

Actividades

1. Indica cuál es la base conjugada de las siguientes especies químicas cuando actúan como ácidos en una reacción ácido-base: H_2O , NH_4^+ , HCO_3^- , H_2PO_4^- .

Base conjugada del $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{OH}^-$

Base conjugada del $\text{NH}_4^+ \Rightarrow \text{NH}_3$

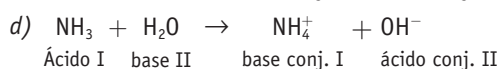
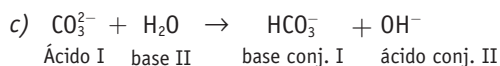
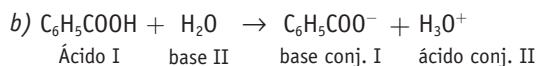
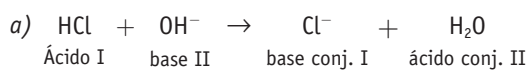
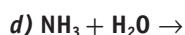
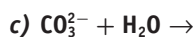
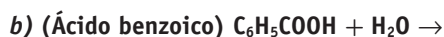
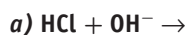
Base conjugada del $\text{HCO}_3^- \Rightarrow \text{CO}_3^{2-}$

Base conjugada del $\text{H}_2\text{PO}_4^- \Rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$

2. Indica cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies químicas cuando actúan como base en una reacción ácido-base: NH_3 , H_2O , OH^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- .

NH_4^+ ; H_3O^+ ; H_2O ; H_2CO_3 ; H_3PO_4

3. Completa las siguientes reacciones ácido-base, indica qué especies químicas son el ácido I y la base II y cuáles sus conjugados.



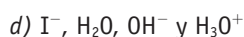
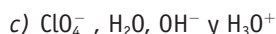
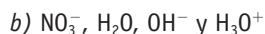
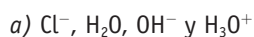
4. Indica todas las especies químicas presentes en las siguientes disoluciones acuosas de ácidos fuertes:

a) Ácido clorhídrico.

b) Ácido nítrico.

c) Ácido perclórico.

d) Ácido iodhídrico.



5. Escribe la ecuación de ionización y calcula la concentración de iones hidronio en las siguientes disoluciones acuosas de ácidos fuertes:

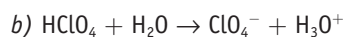
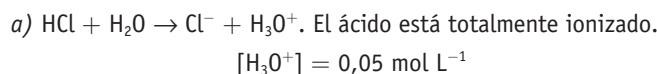
a) 0,05 moles de HCl en 1 litro de disolución.

b) 10 g de ácido perclórico en 1,7 litros de disolución.

c) 35 g de ácido nítrico en 2,5 litros de disolución.

d) Una disolución de ácido clorhídrico 0,2 M.

- e) Una disolución de ácido sulfúrico 0,1 M (considera la disociación completa).

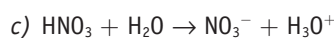


Antes de ionizarse:

$$[\text{HClO}_4] = \frac{\text{n.º g HClO}_4 / \text{Mm HClO}_4}{\text{n.º L disolución}} = \frac{10 \text{ g} / 100,5 \text{ g mol}^{-1}}{1,7 \text{ L}} = 0,058 \text{ mol L}^{-1}$$

Como está totalmente ionizado:

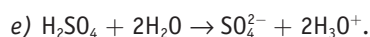
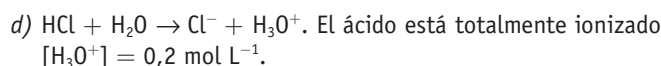
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{concentración inicial de ácido} = 0,058 \text{ mol L}^{-1}$$



Antes de ionizarse:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{\text{n.º g HNO}_3 / \text{Mm HNO}_3}{\text{n.º L disolución}} = \frac{35 \text{ g} / 63 \text{ g mol}^{-1}}{2,5 \text{ L}} = 0,22 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{concentración inicial de ácido} = 0,22 \text{ mol L}^{-1}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 0,1 \text{ mol L}^{-1} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

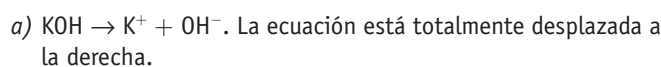
6. Escribe la ecuación de ionización y calcula la concentración de iones hidróxido (OH^-) en las siguientes disoluciones acuosas de hidróxidos alcalinos y alcalinotérreos. Explica por qué sus disoluciones son básicas:

a) 0,4 moles de KOH en 5 litros de disolución.

b) 10 g de hidróxido sódico en 2 litros de disolución.

c) 25 g de hidróxido bórico en 3 litros de disolución.

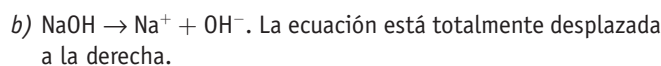
d) 0,2 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 250 mL de disolución.



$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}]_{\text{inicial}}$$

$$[\text{KOH}]_{\text{inicial}} = \frac{\text{n.º moles KOH}}{\text{n.º L disolución}} = \frac{0,4 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$$

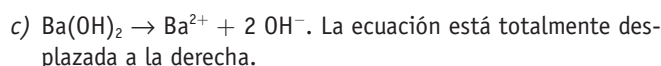


$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{inicial}}$$

$$[\text{NaOH}]_{\text{inicial}} = \frac{\text{n.º g NaOH} / \text{Mm NaOH}}{\text{n.º L disolución}} = \frac{10 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1}}{2 \text{ L}} = 0,125 \text{ mol L}^{-1}$$

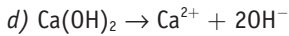
$$= 0,125 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,125 \text{ mol L}^{-1}$$



$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{BaOH}]_{\text{inicial}}$$

$$\begin{aligned}
 [\text{Ba}(\text{OH})_2]_{\text{inicial}} &= \frac{\text{n.}^\circ \text{ g Ba}(\text{OH})_2 / \text{MmBa}(\text{OH})_2}{\text{n.}^\circ \text{ L disolución}} = \\
 &= \frac{25 \text{ g} / 171,3 \text{ g mol}^{-1}}{3 \text{ L}} = 0,048 \text{ mol L}^{-1} \\
 [\text{OH}^-] &= 0,096 \text{ mol L}^{-1}
 \end{aligned}$$



$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2]_0 = 2 \cdot \frac{0,2 \text{ g}}{\frac{74 \text{ g/mol}}{250 \text{ mL}}} = 0,022 \text{ mol L}^{-1}$$

7. Utilizando la expresión de K_w , calcula la concentración de OH^- en las siguientes disoluciones.

- a) El agua pura.
 b) Una disolución en la que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.
 c) Una disolución 0,02 M de ácido perclórico (ácido fuerte).
 d) Una disolución 0,15 M de ácido acético o etanoico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

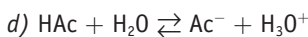
a) En agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$; $[\text{OH}^-]^2 = 10^{-14}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$

$$b) [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{4,3 \cdot 10^{-4}} = 2,32 \cdot 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$$

c) Como se vio en la actividad 5.b):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4]_{\text{inicial}} = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{0,02} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$$



$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a [\text{HAc}]} =$$

$$= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,15} = 1,643 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,64 \cdot 10^{-3}} = 6,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

8. Establece un criterio para determinar si una disolución es ácida, básica o neutra en términos de la $[\text{OH}^-]$.

Ácida: $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$

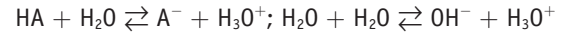
Neutra: $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$

Básica: $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$

9. Explica por qué aunque la concentración de un ácido sea 10^{-12} M , o incluso menor, la concentración de iones oxonio en la disolución va a ser mayor de 10^{-7} .

Ion oxonio es lo mismo que ion hidronio, H_3O^+ .

En una disolución acuosa de un ácido, los iones oxonio provienen de la ionización del ácido y del equilibrio de autoionización del agua, según los siguientes equilibrios:



Habitualmente, la ionización del ácido produce mucho más H_3O^+ que la autoionización del agua, por lo que esta última no se tiene en cuenta. Pero cuando la concentración del ácido es extremadamente pequeña, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ proveniente del H_2O puede ser mayor que la que proviene del propio ácido. Se cumple que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es la suma de la que proviene del ácido más la que proviene del agua:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{A}^-] + 10^{-7}$$

En el caso de que la dilución fuese infinita: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$.

10. Completa la siguiente tabla de datos obtenida en el laboratorio para varias disoluciones de un mismo compuesto a varias temperaturas:

Disolución	Temperatura, °C	Concentración		pH	K_w
		$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$		
a	10	10^{-6}	$2,95 \cdot 10^{-9}$	6	$2,95 \cdot 10^{-5}$
b	60	10^{-8}	$9,5 \cdot 10^{-6}$	8	$9,5 \cdot 10^{-14}$
c	60	$9,5 \cdot 10^{-11}$	10^{-3}	10,02	$9,5 \cdot 10^{-14}$
d	10	10^{-5}	$10^{-9,53}$	5	$2,9 \cdot 10^{-15}$

Las soluciones están en negrita en las casillas sombreadas. Conviene comenzar por la K_w de la línea d, y ese valor utilizarlo para determinar $[\text{OH}^-]$ en la línea a. También se puede empezar por $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

11. Explica por qué la K_b del agua que se da en la tabla es $1,8 \cdot 10^{-16}$ si el producto iónico del agua vale 10^{-14} .

En el equilibrio de autoionización del agua:

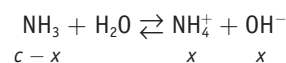


Se pueden establecer dos constantes diferentes K_a y K_w , que están relacionadas entre sí:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] \text{ y}$$

$$K_a = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{K_w}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{10^{-14}}{55,5} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

12. Haciendo uso de los datos de la Tabla 6.5 calcula la concentración de las especies iónicas presentes en una disolución 0,2 M de amoníaco.



$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{0,2}$$

$$x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,89 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,89 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = c - x = 0,2 - 1,89 \cdot 10^{-3} = 0,198 \text{ mol L}^{-1}$$

13. Utilizando los datos de la Tabla 6.5, indica en cuáles de los siguientes ácidos se puede realizar la aproximación $c - x \cong c$ y en cuáles no: a) ácido acético; b) ácido nitroso; c) ácido fluorhídrico; d) ácido cianhídrico.

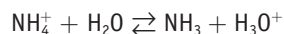
- a) Sí se puede, ya que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} < 10^{-4}$.
 b) La K_a del ácido nitroso es $5,1 \cdot 10^{-4} > 10^{-4}$, por tanto no puede hacerse.
 c) La K_a del HF es $6,7 \cdot 10^{-4} > 10^{-4}$, por tanto no puede hacerse.
 d) La K_a del HCN es $7,2 \cdot 10^{-10} < 10^{-4}$, por tanto sí puede hacerse.

14. Indica cuál es el ácido o la base conjugada de los siguientes iones y si producirán hidrólisis en disolución acuosa; especifica si se comportarán como ácidos o como bases, y el tipo de pH de la disolución: a) Cl^- ; b) NO_3^- ; c) HS^- ; d) NH_4^+ .

Especie	Ácido o base conjug.	Hidrólisis	Comportamiento	pH
Cl^-	HCl	No	Neutro	Neutro
NO_3^-	HNO_3	No	Neutro	Neutro
HS^-	H_2S	Sí	Básico	Básico
NH_4^+	NH_3	Sí	Ácido	Ácido

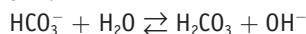
15. Indica el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales. Justifica la respuesta. a) Nitrato amónico. b) Perclorato potásico. c) Bicarbonato sódico.

- a) pH ácido. El ion amonio trata de ceder un protón para dar amoniaco:



- b) pH neutro. Ni el anión perclorato, ClO_4^- , ni el catión potasio, K^+ , experimentan hidrólisis.

- c) pH básico. El anión bicarbonato trata de captar un protón del agua liberando OH^- .



16. Considera disoluciones acuosas de idéntica concentración de los siguientes compuestos: HNO_3 , NH_4Cl , NaCl y HF . a) Deduce si las disoluciones serán ácidas, básicas o neutras. b) Ordénalas por orden creciente de pH:

Datos: $K_a[\text{HF}] = 1,4 \cdot 10^{-4}$; $K_b[\text{NH}_3] = 1,8 \cdot 10^{-5}$

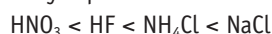
- a) HNO_3 : ácido fuerte, pH ácido, muy bajo.

NH_4Cl : Sal. El ion amonio experimenta hidrólisis, trata de ceder un protón al agua, pH ácido.

NaCl : Sal, ni el Cl^- ni el Na^+ experimentan hidrólisis, pH neutro.

HF : ácido débil, pH ácido, no demasiado bajo.

- b) Orden de menor a mayor pH:



17. Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de HCl, NaCl, NH_4Cl y NaOH.

- a) ¿Qué disolución tendrá mayor pH?

- b) ¿Qué disolución tendrá menor pH?

- c) ¿Qué disolución es neutra?

- d) ¿Qué disolución no cambiará su pH al diluirla?

- a) El NaOH al disolverse se disocia totalmente liberando OH^- , tendrá un pH > 7 .

- b) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que en disolución acuosa está totalmente ionizado, dando un pH muy bajo.

- c) El NaCl da lugar a disoluciones neutras, pH = 7, pues ninguno de los iones a que da lugar en disolución acuosa experimenta hidrólisis.

- d) De nuevo el NaCl, pues al diluir la disolución su pH sigue siendo 7.

18. ¿Cuál será la molaridad (número de moles por litro) de un ácido sulfúrico concentrado, si en la etiqueta de la botella se indica densidad $1,79 \text{ g/cm}^3$ y riqueza 96 %?

Utilizando factores de conversión a partir de 1 L de H_2SO_4 concentrado impuro, y realizando las siguientes transformaciones, llegamos al n.º de moles:

$$\text{Volumen} \xrightarrow{\text{X densidad}} \text{masa impura} \xrightarrow{\text{X riqueza}} \text{masa pura} \xrightarrow{\text{M molecular}} \text{n.º moles}$$

$$1000 \text{ mL} \cdot 1,79 \text{ g/mL} \cdot 96/100 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 17,53 \text{ moles}$$

$$\text{Molaridad } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{n.º moles/n.º litros} = 17,53 \text{ moles L}^{-1}$$

19. Establece las condiciones del punto de equivalencia para las siguientes neutralizaciones, en términos de moles.

- a) Ácido clorhídrico + hidróxido sódico.

- b) Ácido sulfúrico + amoniaco.

- c) Ácido nítrico + hidróxido bórico.

- d) Ácido ortofosfórico + hidróxido cálcico.

- a) N.º moles HCl = N.º moles NaOH

- b) $2 \cdot \text{n.º moles } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{N.º moles } \text{NH}_3$

- c) N.º moles $\text{HNO}_3 = \text{N.º moles } \text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 2$

- d) N.º moles $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 2 = \text{N.º moles } \text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot 3$

20. Se disuelven 20 g de ácido sulfúrico puro en agua hasta obtener 500 mL de disolución.

- a) Determina la molaridad de dicha solución.

- b) ¿Qué volumen de NaOH 0,2 molar se necesita para neutralizar hasta el punto de equivalencia 25 mL de la disolución anterior?

- a) Molaridad $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{n.º moles/n.º litros} =$

$$= \frac{20 \text{ g}/98 \text{ g mol}^{-1}}{0,5 \text{ L}} = 0,4 \text{ moles L}^{-1}$$

- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

$$\text{n.º moles } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2 = \text{n.º moles NaOH}$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 2 = V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}}$$

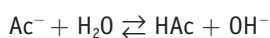
$$V_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 2}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,4 \text{ moles L}^{-1} \cdot 2}{0,2 \text{ moles L}^{-1}} =$$

$$= 100 \text{ mL}$$

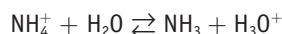
21. Justifica el rango de pH (ácido, neutro o básico) del punto de equivalencia, cuando se valora:

- Una disolución de hidróxido sódico con ácido clorhídrico.
- Una disolución de hidróxido potásico con ácido acético [ácido etanoico].
- Una disolución de amoníaco con ácido clorhídrico.
- Una disolución de ácido clorhídrico con amoníaco.

- Neutro. Ninguno de los iones presentes en la disolución final experimenta hidrólisis.
- Básico. El ion acetato presente en la disolución final experimenta hidrólisis liberando OH^- :

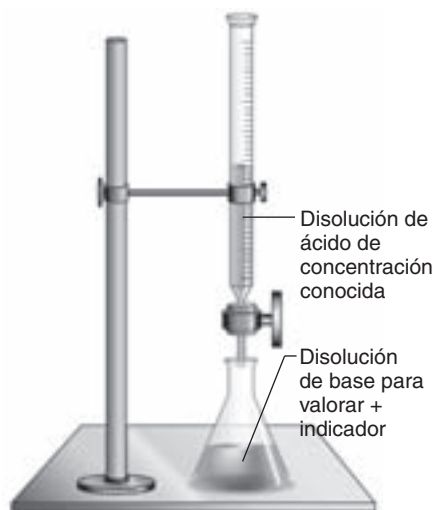


- Ácido. El ion amonio, NH_4^+ , presente en la disolución final, tiene tendencia a ceder un protón al agua; como consecuencia, el pH será ácido:

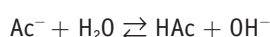


- Igual que el caso c), pues en el punto de equivalencia están las mismas especies químicas.

22. **Dibuja el dispositivo experimental necesario para valorar la acidez de un vinagre (ácido acético) utilizando una disolución de hidróxido sódico 0,1 M. Razona el pH del punto de equivalencia y el indicador que utilizarías, fenolftaleína (intervalo de viraje 8,0-9,8) o naranja de metilo (intervalo de viraje 3,1-4,4).**



En la neutralización se forma acetato sódico que permanece ionizado. El anión acetato en disolución experimenta hidrólisis, trata de captar un protón del agua liberando OH^- .



como consecuencia, el pH del punto de equivalencia está por encima de 7. Por tanto, será mejor utilizar fenolftaleína, pues su viraje de color se produce a un pH más próximo al del punto de equivalencia.

■ Cuestiones y problemas

1. ¿Cuál es la diferencia entre un ácido fuerte y un ácido débil?

Un ácido fuerte en disolución acuosa está totalmente disociado en sus iones. Un ácido débil no está totalmente disociado, y en la disolución acuosa coexisten moléculas de ácido sin disociar con los iones producidos en la disociación.

2. Indica si es verdadera o falsa la siguiente proposición: «El ácido clorhídrico extremadamente diluido es un ácido débil». Justifica tu respuesta.

Aunque esté muy diluido, el ácido clorhídrico es un ácido fuerte y estará totalmente ionizado. Otra cosa es que la disolución tenga una concentración baja de iones hidronio debido a la concentración tan baja del ácido.

3. Indica todas las especies químicas presentes en una disolución acuosa de ácido clorhídrico.

H_2O , Cl^- , H_3O^+ , y también hay iones OH^- provenientes de la auto-ionización del agua. Si la disolución es diluida, no quedará HCl sin disociar.

4. ¿Por qué en las tablas de K_a no aparecen nunca las constantes de disociación del ácido nítrico y del ácido clorhídrico?

Porque se trata de ácidos fuertes, que en disolución acuosa están totalmente disociados.

5. ¿Cómo se explica que la constante del equilibrio de disociación del agua sea $K_a = 1,8 \cdot 10^{-16}$ y el producto iónico del agua valga $K_w = 10^{-14}$?

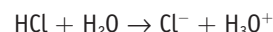
Es la misma pregunta que la de la actividad 9. Se ha repetido porque es muy importante que los alumnos vean claramente la diferencia entre las dos constantes.

6. Indica las especies químicas presentes en una disolución acuosa de ácido fluorhídrico. $K_{a\text{HF}} = 7,1 \cdot 10^{-4}$.

H_2O , HF, H_3O^+ , F^- . También hay OH^- provenientes de la auto-ionización del agua. En este caso, en la disolución sí hay HF sin disociar, pues se trata de un ácido débil (véase la cuestión 3).

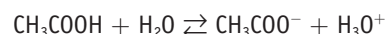
7. Haciendo uso de los valores de K_a de la tabla de la Actividad 10 (en el apartado 6.8 de la Unidad), indica cuáles de los siguientes aniones se comportan como bases de Brönsted: Cl^- , CH_3COO^- , NO_3^- , CN^- . Justifica la respuesta.

a) Cl^-



El HCl es un ácido fuerte. La ecuación está totalmente desplazada a la derecha, el cloruro no tiene ninguna tendencia a captar un protón, no se comporta como base de Brönsted.

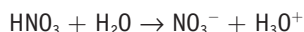
b) CH_3COO^-



El ácido acético (CH_3COOH) es un ácido débil. Cuando en una disolución acuosa hay anión acetato (CH_3COO^-), este trata

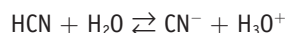
de capturar los H_3O^+ provenientes de la autoionización del agua para regenerar el equilibrio de más arriba. El CH_3COO^- se comporta como una base de Brönsted.

c) NO_3^-



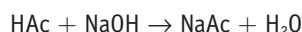
El HNO_3 es un ácido fuerte. La ecuación está totalmente desplazada a la derecha, el nitrato no tiene ninguna tendencia a captar un protón, no se comporta como base de Brönsted.

d) CN^-



El ácido cianhídrico (HCN) es un ácido débil. Cuando en una disolución acuosa hay anión cianuro (CN^-), este trata de capturar los H_3O^+ , provenientes de la autoionización del agua, para regenerar el equilibrio de más arriba. El CN^- se comporta como una base de Brönsted.

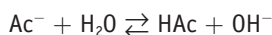
8. Explica por qué al mezclar 10 mL de ácido acético 0,2 M con 20 mL de hidróxido de sodio 0,1 M la disolución resultante no es neutra. Indica si su pH será mayor o menor de 7.



La reacción transcurre mol a mol. $n^\circ \text{ mol HAc} = n^\circ \text{ mol NaOH}$
 $n^\circ \text{ moles HAc} = V \cdot M = 1 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol L}^{-1} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$

$n^\circ \text{ moles NaOH} = V \cdot M = 2 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol L}^{-1} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$

por tanto, la neutralización es total. Al final en la disolución tenemos acetato sódico que está totalmente ionizado; $\text{NaAc} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Ac}^-$. El anión acetato proviene del ácido acético que es un ácido débil, por tanto experimenta hidrólisis, trata de captar un protón del agua según el equilibrio:



en el que se liberan OH^- . Como consecuencia, el pH será básico.

9. Calcula el pH de una disolución en la que la concentración de iones hidronio vale:

a) $4,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$

b) $0,012 \text{ mol L}^{-1}$

c) $3,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

a) $\text{pH} = -\log 4,2 \cdot 10^{-5} = 4,38$

b) $\text{pH} = -\log 0,012 = 1,92$

c) $\text{pH} = -\log 3,4 \cdot 10^{-9} = 8,47$

10. La cerveza tiene un pH de 4,7. ¿Cuál será su concentración de iones hidronio e iones hidróxido?

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{anti log} (-\text{pH}) = \text{anti log} (-4,7) = 2 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 2 \cdot 10^{-5} = 5 \cdot 10^{-10}$$

11. Calcula el pH de una disolución cuya concentración de iones hidróxido vale $3,0 \cdot 10^{-10}$.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_w / [\text{OH}^-] = -\log 10^{-14} / 3 \cdot 10^{-10} = 4,48$$

12. Calcula la concentración de una disolución de ácido clorhídrico cuyo pH es 1,13.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{anti log} (-\text{pH}) = \text{anti log} (-1,13) = 0,074 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,074 \text{ mol L}^{-1}$$

13. Calcula los gramos de hidróxido potásico necesarios para preparar 250 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 10. Datos: masas atómicas O = 16, H = 1, K = 39.

El KOH está totalmente ionizado; $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

$$[\text{KOH}]_{\text{in}} = [\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / \text{antilog} (-\text{pH}) = 10^{-14} / \text{antilog} (-10) = 10^{-4}$$

$$n^\circ \text{ moles KOH} = V \cdot M = 0,250 \text{ L} \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

$$n^\circ \text{ g KOH} = n^\circ \text{ moles KOH} \cdot M_m \text{ KOH} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

14. Calcula el pH de las siguientes disoluciones:

a) HCl 0,1 M.

b) Ácido acético 0,1 M.

Dato: $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$$

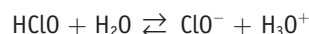
a) $\text{pH} = 1,0$;

$$b) K_a = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a [\text{HAc}]_0} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \log x = +2,9$$

15. Calcula el pH de una disolución 0,20 M de ácido hipocloroso si su K_a vale $3,2 \cdot 10^{-8}$.



En el equilibrio $\begin{matrix} c-x & & x & & x \end{matrix}$

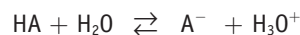
$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c};$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = \sqrt{K_a \cdot c} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,2} = 8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 8 \cdot 10^{-5} = 4,09$$

Para profundizar

16. Calcula las concentraciones de todas las especies existentes en una disolución 0,10 M de un ácido HA cuya $K_a = 3,5 \cdot 10^{-5}$. Calcula también el grado de disociación y el pH de la disolución.



En el equilibrio: $\begin{matrix} c-x & & x & & x \end{matrix}$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c};$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot c} = \sqrt{3,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,87 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HA}] = c - x = 0,1 - 1,87 \cdot 10^{-3} = 0,098 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,87 \cdot 10^{-3} = 2,73$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{la del agua pura} = 55,55 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo del grado de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} \cong c\alpha^2;$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{3,5 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,87 \cdot 10^{-2} = 1,87\%$$

17. Indica cuáles son las bases conjugadas de los siguientes ácidos. Escribe los equilibrios de disociación en agua de dichas bases y calcula el valor de sus K_b .

a) HCN; $K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$

b) HClO_2 ; $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$

c) HNO_2 ; $K_a = 5,10 \cdot 10^{-4}$

a) CN^-

$$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-; K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/4,93 \cdot 10^{-10} = 2,03 \cdot 10^{-5}$$

b) ClO_2^-

$$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{OH}^-; K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/1,1 \cdot 10^{-2} = 9,1 \cdot 10^{-13}$$

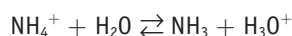
c) NO_2^-

$$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-; K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/5,1 \cdot 10^{-4} = 1,96 \cdot 10^{-11}$$

18. Sabiendo que el bromuro amónico es un electrolito fuerte, calcula el pH de una disolución acuosa 0,15 M de este compuesto. Dato: $K_a \text{NH}_4^+ = 5,6 \cdot 10^{-10}$.



El ion amonio experimenta hidrólisis, cediendo un protón y comportándose como un ácido:



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{c-x} \cong \frac{x^2}{c};$$

$$x = \sqrt{K_a c} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,15} = 1,87 \cdot 10^{-3}$$

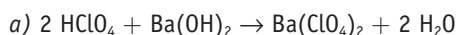
$$\text{pH} = 5,03$$

19. Calcula el volumen de ácido perclórico 0,15 M necesario para neutralizar cada una de las siguientes bases:

a) 125 mL de disolución de hidróxido bórico 0,2 M.

b) 0,3 g de hidrógeno carbonato sódico.

Datos: masas atómicas C = 12; Na = 23; H = 1; O = 16.



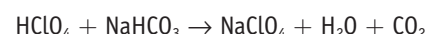
En el punto de equivalencia, se cumple que:

$$n.^\circ \text{ moles HClO}_4 = 2 \cdot n.^\circ \text{ moles Ba}(\text{OH})_2$$

$$V_{\text{HClO}_4} \cdot M_{\text{HClO}_4} = 2 \cdot V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}$$

$$V_{\text{HClO}_4} = \frac{2 \cdot V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{M_{\text{HClO}_4}} = \frac{2 \cdot 0,125 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol L}^{-1}}{0,15 \text{ mol L}^{-1}} = 0,33 \text{ L}$$

b) El bicarbonato sódico (NaHCO_3) está disociado en Na^+ y anión bicarbonato (HCO_3^-). Este último anión se comporta como una base y capta un protón del ácido para dar ácido carbónico, que se descompone en dióxido de carbono y agua. El proceso global se puede representar por la ecuación:



Cada anión capta un único protón. En el punto de equivalencia se cumple que:

$$n.^\circ \text{ moles HClO}_4 = n.^\circ \text{ moles NaHCO}_3$$

$$V_{\text{HClO}_4} \cdot M_{\text{HClO}_4} = n.^\circ \text{ g NaHCO}_3 / M_{\text{NaHCO}_3};$$

$$V_{\text{HClO}_4} = n.^\circ \text{ g NaHCO}_3 / M_{\text{NaHCO}_3} \cdot M_{\text{HClO}_4} = 0,3 \text{ g} / 84 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,15 \text{ mol L}^{-1} = 0,024 \text{ L}$$

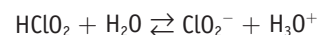
20. Se añaden 1,08 g de HClO_2 a 427 mL de una disolución de NaClO_2 0,015 M. Admitiendo que el volumen de la disolución no varía, calcula las concentraciones finales de todas las especies presentes, sabiendo que la constante de ionización del HClO_2 vale $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

Datos masas atómicas: H = 1,0; Cl = 35,5; O = 16 g; Na = 23.

$$1,08 \text{ g}_{\text{HClO}_2} = 1,08/68,5 = 0,016 \text{ moles}_{\text{HClO}_2}$$

$$[\text{HClO}_2] = c = 0,016 \text{ moles} / 0,427 \text{ L} = 0,037 \text{ mol L}^{-1}$$

El NaClO_2 es un electrolito fuerte y está totalmente disociado en sus iones: Na^+ y ClO_2^- . Cuando añadimos HClO_2 , este se comporta como un ácido débil y se disocia parcialmente, según la ecuación:



En el equilibrio hay ClO_2^- , H_3O^+ y HClO_2 sin disociar. Respecto al ClO_2^- , una parte (x) proviene de la disociación del ácido, y otra, que estaba ya en la disolución antes de añadir el ácido, proviene del NaClO_2 ($c_1 = 0,015 \text{ M}$). Todo el H_3O^+ proviene de la disociación del ácido (x). Con lo que podemos escribir:

$$[\text{ClO}_2^-] = c_1 + x = 0,015 + x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$[\text{HClO}_2] = c - x = 0,037 - x$$

Y la K_a del ácido se puede escribir como:

$$K_a = 1,1 \cdot 10^{-2} = \frac{[\text{ClO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]} = \frac{(c_1 + x)x}{c - x} = \frac{(0,016 + x)x}{0,037 - x}$$

Que operando se convierte en:

$$x^2 + 0,027x - 4,07 \cdot 10^{-4} = 0$$

y resolviendo la ecuación de segundo grado se obtiene que:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,1 \cdot 10^{-2}$$

Se ha despreciado la solución negativa por no tener sentido físico.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

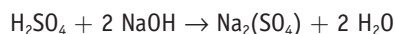
$$[\text{ClO}_2^-] = c_1 + x = 0,015 + x = 0,015 + 1,1 \cdot 10^{-2} = 0,026 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HClO}_2] = c - x = 0,037 - x = 0,037 - 1,1 \cdot 10^{-2} = 0,026 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,1 \cdot 10^{-2} = 2,45$$

21. Se diluyeron en agua 110 mL de ácido sulfúrico comercial hasta completar 2000 mL de disolución. Para neutralizar hasta el punto de equivalencia 5,0 mL de este ácido diluido se necesitaron 18,0 mL de disolución de hidróxido sódico 0,50 M. ¿Cuál es la concentración en g/L del ácido comercial?

Datos: masas atómicas S = 32; O = 16; H = 1.



Cuando se alcanza el punto de equivalencia, se cumple que:

$$2 \cdot n.^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 (\text{dil}) = n.^\circ \text{ moles NaOH}$$

$$2 V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{dil}) = V_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{dil}) = \frac{V_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}}}{2 V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,018 \text{ L} \cdot 0,50 \text{ mol L}^{-1}}{2 \cdot 0,005 \text{ L}} = 0,9 \text{ mol L}^{-1}$$

En 2000 mL = 2 L de disolución de H_2SO_4 0,9 M habrá $2 \cdot 0,9$ moles de este ácido, que en gramos son:

$$n.^\circ \text{ g H}_2\text{SO}_4 (\text{cc}) = n.^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 0,9 \text{ moles} \cdot 98 \text{ g mol}^{-1} = 176,4 \text{ g}$$

$$\text{Concentración del ácido comercial (g/L)} = 176,4 \text{ g} / 0,11 \text{ L} = 1603 \text{ g/L}$$

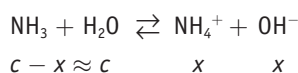
22. Se añaden 7 g de amoníaco en la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcula:

a) El pH de la disolución resultante.

b) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,1 M se necesitará para neutralizar completamente 250 mL de la disolución anterior?

Datos: masas atómicas N = 14; H = 1.

$$a) [\text{NH}_3] = \frac{7 \text{ g} / 17 \text{ g mol}^{-1}}{0,5 \text{ L}} = 0,82 \text{ mol L}^{-1}$$

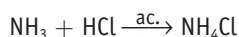


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{c}; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c} = \frac{x^2}{0,82}$$

$$[\text{OH}^-] = x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,82} = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,8 \cdot 10^{-3} = 2,4; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,4 = 11,6$$

b) La reacción transcurre mol a mol, como se representa en la ecuación:



$$N.^\circ \text{ moles HCl} = n.^\circ \text{ moles NH}_3 = V_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} = 0,25 \text{ L} \cdot 0,082 \text{ mol L}^{-1} = 0,205 \text{ moles}$$

$$N.^\circ \text{ L}_{\text{HCl}} = \frac{n.^\circ \text{ mol}_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{0,205 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol L}^{-1}} = 2,05 \text{ L}$$

23. a) Halla el pH de la disolución resultante de disolver 4 g de hidróxido sódico en el agua necesaria para obtener 250 mL de disolución.

b) Calcula el volumen en mL de ácido sulfúrico 0,05 M necesario para neutralizar completamente 50 mL de esta disolución.

$$a) N.^\circ \text{ moles NaOH} = \frac{n.^\circ \text{ g}_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{4}{40} = 0,1 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n.^\circ \text{ moles}_{\text{NaOH}}}{n.^\circ \text{ L}_{\text{NaOH}}} = \frac{0,1}{0,25} = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$$

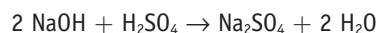
En disolución, el NaOH está totalmente dissociado en sus iones:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{antes de dissociarse}} = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 - (-\log 0,4) = 13,6$$

b) La neutralización se puede representar por la ecuación:



y se cumple que $n.^\circ \text{ moles NaOH} = n.^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot 2$:

$$V_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}} = 2 (V_{\text{H}_2\text{SO}_4} M_{\text{H}_2\text{SO}_4})$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{V_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}}}{2 \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{50 \text{ mL} \cdot 0,4 \text{ mol L}^{-1}}{2 \cdot 0,05 \text{ mol L}^{-1}} = 200 \text{ mL}$$

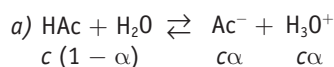
24. Indica el pH aproximado de una disolución, sabiendo que con los siguientes indicadores produce los siguientes colores: amarillo con naranja de metilo, incoloro con fenolftaleína, azul con azul de bromotimol. (Utiliza la información de la Tabla 6.10.)

La fenolftaleína nos dice que el pH es inferior a 9,5. El bromotimol nos dice que es superior a 7,6. El pH está comprendido entre 7,6 y 9,5

25. Se dispone de una disolución de ácido acético (etanoico) 0,055 M. Calcula:

a) Su grado de disociación y su pH.

b) La molaridad que debería tener una disolución de ácido clorhídrico para que su pH fuera igual al de la disolución de ácido acético.



$$K_{\text{HAc}} = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)} \cong c\alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{HAc}}}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,055}} = 0,018$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,055 \cdot 0,018 = 3,0$$

$$b) \text{ Si } \text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

Como el HCl es un ácido fuerte está totalmente disociado y entonces se cumple:

$$[\text{HCl}]_{\text{inicial}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{equilibrio}} = 10^{-3}$$

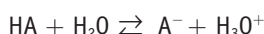
26. El ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$) es un buen conservante de los alimentos, ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio creado posea un pH menor de 5. Deduce, mediante cálculos numéricos, si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6,1 g/L es adecuada como líquido conservante.

Datos: K_a benzoico = $6,5 \cdot 10^{-5}$; masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

$$\text{Mm}_{\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}} = 84 + 32 + 6 = 122$$

$$6,1 \text{ g L}^{-1} = 6,1 \text{ g L}^{-1} / 122 \text{ g mol}^{-1} = 0,05 \text{ mol L}^{-1} = [\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}]$$

Para abreviar en lo que sigue, el ácido benzoico lo representamos por HA (un anión, A^- , y un protón, H^+). El ácido se disocia según el equilibrio:



$$[\text{en equilibrio}] \quad c - x \quad x \quad x$$

$$K_{\text{HA}} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{c - x} \approx \frac{x^2}{c}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = \sqrt{K_{\text{HA}} c} = \sqrt{6,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05} = 1,8 \cdot 10^{-3}$$

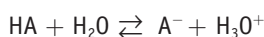
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,8 \cdot 10^{-3} = 2,74$$

Como el pH es menor de 5, sí puede utilizarse como conservante.

27. A 50 mL de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico débil, cuya K_a vale $3,5 \cdot 10^{-2}$, se le añaden 450 mL de agua. Determina:

a) La variación del grado de disociación del ácido.

b) La variación del pH de la disolución.



$$[\text{en equilibrio}] \quad c(1 - \alpha) \quad c\alpha \quad c\alpha$$

$$K_{\text{HA}} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

No se puede hacer ninguna simplificación, la K_a es demasiado alta. Después de operar, se obtiene la ecuación de segundo grado:

$$c\alpha^2 + K_a\alpha - K_a = 0$$

$$\alpha = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4cK_a}}{2c}$$

$$\text{Disolución inicial: } c = 0,1 \text{ M; } K_a = 3,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha = \frac{-3,5 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(3,5 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 0,1 \cdot 3,5 \cdot 10^{-2}}}{2 \cdot 0,1} = 0,44$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log (0,1 \cdot 0,44) = 1,35$$

Disolución diluida: $c = 0,01 \text{ M}$ (el volumen se ha hecho 10 veces mayor); $K_a = 3,5 \cdot 10^{-2}$

$$\alpha = \frac{-3,5 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(3,5 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 0,01 \cdot 3,5 \cdot 10^{-2}}}{2 \cdot 0,01} = 0,81$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log (0,01 \cdot 0,81) = 2,09$$

28. Se dispone de 250 mL de una disolución que contiene 5 g de ácido bromoacético (bromoetanoico) cuya $K_a = 1,25 \cdot 10^{-3}$. Escribe los equilibrios correspondientes y calcula:

a) El grado de disociación.

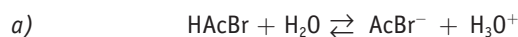
b) Los gramos de hidróxido potásico necesarios para neutralizar completamente el ácido. Se supone que la adición de KOH no produce aumento de volumen.

Datos: masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1; Br = 79,9; K = 39,1.

El ácido bromoacético tiene de fórmula $\text{BrCH}_2\text{—COOH}$, pero por simplicidad lo denominaremos HAcBr.

$$n.^{\circ} \text{ moles HAcBr} = n.^{\circ} g_{\text{HAcBr}} / \text{Mm}_{\text{HAcBr}} = 5 / 138,9 = 0,036 \text{ mol}$$

$$[\text{HAcBr}] = n.^{\circ} \text{ moles}_{\text{HAcBr}} / n.^{\circ} L_{\text{HAcBr}} = 0,036 / 0,25 = 0,14 \text{ mol L}^{-1}$$



$$[\text{en equilibrio}] \quad c(1 - \alpha) \quad c\alpha \quad c\alpha$$

$$K_a [\text{HAcBr}] = \frac{[\text{AcBr}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAcBr}]} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Si hacemos la aproximación de que $1 - \alpha = 1$ (el valor de K_a se encuentra en el límite para hacer esta aproximación), la expresión anterior queda reducida a:

$$K_a [\text{HAcBr}] = c\alpha^2, \text{ con lo que:}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{0,14}} = 0,094$$

b) La neutralización transcurre mol a mol:

$$n.^{\circ} \text{ moles KOH} = n.^{\circ} \text{ moles HAcBr} = 0,036 \text{ moles}$$

$$n.^{\circ} \text{ g KOH} = n.^{\circ} \text{ moles}_{\text{KOH}} \text{Mm}_{\text{KOH}} = 0,036 \cdot 56,1 = 2,0 \text{ g}$$

La contaminación atmosférica y la lluvia ácida

Cuestiones

1. La lluvia ácida la produce:

- El dióxido de carbono disuelto en agua.
- El dióxido de azufre y los óxidos de nitrógeno disueltos en agua.
- El nitrógeno atmosférico cuando reacciona debido a la radiación ultravioleta.
- Solamente la contaminación industrial.

La respuesta correcta es la b)

2. Busca en Internet e indica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «La lluvia ácida es un problema local que solo se produce en las proximidades de las grandes concentraciones industriales».

Falso. La lluvia ácida ha llegado a ser un problema internacional, pues muchas veces sus efectos se ponen de manifiesto a grandes distancias del foco emisor de la contaminación, incluso en otros países.

En los años setenta del pasado siglo, en Inglaterra se decidió luchar contra la gran contaminación de las zonas industriales construyendo altísimas chimeneas que permitiesen diluir en la atmósfera los gases emitidos y disminuyese así su efecto contaminante sobre las ciudades de su entorno, lo que permitió hacerlas más habitables. A los pocos años, y de forma independiente,

se descubrió un gran deterioro en los bosques y ecosistemas de Noruega producido por lluvia ácida. Cuando se investigaron las causas, se comprobó que los óxidos de nitrógeno y azufre emitidos por las altas chimeneas inglesas eran transportados por los vientos dominantes del sur-oeste hasta los bosques de Noruega, donde volvían al suelo en forma de lluvia ácida.

3. ¿Qué es el estrés de las plantas, producido por la lluvia ácida?

Los protones H^+ procedentes de la lluvia ácida arrastran iones del suelo, como hierro, calcio, aluminio, plomo o zinc. Como consecuencia, se produce un empobrecimiento de los nutrientes esenciales de las plantas que las hace más vulnerables a las plagas.