

Ácidos y bases

■ 1. Guía de Estudio

- Describir las teorías de ácidos y bases de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.
- Describir el comportamiento ácido base del agua. ¿A qué se denomina *producto iónico* del agua y cuál es su valor a 25 °C?
- ¿Qué se entiende por ácidos y bases fuertes?
- ¿Qué se entiende por ácidos y bases débiles?
- Indicar cómo se expresan las constantes de acidez (K_a) y de basicidad (K_b) para ácidos y bases débiles.
- Describir qué se entiende por acidez o basicidad de una solución acuosa.
- Describir qué se entiende por fuerza ácida y por fuerza básica de solutos en agua. Indicar cómo se emplean sus valores de K_a , K_b , pK_a o pK_b como criterio para ordenarlos por fuerza ácida o por fuerza básica.
- ¿Cuál es la relación entre las constantes K_a y K_b para un par ácido-base conjugado? ¿Y cuál entre pK_a y pK_b ?
- Definir el grado de disociación de un ácido y de una base.

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 2. Ejercicios

- 11.1** a) El valor de K_w para el agua a 25 °C es $1,00 \times 10^{-14}$. Calcular:
 1) el pH del agua neutra a 25 °C;
 2) el valor de $[H_3O^+]$ y el pOH del agua neutra a 25 °C.
 b) El valor de K_w para el agua a la temperatura normal del cuerpo humano (37 °C) es $2,50 \times 10^{-14}$. Calcular:
 1) el pH del agua neutra a 37 °C;
 2) el valor de $[OH^-]$ y el pOH del agua neutra a 37 °C.
- 11.2** Escribir las ecuaciones químicas que caracterizan a las sustancias siguientes como ácidos o como bases fuertes en solución acuosa: a) $Ca(OH)_2$; b) $HClO_4$; c) KOH ; d) HBr ; e) HNO_3 .
- 11.3** Calcular la $[OH^-]$ que está en equilibrio en soluciones acuosas con:
 a) $[H_3O^+] 1,80 \times 10^{-4}$ M.
 b) $[H_3O^+] 8,00 \times 10^{-9}$ M.
 c) Indicar si las soluciones descritas en a) y b) son ácidas, básicas o neutras.
- 11.4** Una solución acuosa tiene pH = 3,20. Calcular para la misma: a) la concentración de iones hidronio; b) la concentración de iones hidróxido; c) el pOH.
- 11.5** El pOH de una solución es 9,40. Calcular: a) $[H_3O^+]$; b) el pH.
- 11.6** Calcular a) $[H_3O^+]$, b) $[OH^-]$, c) pH y d) pOH de cada una de las soluciones siguientes:
 1) hidróxido de potasio 0,0150 M;
 2) ácido clorhídrico $6,50 \times 10^{-3}$ M;
 3) hidróxido de calcio $2,80 \times 10^{-3}$ M.



Søren P. L. Sørensen
(1868–1939)
Creador de la escala de pH.

- 11.7** Calcular la concentración de todas las especies iónicas presentes en una solución $5,20 \times 10^{-5}$ M de HClO_4 .
- 11.8** Calcular la concentración de todas las especies iónicas presentes en una solución $1,20 \times 10^{-5}$ M de hidróxido de aluminio.
- 11.9** Calcular la cantidad de HNO_3 necesaria para preparar 500 mL de solución de $\text{pH} = 2,50$.
- 11.10** Calcular la concentración, expresada como %m/V, de una solución de HI de $\text{pH} = 4,52$.
- 11.11** Se disuelven en agua 0,240 g de KOH ($M = 56,1$ g/mol) y se obtienen 200 mL de solución. Calcular el pH de la solución obtenida.
- 11.12** Calcular la masa de KOH ($M = 56,1$ g/mol) necesaria para preparar 1,50 L de una solución de $\text{pH} = 11,50$. ¿Qué masa de Ca(OH)_2 ($M = 74,1$ g/mol) se necesitaría para el mismo propósito?
- 11.13** Un volumen de 2,00 L de una solución de NaOH contiene 0,251 moles de cationes sodio.
- Calcular el pOH de la solución.
 - Calcular la masa de hidróxido de sodio disuelta.
 - Calcular la concentración (mol/L) de una solución de hidróxido de calcio que tenga el mismo pH que la solución anterior.



pH-metro de laboratorio.



Tiras reactivas para medir pH.

- 11.14** Con las bases fuertes siguientes: 1) Mg(OH)_2 , 2) NaOH, 3) KOH, 4) Ca(OH)_2 , se prepararon cuatro soluciones acuosas que tienen el mismo pH. Sus concentraciones molares son, respectivamente, c_1 , c_2 , c_3 y c_4 . Indicar cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s:
- $c_1 = c_2$; b) $c_1 > c_3$; c) $c_1 = c_4$; d) $c_1 < c_3$; e) $c_2 < c_4$.
- 11.15** Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH de la solución que resulta de diluir con agua 25,0 mL de una solución 0,200 M de ácido nítrico hasta un volumen final de 150 mL.
- 11.16** Se tiene una solución de HBr 0,100 M. Calcular el volumen al que hay que diluir 10,0 mL de esta solución para que su pH sea 2,50.
- 11.17** Se tiene una solución de NaOH 0,0829 M. Calcular el volumen de agua que debe agregarse a 10,0 mL de esta solución para que el pH de la solución así obtenida sea 11,25.
- 11.18** Se dispone de 100 cm^3 de solución de HClO_4 0,0200 M y de 200 cm^3 de solución de HCl 0,0100 M.
- Calcular el pH de la solución más ácida.
 - Escribir la fórmula de la especie iónica menos concentrada en la solución de HClO_4 .
 - La solución de HCl se diluye a 1,00 dm^3 . Calcular el pH de la solución diluida.
- 11.19** Se dispone de 400 mL de KOH(aq) de $\text{pH} = 12,00$ y se diluyen con agua hasta un volumen final de 1,50 dm^3 . Calcular la concentración de todas las especies iónicas en la solución diluida.
- 11.20** Escribir las ecuaciones químicas correspondientes a la reacción con agua de los ácidos débiles siguientes: a) HNO_2 , b) HF, c) HBrO .
- 11.21** El HF es un ácido débil. Indicar si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una solución de HF será menor, igual o mayor que la de una solución de HCl de la misma concentración.

- 11.22** Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de los ácidos siguientes: a) HNO_3 , b) HNO_2 ($K_a = 5,10 \times 10^{-4}$), c) HClO ($pK_a = 7,54$). Ordenarlas en forma creciente de: 1) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; 2) pH.
- 11.23** El amoníaco es una base débil. Se prepararon soluciones 0,125 M de 1) NaOH , 2) NH_3 y 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
a) Escribir la ecuación de ionización del amoníaco.
b) Ordenar las soluciones según pH creciente.
- 11.24** Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de las bases siguientes: a) CH_3NH_2 ($K_b = 4,37 \times 10^{-4}$), b) KOH , c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($pK_b = 9,37$). Ordenarlas en forma creciente de: 1) $[\text{OH}^-]$; 2) pOH.
- 11.25** Se dispone de las soluciones siguientes: (A) $\text{HClO}_4(\text{aq})$ $9,35 \times 10^{-3}$ M; (B) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $4,28 \times 10^{-3}$ M; (C) $\text{HClO}(\text{aq})$, cuya $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,30 \times 10^{-3}$ M. Calcular el pH de las soluciones y ordenarlas por acidez decreciente.
- 11.26** Se tiene una solución A de HCl $1,00 \times 10^{-4}$ M y otra solución B de HF ($pK_a = 3,17$) cuyo pH es 2,00. 1) Ordenar las soluciones por acidez creciente; 2) ordenar los solutos por fuerza ácida creciente.
- 11.27** Se tiene una solución acuosa del ácido HX $5,00 \times 10^{-2}$ M y otra de un ácido HY $2,00 \times 10^{-3}$ M. El pH de ambas es 3,03. Indicar cuál de las afirmaciones siguientes es correcta:
a) “ HX es un ácido fuerte y HY es un ácido débil.”
b) “ HX es un ácido débil y HY es un ácido fuerte.”
c) “Ambos ácidos son fuertes.”
d) “Ambos ácidos son débiles pero HX es más débil que HY .”
e) “Ambos ácidos son débiles pero HY es más débil que HX .”
- 11.28** ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Justificar la respuesta.
a) “En una solución 1,00 M de un ácido fuerte HA , $[\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$.”
b) “En una solución 0,100 M de un ácido fuerte HA el pH es 1,00.”
c) “En una solución 1,00 M de un ácido fuerte HA , $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00$ M.”
d) “En una solución 0,100 M de un ácido fuerte HA , $[\text{HA}] = 0,100$ M.”
e) “El pH de una solución de HBr $1,00 \times 10^{-10}$ M es 10,00.”
f) “El pH de una solución de KOH $1,00 \times 10^{-10}$ M es $\approx 7,00$.”
g) “Una solución de un ácido débil siempre tiene mayor pH que una solución de ácido fuerte.”
h) “En una solución 1,00 M de un ácido débil HA , la concentración de A^- es menor que 1,00 M.”
- 11.29** Calcular el pH de soluciones de $\text{HCl}(\text{aq})$ con las concentraciones siguientes: 1) 0,100 M; 2) $1,00 \times 10^{-3}$ M; 3) $1,00 \times 10^{-5}$ M; 4) $1,00 \times 10^{-9}$ M. En base a los resultados obtenidos, explicar los cambios en el pH de una solución de ácido al diluirla sucesivamente hasta una concentración muy baja.

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 11.1:** a): 1) $\text{pH} = \text{pOH} = 7,00$; 2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7}$ M. b): 1) $\text{pH} = \text{pOH} = 6,80$; 2) $[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-7}$ M.
- 11.2:** a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$;
b) $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$;
c) $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$;
d) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$;
e) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

- 11.3:** a) $5,56 \times 10^{-11}$ M; b) $1,25 \times 10^{-6}$ M; c) : **a)** es ácida, **b)** es básica.
- 11.4:** a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-4}$ M; b) $[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-11}$ M; c) $\text{pOH} = 10,80$.
- 11.5:** a) $2,51 \times 10^{-5}$ M; b) 4,60.
- 11.6:** 1) a) $6,67 \times 10^{-13}$ M, b) 0,0150 M, c) 12,18, d) 1,82; 2) a) $6,50 \times 10^{-3}$ M, b) $1,54 \times 10^{-12}$ M, c) 2,19, d) 11,81; 3) a) $1,79 \times 10^{-12}$ M, b) $5,60 \times 10^{-3}$ M, c) 11,75, d) 2,25.
- 11.7:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}_4^-] = 5,20 \times 10^{-5}$ M; $[\text{OH}^-] = 1,92 \times 10^{-10}$ M.
- 11.8:** $[\text{Al}^{3+}] = 1,20 \times 10^{-5}$ M; $[\text{OH}^-] = 3,60 \times 10^{-5}$ M; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,78 \times 10^{-10}$ M.
- 11.9:** $n(\text{HNO}_3) = 0,00158$ mol.
- 11.10:** $3,86 \times 10^{-4} \text{ } \%m/V$.
- 11.11:** $\text{pH} = 12,33$.
- 11.12:** 0,266 g de KOH y 0,176 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 11.13:** a) $\text{pOH} = 0,90$; b) 10,0 g; c) $6,28 \times 10^{-2}$ M.
- 11.14:** c) y d).
- 11.15:** 0,0333 M; $\text{pH} = 1,48$.
- 11.16:** 316 mL.
- 11.17:** 456 mL.
- 11.18:** a) 1,70; b) OH^- ; c) 2,70.
- 11.19:** $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 2,67 \times 10^{-3}$ M; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,75 \times 10^{-12}$ M.
- 11.20:** a) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$;
b) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$;
c) $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{BrO}^-(\text{aq})$.
- 11.21:** menor.
- 11.22:** 1) c) < b) < a); 2) a) < b) < c).
- 11.23:** a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$; b) 2) < 1) < 3).
- 11.24:** 1) c) < a) < b); 2) b) < a) < c).
- 11.25:** A ($\text{pH} = 2,03$) > C ($\text{pH} = 2,64$) > B ($\text{pH} = 11,93$).
- 11.26:** a) A < B; b) B < A.
- 11.27:** d).
- 11.28:** b); c); f) y h).
- 11.29:** a) 1,00; b) 3,00; c) 5,00; d) $\approx 7,00$. Se trata de un ácido fuerte, completamente ionizado en solución acuosa. En las tres primeras soluciones resulta despreciable el aporte de H^+ por autoionización del agua, por lo tanto la $[\text{H}^+]$ es esencialmente la que proviene de la disociación del ácido fuerte. En la cuarta solución, por el contrario, la mayor $[\text{H}^+]$ proviene de la autoionización del agua y es despreciable el aporte de H^+ del ácido.