

## 1 Concepto de ácido y de base

### Página 195

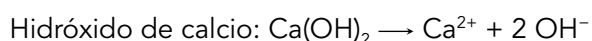
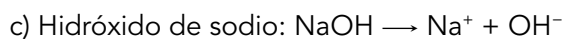
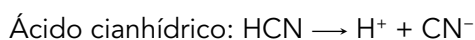
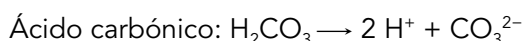
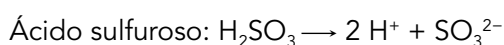
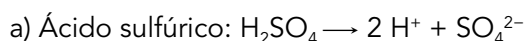
**1** Indica si las sustancias siguientes son ácidos o bases:

- a) Zumo de limón.
- b) Vinagre.
- c) Lejía.
- d) Jabón.
- e) Aspirina.
- f) Amoníaco.

- a) Zumo de limón: ácido.
- b) Vinagre: ácido.
- c) Lejía: base.
- d) Jabón: base.
- e) Aspirina: ácido.
- f) Amoníaco: base.

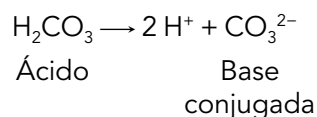
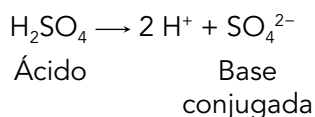
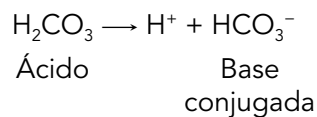
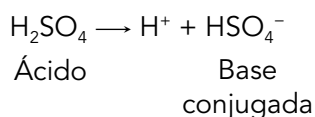
**2** Formula la disociación iónica de las sustancias siguientes:

- a) Ácido sulfúrico, ácido sulfuroso, ácido fosfórico, ácido carbónico.
- b) Ácido acético, ácido metanoico, ácido propanoico, ácido cianhídrico.
- c) Hidróxido de sodio, hidróxido de potasio, hidróxido de calcio, hidróxido de aluminio.

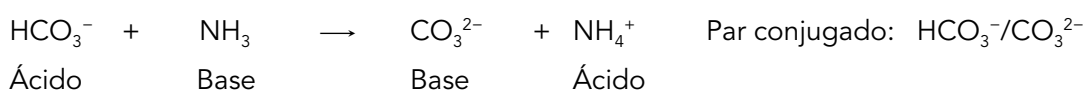
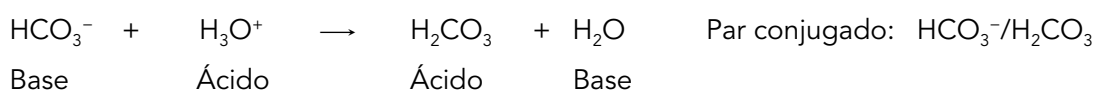
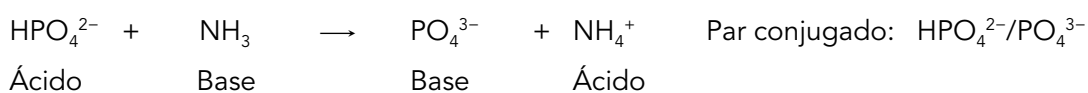
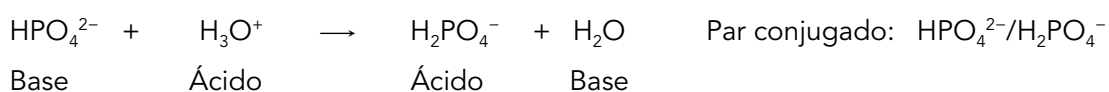


**Página 197**

- 3** Determina los ácidos y las bases conjugados posibles del  $\text{H}_2\text{SO}_4^{2-}$  y del  $\text{H}_2\text{CO}_3$  especificando las reacciones que ocurren.

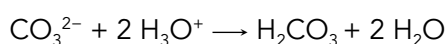


- 4** Indica los pares ácido/base conjugados del  $\text{HPO}_4^{2-}$  y del  $\text{HCO}_3^-$  frente a un ácido y a una base.



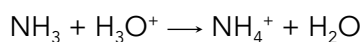
- 5** Justifica si son ácidos y bases según la teoría de Brönsted-Lowry las siguientes sustancias:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

El  $\text{CO}_3^{2-}$  es una base porque acepta protones del medio:



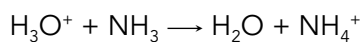
Base                      Ácido

El  $\text{NH}_3$  es una base porque acepta protones del medio:



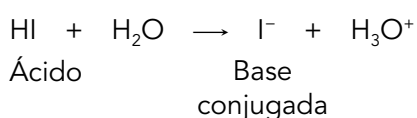
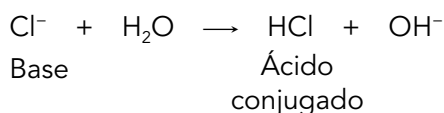
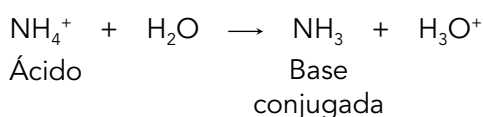
Base                      Ácido

El  $\text{H}_3\text{O}^+$  es un ácido porque cede protones al medio:



Ácido                      Base

- 6** Indica cuáles son las bases o ácidos conjugados de las sustancias siguientes:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$ , y  $\text{HI}$ .



## 2 Fuerza de los ácidos y las bases

### Página 201

- 1 ¿Quién tendrá la constante de disociación más alta los ácidos fuertes o los ácidos débiles? ¿Y las bases fuertes o las bases débiles?

Ácidos fuertes:  $K_a$  más alta

Bases fuertes:  $K_b$  más alta

- 2 Ordena de mayor a menor fuerza de ácidos  $\text{HCO}_3^-$ , HF,  $\text{HNO}_3$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$  y las bases  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HS}^-$  y  $\text{OH}^-$

Ácidos:  $\text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{O}^+ > \text{HF} > \text{HCO}_3^-$

Bases:  $\text{OH}^- > \text{NH}_3 > \text{HCO}_3^- > \text{HS}^-$

## 3 Medida de acidez. Concepto de pH

### Página 205

- 1 Calcula el pH de una disolución cuya concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  es  $10^{-6}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-6} = 6$$

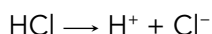
- 2 Calcula el pOH de la disolución anterior.

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6 = 8$$

- 3 El pH de una disolución es 3,42 ¿Cuál es la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

$$\text{pH} = 3,42 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,42} = 3,8 \cdot 10^{-4}$$

- 4 Calcula el pH y el pOH de una disolución 0,1 M de HCl

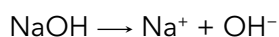


$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,1 \text{ M} = 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-1} = 1$$

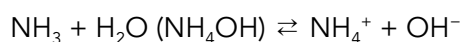
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

- 5 Calcula el pOH de una disolución de NaOH 0,025 M



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,025 = 1,6$$

- 6 Hallar el pH de una disolución de amoníaco 0,05 M que está disociada al 20 %

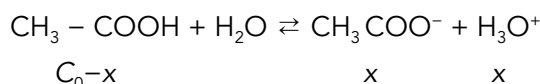


$$[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M} \cdot 20/100 = 0,01 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12$$

- 7 La constante de acidez del ácido acético es  $1,8 \cdot 10^{-5}$  a  $25^\circ \text{C}$  ¿Cuál será el pH de una disolución de ácido acético  $0,2\text{M}$ ?

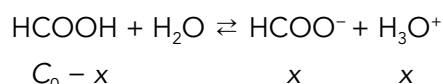


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Resolvemos la ecuación de 2º grado:

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot x - 3,6 \cdot 10^{-6} = 0 \Rightarrow x = 1,9 \cdot 10^{-3}; \quad \text{pH} = -\log 1,9 \cdot 10^{-3} = 2,72$$

- 8 Obtén el valor del pH de una disolución de HCOOH que tiene 1 gramo de ácido en  $250 \text{ cm}^3$  de disolución. Dato  $K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$



Masa molar del ácido metanoico:  $M_m(\text{HCOOH}) = 2 + 12 + 32 = 56 \text{ g/mol}$

Así, 1 g de HCOOH en  $250 \text{ cm}^3$  supone una concentración de:

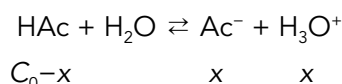
$$[\text{HCOOH}] = \frac{1\text{g}}{56\text{g/mol} \cdot 0,250\text{L}} = 0,071 \text{ M}$$

$$K_a = 1,78 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{x^2}{0,071 - x}$$

Resolvemos la ecuación de segundo grado resultante:

$$x^2 + 1,78 \cdot 10^{-4} \cdot x - 1,27 \cdot 10^{-5} = 0 \Rightarrow x = 3,47 \cdot 10^{-3}; \quad \text{pH} = -\log(3,47 \cdot 10^{-3}) = 2,46$$

- 9 El pH de una disolución  $0,1 \text{ M}$  de un ácido monoprótico es 3. Calcula la constante de disociación del ácido y la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



$$\text{pH} = 3 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = x$$

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(10^{-3})^2}{0,1 - 10^{-3}} = \frac{10^{-6}}{0,099} = 1,01 \cdot 10^{-5}$$

## 4 Hidrólisis de sales

### Página 207

- 1 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifica la respuesta:
- Una mezcla de NaCl (aq) y NaOH (aq) presenta  $\text{pH} > 7$ .
  - El agua de la atmósfera tiene un pH ácido por tener una cierta cantidad de  $\text{CO}_2$  disuelto.
  - Cuando se mezclan 100 mL de HCl  $0,5 \text{ M}$  con 200 mL de KOH  $0,25 \text{ M}$  el pH resultante es 7.
- Verdadera: porque existe mayor concentración de  $\text{OH}^-$  que de  $\text{H}_3\text{O}^+$
  - Verdadera:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ ; se cumple que la  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
  - Verdadera:  $100 \text{ mL HCl} \cdot 0,5 \text{ M} = 0,05 \text{ moles de ácido}$ ;  $200 \text{ mL KOH} \cdot 0,25 \text{ M} = 0,05 \text{ moles de base}$ .

La mezcla equimolar de ácido-base fuertes generan por neutralización un  $\text{pH} = 7$ .

**2** Al disolver en agua  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  se disocia en iones:

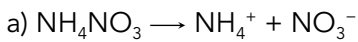
a) Escribe y ajusta el proceso de disociación.

b) ¿Cuál de los iones es una base fuerte o débil?

c) ¿Cuál de los iones es un ácido fuerte o débil?

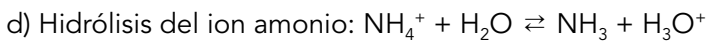
d) Formula la reacción de hidrólisis producida.

e) ¿Cómo será el pH de la disolución resultante?



b)  $\text{NO}_3^-$ : Base (débil)

c)  $\text{NH}_4^+$ : Ácido (relativamente fuerte, porque procede de una base débil como es el  $\text{NH}_3$ )



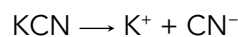
El  $\text{NO}_3^-$  procede de un ácido fuerte, el  $\text{HNO}_3$  y no experimenta reacción de hidrólisis.

e) El pH será ácido por ser  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

**3** a) Escribe la reacción de hidrólisis de KCN y la relación entre  $K_a$ ,  $K_h$  y  $K_w$ .

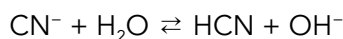
b) La concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ¿será mayor o menor que en el agua pura?

a) Disociación completa de la sal:



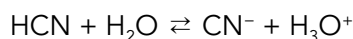
El ion  $\text{K}^+$  procede de una base fuerte, el  $\text{KOH}$ , y no presenta reacción de hidrólisis.

El ion  $\text{CN}^-$  se hidroliza según:



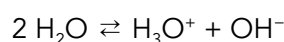
$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \quad [1]$$

Para encontrar la relación con  $K_a$  y  $K_w$  escribimos ambos procesos:



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} \quad [2]$$

Para el agua, la autoprotólisis:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad [3]$$

Relación entre las expresiones [1], [2] y [3]:

$$\frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

b) Como se puede ver en el equilibrio de hidrólisis del  $\text{CN}^-$  se liberan iones  $\text{OH}^-$ , por tanto, para que se mantenga la  $K_w$  del agua tendrá que disminuir la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

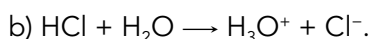
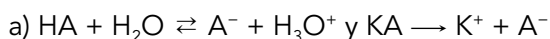
## 5 Disoluciones reguladoras

### Página 208

- 1** Una disolución reguladora está formada por un ácido monoprótico, HA, y su sal de potasio KA. Si su pH es 5,33 indicar:

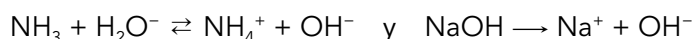
a) Las reacciones que se producen:

b) Lo que ocurrirá al añadir HCl 0,05 M



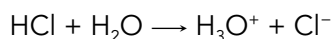
En la disolución reguladora por efecto de ion común del ácido monoprótico y su sal de potasio se produce un desplazamiento del equilibrio de disociación del HA hacia la izquierda. Al añadir el HCl la disociación en iones  $H_3O^+$  produce un nuevo desplazamiento hacia la izquierda del equilibrio, y por ello disminuye el efecto de acidificación al añadir el HCl.

- 2** ¿Qué ocurrirá al añadir NaOH 0,1 M a una disolución reguladora de amoníaco y cloruro de amonio ¿Cómo variará el pH?



Al añadir NaOH se producen iones  $OH^-$  que, por efecto de ion común con la disolución reguladora, desplazan el equilibrio hacia la producción de amoníaco (izquierda). El pH aumenta al añadir NaOH pero en menor proporción que si no existiera la disolución reguladora.

- 3** Si se añade HCl 0,1 M a la disolución reguladora del ejercicio anterior ¿Qué se producirá en el sistema respecto a la variación de su equilibrio y a su pH?



Al añadir el HCl se producen iones  $H_3O^+$ , que se unirían a los  $OH^-$  producidos por el equilibrio del  $NH_3$  en la disolución reguladora. Al disminuir la concentración de iones  $OH^-$ , el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Al añadir el ácido HCl, el pH disminuirá, pero en menor proporción que si no existiera la disolución reguladora.

## 6 Volumetrías de neutralización ácido-base

### Página 210

- 1** Si utilizamos una disolución 0,05 M de NaOH para valorar ácido clorhídrico ¿cuántos gramos de NaOH hay en 500 mL de disolución?

$$0,5 \text{ L} \cdot 0,05 \text{ moles/L} = 0,025 \text{ moles de NaOH.}$$

$$\text{Considerando su masa molar: } M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol.}$$

$$\text{La masa en gramos será: } 40 \text{ g/mol} \cdot 0,025 \text{ moles} = 1 \text{ g.}$$

- 2** Se disuelven 4,9 gramos de ácido sulfúrico en 200 mL de disolución ¿Cuál será la molaridad de esta disolución?

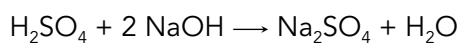
$$\text{La masa molar del ácido es: } M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol.}$$

$$\text{Calculamos los moles y dividimos por el volumen de disolución: } \frac{4,9 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ moles}$$

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V} = \frac{0,05 \text{ moles}}{0,200 \text{ L}} = 0,25 \text{ M}$$

- 3** Si se utilizan 30 mL de la disolución de ácido sulfúrico del ejercicio anterior para neutralizar 25 mL de una disolución de NaOH. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de NaOH?

Reacción de neutralización:



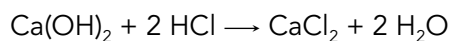
La estequiometría nos dice que por cada mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se necesitan dos moles de NaOH.

$0,030 \text{ L} \cdot 0,25 \text{ M} = 0,0075$  moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Por tanto, necesitaremos  $2 \cdot 0,0075$  moles de NaOH = 0,0150

$$V \cdot M_{\text{NaOH}} \Rightarrow M_{\text{NaOH}} = \frac{0,0150 \text{ moles}}{0,025 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}$$

- 4** Averiguar el volumen de HCl 1M que se necesita para neutralizar 20 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,5 M.

Reacción de neutralización:



$$0,020 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M} = 0,01 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

La estequiometría de la reacción es 1  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  : 2 HCl.

Por tanto, el n.º moles de HCl =  $2 \cdot 0,01 = 0,02$  moles.

$$\text{Moles de HCl} = V \cdot M_{\text{HCl}} \Rightarrow V = \frac{0,02 \text{ moles}}{1 \text{ moles/L}} = \frac{0,02 \text{ moles}}{1 \text{ moles/L}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL.}$$

## Actividades experimentales

### Página 216

#### Fabricación casera de un indicador

- 1** Da a alguien un vaso que contenga un poco de agua con extracto de lombarda y unas gotas de amoníaco casero. ¿Qué color tiene la disolución?

El extracto de lombarda tiene color verde porque las gotas de amoníaco producen un medio básico.

- 2** Pídele que sople a través de una pajita de refresco. ¿Qué observas?

Al soplar sobre el agua con extracto de lombarda se introduce dióxido de carbono que con el agua produce ácido carbónico:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ .

La disolución anterior, básica, se va acidificando y pasa del color verde al azul oscuro y posteriormente al rosa.

- 3** Si ahora se le añaden unas gotas de vinagre, la disolución adquirirá un color rojo, ¿por qué?

Al añadir unas gotas de vinagre aparece el color rojo porque las gotas de vinagre han acidificado el extracto de lombarda.

#### Cómo generar lluvia ácida

- 1** ¿Qué observas en la tira de papel?

La tira de papel con extracto de lombarda, al acercar una cerilla encendida va cambiando su color de azul oscuro a rosa.

- 2** ¿A qué se debe? ¿Puede ser debido al dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) generado en la combustión?

Se debe a que el azufre de la cerilla se oxida a dióxido de azufre, que en disolución acuosa tiene carácter ácido. Si se produjese en la combustión dióxido de carbono se produciría la misma coloración roja que en el extracto de lombarda.

### Página 217

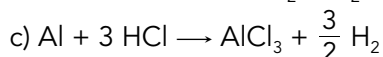
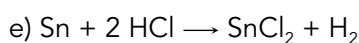
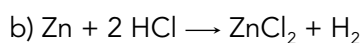
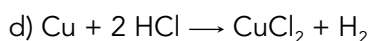
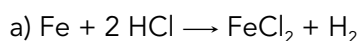
#### Reacciones de ácidos con metales

- 1** ¿Qué diferencias y similitudes se producen en cada caso?

Se producen diferencias en la reactividad y en el tiempo de reacción: el zinc reacciona inmediatamente, el aluminio tarda más en reaccionar. El hierro y el estaño precisan calentar, y el cobre no reacciona.

- 2** ¿Qué reacciones químicas tienen lugar?

Las reacciones producidas son:



- 3** ¿Qué sustancias se habrán formado?

Se forman sales: dicloruro de hierro ( $\text{FeCl}_2$ ), dicloruro de zinc ( $\text{ZnCl}_2$ ), tricloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ), dicloruro de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ) y dicloruro de estaño ( $\text{SnCl}_2$ ).



**Conductividad eléctrica de las disoluciones****1 Escribe en tu cuaderno qué observas.**

- a) No se produce ningún paso de corriente eléctrica al no haber iones en la disolución. La bombilla no se ilumina.
- b) Se produce el paso de corriente eléctrica gracias a los iones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$  en agua. La bombilla se ilumina.
- c) Se produce el paso de corriente eléctrica gracias a los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{OH}^-$  liberados en el agua. La bombilla se ilumina.

**2 ¿Puedes hacer alguna deducción sobre la conductividad de los ácidos y las bases?**

Las disoluciones acuosas de ácidos y bases conducen la corriente eléctrica a su través, ya que se disocian en sus iones en disolución acuosa.

Páginas 218 y 219

## Ácidos y bases de Arrhenius, de Brönsted-Lowry y de Lewis

- 1** Dadas las sustancias siguientes: HCl, NaOH, HNO<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> y CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, clasifícalas como ácidos o bases de Arrhenius y de Brönsted-Lowry.

HCl: Ácido de Arrhenius y de Brönsted-Lowry

NaOH: Base de Arrhenius

HNO<sub>3</sub>: Ácido de Arrhenius y de Brönsted-Lowry

Ca(OH)<sub>2</sub>: Base de Arrhenius

H<sub>2</sub>O: Ácido de Arrhenius y de Brönsted-Lowry

NH<sub>3</sub>: Base de Brönsted-Lowry

HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>: Ácido y Base de Brönsted-Lowry

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: Base de Brönsted-Lowry

- 2** Escribe los ácidos conjugados de NH<sub>3</sub>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> y CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> y escribe las bases conjugadas de HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> y HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

NH<sub>3</sub>: Ácido conjugado, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>: Ácido conjugado, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: Ácido conjugado, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

HCl: Base conjugada, Cl<sup>-</sup>

HNO<sub>3</sub>: Base conjugada, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

H<sub>2</sub>O: Base conjugada, OH<sup>-</sup>

NH<sub>3</sub>: Base conjugada, NH<sub>2</sub><sup>-</sup>

HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>: Base conjugada, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

- 3** Partiendo de las disoluciones acuosas de los ácidos HClO y HNO<sub>2</sub>. ¿Qué bases conjugadas formará cada uno y cuál de ellas será menos débil?

**Datos:**  $K_a(\text{HClO}) = 10^{-7}$ ,  $K_a(\text{HNO}_2) = 10^{-3}$

HClO: Base conjugada ClO<sup>-</sup>;  $K_a(\text{HClO}) = 10^{-7} \Rightarrow \text{ClO}^-$  Base más fuerte.

HNO<sub>2</sub>: Base conjugada NO<sub>2</sub><sup>-</sup>;  $K_a(\text{HNO}_2) = 10^{-3} \Rightarrow \text{NO}_2^-$  Base menos fuerte.

El ácido más débil es el HClO, y por tanto, su base conjugada, ClO<sup>-</sup>, es la más fuerte.

- 4** ¿Qué ácidos conjugados formarán el amoníaco y el hidróxido de sodio? ¿Cuál de ellos es menos débil? **Datos:**  $K_b(\text{amoníaco}) = 10^{-9}$ .

NH<sub>3</sub>: ácido conjugado, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>; ácido conjugado más fuerte.

NaOH: ácido conjugado, H<sub>2</sub>O; ácido conjugado más débil.

- 5** Formulando todas las especies que aparecen a continuación contesta razonadamente, según la teoría de Brönsted-Lowry: cuál o cuáles de las siguientes especies puede actuar como ácido:

a) Ácido sulfuroso (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>): ácido de Brönsted-Lowry. Cede H<sup>+</sup> al medio.

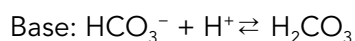
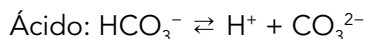
b) Ion hidrogenosulfuro (ion bisulfuro, HS<sup>-</sup>): ácido y base de Brönsted-Lowry. Cede o capta H<sup>+</sup> del medio.

c) Ion carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>): base de Brönsted-Lowry. Capta H<sup>+</sup> del medio.

d) Tribromuro de aluminio (AlBr<sub>3</sub>): ácido de Lewis (no de Brönsted-Lowry). No tiene H<sup>+</sup> para ceder pero sí se comporta como ácido.

- 6** De las siguientes especies, ¿cuál o cuáles pueden actuar como anfóteras? Escribe sus reacciones actuando como ácidos y cómo bases: a) ion sulfato; b) ion fluoruro; c) ion hidrogenocarbonato; d) ion amonio.

Solo puede comportarse como anfótero el ion hidrogenocarbonato,  $\text{HCO}_3^-$ . Sus reacciones como ácido y como base, respectivamente, son:



- 7** Indica si son ácidos o base de Lewis las siguientes especies:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NH}_2^-$  y  $\text{HSO}_4^-$ .

$\text{Ag}^+$ : Ácido de Lewis; tiene orbitales *d* vacíos.

$\text{Al}^{3+}$ : No es ácido ni base de Lewis.

$\text{S}^{2-}$ : Base de Lewis; tiene un par de electrones sin compartir.

$\text{NH}_4^+$ : No es ácido ni base de Lewis.

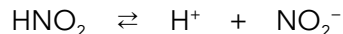
$\text{NH}_2^-$ : Base de Lewis; tiene un par de electrones sin compartir.

$\text{HSO}_4^-$ : Base de Lewis; tiene un par de electrones sin compartir.

## Fuerza de los ácidos y las bases. Concentración de sus disoluciones

- 8** La constante de disociación del ácido  $\text{HNO}_2$  es  $5,1 \cdot 10^{-4}$ . Obtén las concentraciones de ion  $\text{NO}_2^-$  cuando la disociación es del 20%.

Equilibrio de disociación:



Concentración en equilibrio  $C_0 - C_0 \cdot \alpha$      $C_0 \cdot \alpha$      $C_0 \cdot \alpha$

La disociación al 20% ( $\alpha = 0,2$ )

$$K_a = 5,1 \cdot 10^{-4} = \frac{C_0 \cdot \alpha \cdot C_0 \cdot \alpha}{C_0 - C_0 \cdot \alpha} = \frac{C_0^2 \cdot \alpha^2}{C_0 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,04 \cdot C_0}{0,8}$$

$$4,08 \cdot 10^{-4} = 0,04 \cdot C_0 \Rightarrow C_0 = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Por tanto:  $[\text{NO}_2^-] = 0,2 \cdot 1,02 \cdot 10^{-2} = 0,002 \text{ M}$ .

- 9** Determina la concentración molar del amoníaco en una disolución acuosa de uso doméstico que tiene de densidad  $0,62 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y el 6,5% en masa.

$\text{NH}_3$  al 6,5% en masa ( $d = 0,62 \text{ g/cm}^3$ )

En 1 litro habría 620 g totales de  $\text{NH}_3 \Rightarrow \frac{620 \text{ g} \cdot 6,5}{100} = 40,3 \text{ g}$  de amoníaco puro.

Considerando la masa molar del amoníaco:

$M_m(\text{NH}_3) = 14 + 3 = 17 \text{ g/mol}$ , la concentración molar será:  $\frac{40,3 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 2,37$  moles, que están en 1 L, luego  $C = 2,37 \text{ M}$ .

- 10** Una disolución acuosa concentrada de ácido clorhídrico al 38% (en masa) tiene una densidad de  $1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . ¿Cuál es su concentración molar?

$\text{HCl}$  38% en masa ( $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$ )

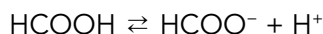
En 1 litro habría 1200 g totales de  $\text{HCl} \Rightarrow \frac{1200 \text{ g} \cdot 38}{100} = 456 \text{ g}$  de  $\text{HCl}$  puro.

Considerando la masa molar del  $\text{HCl}$ :

$M_m(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ g/mol}$ ; calculamos la concentración molar  $\frac{456 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 12,5$  moles, que están en 1 L:  $C = 12,5 \text{ M}$ .

- 11** Se prepara una disolución acuosa 0,3 M de ácido fórmico (HCOOH), calcula el tanto por ciento de disociación del ácido. Datos:  $K_a$  (HCOOH) =  $1,8 \cdot 10^{-4}$ .

El equilibrio de disociación del ácido fórmico es:



Concentración equilibrio  $C_0 - C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

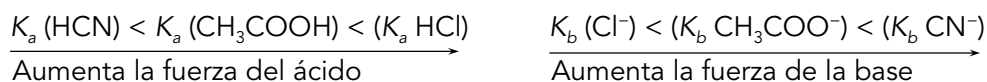
Como conocemos  $K_a$  y  $C_0$  podemos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{C_0 \cdot \alpha \cdot C_0 \cdot \alpha}{C_0 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,3 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow 0,3 \cdot \alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-4} \alpha + 1,8 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\alpha = 0,024 = 2,4\%$$

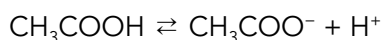
- 12** El ácido cianhídrico es más débil que el ácido acético, y este más débil que el ácido clorhídrico. Formula la expresión de sus bases conjugadas y ordénalas de menor a mayor fuerza como bases.

Bases conjugadas:  $\text{CN}^-$ ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ;  $\text{Cl}^-$



- 13** Considerando el vinagre una disolución de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) en agua de concentración 0,9 M, determina el grado de ionización del ácido acético en el vinagre.

Datos:  $K_a$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) =  $1,78 \cdot 10^{-5}$



Concentración equilibrio  $C_0 - C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$

$$K_a = 1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,9 \cdot \alpha \cdot 0,9 \cdot \alpha}{0,9 \cdot (1 - \alpha)}$$

$$0,9 \cdot \alpha^2 + 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,78 \cdot 10^{-5} = 0 \Rightarrow \alpha = 4,44 \cdot 10^{-3}$$

- 14** Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, con una concentración inicial de  $1 \cdot 10^{-2}$  M. Cuando se llega al equilibrio el ácido presenta una disociación del 1%. Calcular la constante de acidez del HA.

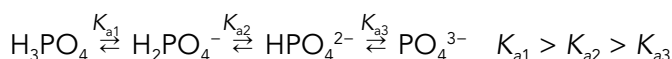


Concentración equilibrio  $C_0 - C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{C_0 \cdot \alpha \cdot C_0 \cdot \alpha}{C_0 - C_0 \cdot \alpha} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,01 \cdot 0,01^2}{1 - 0,01} = \frac{1,01 \cdot 10^{-6}}{0,99} = 1,01 \cdot 10^{-6}$$

- 15** ¿Por qué la 2ª y 3ª constantes de disociación del  $\text{H}_3\text{PO}_4$  son menores que la 1ª? ¿Qué consecuencias pueden sacarse de estos hechos?

Los tres equilibrios de disociación son:



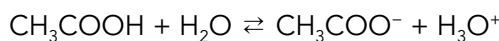
$$K_{a1} = 6 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}; \quad K_{a2} = 7 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}; \quad K_{a3} = 3,6 \cdot 10^{-13} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Cada disociación sucesiva es menor que la que la precede debido a que cuanto más negativa es la especie, es más difícil retirarle un protón.

Esto produce como consecuencia que la mayor parte de los protones se obtengan en la primera y en la segunda disociación.

- 16** Se prepara una disolución de ácido acético en agua de concentración 0,1 M. Calcula la constante de acidez del ácido acético y su grado de disociación si la concentración de ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  es  $1,26 \cdot 10^{-3}$  M.

El equilibrio que tiene lugar es:



Concentración inicial (M)                      0,1                      0                      0

Concentración equilibrio (M)     $0,1 - 0,1 \cdot \alpha$              $1,26 \cdot 10^{-3}$      $1,26 \cdot 10^{-3}$

Como conocemos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  podemos escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} = C_0 \cdot \alpha = 0,1 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,0126 = 1,26\%$$

Y la constante de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 0,1 \cdot 0,0126} = \frac{1,5876 \cdot 10^{-6}}{0,0987} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

- 17** Suponiendo que el zumo de limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) de constante de acidez  $K_a = 7,4 \cdot 10^{-4}$ , calcula la concentración de HA en ese zumo de limón si la concentración de  $\text{H}^+$  es  $3,98 \cdot 10^{-4}$  M.



Concentración inicial (M)                       $C_0$                       0                      0

Concentración equilibrio (M)  $C_0 - x$              $x = 3,98 \cdot 10^{-4}$              $x = 3,98 \cdot 10^{-4}$

La constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]}; \quad 7,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{C_0 - 3,98 \cdot 10^{-4}}$$

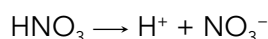
$$7,4 \cdot 10^{-4} \cdot C_0 - 7,4 \cdot 10^{-4} \cdot 3,98 \cdot 10^{-4} = (3,98 \cdot 10^{-4})^2 = 1,58 \cdot 10^{-7}$$

$$7,4 \cdot 10^{-4} \cdot C_0 = 1,58 \cdot 10^{-7} + 2,95 \cdot 10^{-7} = 4,53 \cdot 10^{-7} \Rightarrow C_0 = \frac{4,53 \cdot 10^{-7}}{7,4 \cdot 10^{-4}} = 6,11 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

## pH y pOH. Constantes $K_a$ y $K_b$

- 18** Calcula el pH y pOH de una disolución de  $\text{HNO}_3$  0,003 M.

El ácido nítrico es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado:



Por tanto, la  $[\text{HNO}_3] = [\text{H}^+] = 0,003$ ;  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,003 = 2,52$

Puesto que:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,52 = 11,48$

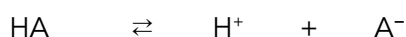
- 19** El pH de una disolución es 3,42. Calcula la concentración de iones  $\text{OH}^-$  de la disolución.

Si el  $\text{pH} = 3,42 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 3,42 = 10,58$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]; [\text{OH}^-] = 10^{-10,58} = 2,63 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

- 20** Halla el % de disociación de un ácido monoprótico si su constante de disociación es  $K_a = 1,4 \cdot 10^{-5}$ , en una disolución 0,1 M. Calcular el pH.

El equilibrio de disociación del ácido:



Concentración equilibrio     $C_0 - C_0 \cdot \alpha$              $C_0 \cdot \alpha$              $C_0 \cdot \alpha$

Según la constante de acidez:

$$K_a = 1,4 \cdot 10^{-5} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{0,1 \cdot \alpha \cdot 0,1 \cdot \alpha}{0,1 \cdot (1-\alpha)} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 0,1 \cdot \alpha^2 + 1,4 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 1,4 \cdot 10^{-5} = 0$$

Sustituimos datos sabiendo que  $C_0 = 0,1$  M, y resolvemos la ecuación de segundo grado:

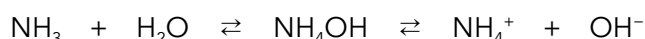
$$\alpha = 0,012 \Rightarrow 1,2\%$$

Ahora calculamos el pH a partir de la  $[H^+]$ :

$$[H^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,1 \text{ M} \cdot 0,012 = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \quad \text{pH} = -\log [H^+] = -\log 1,2 \cdot 10^{-3} = 2,92$$

### 21 Halla el pH de una disolución de amoníaco 0,05 M, cuyo grado de disociación es 0,02.

El amoníaco frente al agua actúa como una base, captando un protón y liberando iones  $\text{OH}^-$  según el equilibrio:



Concentración inicial (M)	$C_0$	0	0
---------------------------	-------	---	---

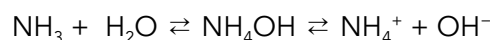
Concentración equilibrio (M)	$C_0 - C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$
------------------------------	--------------------------	--------------------	--------------------

Sustituyendo valores:

$$[\text{OH}^-] = C_0 \cdot \alpha = 0,05 \text{ M} \cdot 0,02 = 0,001 \text{ M}; \quad \text{pOH} = -\log 0,001 = 3; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

### 22 Para que una disolución de amoníaco tenga un pH = 10. ¿Cuál será la molaridad de esta disolución?

El equilibrio de disociación:



Concentración inicial (M)	$C_0$	0	0
---------------------------	-------	---	---

Concentración equilibrio (M)	$C_0 - x$	$x$	$x$
------------------------------	-----------	-----	-----

A partir del dato de pH, calculamos el pOH y la  $[\text{OH}^-]$

$$\text{pH} = 10; \quad \text{pOH} = 14 - 10 = 4 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} = x$$

La constante de basicidad del amoníaco  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$  nos permite escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{C_0 - 10^{-4}}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} C_0 - 1,8 \cdot 10^{-9} = 10^{-8} \Rightarrow C_0 = \frac{10^{-8} + 1,8 \cdot 10^{-9}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 6,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

### 23 Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, en agua, de concentración 0,1 M. Calcula la constante de acidez del ácido, si su grado de disociación es del 1%, y calcula el pH de la disolución.

El equilibrio de disociación del ácido es:



Concentración inicial (M)	$C_0$	0	0
---------------------------	-------	---	---

Concentración equilibrio (M)	$C_0 - C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$
------------------------------	--------------------------	--------------------	--------------------

Y la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{C_0 \cdot \alpha \cdot C_0 \cdot \alpha}{C_0 - C_0 \cdot \alpha} = \frac{(0,1 \cdot 0,01)^2}{0,1 - (0,1 \cdot 0,01)} = \frac{10^{-6}}{10^{-1} - 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-5}$$

$$[H^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,1 \text{ M} \cdot 0,01 = 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = -\log [H^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

- 24** Calcula la concentración de iones  $\text{OH}^-$  y la constante de disociación de una disolución 0,02 M de hidróxido de amonio que está disociado el 1%.



Concentración inicial (M)	$C_0$	0	0
Concentración equilibrio (M)	$C_0 - C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$

A partir de los datos del enunciado, calculamos la  $[\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = C_0 \cdot \alpha = 0,02 \text{ M} \cdot 0,01 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Ahora calculamos  $K_b$ :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-4}}{0,02 - 2 \cdot 10^{-4}} = \frac{4 \cdot 10^{-8}}{0,199} = 2 \cdot 10^{-7}$$

- 25** La constante de acidez del ácido cianhídrico es  $4,9 \cdot 10^{-10}$  a 25 °C. ¿Cuál será la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución acuosa 0,125 M?

El equilibrio de disociación del ácido:



Concentración inicial (M)	$C_0$	0	0
Concentración equilibrio (M)	$C_0 - x$	$x$	$x$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,125 - x}$$

Al ser la constante de acidez muy pequeña (del orden de  $10^{-10}$ ) podemos hacer una aproximación, y es que  $x \rightarrow 0$ , es decir, la cantidad de ácido disociada es muy pequeña. Así, la expresión anterior de  $K_a$  queda reducida a:

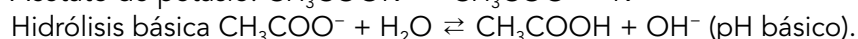
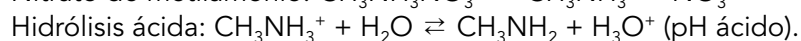
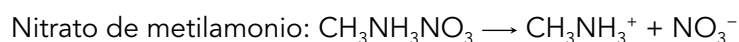
$$4,9 \cdot 10^{-10} - 0,125 = x^2 \text{ (ecuación simplificada)} \Rightarrow x = 7,82 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

- 26** Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando tu respuesta:

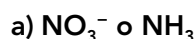
- Una disolución acuosa de  $\text{HNO}_3$  de concentración  $10^{-9}$  M tiene pH menor que 7.
  - El pH de una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  es siempre más pequeño que el de una disolución acuosa de HCl.
  - Cuando se disuelven 0.1 moles de ácido acético en agua, se obtiene una disolución con  $\text{pH} = 1$ .
- a) Verdadera. Calculamos el pH considerando, en este caso, la  $[\text{H}^+]$  que proviene del ácido y la del agua:  $[\text{H}^+] = 10^{-9} + 10^{-7} = 1,01 \cdot 10^{-7}$ ;  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1,01 \cdot 10^{-7} = 6,99$ .
- b) Falsa. El HCl es un ácido más fuerte que el  $\text{NH}_3$  y generará un pH menor.
- c) Falsa. Disolviendo 0,1 moles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en agua:  $[\text{H}^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,1 \cdot \alpha$ ; como  $\alpha < 1$   $[\text{H}^+] < 0,1$  y  $\text{pH} > 1$ .

## Hidrólisis y disoluciones reguladoras

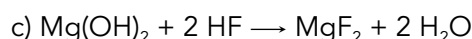
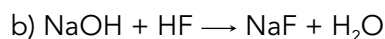
- 27** Indica dos ejemplos no desarrollados en la parte teórica, de disolución de una sal que produzca un pH ácido, y otra que produzca un pH básico. Justifica la respuesta mediante los procesos químicos que se producen.



**28** Justifica con cuál de las dos especies químicas de cada apartado, reaccionará el HF (aq) en mayor o menor medida y escribe las reacciones correspondientes:

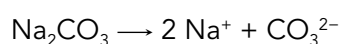


El HF es un ácido débil ( $K_a = 6,6 \cdot 10^{-4}$ ) que reaccionará con la especie más básica frente a la cual se encuentre.



**29** Si disolvemos en agua  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ¿Qué iones se producen? ¿Cuál de ellos reacciona con el agua y produce una reacción de hidrólisis? ¿Cómo será el pH de la disolución?

El carbonato de sodio se disocia en agua según:

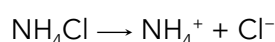


Solo el ion carbonato sufre hidrólisis según el equilibrio:

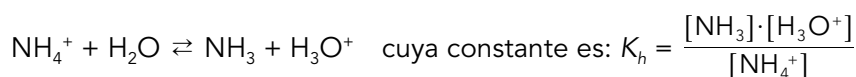


**30** Obtén la expresión de la constante de hidrólisis para la sal  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

El cloruro de amonio se disocia en agua en sus iones:

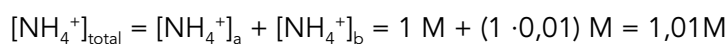
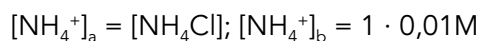
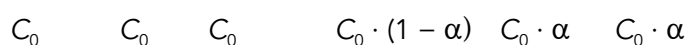


El amonio se hidroliza según el equilibrio:



**31** Tenemos una disolución reguladora formada por  $\text{NH}_4\text{Cl}$  1M y  $\text{NH}_4\text{OH}$  1M. Escribe los procesos químicos que se producen. ¿De qué depende la concentración de iones  $\text{NH}_4^+$  si la disociación del hidróxido de amonio es del 1%?

Escribimos la disociación de ambas sustancias:



$[\text{NH}_4^+]$  depende fundamentalmente de la concentración de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

## Valoraciones ácido-base

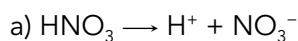
**32** Dada una disolución de ácido nítrico de  $\text{pH} = 2,30$ :

a) Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.

b) Determina el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001M a 25 mL de la primera disolución suponiendo que los volúmenes son aditivos.

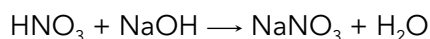
Datos: Masas atómicas Na = 23; O = 16; H = 1.





A partir del pH calculamos la  $[\text{H}^+]$ :  $\text{pH} = 2,30$ ;  $2,30 = -\log [\text{H}^+]$ ;  $[\text{H}^+] = 10^{-2,30} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ .  
 En 25 mL:  $5,01 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,025 = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$  procedentes del ácido, ya que el  $\text{HNO}_3$  es un ácido fuerte totalmente disociado.

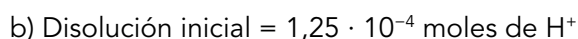
Reacción de neutralización:



Como la estequiometría es 1:1, tendremos el mismo número de moles del ácido que de base, y por tanto, los moles de  $\text{NaOH} = 1,25 \cdot 10^{-4}$

Multiplicando por su masa molar, calculamos los gramos:

$$M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol. Masa} = 40 \text{ g/mol} \cdot 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ moles} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 5 \text{ mg}$$



Disolución  $\text{NaOH}$ :  $V \cdot M = 25 \text{ mL} \cdot 0,001 \text{ M} = 0,025 \text{ L} \cdot 0,001 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = 2,5 \cdot 10^{-5}$  moles de  $\text{OH}^-$  gastados en la neutralización.

Habrán reaccionado con la misma cantidad de  $\text{H}^+$ .

$$\text{Cantidad final de } \text{H}^+ = 1,25 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-5} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$\text{La concentración será: } [\text{H}^+] = \frac{0,0001 \text{ moles}}{0,050 \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-3}; \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-3} = 2,7$$

**33** Uno de los medicamentos empleados para tratar la acidez de estómago es el hidróxido de aluminio. Si un paciente produce 3 litros de jugo gástrico al día que contienen  $\text{HCl}$  de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . Calcula:

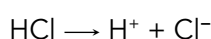
a) ¿Cuál es el pH de esos jugos gástricos?

b) ¿Cuántos gramos de  $\text{HCl}$  contienen estos 3 litros de jugo gástrico?

c) ¿Cuántos gramos de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  debe tomar diarios para mantener neutro el pH del estómago?

**Datos:** Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35,5$ ,  $\text{H} = 1,0$ ,  $\text{Al} = 28,1$  y  $\text{O} = 16,0$ .

a) El ácido  $\text{HCl}$  se disocia según:



Todos los  $\text{H}^+$  proceden del  $\text{HCl}$ , por tanto:  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (6 \cdot 10^{-3}) = 2,22$

b) La masa molar del  $\text{HCl}$  nos permite calcular su masa:

$$6 \cdot 10^{-3} \text{ moles/litro} \cdot 3 \text{ litros} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ moles};$$

$$M_m(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ g/mol}; \quad \text{masa} = 0,018 \text{ moles} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 0,657 \text{ g}$$



$$n^\circ \text{ moles } \text{Al}(\text{OH})_3 = \frac{n^\circ \text{ moles HCl}}{3} = \frac{0,018 \text{ moles}}{3} = 0,006 \text{ moles (por la estequiometría de la reacción } 1 \text{ Al}(\text{OH})_3 : 3 \text{ HCl).}$$

$$\text{Masa } \text{Al}(\text{OH})_3 = 79,1 \text{ g/mol} \cdot 0,006 \text{ moles} = 0,475 \text{ g}$$

**34** Industrialmente se pelan las patatas sumergiéndolas varios minutos en una disolución de hidróxido sódico de una concentración mínima del 10% a una temperatura de aproximadamente  $70^\circ \text{C}$ , cuya densidad es  $1,026 \text{ g/cm}^3$ . Si al comenzar el día se prepara un tanque de 1000 L con una concentración de  $\text{NaOH}$  del 15% y una densidad de  $1,030 \text{ g/cm}^3$ , y al final del día la concentración de  $\text{NaOH}$  es 2,56 M, Calcula:

a) ¿Cuál es la concentración de  $\text{NaOH}$  en el tanque al principio del día?

b) ¿Cuál es el pH de la disolución del tanque al final del día?

c) ¿Cuántos kilos de  $\text{NaOH}$  es necesario añadir al tanque cada día?

d) ¿Cuántos kilos de  $\text{HCl}$  haría falta para neutralizar el tanque al final del día?

**Datos:**  $K_w = 10^{-14}$ ; Masas atómicas:  $\text{Na} = 23,0$ ,  $\text{O} = 16,0$ ,  $\text{H} = 1,0$  y  $\text{Cl} = 35,5$ .

a)  $1000 \text{ L} \cdot 1030 \text{ g/L} = 1,03 \cdot 10^6 \text{ g}$  totales de NaOH

Como el NaOH es al 15%:  $\frac{1,03 \cdot 10^6 \text{ g} \cdot 15}{100} = 154500 \text{ g NaOH puro}$

Considerando la masa molar del NaOH:  $M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

Los moles NaOH puro =  $\frac{154500 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 3862,5 \text{ moles}$

Y su concentración:  $[\text{NaOH}] = 3862,5 \text{ mol}/1000 \text{ L} = 3,86 \text{ M}$ .

b) El hidróxido de sodio está totalmente disociado.

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$   $[\text{NaOH}]_{\text{final}} = 2,56 \text{ moles/litro}$

Calculamos la  $[\text{OH}^-]$  y a partir de ella el pOH y el pH:

$[\text{OH}^-] = 2,56 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -0,4 \Rightarrow \text{pH} = 14 - (-0,4) = 14,4$

También se podría calcular:

$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{2,56 \text{ M}} = 3,90 \cdot 10^{-15} \text{ M}$

$\text{pH} = -\log (3,9 \cdot 10^{-15}) = 14,4$

c) Calculamos la masa a partir de la concentración:

$[\text{NaOH}]_{\text{día}} = 3,86 \text{ M} - 2,56 \text{ M} = 1,3 \text{ M}$ ;  $1,3 \text{ moles/litro} \cdot 1000 \text{ L} = 1300 \text{ moles}$ .

Como  $M_m(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ , tenemos  $1300 \text{ moles} \cdot 40 \text{ g/mol} = 52000 \text{ g} = 52 \text{ kg}$ .

d) La reacción de neutralización:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Si la  $[\text{NaOH}]_{\text{final}} = 2,56 \text{ M}$ , puesto que la estequiometría es 1:1 la  $[\text{HCl}] = [\text{NaOH}]_{\text{final}} = 2,56 \text{ mol/L}$ .

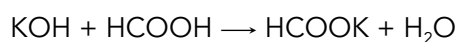
$2,56 \text{ mol/L} \cdot 1000 \text{ L} = 2560 \text{ moles}$ .

Multiplicando por  $M_m(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ g/mol}$  calculamos la masa:

Masa (HCl) =  $36,5 \text{ g/mol} \cdot 2560 \text{ moles} = 93440 \text{ g} = 93,44 \text{ kg}$ .

**35** Calcula el pH de la disolución que se obtiene al añadir 90 mL de KOH 0,2 M a 100 mL de HCOOH 0,25 M. Dato:  $K_a = 2,1 \cdot 10^{-4}$ .

Reacción de neutralización:



N.º moles KOH =  $0,090 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,018 \text{ moles}$

N.º de moles HCOOH =  $0,1 \text{ L} \cdot 0,25 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ moles}$

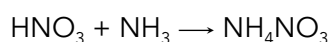
N.º de moles de ácido (exceso) =  $0,025 - 0,018 = 0,007 \text{ moles}$  (ya que reaccionan 1:1)

Suponemos los volúmenes aditivos:  $100 + 90 = 190 \text{ mL} = 0,19 \text{ L}$

$$\text{pH} = -\log [\text{ácido}] = -\log \left[ \frac{0,007 \text{ moles}}{0,190 \text{ L}} \right] = 1,43$$

**36** ¿Qué volumen de amoníaco anhidro medido a 15 °C y 750 mm de Hg, se necesitan para neutralizar 25 mL de una disolución de ácido nítrico 0,15 M.

Reacción de neutralización:



N.º de moles de  $\text{HNO}_3 = 0,025 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ moles/L} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$

N.º de moles de  $\text{NH}_3 = \text{n.º de moles de HNO}_3 = 3,75 \cdot 10^{-3}$  (al ser la estequiometría 1:1)

$$V_{\text{NH}_3} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3,75 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 15) \text{ K}}{\left(\frac{750}{760}\right) \text{ atm}} = 0,09 \text{ L} = 90 \text{ mL}$$

**37** Se prepara una disolución de ácido acético, de concentración 0,1 M, con un pH de 2,9; y una disolución de hidróxido de sodio, con 17 g de NaOH en 250 mL de disolución. Calcula:

a) El grado de disociación del ácido acético.

b) El volumen de disolución de hidróxido de sodio que es necesario para neutralizar 50 mL del ácido acético.

**Datos: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.**

a) El ácido acético es un ácido débil que se disocia según el equilibrio:



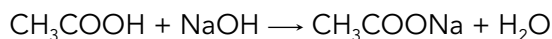
Concentración inicial (M)  $C_0$  0 0

Concentración equilibrio (M)  $C_0 - C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$   $C_0 \cdot \alpha$

pH = 2,9  $\Rightarrow$   $[\text{H}^+] = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ M} = C_0 \cdot \alpha$ .

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{C_0} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,1 \text{ M}} = 0,0126 = 1,26 \%$$

b) La reacción de neutralización es:



Calculamos la concentración del NaOH:

$$M_m (\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{N.º de moles de NaOH} = \frac{17 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,425 \text{ moles}$$

$$\text{Y su concentración: } [\text{NaOH}] = \frac{0,425 \text{ moles}}{0,250 \text{ L}} = 1,7 \text{ M.}$$

Por otro lado:

N.º de moles  $\text{CH}_3\text{COOH} = 50 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ M} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$ , que necesitarán la misma cantidad de moles de NaOH. Por tanto:

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{\text{n.º de moles}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{1,7 \text{ moles/L}} = 0,00294 \text{ L} = 2,94 \text{ mL.}$$