

## REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

### PROBLEMAS

#### · ÁCIDO/BASE DÉBIL

1. Se disuelven en agua 11,2 L de  $\text{NH}_3(g)$  medidos a 1 atmósfera de presión y 25 °C obteniéndose 1 L de disolución.

a) Halla la concentración del  $\text{NH}_3$  en la disolución.

b) Determina la concentración de  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{OH}^-$  en la disolución.

c) Calcula el pH de la disolución resultante.

Datos:  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a)  $[\text{NH}_3]_e = 0,46 \text{ M}$ ; b)  $[\text{NH}_4^+]_e = 2,9 \times 10^{-3} \text{ M}$ ;  $[\text{OH}^-]_e = 2,9 \times 10^{-3} \text{ OH}^- \text{ M}$ ; c)  $\text{pH} = 11,5$

#### Datos

gas: volumen  
presión  
temperatura

volumen de la disolución

constante de basicidad del  $\text{NH}_3$

constante de los gases ideales

producto iónico del agua

#### Incógnitas

concentración del  $\text{NH}_3$  en la disolución

concentración de  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{OH}^-$  en la disolución

pH de la disolución resultante

#### Otros símbolos

disolución

concentración (moles/L) de base débil que se disocia

cantidad de la sustancia X

concentración de la sustancia X

#### Ecuaciones

constante de basicidad de la base:  $\text{B(OH)}_b(aq) \rightleftharpoons \text{B}^{b+}(aq) + b \text{OH}^-(aq)$

ecuación de estado de los gases ideales

pH

producto iónico del agua

#### Cifras significativas: 3

$V = 11,2 \text{ L NH}_3$

$P = 1,00 \text{ atm.}$

$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

$V_D = 1,00 \text{ L}$

$K_b = 1,80 \times 10^{-5}$

$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$

$[\text{NH}_3]_e$

$[\text{NH}_4^+]_e, [\text{OH}^-]_e$

pH

$D$

$x$

$n(X)$

$[X]$

$$K_b = \frac{[\text{B}^{b+}]_e [\text{OH}^-]_e^b}{[\text{B(OH)}_b]_e}$$

$$P V = n R T$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

#### Solución:

a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas amoníaco

$$n(\text{NH}_3) = \frac{P V}{R T} = \frac{1,00[\text{atm}] \cdot 11,2[\text{L}]}{0,0820[\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 298[\text{K}]} = 0,458 \text{ mol NH}_3(g)$$

La concentración de la disolución será:

$$M = \frac{n(\text{NH}_3)}{V_D} = \frac{0,458[\text{mol NH}_3]}{1,00[\text{L D}]} = 0,458 \frac{\text{mol NH}_3}{\text{L D}} = 0,458 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta que el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



		NH <sub>3</sub>	⇌	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>
[ ] <sub>0</sub>	mol/L	0,458		0	0
[ ] <sub>d</sub>	mol/L	<i>x</i>		<i>x</i>	<i>x</i>
[ ] <sub>e</sub>	mol/L	0,458 - <i>x</i>		<i>x</i>	<i>x</i>

La constante de equilibrio  $K_b$  es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,458 - x)} = 1,80 \times 10^{-5}$$

Si, en primera aproximación, consideramos despreciable  $x$  frente a 0,458, la ecuación se reduce a:

$$x = \sqrt{0,458 \cdot 1,80 \times 10^{-5}} = 2,87 \times 10^{-3} \text{ M}$$

que, comparada con 0,458 es despreciable.

$$\text{error} = 2,87 \times 10^{-3} \text{ M} / 0,458 \text{ M} = 0,006 = 0,6 \%$$

$$0,458 - x = 0,458 - 0,003 = 0,455$$

$$[\text{NH}_3]_e = 0,455 \text{ mol NH}_3 / \text{L D} = 0,455 \text{ M}$$

$$\text{b) } \quad [\text{NH}_4^+]_e = x = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol NH}_4^+ / \text{L}$$

$$[\text{OH}^-]_e = x = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{L}$$

c) Aunque se puede calcular la  $[\text{H}^+]$  a partir del equilibrio de ionización del agua



resulta más sencillo calcular el pH de la relación:

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

que se obtiene de la anterior sin más que aplicar logaritmos y usar las definiciones de pH y pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,87 \times 10^{-3}) = 2,54$$

$$\text{pH} = 14 - 2,54 = 11,46$$

*Análisis: Este pH es consistente con lo esperado. Si el amoníaco fuese una base fuerte, el pH de una disolución  $\approx 0,5 \text{ M}$  sería  $\text{pH} \approx 14 + \log 0,5 \approx 13,3$ . Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.*

**2. A 25 °C el porcentaje de ionización de una disolución acuosa de ácido etanoico (ácido acético) 0,101 M es del 0,99 %. Calcula:**

**a) Su pH.**

**b) La constante de ionización del ácido etanoico (ácido acético) a esa temperatura.**

*(P.A.U. Jun. 00)*

**Rta.:** a) pH = 3,0; b)  $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$

### Datos

temperatura

concentración de ácido etanoico

grado de disociación del ácido etanoico

### Incógnitas

pH de la disolución

constante de acidez

### Otros símbolos

concentración (moles/L) de ácido débil que se disocia

cantidad de sustancia disociada

**Cifras significativas: 3**

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,101 \text{ M}$$

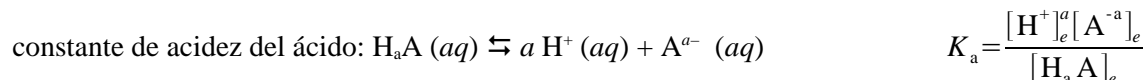
$$\alpha = 0,990\% = 9,90 \times 10^{-3}$$

pH

$K_a$

$x$

$n_d$

**Ecuaciones**

pH

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

pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

producto iónico del agua

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

grado de disociación

$$\alpha = n_d / n_0$$

**Solución:**

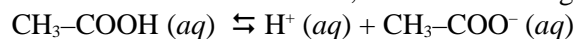
a) Se han disociado:

$$n_d(\text{CH}_3\text{-COOH}) = \alpha n_0(\text{CH}_3\text{-COOH}) =$$

$$= 9,90 \times 10^{-3} \text{ [mol CH}_3\text{-COOH disociados / mol CH}_3\text{-COOH iniciales]} \cdot 0,101 \text{ [mol CH}_3\text{-COOH iniciales]} =$$

$$= 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{-COOH disociados por cada litro de disolución.}$$

Teniendo en cuenta que el ácido etanoico es un ácido débil, se disociará en agua según la ecuación:



		CH <sub>3</sub> -COOH	⇌	H <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> -COO <sup>-</sup>
[ ] <sub>0</sub>	mol/L	0,101		0	0
[ ] <sub>d</sub>	mol/L	1,00 × 10 <sup>-3</sup>		1,00 × 10 <sup>-3</sup>	1,00 × 10 <sup>-3</sup>
[ ] <sub>e</sub>	mol/L	0,101 - 1,00 × 10 <sup>-3</sup> = 0,100		1,00 × 10 <sup>-3</sup>	1,00 × 10 <sup>-3</sup>

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$$

b) La constante de equilibrio  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{1,00 \times 10^{-3} \cdot 1,00 \times 10^{-3}}{0,100} = 1,00 \times 10^{-5}$$

**3. Una disolución de CH<sub>3</sub>-COOH 0,2 M está ionizada al 0,95 %. Calcula:****a) Las concentraciones de CH<sub>3</sub>-COOH y de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en el equilibrio.****b) La constante de ionización del ácido.****(P.A.U. Set. 99)****Rta.:** a) [CH<sub>3</sub> - COOH] ≈ 0,2 M; [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 1,9 × 10<sup>-3</sup> M; b)  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ Ver problema de [Junio 00](#)**4. A 25 °C el grado de disociación de una disolución 0,2 M de ácido acético [ácido etanoico] vale 0,0095. Calcule:****a) La concentración de iones acetato[iones etanoato], hidrogeniones e iones hidroxilo en el equilibrio****b) El pH****c) La constante de disociación del ácido acético.****(P.A.U. Set. 05)****Rta.:** a) [H<sup>+</sup>] = [CH<sub>3</sub>-COO<sup>-</sup>] = 1,9 × 10<sup>-3</sup> M; [CH<sub>3</sub>-COOH] = 0,2 M; b) pH = 2,7; c)  $K_a = 1,9 \times 10^{-5}$ **Datos**

temperatura

**Cifras significativas: 2**

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

concentración de ácido etanoico

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,20 \text{ M}$$

grado de disociación del ácido etanoico

$$\alpha = 0,0095 = 9,5 \times 10^{-3}$$

**Incógnitas**

concentraciones de los iones

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-], [\text{H}^+], [\text{OH}^-]$$

**Incógnitas**

pH de la disolución

pH

constante de acidez

 $K_a$ **Otros símbolos**

concentración (moles/L) de ácido débil que se disocia

 $x$ 

cantidad de sustancia disociada

 $n_d$ **Ecuaciones**constante de acidez del ácido:  $H_aA (aq) \rightleftharpoons a H^+ (aq) + A^{a-} (aq)$ 

$$K_a = \frac{[H^+]_e^a [A^{a-}]_e}{[H_aA]_e}$$

pH

pH =  $-\log[H^+]$ 

pOH

pOH =  $-\log[OH^-]$ producto iónico del agua:  $H_2O (l) \rightleftharpoons H^+ (aq) + OH^- (aq)$ 

pH + pOH = 14

grado de disociación

 $\alpha = n_d / n_0$ **Solución:**

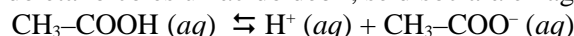
a) y b) Se han disociado:

$$n_d(\text{CH}_3\text{-COOH}) = \alpha n_0(\text{CH}_3\text{-COOH}) =$$

$$= 9,5 \times 10^{-3} [\text{mol CH}_3\text{-COOH disociados} / \text{mol CH}_3\text{-COOH iniciales}] \cdot 0,20 [\text{mol CH}_3\text{-COOH iniciales}] =$$

$$= 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{-COOH disociados por cada litro de disolución.}$$

Teniendo en cuenta que el ácido etanoico es un ácido débil, se disociará en agua según la ecuación:



		CH <sub>3</sub> -COOH	⇌	H <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> -COO <sup>-</sup>
[ ] <sub>0</sub>	mol/L	0,20		0	0
[ ] <sub>d</sub>	mol/L	2,0 × 10 <sup>-3</sup>		2,0 × 10 <sup>-3</sup>	2,0 × 10 <sup>-3</sup>
[ ] <sub>e</sub>	mol/L	0,20 - 2,0 × 10 <sup>-3</sup> = 0,20		2,0 × 10 <sup>-3</sup>	2,0 × 10 <sup>-3</sup>

Las concentraciones de iones acetato e hidrogeniones se sacan de la tabla:

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

La concentración de iones hidróxido se deduce de la constante del producto iónico del agua:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Primero se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 11,28$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,28} = 5,3 \times 10^{-12} \text{ M}$$

c) La constante de equilibrio  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{2,0 \times 10^{-3} \cdot 2,0 \times 10^{-3}}{0,20} = 2,0 \times 10^{-5}$$

**5. Dado un ácido débil monoprótico 0,01 M y sabiendo que se ioniza en un 13%, calcular:****a) La constante de ionización.****b) El pH de la disolución.****c) ¿Qué volumen de disolución 0,02 M de hidróxido sódico serán necesarios para neutralizar completamente 10 mL de la disolución del ácido anterior?****(P.A.U. Jun. 04)****Rta.:** a)  $K_a = 1,9 \times 10^{-4}$ ; b) pH = 2,9; c) V = 5 mL D NaOH

**Datos**

concentración de ácido débil monoprótico HA  
 grado de ionización del ácido  
 concentración del hidróxido de sodio  
 volumen de ácido que se debe neutralizar

**Cifras significativas: 3**

$[HA]_0 = 0,0100 \text{ M}$   
 $\alpha = 13,0\% = 0,130$   
 $[NaOH] = 0,0200 \text{ M}$   
 $V_a = 10,0 \text{ mL}$

**Incógnitas**

pH de la disolución  
 constante de acidez  
 volumen de NaOH que neutralizan 10 mL de la disolución del ácido

pH  
 $K_a$   
 $V$

**Otros símbolos**

concentración (moles/L) de ácido débil que se disocia  
 cantidad de ácido disociado

$x$   
 $n_d$

**Ecuaciones**

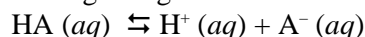
constante de acidez del ácido monoprótico:  $HA (aq) \rightleftharpoons H^+ (aq) + A^- (aq)$   $K_a = \frac{[H^+]_e [A^-]_e}{[HA]_e}$   
 pH  $pH = -\log[H^+]$   
 pOH  $pOH = -\log[OH^-]$   
 producto iónico del agua  $pH + pOH = 14$   
 grado de disociación  $\alpha = n_d / n_0$

**Solución:**

a) Se han disociado:

$$n_d(HA) = \alpha n_0(HA) = 0,130 [\text{mol HA disociados} / \text{mol HA iniciales}] \cdot 0,0100 [\text{mol HA iniciales}] = 1,30 \times 10^{-3} \text{ mol HA disociados por cada litro de disolución.}$$

Un ácido débil monoprótico se disociará en agua según la ecuación:



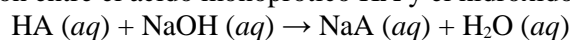
		HA	$\rightleftharpoons$	$H^+$	$A^-$
[ ] <sub>0</sub>	mol/L	0,0100		0	0
[ ] <sub>d</sub>	mol/L	$1,30 \times 10^{-3}$		$1,30 \times 10^{-3}$	$1,30 \times 10^{-3}$
[ ] <sub>e</sub>	mol/L	$0,0100 - 1,30 \times 10^{-3} = 0,0087$		$1,30 \times 10^{-3}$	$1,30 \times 10^{-3}$

La constante de equilibrio  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[A^-]_e [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{1,30 \times 10^{-3} \cdot 1,30 \times 10^{-3}}{0,0087} = 1,9 \times 10^{-4}$$

b)  $pH = -\log[H^+] = -\log(1,30 \times 10^{-3}) = 2,89$

c) La reacción de neutralización entre el ácido monoprótico HA y el hidróxido de sodio NaOH es:



El volumen de disolución 0,0200 M de NaOH necesario para neutralizar 10,0 mL de disolución de HA es:

$$V = 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 D_{HA} \cdot \frac{0,0100 \text{ mol HA}}{1 \text{ dm}^3 D_{HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 D_{NaOH}}{0,0200 \text{ mol NaOH}} = 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 D_{NaOH}$$

$$V = 5,0 \text{ cm}^3 D_{NaOH} 0,0200 \text{ M}$$



El valor que se supone que hay que poner es el de 7,0, pero una mínima imprecisión en una de las cantidades, hace que el cálculo pase del supuesto pH = 7 neutro a pH claramente básico o claramente ácido. Una variación de  $0,1 \times 10^{-3}$  mol en cualquiera de los reactivos provoca variaciones de 4 unidades de pH

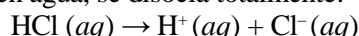
Esto está relacionado con la curva de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte, en la que se ve que la adición de una sola gota en la zona de viraje, hace que le pH cambie en 2 unidades, las suficientes para hacer cambiar el color del indicador.

b) Se procede de forma análoga que en el apartado anterior. La cantidad de HCl es la misma y la de NaOH la mitad. Escribiendo la reacción.

		HCl	NaOH	→	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O
n <sub>0</sub>	mol	$5,0 \times 10^{-3}$	$2,5 \times 10^{-3}$		0	0	
n <sub>r</sub>	mol	$2,5 \times 10^{-3}$	$2,5 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$	$2,5 \times 10^{-3}$	$2,5 \times 10^{-3}$
n <sub>f</sub>	mol	$2,5 \times 10^{-3}$	0		$2,5 \times 10^{-3}$	$2,5 \times 10^{-3}$	

$$M = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol HCl} / 0,075 \text{ L } D = 3,3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que, disuelto en agua, se disocia totalmente:



$$[\text{H}^+] = 3,3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log [\text{H}^+] = 1,5$$

La precisión en las medidas no afectan a este resultado, ya que nos encontramos alejados del punto de equivalencia.

## CUESTIONES

1. Disponemos de tres frascos sin etiquetar, que sabemos que corresponden a tres disoluciones acuosas: tetraoxosulfato(VI) de amonio [sulfato de amonio]; trioxonitrato(V) de potasio [nitrato de potasio] y oxobromato(I) de sodio [hipobromito de sodio]. ¿Cómo podríamos distinguirlos ayudándonos del papel indicador ácido-base? Razona la respuesta.

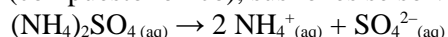
(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  pH ácido; b)  $\text{KNO}_3$  pH = 7; c)  $\text{NaBrO}$  pH básico

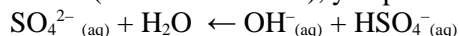
### *Solución:*

El sulfato de amonio tendrá carácter ácido.

Al disolverse el sulfato de amonio, (compuesto iónico), sus iones se solvatarán y separarán.

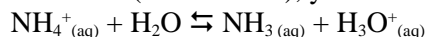


El ion sulfato proviene de un ácido fuerte (el ácido sulfúrico), y el posible equilibrio



está totalmente desplazado hacia la izquierda. No se hidroliza.

Pero el ion amonio proviene de una base débil (el amoníaco), y se hidroliza.



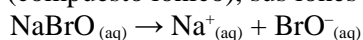
Este equilibrio produce exceso de iones hidronio, lo que confiere a la disolución un carácter ácido.

El nitrato de potasio será neutro.

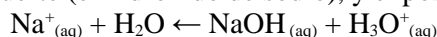
Sus iones  $\text{K}^+$  y  $\text{NO}_3^-$  provienen de especies fuertes (el hidróxido de potasio es una base fuerte y el ácido nítrico es un ácido fuerte) y no se hidrolizan. El pH de la disolución será el mismo que el del agua.

El hipobromito de sodio tendrá carácter básico.

Al disolverse el hipobromito de sodio, (compuesto iónico), sus iones se solvatarán y separarán

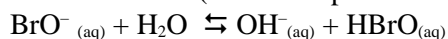


El ion sodio proviene de una base fuerte (el hidróxido de sodio), y el posible equilibrio.



está totalmente desplazado hacia la izquierda. No se hidroliza.

Pero el ion hipobromito proviene de un ácido débil (el ácido hipobromoso), y se hidroliza



Este equilibrio produce exceso de iones hidróxido, lo que da a la disolución un carácter básico.

¿Por qué el ácido sulfúrico y el ácido nítrico son fuertes, mientras el ácido hipobromoso es débil? Los hidrógenos de los ácidos están unidos a los oxígenos mediante un enlace covalente O-H, polarizado  $O \leftarrow H^+$ . Los otros oxígenos unidos al átomo central (en los casos de los ácidos nítrico y sulfúrico) ejercen un efecto inductivo que debilita el enlace OH, haciendo que se rompa más fácilmente, y la disociación es prácticamente completa.

¿Por qué los hidróxidos de sodio y potasio son bases fuertes, mientras que el amoníaco es una base débil? Los hidróxidos de sodio y potasio son compuestos iónicos, que, al disolverse en agua, liberan iones hidróxido, que, en disolución acuosa, es la base más fuerte. El amoníaco es un compuesto con un par de electrones no enlazante sobre el nitrógeno, que compite con el agua por los átomos de hidrógeno: sólo una pequeña parte de las moléculas de amoníaco consiguen captar este hidrógeno:



**2. Indica razonadamente, según la teoría de Brönsted, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

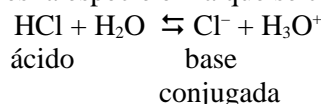
- Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
- Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón. Pon un ejemplo.
- La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte. Pon un ejemplo.

(P.A.U. Set. 98)

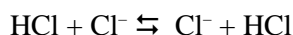
**Rta.:** a) F; b) V; c) F.

**Solución:**

a) Falso. La base conjugada de un ácido es la especie en la que se convierte cuando cede un protón.



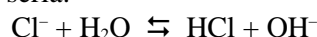
Una reacción entre un ácido y su base conjugada, no sería una reacción, ya que las especies finales son las mismas que las iniciales:



b) Verdadero. Ver el apartado anterior.

c) Falso. El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, y está totalmente disociado en iones cloruro  $\text{Cl}^-$  e iones hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$ . El equilibrio  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  está totalmente desplazado hacia la derecha. La constante de acidez  $K_a$  del HCl es muy alta.  $K_a \approx \infty$

El equilibrio de hidrólisis de la base  $\text{Cl}^-$  sería:



totalmente desplazado hacia la izquierda. Su constante de equilibrio  $K_b$  sería:

$$K_b = K_w / K_a \approx 0$$

**3. Cuando se alcanza el punto de equivalencia en una valoración ácido-base, explica razonadamente si cada una de las siguientes afirmaciones es cierta o no:**

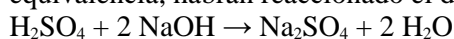
- El número de moles de ácido y de base que reaccionaron son iguales.
- El pH de la disolución formada puede ser distinto de 7.
- Los volúmenes de ácido y de base consumidos son iguales.

(P.A.U. Jun. 99)

**Rta.:** a) F; b) V; c) F.

**Solución:**

a) Falso. Si, por ejemplo, el ácido es sulfúrico y la base, hidróxido de sodio, cuando se alcance el punto de equivalencia, habrán reaccionado el doble de moles de hidróxido de sodio que de ácido sulfúrico:



b) Verdadero. Si el ácido es débil y la base fuerte, en el punto de equivalencia sólo existirá la sal, cuyo pH será básico ( $\text{pH} > 7$ ).  $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}(\text{CH}_3 - \text{COO}) + \text{H}_2\text{O}$

c) Falso. Si, por ejemplo, el ácido es clorhídrico 1,00 M y la base hidróxido de sodio 2,00 M, en el punto de equivalencia habrán reaccionado los mismos moles de clorhídrico que de hidróxido de sodio, pero el volumen de clorhídrico será el doble que el de disolución de hidróxido de sodio.

**4. Defina brevemente el concepto de disolución reguladora y señale entre los siguientes pares de sustancias, el o los que formarán una disolución reguladora:**

- Ácido clorhídrico / cloruro de sodio.
- Ácido cianhídrico / cianuro de potasio.
- Ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidrógeno] / nitrato de amonio [trioxonitrato(V) de amonio].
- Hidróxido de amonio / cloruro de amonio.

Justifique brevemente la respuesta.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) F; b) V; c) F; d) V.

**Solución:**

Una disolución reguladora es aquella que mantiene el pH prácticamente constante frente a la adición de pequeñas cantidades de ácido o base. Está formada por una mezcla de un ácido o base débil y su especie conjugada. Entre los pares propuestos, darían una disolución reguladora

b) ácido cianhídrico (ácido débil) y cianuro de potasio, que contiene la base conjugada (ion cianuro)

d) hidróxido de amonio (base débil) y cloruro de amonio, que contiene su ácido conjugado (ion amonio).

**5. Completa los siguientes equilibrios ácido-base de Brönsted-Lowry, caracterizando los correspondientes pares ácido-base conjugado:**

- $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \dots$
- $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

(P.A.U. Set. 01)

Rta.: a)  $\text{HCO}_3^-$ ; b)  $\text{NH}_3$ ; c)  $\text{HSO}_4^-$ .

**Solución:**

- $\text{HCO}_3^-$        $\text{CO}_3^{2-}$  base conjugada del ácido  $\text{HCO}_3^-$ .  $\text{H}_3\text{O}^+$  ácido conjugado de la base  $\text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{NH}_3$                $\text{NH}_4^+$  base conjugada del ácido  $\text{NH}_4^+$ .  $\text{H}_2\text{O}$  ácido conjugado de la base  $\text{OH}^-$ .
- $\text{HSO}_4^-$              $\text{SO}_4^{2-}$  base conjugada del ácido  $\text{HSO}_4^-$ .  $\text{H}_3\text{O}^+$  ácido conjugado de la base  $\text{H}_2\text{O}$ .

**6. Indique, según el concepto de Brönsted-Lowry, cuáles de las siguientes especies son ácidos, bases o anfóteros, explicando la razón de la elección:**

- $\text{S}^{2-}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$

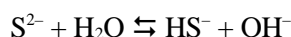
(P.A.U. Set. 02)

Rta.: a) base b) anfótero; c) ácido

**Solución:**

Según Brönsted y Lowry una sustancia se comporta como ácido en una reacción ácido-base cuando cede un protón  $\text{H}^+$ , mientras que la sustancia que lo acepta actúa como base.

a) El ion sulfuro no puede ceder un protón porque no lo tiene. Puede captar uno o dos protones y comportarse como una base. Por ejemplo con el agua:



b) El ion dihidrógenotetraoxofosfato(V) (dihidrógenofosfato) puede actuar como ácido frente a bases más fuertes, y como base frente a ácidos más fuertes. Es una sustancia anfótera:

Comportamiento como ácido:  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

Comportamiento como base:  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

c) El ácido carbónico actuará como ácido, pues cederá uno o dos protones. Por ejemplo con el agua:



7. a) Al disolver una sal en agua ¿es posible que esta disolución tenga pH básico?  
 b) Ponga un ejemplo de una sal cuya disolución acuosa presente un pH ácido y un ejemplo de una sal cuya disolución acuosa sea neutra. Razone las respuestas.

(P.A.U. Set. 02)

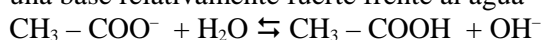
Rta.: a) Sí b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ácido,  $\text{NaCl}$  neutro

### Solución:

a) Una sal, electrolito fuerte, cuando se disuelve en agua queda totalmente dissociado en sus iones. Estos puede o no interaccionar con el agua, dependiendo de su fuerza como ácidos o bases. Si uno de los iones es una base más fuerte que el agua, se establecerá un equilibrio en el que el agua actuará como ácido y dará lugar a su base conjugada, el ion hidróxido  $\text{OH}^-$

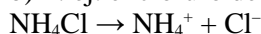
P. ej.:  $\text{Na CH}_3 - \text{COO} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3 - \text{COO}^-$

Como el ion  $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$  procede del ácido acético  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  que es un ácido débil, se comporta como una base relativamente fuerte frente al agua

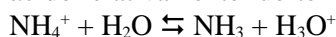


La concentración de iones hidróxido en la disolución aumenta y el pH de la disolución será básico.

b) P. ej. el cloruro de amonio. Al disolverse en agua produce:

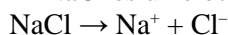


Como el ion  $\text{NH}_4^+$  procede del hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$  que es una base débil, se comporta como un ácido relativamente fuerte frente al agua

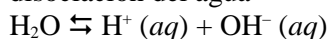


La concentración de iones hidronio en la disolución aumenta y el pH de la disolución será ácido.

El  $\text{NaCl}$  es un electrolito fuerte, que se disocia totalmente en



Pero ni el ion sodio ni el ion cloruro reaccionan con el agua, (ambos proceden de especies fuertes). Las concentraciones de protones e iones hidróxido no cambian, son las mismas que las del equilibrio de disociación del agua



y el pH de la disolución será neutro.

## LABORATORIO

1. Se desean preparar 2,0 L de una disolución de ácido nítrico que tenga pH = 1,0; partiendo de un producto comercial que es del 69 % en peso, y densidad = 1,4 g/mL. Indica el procedimiento que se debe seguir, describe el material que emplearías y realiza los cálculos necesarios.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.:  $\text{pH} = 1 \Rightarrow [\text{HNO}_3] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow V = 13 \text{ cm}^3 \text{ D}$

2. Explica detalladamente cómo se obtendría en el laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico que es aproximadamente 1 M, empleando una disolución de hidróxido de sodio, exactamente 0,01 M. Nombra el material empleado y la forma de realizar los cálculos.

(P.A.U. Jun. 97)

### Solución:

Primero se diluye cien veces la disolución de  $\text{HCl}$ . Se miden con una pipeta  $10,00 \text{ cm}^3$  de la disolución de  $\text{HCl}$  1 M y se echan en un matraz aforado de  $1000 \text{ cm}^3$ . Se añade agua hasta la marca del aforo. Se tapa y se voltea varias veces para homogeneizar.

Se llena una bureta de  $25 \text{ cm}^3$  con la disolución diluida de  $\text{HCl}$  y se abre la llave hasta que la disolución alcance el cero.

Se miden con otra pipeta  $10,00 \text{ cm}^3$  de disolución de  $\text{NaOH}$ . Se pasan a un matraz erlenmeyer y se le añaden dos gotas de disolución de fenolftaleína. La disolución debe tomar una color rosa.

Se coloca el erlenmeyer sobre un papel blanco que resalte el color rosa de la disolución y se coloca debajo de la bureta que contiene el HCl. Se abre la llave dejando caer el HCl en el erlenmeyer en chorros y se agita hasta que el color rosa desaparezca. Se anota el valor del volumen de HCl gastado.

Se tira el contenido del erlenmeyer y se lava. Se vuelven a medir con la pipeta 10,00 cm<sup>3</sup> del NaOH y se vierten en el erlenmeyer, añadiéndole dos gotas de fenolftaleína. Se vuelve a llenar la bureta con HCl diluido y se pone a cero.

Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta un cm<sup>3</sup> menos que el volumen gastado la primera vez. Se agita el erlenmeyer y se deja gotear el clorhídrico, removiendo continuamente, hasta que el color rosa desaparezca. Se anota este valor como V<sub>1</sub>.

Se repite el proceso otras dos veces tomando volúmenes V<sub>2</sub> y V<sub>3</sub>. Si los tres valores son lo suficientemente próximos ( $\pm 0,2$  cm<sup>3</sup>) se halla el valor medio. Si no, se desprecia el más alejado y se toma la media de los otros dos. V<sub>m</sub>.

La concentración del HCl diluido se calcula por estequiometría.

$$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}$$

$$[\text{HCl}]_{dil} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m \cdot M_{\text{NaOH}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m \cdot 0,01000}{0,01000 \text{ dm}^3} = V_m \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 D$$

Como el clorhídrico original se diluyó 100 veces, la concentración del clorhídrico ~1 M será

$$[\text{HCl}]_{1M} = (100 \cdot V_m) \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 D$$

3. ¿Para que sirve un matraz erlenmeyer? ¿Y un matraz kitasato? ¿Y una bureta? ¿Y una pipeta? Haz un dibujo esquemático de cada uno. Del material citado anteriormente, ¿cuál utilizarías y cómo lo emplearías en una valoración? Explícalo con un ejemplo.

(P.A.U. Jun. 99)

4. Explica cómo determinarías en el laboratorio la concentración de una disolución básica problema por medida de los volúmenes empleados del ácido y de la base. Indica el material empleado y el procedimiento seguido.

(P.A.U. Set. 99)

5. a) Disponemos en el laboratorio de un frasco que contiene una disolución de NaOH 0,1 M que quedó destapada durante 30 días. Esta disolución la habíamos preparado a partir de NaOH comercial, en lentejas, que también tenemos en el laboratorio en un frasco perfectamente cerrado. ¿Podremos considerar correcta la concentración de la disolución de NaOH? ¿Por qué?  
b) En el caso de querer valorar la disolución, describe el material, reactivos y procedimiento para ello.

(P.A.U. Jun. 00)

6. Disponemos de 20mL de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico, que se neutralizan exactamente con 10 mL de hidróxido de sodio de concentración desconocida. Determine la concentración de la base describiendo con detalle, el material, indicador y las operaciones a realizar en el laboratorio.

(P.A.U. Jun. 04)

7. Explique detalladamente (material y procedimiento) cómo se pueden reconocer ácidos y bases en el laboratorio.

(P.A.U. Set. 00 y Set. 04)

8. Indique los procedimientos que ha utilizado en el laboratorio para medir el pH de las disoluciones, señalando las características de cada uno. Cite algún ejemplo del empleo de indicadores explicando el por qué de su cambio de color.

(P.A.U. Jun. 05)

*Solución:*

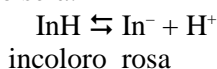
Con indicadores ácido-base como la fenolftaleína o el tornasol o el anaranjado de metilo, que adoptan distinto color según el pH. Por ejemplo la fenolftaleína es incolora a  $\text{pH} < 8$  pero toma un color rosa intenso si el  $\text{pH} > 10$

Con papel indicador universal, que va de un color rojo intenso a  $\text{pH} = 1$  hasta color azul oscuro para  $\text{pH} > 11$ .

Con un pHmetro, que consta de una sonda que se introduce en la disolución conectada a un indicador con una pantalla digital en la que aparece el valor del pH. El pH se calibra previamente en disoluciones reguladoras de pH constante 4 y 7.

Un indicador es una especie ácida o base débil en la que la forma ionizada tiene distinto color que la forma neutra.

Suponiendo un indicador ácido, el equilibrio será:



En un medio ácido, con altas concentraciones de iones  $\text{H}^+$ , el equilibrio se desplaza hacia la forma molecular incolora, pero en medio básico el equilibrio se desplaza hacia la forma coloreada disociada.

Se suele notar diferencia de color cuando la concentración de una de las formas es unas 10 veces mayor que la otra, por lo que el cambio de color no es brusco sino que ocurre en un intervalo de viraje que suele ser de 2 unidades de pH.

Cuestiones y problemas de las Pruebas de Acceso a la Universidad (P.A.U.) en Galicia.

Respuestas y composición de Alfonso J. Barbadillo Marán, [alfbar@bigfoot.com](mailto:alfbar@bigfoot.com), I.E.S. Elviña, La Coruña