$ M $\Rightarrow \mathrm{pH} = 2{,}00$

b) pH $13{,}00$ significa $\mathrm{pOH} = 1{,}00$, es decir, $[\mathrm{OH^-}] = 0{,}10$ M. Para pH $12{,}00$ necesitamos $[\mathrm{OH^-}] = 0{,}010$ M: hay que diluir 10 veces.

$V_2 = \dfrac{0{,}10 \cdot 100}{0{,}010} = 1000$ mL $\Rightarrow$ hay que añadir $1000 - 100 = 900$ mL de agua.

Con ácidos y bases fuertes, diluir 10 veces acerca el pH una unidad a 7.

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 2{,}00$ b) 900 mL de agua

Ejercicio 9 · Bases con dos OH y disoluciones muy diluidas

Avanzado

a) $\mathrm{pOH} = 14 - 12{,}50 = 1{,}50 \Rightarrow [\mathrm{OH^-}] = 10^{-1{,}50} = 0{,}0316$ M

Cada $\mathrm{Ca(OH)_2}$ da dos $\mathrm{OH^-}$: $[\mathrm{Ca(OH)_2}] = \dfrac{0{,}0316}{2} = 0{,}0158$ M

$n = 0{,}0158 \cdot 2{,}0 = 0{,}0316$ mol; $M(\mathrm{Ca(OH)_2}) = 74$ g/mol $\Rightarrow m = 0{,}0316 \cdot 74 = 2{,}3$ g

b) Un ácido nunca puede dar una disolución básica. Con una concentración tan pequeña, los $\mathrm{H_3O^+}$ del agua (10^{-7} M) no son despreciables. Llamamos $x = [\mathrm{H_3O^+}]$. Por la neutralidad eléctrica, $x = [\mathrm{Cl^-}] + [\mathrm{OH^-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-8} + \dfrac{K_w}{x}$:

$$x^2 - 1{,}0 \cdot 10^{-8}\, x - 1{,}0 \cdot 10^{-14} = 0 \Rightarrow x = 1{,}05 \cdot 10^{-7}\ \mathrm{M}$$

$\mathrm{pH} = -\log(1{,}05 \cdot 10^{-7}) = 6{,}98$: ligeramente ácido, como debe ser.

Resultado: a) $2{,}3$ g de $\mathrm{Ca(OH)_2}$ b) $\mathrm{pH} = 6{,}98$

Tu Profe al Rescate

Ácidos y bases débiles: Ka, Kb y grado de disociación

Ejercicio 10 · Ácido débil: pH y grado de disociación

Básico

Planteamos el equilibrio con la concentración inicial c y la cantidad que se disocia, x:

$$\mathrm{CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+}$$

En el equilibrio: $[\mathrm{CH_3COOH}] = 0{,}20 - x$ y $[\mathrm{CH_3COO^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = x$

$$K_a = \frac{x^2}{0{,}20 - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

Como K_a es pequeña, probamos la aproximación $0{,}20 - x \approx 0{,}20$:

$$x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}20} = 1{,}90 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{M}$$

Comprobamos: $\alpha = \dfrac{x}{c} = \dfrac{1{,}90 \cdot 10^{-3}}{0{,}20} = 0{,}0095$, es decir, un $0{,}95\,\%$. Es menor que el $5\,\%$, así que la aproximación es válida.

$[\mathrm{CH_3COO^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = 1{,}90 \cdot 10^{-3}$ M; $[\mathrm{CH_3COOH}] = 0{,}198$ M

$$[\mathrm{OH^-}] = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}90 \cdot 10^{-3}} = 5{,}3 \cdot 10^{-12}\ \mathrm{M}$$

$$\mathrm{pH} = -\log(1{,}90 \cdot 10^{-3}) = 2{,}72$$

Resultado: $\mathrm{pH} = 2{,}72$; $\alpha = 0{,}95\,\%$; $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{CH_3COO^-}] = 1{,}90 \cdot 10^{-3}$ M

Ejercicio 11 · Base débil: pH del amoniaco

Básico

El amoniaco es una base débil: acepta un protón del agua y el equilibrio está poco desplazado.

$$\mathrm{NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-}$$

En el equilibrio: $[\mathrm{NH_3}] = 0{,}50 - x$ y $[\mathrm{NH_4^+}] = [\mathrm{OH^-}] = x$

$$K_b = \frac{x^2}{0{,}50 - x} \approx \frac{x^2}{0{,}50} \Rightarrow x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}50} = 3{,}0 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{M}$$

$\alpha = \dfrac{3{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}50} = 0{,}0060$, es decir, un $0{,}60\,\%$. Es menor que el $5\,\%$: la aproximación vale.

$$\mathrm{pOH} = -\log(3{,}0 \cdot 10^{-3}) = 2{,}52 \Rightarrow \mathrm{pH} = 14 - 2{,}52 = 11{,}48$$

Resultado: $\mathrm{pH} = 11{,}48$; $\alpha = 0{,}60\,\%$

Ejercicio 12 · Ka a partir del pH

Medio

El pH nos da directamente la x del equilibrio:

$[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}] = 10^{-3{,}00} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ M

$[\mathrm{HA}] = 0{,}050 - 0{,}0010 = 0{,}049$ M

Tu Profe al Rescate

$\alpha = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}050} = 0{,}020$, es decir, un $2{,}0\,\%$

$$K_a = \frac{[\mathrm{A^-}]\,[\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HA}]} = \frac{(1{,}0 \cdot 10^{-3})^2}{0{,}049} = 2{,}0 \cdot 10^{-5}$$

Aquí no hace falta aproximar: conocemos x y podemos restarla.

Resultado: $\alpha = 2{,}0\,\%$; $K_a = 2{,}0 \cdot 10^{-5}$

Ejercicio 13 · Ka a partir del grado de disociación

Medio

Con el grado de disociación, $x = c\,\alpha$. En el equilibrio: $[\mathrm{HA}] = c\,(1-\alpha)$ y $[\mathrm{A^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = c\,\alpha$.

a) $[\mathrm{H_3O^+}] = 0{,}020 \cdot 0{,}030 = 6{,}0 \cdot 10^{-4}$ M $\Rightarrow \mathrm{pH} = -\log(6{,}0 \cdot 10^{-4}) = 3{,}22$

b)

$$K_a = \frac{c\,\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0{,}020 \cdot 0{,}030^2}{0{,}970} = 1{,}9 \cdot 10^{-5}$$

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 3{,}22$ b) $K_a = 1{,}9 \cdot 10^{-5}$

Ejercicio 14 · Cuándo hay que resolver la ecuación de segundo grado

Avanzado

$$\mathrm{HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+} \qquad K_a = \frac{x^2}{0{,}010 - x}$$

Si aproximamos: $x \approx \sqrt{4{,}5 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}010} = 2{,}1 \cdot 10^{-3}$ M, que es un $21\,\%$ de $0{,}010$. Supera el $5\,\%$, así que la aproximación no vale y hay que resolver la ecuación completa:

$$x^2 + 4{,}5 \cdot 10^{-4}\,x - 4{,}5 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = \frac{-4{,}5 \cdot 10^{-4} + \sqrt{(4{,}5 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 4{,}5 \cdot 10^{-6}}}{2} = 1{,}91 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{M}$$

La otra raíz es negativa y no tiene sentido químico.

$\mathrm{pH} = -\log(1{,}91 \cdot 10^{-3}) = 2{,}72$; $\alpha = \dfrac{1{,}91 \cdot 10^{-3}}{0{,}010} = 0{,}191$, es decir, un $19{,}1\,\%$

Con la aproximación habríamos obtenido pH $2{,}67$, un error que en la PAU se penaliza.

Resultado: $\mathrm{pH} = 2{,}72$; $\alpha = 19{,}1\,\%$ (la aproximación no es válida)

Ejercicio 15 · Efecto de la dilución en el grado de disociación

Avanzado

Si aproximamos: $x \approx \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 1{,}0 \cdot 10^{-3}} = 1{,}34 \cdot 10^{-4}$ M, un $13\,\%$ de la concentración inicial. No vale: resolvemos la ecuación completa.

$$\frac{x^2}{1{,}0 \cdot 10^{-3} - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x^2 + 1{,}8 \cdot 10^{-5}\,x - 1{,}8 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$x = \frac{-1{,}8 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(1{,}8 \cdot 10^{-5})^2 + 7{,}2 \cdot 10^{-8}}}{2} = 1{,}25 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{M}$$

$\text{pH} = -\log(1{,}25 \cdot 10^{-4}) = 3{,}90$; $\alpha = \dfrac{1{,}25 \cdot 10^{-4}}{1{,}0 \cdot 10^{-3}} = 0{,}125$, es decir, un $12{,}5\,\%$

En $0{,}20$ M el ácido estaba disociado un $0{,}95\,\%$ y ahora un $12{,}5\,\%$. Al diluir, el cociente de reacción se hace menor que K_a y el equilibrio se desplaza hacia los iones (Le Châtelier): α aumenta. El pH también sube, porque hay mucho menos ácido.

Resultado: $\text{pH} = 3{,}90$; $\alpha = 12{,}5\,\%$; al diluir, α aumenta

Relación entre Ka y Kb de un par conjugado

Ejercicio 16 · Relación Ka · Kb = Kw

Básico

Para un par ácido/base conjugado se cumple $K_a \cdot K_b = K_w$. Cuanto más fuerte es el ácido, más débil es su base conjugada.

a) $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$

b) $K_a(\text{NH}_4^+) = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$

c) $K_b(\text{CN}^-) = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{6{,}2 \cdot 10^{-10}} = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{F}^-) = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{6{,}6 \cdot 10^{-4}} = 1{,}5 \cdot 10^{-11}$

Orden de fuerza básica: $\text{CN}^- > \text{CH}_3\text{COO}^- > \text{F}^-$. El HCN es el ácido más débil de los tres, así que su base conjugada es la más fuerte.

Resultado: a) $5{,}6 \cdot 10^{-10}$ b) $5{,}6 \cdot 10^{-10}$
c) $1{,}6 \cdot 10^{-5}$ y $1{,}5 \cdot 10^{-11}$; $\text{CN}^- > \text{CH}_3\text{COO}^- > \text{F}^-$

Ejercicio 17 · pKa, pKb y fuerza relativa

Medio

Usamos $\text{p}K = -\log K$. Como $K_a \cdot K_b = K_w$, al tomar logaritmos queda $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$ a 25 °C. Un ácido es más fuerte cuanto mayor es su K_a, es decir, cuanto menor es su $\text{p}K_a$.

a) $\text{p}K_a = -\log(1{,}8 \cdot 10^{-5}) = 4{,}74$

$\text{p}K_b = -\log \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 9{,}26$; $4{,}74 + 9{,}26 = 14{,}00$

b) $K_a = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{4{,}4 \cdot 10^{-4}} = 2{,}3 \cdot 10^{-11}$; $\text{p}K_a = 10{,}64$

c) Falta $K_a(\text{NH}_4^+) = \dfrac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$. Las K_a son: HF, $6{,}6 \cdot 10^{-4}$; CH_3COOH, $1{,}8 \cdot 10^{-5}$; HCN, $6{,}2 \cdot 10^{-10}$; NH_4^+, $5{,}6 \cdot 10^{-10}$; CH_3NH_3^+, $2{,}3 \cdot 10^{-11}$.

$\text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HCN} > \text{NH}_4^+ > \text{CH}_3\text{NH}_3^+$

Resultado: a) 4,74 y 9,26 b) $K_a = 2{,}3 \cdot 10^{-11}$, $\text{p}K_a = 10{,}64$
c) $\text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HCN} > \text{NH}_4^+ > \text{CH}_3\text{NH}_3^+$

Hidrólisis de sales

Ejercicio 18 · Carácter ácido, básico o neutro de una sal

Básico

Los iones que vienen de un ácido fuerte (Cl^-, NO_3^-) o de una base fuerte (Na^+, K^+) son conjugados muy débiles y no reaccionan con el agua. Los que vienen de un ácido débil o de una base débil sí se hidrolizan.

a) Proceden de ácido fuerte y base fuerte: ningún ion se hidroliza. Neutras, pH $= 7$.

b) El Cl^- no se hidroliza, pero el NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. Ácida, pH < 7.

c) El Na^+ no se hidroliza; el CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil:

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$. Básica, pH > 7.

d) Se hidrolizan los dos iones, así que comparamos sus constantes:

$$K_a(NH_4^+) = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10} \text{ y } K_b(CN^-) = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{6{,}2 \cdot 10^{-10}} = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$$

Como $K_b > K_a$, se forman más OH^- que H_3O^+: básica.

Resultado: a) neutras b) ácida c) básica d) básica (K_b del CN^- mayor que K_a del NH_4^+)

Ejercicio 19 · pH de una sal de ácido débil y base fuerte

Medio

La sal se disocia por completo: $[CH_3COO^-] = 0{,}10$ M. El Na^+ no se hidroliza y el acetato actúa como base débil:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$$

$$\frac{x^2}{0{,}10 - x} \approx \frac{x^2}{0{,}10} = 5{,}56 \cdot 10^{-10} \Rightarrow x = [OH^-] = 7{,}46 \cdot 10^{-6}\ \text{M}$$

El grado de hidrólisis es $\frac{7{,}46 \cdot 10^{-6}}{0{,}10} = 7{,}5 \cdot 10^{-5}$ (un $0{,}0075\,\%$): la aproximación es más que válida.

$pOH = -\log(7{,}46 \cdot 10^{-6}) = 5{,}13 \Rightarrow pH = 14 - 5{,}13 = 8{,}87$

Resultado: $pH = 8{,}87$ (disolución básica)

Ejercicio 20 · pH de una sal de ácido fuerte y base débil

Medio

El Cl^- no se hidroliza; el NH_4^+ actúa como ácido débil:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+ \qquad K_a = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$$

$$\frac{x^2}{0{,}20} = 5{,}56 \cdot 10^{-10} \Rightarrow x = [H_3O^+] = 1{,}05 \cdot 10^{-5}\ \text{M}$$

$\alpha = \dfrac{1{,}05 \cdot 10^{-5}}{0{,}20} = 5{,}3 \cdot 10^{-5}$ (un $0{,}0053\,\%$): la aproximación es válida.

$\mathrm{pH} = -\log(1{,}05 \cdot 10^{-5}) = 4{,}98$

Resultado: $\mathrm{pH} = 4{,}98$; $\alpha = 5{,}3 \cdot 10^{-5}$ (un $0{,}0053\,\%$)

Ejercicio 21 · Hidrólisis de la sal de un ácido muy débil

Avanzado

El $\mathrm{K^+}$ no se hidroliza; el $\mathrm{CN^-}$ es la base conjugada de un ácido muy débil:

$$\mathrm{CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-} \qquad K_b = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{6{,}2 \cdot 10^{-10}} = 1{,}61 \cdot 10^{-5}$$

Esta K_b no es tan pequeña como la del acetato: cuanto más débil es el ácido, más fuerte es su base conjugada.

$$x \approx \sqrt{1{,}61 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}050} = 8{,}97 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{M}$$

Grado de hidrólisis: $\dfrac{8{,}97 \cdot 10^{-4}}{0{,}050} = 0{,}018$, un $1{,}8\,\%$. Es menor que el $5\,\%$, así que la aproximación sirve (con la ecuación completa sale $8{,}90 \cdot 10^{-4}$ M y el mismo pH).

$\mathrm{pOH} = -\log(8{,}97 \cdot 10^{-4}) = 3{,}05 \Rightarrow \mathrm{pH} = 14 - 3{,}05 = 10{,}95$

Resultado: $\mathrm{pH} = 10{,}95$; hidrólisis del $1{,}8\,\%$ (la aproximación vale)

Ejercicio 22 · Masa de sal para conseguir un pH

Avanzado

Ahora conocemos x y buscamos la concentración inicial c de la sal.

$[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{NH_3}] = 10^{-5{,}00} = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$ M

$K_a(\mathrm{NH_4^+}) = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$

$$K_a = \frac{x^2}{c - x} \Rightarrow c = \frac{x^2}{K_a} + x = \frac{(1{,}0 \cdot 10^{-5})^2}{5{,}56 \cdot 10^{-10}} + 1{,}0 \cdot 10^{-5} = 0{,}18\ \mathrm{M}$$

$n = 0{,}18 \cdot 0{,}250 = 0{,}045$ mol; $M(\mathrm{NH_4Cl}) = 53{,}5$ g/mol $\Rightarrow m = 0{,}045 \cdot 53{,}5 = 2{,}4$ g

Resultado: $m = 2{,}4$ g de $\mathrm{NH_4Cl}$

Neutralización y valoraciones ácido-base

Ejercicio 23 · Volumen en el punto de equivalencia

Básico

En el punto de equivalencia, los moles de $\mathrm{H^+}$ que aporta el ácido igualan a los moles de $\mathrm{OH^-}$ que aporta la base. Si el ácido es diprótico o la base tiene dos OH, hay que multiplicar por 2.

a) $n(\mathrm{HCl}) = 0{,}0250 \cdot 0{,}12 = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $\Rightarrow V = \dfrac{3{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}15} = 0{,}0200$ L $= 20{,}0$ mL

b) $\mathrm{H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O}$

$n(\mathrm{H^+}) = 2 \cdot 0{,}0200 \cdot 0{,}10 = 4{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $\Rightarrow V = \dfrac{4{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}25} = 16{,}0$ mL

c) $n(\mathrm{OH^-}) = 2 \cdot 0{,}0150 \cdot 0{,}050 = 1{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol $\Rightarrow V = \dfrac{1{,}5 \cdot 10^{-3}}{0{,}10} = 15{,}0$ mL

Resultado: a) $20{,}0$ mL b) $16{,}0$ mL c) $15{,}0$ mL

Ejercicio 24 · pH de mezclas de ácido fuerte y base fuerte

Medio

Calculamos los moles de $\mathrm{H_3O^+}$ y de $\mathrm{OH^-}$, restamos (se neutralizan mol a mol) y dividimos el exceso entre el volumen total.

a) $\mathrm{H_3O^+}$: $5{,}0$ mmol; $\mathrm{OH^-}$: $3{,}0$ mmol. Sobran $2{,}0$ mmol de $\mathrm{H_3O^+}$ en 80 mL:

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \frac{2{,}0}{80} = 0{,}025 \text{ M} \Rightarrow \mathrm{pH} = 1{,}60$$

b) $\mathrm{H_3O^+}$: $4{,}0$ mmol; $\mathrm{OH^-}$: $6{,}0$ mmol. Sobran $2{,}0$ mmol de $\mathrm{OH^-}$ en 50 mL:

$$[\mathrm{OH^-}] = \frac{2{,}0}{50} = 0{,}040 \text{ M} \Rightarrow \mathrm{pOH} = 1{,}40 \Rightarrow \mathrm{pH} = 12{,}60$$

c) $\mathrm{H_3O^+}$: $2 \cdot 25 \cdot 0{,}050 = 2{,}5$ mmol; $\mathrm{OH^-}$: $50 \cdot 0{,}050 = 2{,}5$ mmol. No sobra ninguno y la sal que queda, $\mathrm{Na_2SO_4}$, no se hidroliza: $\mathrm{pH} = 7{,}00$

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 1{,}60$ b) $\mathrm{pH} = 12{,}60$ c) $\mathrm{pH} = 7{,}00$

Ejercicio 25 · Valoración de un ácido débil con base fuerte

Medio

a) $\mathrm{CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O}$ (reacción mol a mol)

$n(\mathrm{CH_3COOH}) = n(\mathrm{NaOH}) = 0{,}0164 \cdot 0{,}100 = 1{,}64 \cdot 10^{-3}$ mol

$c = \dfrac{1{,}64 \cdot 10^{-3}}{0{,}0100} = 0{,}164$ M; en masa, $0{,}164 \cdot 60 = 9{,}84$ g/L

b) En el punto de equivalencia solo queda acetato de sodio: $1{,}64 \cdot 10^{-3}$ mol en $26{,}4$ mL.

$$[\mathrm{CH_3COO^-}] = \frac{1{,}64 \cdot 10^{-3}}{0{,}0264} = 0{,}0621 \text{ M}; \; K_b = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$$

$$[\mathrm{OH^-}] = \sqrt{5{,}56 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}0621} = 5{,}88 \cdot 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow \mathrm{pOH} = 5{,}23 \Rightarrow \mathrm{pH} = 8{,}77$$

c) El pH en la equivalencia es básico, así que el indicador adecuado es la fenolftaleína, que vira entre $8{,}2$ y $10{,}0$. El naranja de metilo cambiaría de color mucho antes.

Resultado: a) $0{,}164$ M ($9{,}84$ g/L) b) $\mathrm{pH} = 8{,}77$ c) fenolftaleína

Ejercicio 26 · Valoración de una base débil con ácido fuerte

Avanzado

a) $[\mathrm{OH^-}] = x \approx \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}080} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}$ M; $\alpha = 1{,}5\,\%$, menor que el $5\,\%$: la aproximación vale.

$$\mathrm{pOH} = -\log(1{,}2 \cdot 10^{-3}) = 2{,}92 \Rightarrow \mathrm{pH} = 11{,}08$$

b) $\mathrm{NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl}$

$n(\mathrm{NH_3}) = 0{,}0250 \cdot 0{,}080 = 2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $\Rightarrow V = \dfrac{2{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}100} = 20{,}0$ mL

Tu Profe al Rescate

c) En la equivalencia hay $2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de $\mathrm{NH_4^+}$ en $45{,}0$ mL: $[\mathrm{NH_4^+}] = 0{,}0444$ M

$K_a = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10} \Rightarrow [\mathrm{H_3O^+}] = \sqrt{5{,}56 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}0444} = 4{,}97 \cdot 10^{-6}$ M

$\mathrm{pH} = -\log(4{,}97 \cdot 10^{-6}) = 5{,}30$. Es ácido porque el $\mathrm{NH_4^+}$ se hidroliza. El indicador adecuado es el rojo de metilo ($4{,}4$ a $6{,}2$); la fenolftaleína perdería el color antes de llegar a la equivalencia.

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 11{,}08$ b) $20{,}0$ mL c) $\mathrm{pH} = 5{,}30$; rojo de metilo

Disoluciones reguladoras

Ejercicio 27 · Disoluciones reguladoras

Medio

Una disolución reguladora (amortiguadora o tampón) contiene un ácido débil y su base conjugada, o una base débil y su ácido conjugado, en cantidades parecidas. Amortigua los cambios de pH al añadir pequeñas cantidades de ácido o de base.

a) Son reguladoras $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COONa}$ (ácido débil y su base conjugada) y $\mathrm{NH_3/NH_4Cl}$ (base débil y su ácido conjugado). $\mathrm{HCl/NaCl}$ y $\mathrm{NaOH/NaCl}$ no lo son: el $\mathrm{Cl^-}$ es una base conjugada muy débil y el $\mathrm{Na^+}$ no tiene carácter ácido.

b) Si se añade un ácido, el acetato capta los $\mathrm{H_3O^+}$:

$$\mathrm{CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O}$$

Si se añade una base, el ácido acético neutraliza los $\mathrm{OH^-}$:

$$\mathrm{CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O}$$

En los dos casos los iones añadidos se consumen y solo cambia un poco la proporción entre el ácido y su base conjugada, así que el pH apenas varía.

c) $K_a = \dfrac{[\mathrm{CH_3COO^-}]\,[\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{CH_3COOH}]}$. Si las dos concentraciones son iguales, se simplifican y queda $[\mathrm{H_3O^+}] = K_a$, es decir, $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a = -\log(1{,}8 \cdot 10^{-5}) = 4{,}74$.

Resultado: a) $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COONa}$ y $\mathrm{NH_3/NH_4Cl}$
b) el acetato consume el ácido añadido y el acético consume la base c) $\mathrm{pH} = 4{,}74$

Problemas y cuestiones tipo PAU

Ejercicio 28 · Problema tipo PAU: ácido benzoico

Avanzado

a) $M(\mathrm{C_6H_5COOH}) = 7 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 122$ g/mol $\Rightarrow n = \dfrac{2{,}44}{122} = 0{,}020$ mol;
$c = \dfrac{0{,}020}{0{,}250} = 0{,}080$ M

$$\mathrm{C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+} \qquad \frac{x^2}{0{,}080 - x} = 6{,}3 \cdot 10^{-5}$$

Aproximamos: $x \approx \sqrt{6{,}3 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}080} = 2{,}24 \cdot 10^{-3}$ M

$\alpha = \dfrac{2{,}24 \cdot 10^{-3}}{0{,}080} = 0{,}028$, un $2{,}8\,\%$. Es menor que el $5\,\%$: la aproximación vale.

$\mathrm{pH} = -\log(2{,}24 \cdot 10^{-3}) = 2{,}65$

b) $n(\text{ácido}) = 0{,}0250 \cdot 0{,}080 = 2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $= n(\mathrm{NaOH}) \Rightarrow V = \dfrac{2{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}100} = 20{,}0$ mL

c) En el punto de equivalencia hay benzoato de sodio, una sal de ácido débil y base fuerte. El ion benzoato se hidroliza y forma $\mathrm{OH^-}$, así que el pH es básico:

$[\mathrm{C_6H_5COO^-}] = \dfrac{2{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}0450} = 0{,}0444$ M; $K_b = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{6{,}3 \cdot 10^{-5}} = 1{,}59 \cdot 10^{-10}$

$[\mathrm{OH^-}] = \sqrt{1{,}59 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}0444} = 2{,}66 \cdot 10^{-6}$ M $\Rightarrow \mathrm{pOH} = 5{,}58 \Rightarrow \mathrm{pH} = 8{,}42$

Indicador: fenolftaleína, que vira entre $8{,}2$ y $10{,}0$.

Resultado: a) $\mathrm{pH} = 2{,}65$; $\alpha = 2{,}8\,\%$ b) $20{,}0$ mL c) básico, $\mathrm{pH} = 8{,}42$; fenolftaleína

Ejercicio 29 · Problema tipo PAU: ácido desconocido y su sal

Avanzado

a) $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}] = 10^{-2{,}70} = 2{,}00 \cdot 10^{-3}$ M; $[\mathrm{HA}] = 0{,}25 - 0{,}0020 = 0{,}248$ M

$$K_a = \frac{(2{,}00 \cdot 10^{-3})^2}{0{,}248} = 1{,}61 \cdot 10^{-5} \qquad \alpha = \frac{2{,}00 \cdot 10^{-3}}{0{,}25} = 0{,}0080$$

El ácido está disociado un $0{,}80\,\%$.

b) $K_b = \dfrac{K_w}{K_a} = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}61 \cdot 10^{-5}} = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$

c) El $\mathrm{Na^+}$ no se hidroliza; el $\mathrm{A^-}$ sí: $\mathrm{A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-}$, con $[\mathrm{A^-}]_0 = 0{,}10$ M.

$[\mathrm{OH^-}] \approx \sqrt{6{,}2 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}10} = 7{,}9 \cdot 10^{-6}$ M (hidrólisis del $0{,}008\,\%$: la aproximación vale)

$\mathrm{pOH} = -\log(7{,}9 \cdot 10^{-6}) = 5{,}10 \Rightarrow \mathrm{pH} = 8{,}90$

Resultado: a) $K_a = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0{,}80\,\%$ b) $K_b = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$ c) $\mathrm{pH} = 8{,}90$

Ejercicio 30 · Cuestiones razonadas tipo PAU

Medio

En las cuestiones razonadas hay que justificar con una reacción o con una constante, no basta con decir verdadero o falso.

a) Falsa. El $\mathrm{NH_4^+}$ es el ácido conjugado de una base débil y se hidroliza: $\mathrm{NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+}$. La disolución es ácida, con pH menor que 7 (ejercicio 20).

b) Verdadera. El HCl se disocia por completo y el ácido acético solo en parte. Con la misma concentración inicial, el HCl da más $\mathrm{H_3O^+}$ y su pH es menor.

c) Falsa. Al diluir, el equilibrio de disociación se desplaza hacia los iones y α aumenta. En el acético pasa del $0{,}95\,\%$ en $0{,}20$ M al $12{,}5\,\%$ en $1{,}0 \cdot 10^{-3}$ M (ejercicios 10 y 15).

d) Falsa. En la equivalencia solo hay acetato de sodio, cuyo anión se hidroliza y forma $\mathrm{OH^-}$: el pH es mayor que 7 ($8{,}77$ en el ejercicio 25).

Resultado: a) Falsa b) Verdadera c) Falsa d) Falsa