

# 5 Ácidos y bases

- 5.1 Ácidos y bases de Brønsted
- 5.2 Procesos ácido-base de Brønsted en disolución acuosa
- 5.3 Fuerza relativa de ácidos y bases de Brønsted
- 5.4 Ácidos y bases de Lewis

## 5.1 Ácidos y bases de Brønsted

En 1923 Brønsted y Lowry propusieron las siguientes definiciones de ácidos y bases:

Un **ácido de Brønsted** es cualquier molécula o ion dadora de protones (iones hidrógeno,  $H^+$ ).

Una **base de Brønsted** es cualquier molécula o ion aceptora de protones (iones hidrógeno,  $H^+$ ).

**Sustancias anfipróticas.** Una sustancia que como el agua es tanto capaz de dar como de aceptar protones, se dice que es *anfiprótica*. Otro ejemplo de sustancia anfiprótica es el anión  $HCO_3^-$ .

**Reacciones entre ácidos y bases de Brønsted.** Una reacción ácido-base es una transferencia de un  $H^+$  del ácido a la base  $HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$ , donde HA y  $BH^+$  son ácidos y B y  $A^-$  son bases. Los ácidos y bases relacionados entre sí se dice que son *conjugados*. Así HA y  $BH^+$  son ácidos conjugados de las bases  $A^-$  y B, respectivamente (tabla 5.1).

Tabla 5.1. Ácidos y bases conjugados

Ácido	HCl	$HNO_3$	$H_2SO_4$	$HSO_4^-$	$H_2CO_3$	$CH_3COOH$	$H_2O$	$OH^-$	$H_3O^+$	$H_2S$	$HS^-$	$NH_3$	$NH_4^+$
Base	$Cl^-$	$NO_3^-$	$HSO_4^-$	$SO_4^{2-}$	$HCO_3^-$	$CH_3COO^-$	$OH^-$	$O^{2-}$	$H_2O$	$HS^-$	$S^{2-}$	$NH_2^-$	$NH_3$

La definición de Brønsted no hace mención específica del disolvente y puede ser aplicada a disolventes no acuosos como el amoníaco. Por la importancia del agua como disolvente en reacciones inorgánicas, a continuación se discuten los procesos ácido-base de Brønsted en agua.

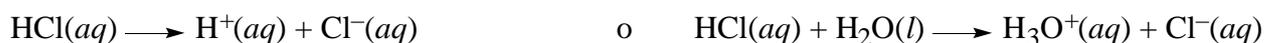
## 5.2 Procesos ácido-base de Brønsted en disolución acuosa

El agua es un participante esencial en todos los equilibrios ácido-base que ocurren en ella. Las ventajas fundamentales del concepto ácido-base de Brønsted sobre la definición anterior de Arrhenius son:

- subraya el papel fundamental que juega el disolvente en las reacciones ácido-base
- simplifica el estudio de las reacciones ácido-base en agua al unificar su tratamiento. Mientras que las clases de reacciones que vamos a ver eran diferentes en el concepto de Arrhenius, en el de Brønsted todas ellas se pueden considerar como reacciones del tipo:



**El ion hidrógeno en agua.** La naturaleza del ion hidrógeno en agua es compleja. Debido a su alto poder de polarización, algunas de las moléculas de agua que le rodean están unidas a él ya no sólo por fuerzas de Van de Waals sino por un enlace covalente. El ion hidrógeno en agua se suele representar como  $H^+(aq)$ , obviando la naturaleza real de la especie existente en disolución, o como  $H_3O^+(aq)$ , representación que sin ser más exacta que la anterior (el  $H^+$  se encuentra en realidad unido a más de una molécula de agua), presenta la ventaja de que resalta la participación del agua en los procesos ácido-base:



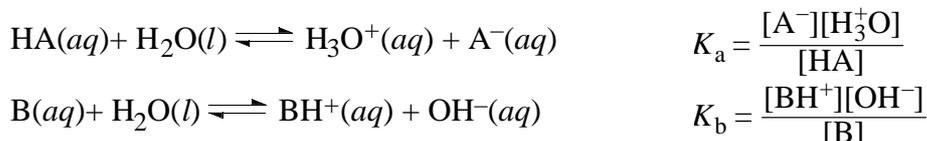
**Autoionización del agua.** La ionización del agua no es más que un proceso ácido-base de transferencia de un protón de una molécula de agua a otra:



En el equilibrio,  $[H_3O^+][OH^-] = K_w$ , donde  $K_w$  es una constante llamada *constante de ionización* o *producto iónico* del agua, y cuyo valor a 25 °C es  $1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}$ .

El agua pura y las disoluciones acuosas que mantienen  $[H^+] = [OH^-]$ , se dice que son *neutras*. Una

disolución acuosa es *ácida* cuando  $[H^+] > [OH^-]$ . Una disolución acuosa es *básica* cuando  $[H^+] < [OH^-]$ . **Ionización de un ácido o una base.** Un ácido puede ceder su protón a una molécula de agua, ionizándose. La ionización de una base se puede producir por captación de un protón de una molécula de agua. Los equilibrios de ionización de un ácido o una base quedan caracterizados mediante una constante de equilibrio llamada *constante de ionización ácida o básica* ( $K_a$  o  $K_b$ ):



Los ácidos y bases se pueden clasificar en fuertes y débiles (tabla 5.2). Son ácidos y bases *fuertes* aquellos para los que, en concentraciones ordinarias, prácticamente todas sus moléculas están disociadas. Los ácidos y bases *débiles* tienen constantes de ionización pequeñas, de forma que cuando se disuelven con concentraciones ordinarias en agua, gran parte de sus moléculas se mantienen sin disociar.

Algunos ácidos pueden ceder más de un protón. Estos ácidos reciben el nombre de *ácidos polipróticos*. Cada disociación de cada uno de los protones tiene su propia constante de disociación, observándose que su valor disminuye según se pierden protones:  $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \dots$  (tabla 5.3). De forma análoga se pueden definir las *bases polipróticas*.

Tabla 5.2. Ácidos y Bases usuales en disolución acuosa

	Ácidos	$K_a$ (en mol $l^{-1}$ )	Bases	$K_b$ (en mol $l^{-1}$ )
<b>Fuertes</b>	HCl		NaOH	
	HBr		hidróxidos del grupo 1	
	HI		Ca(OH) <sub>2</sub>	
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	(fuerte en la 1ª disociación)	hidróxidos del grupo 2, salvo Be	
	HNO <sub>3</sub>			
<b>Débiles</b>	HClO <sub>4</sub>			
	HIO <sub>3</sub>	1,7 10 <sup>-1</sup>	N(C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>3</sub>	1,0 10 <sup>-3</sup>
	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,6 10 <sup>-2</sup>	N(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	6,5 10 <sup>-5</sup>
	HClO <sub>2</sub>	1,0 10 <sup>-2</sup>	NH <sub>3</sub>	1,8 10 <sup>-5</sup>
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,1 10 <sup>-3</sup> (1ª disociación)	Piridina, C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	1,8 10 <sup>-9</sup>
	HNO <sub>2</sub>	4,3 10 <sup>-4</sup> (1ª disociación)	Urea, CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	1,3 10 <sup>-14</sup>
	HF	3,5 10 <sup>-4</sup>		
	HCOOH	1,8 10 <sup>-4</sup>		
	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	6,5 10 <sup>-5</sup>		
	CH <sub>3</sub> COOH	1,8 10 <sup>-5</sup>		
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,3 10 <sup>-7</sup> (1ª disociación)		
	HClO	3,0 10 <sup>-8</sup>		
	HBrO	2,0 10 <sup>-9</sup>		
	B(OH) <sub>3</sub>	7,2 10 <sup>-10</sup>		
	HCN	4,9 10 <sup>-10</sup>		
HIO	2,3 10 <sup>-11</sup>			

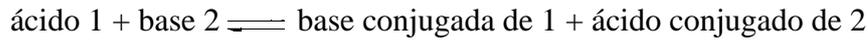
Tabla 5.3. Constantes de ionización de algunos ácidos polipróticos

Ácidos	$K_a$ (en mol $l^{-1}$ )	Ácidos	$K_a$ (en mol $l^{-1}$ )
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	(fuerte en la 1ª disociación)	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,3 10 <sup>-7</sup> (1ª disociación)
	1,20 10 <sup>-2</sup> (2ª disociación)		5,6 10 <sup>-11</sup> (2ª disociación)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,1 10 <sup>-3</sup> (1ª disociación)	H <sub>2</sub> S	1,32 10 <sup>-7</sup> (1ª disociación)
	6,3 10 <sup>-8</sup> (2ª disociación)		7,08 10 <sup>-15</sup> (2ª disociación)
	4,2 10 <sup>-13</sup> (3ª disociación)		

**Reacciones de neutralización.** En el concepto tradicional de Arrhenius, las reacciones de neutralización son reacciones entre un ácido que aporta iones hidrógeno y una base que aporta iones hidróxido:

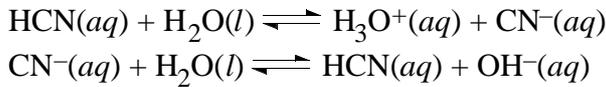


En el concepto de Brønsted, todas las reacciones:

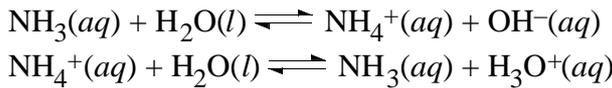


son de neutralización en la dirección en que son espontáneas, es decir, en la que se pasa de ácidos y bases más fuertes a ácidos y bases más débiles.

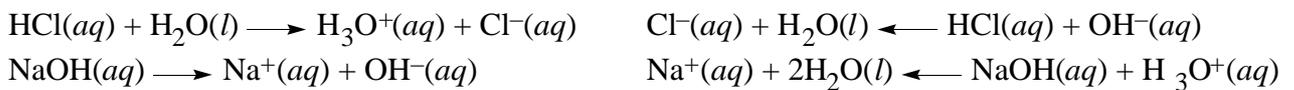
**Hidrólisis de sales.** El anión procedente de la ionización de un ácido es una base (base conjugada). A la reacción de un anión con agua se le llama *hidrólisis básica* del anión.



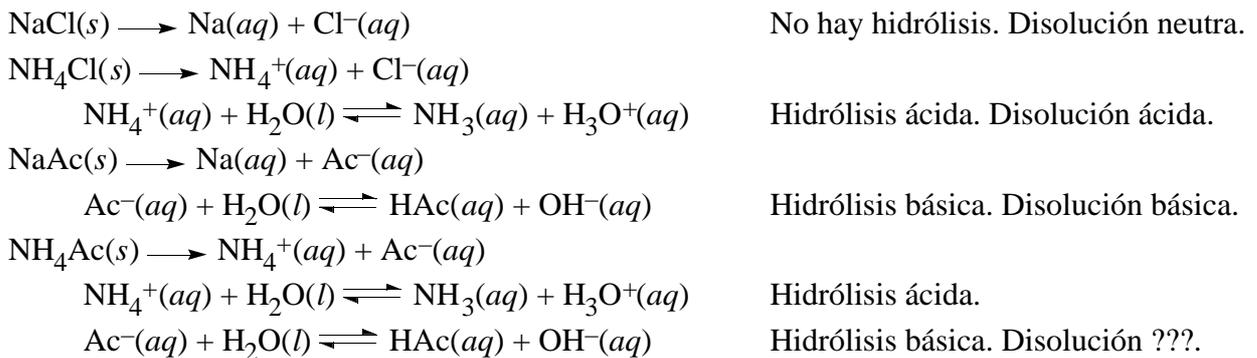
El catión procedente de la ionización de una base es un ácido (ácido conjugado). A la reacción del catión con agua se le llama *hidrólisis ácida* del catión.



Es fácil comprender que “cuanto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada”. Las bases o ácidos conjugados de ácidos o bases fuertes no sufren hidrólisis:



Las sales que contienen un catión o anión conjugado de un ácido débil, al disolverse en agua darán disoluciones no neutras:



### 5.3 Fuerza relativa de ácidos y bases de Brønsted

La constante del equilibrio  $\text{HA} + \text{B} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{BH}^+$  será tanto mayor cuanto mayor sea la fuerza del ácido y de la base. Podemos clasificar los ácidos (y análogamente las bases) por su fuerza ácida si medimos la constante de equilibrio frente a una base de referencia, por ejemplo el agua (tablas 5.4 y 5.5).

**Tabla 5.4. Constantes de ionización de ácidos en agua a 25°C,  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$**

<b>HA</b>	HClO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	HF	CH <sub>3</sub> COOH	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O
<b>K (mol l<sup>-1</sup>)</b>	>>1	>>1	>>1	>>1	1	3,5 · 10 <sup>-4</sup>	1,8 · 10 <sup>-5</sup>	4,3 · 10 <sup>-7</sup>	5,6 · 10 <sup>-10</sup>	1,0 · 10 <sup>-14</sup>

**Tabla 5.5. Constantes de ionización de bases en agua a 25°C,  $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{BH}^+$**

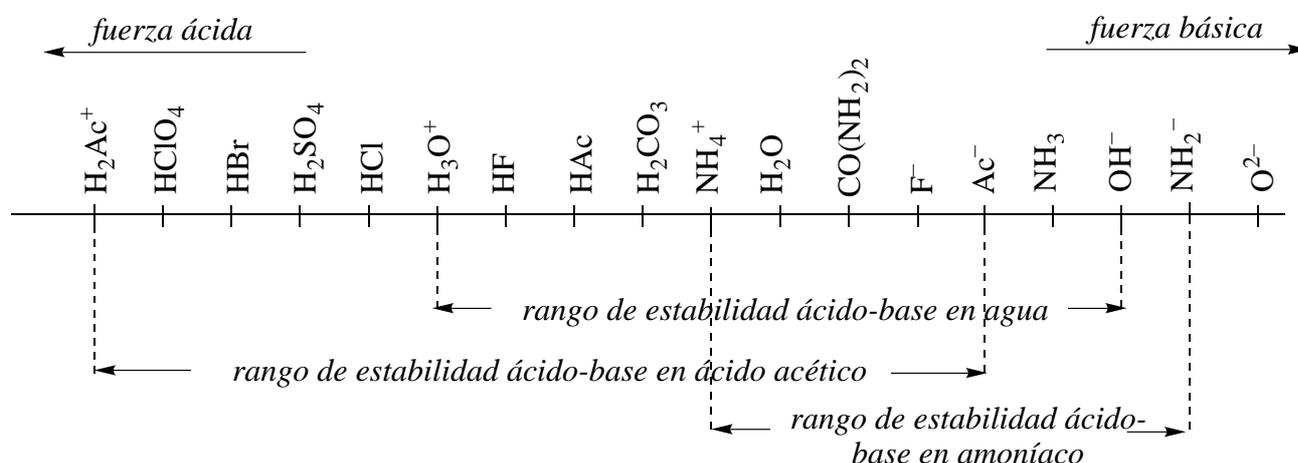
<b>B</b>	H <sub>2</sub> O	CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	NH <sub>3</sub>	OH <sup>-</sup>	NaOH	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>
<b>K (mol l<sup>-1</sup>)</b>	1,0 · 10 <sup>-14</sup>	1,3 · 10 <sup>-14</sup>	5,6 · 10 <sup>-10</sup>	1,8 · 10 <sup>-5</sup>	1	>>1	>>1	>>1

De esta forma podemos distinguir entre ácidos (y bases) fuertes (reaccionan casi completamente con el agua) y débiles (reaccionan parcialmente). Además podemos ordenar los ácidos (y bases) débiles de acuerdo a su fuerza, pero no los fuertes.

**Efecto nivelador del disolvente.** Cualquier ácido HA que sea un donador de protones más fuerte que el H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dará su protón a la molécula de H<sub>2</sub>O, por lo que estará completamente dissociado en agua. El ácido más fuerte que puede existir en agua es el H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. La base más fuerte que puede existir en agua es el OH<sup>-</sup>. Se dice que, en agua, todos los ácidos más fuertes que H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> son nivelados a la fuerza de éste y las bases más fuertes que OH<sup>-</sup> son niveladas a la fuerza de ésta.

Si queremos medir la fuerza relativa de los ácidos que son fuertes en agua debemos escoger un

disolvente más ácido que el agua, por ejemplo el ácido acético. Si queremos medir la fuerza relativa de las bases que son fuertes en agua, debemos escoger un disolvente más básico que el agua, por ejemplo el amoníaco. En la siguiente gráfica se recoge una escala relativa de fuerza de ácidos y de bases. Sólo las especies que están dentro del rango de estabilidad para cada disolvente pueden existir como tales en el disolvente señalado. Así no pueden existir en agua sustancias como HCl (se ioniza totalmente en  $\text{Cl}^-$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$ ),  $\text{NH}_2^-$  (reacciona totalmente con  $\text{H}_2\text{O}$  para dar  $\text{NH}_3$  y  $\text{OH}^-$ ) o  $\text{O}^{2-}$  (reacciona totalmente con  $\text{H}_2\text{O}$  para dar  $\text{OH}^-$ ).



## 5.4 Ácidos y bases de Lewis

**Ácidos y bases de Lewis.** Lewis formuló en 1923 una definición alternativa a la de Brønsted:

Un **ácido de Lewis** es un ion o molécula aceptor de pares electrónicos.

Una **base de Lewis** es un ion o molécula dador de pares electrónicos.

En una reacción ácido-base, el ácido y la base comparten el par electrónico aportado por la base, formando un enlace covalente,  $\text{A} + \text{:B} \rightarrow \text{A—B}$ . Todos los ácidos y bases de Brønsted son ácidos y bases de Lewis. La definición de una base de Brønsted como aceptora de  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}^+ + \text{B} \rightarrow \text{BH}^+$ , no es más que un caso particular de base de Lewis, donde  $\text{H}^+$  es el ácido de Lewis. Sin embargo, muchos ácidos de Lewis no son ácidos de Brønsted. Por ejemplo,  $\text{BF}_3$  ( $\text{BF}_3 + \text{:NH}_3 \rightarrow \text{F}_3\text{B—NH}_3$ ) o  $\text{SO}_3$  ( $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ). Las sustancias que pueden actuar a la vez como ácidos y bases de Lewis, se denominan *anfóteras*. Por ejemplo, el óxido de aluminio.

**Ácidos y bases blandos y duros.** En la definición de Lewis, la fuerza de un ácido se puede evaluar mediante la constante del equilibrio  $\text{A} + \text{:B} \rightleftharpoons \text{A—B}$ , donde B es una base de referencia. En realidad, la escala de fuerza ácida depende de la base escogida como referencia, de forma que un ácido puede ser más fuerte que otro frente a una base pero más débil frente a otra. Para los ácidos y bases de Lewis se han desarrollado reglas cualitativas que permiten preveer su fuerza y estimar qué clases de bases preferirá un ácido determinado y viceversa. Estas reglas se basan en dividir las bases en:

- *bases duras*, que son aquellas que tienen un átomo dador cuya densidad electrónica se polariza (se deforma) difícilmente. Por ello, normalmente el átomo dador es pequeño y muy electronegativo (N, O y F). Ejemplos:  $\text{F}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{R}_2\text{O}$  (éteres),  $\text{NH}_3$ .
- *bases blandas* que son aquellas que tienen un átomo dador cuya densidad electrónica se polariza (se deforma) con facilidad. Los átomos dadores son generalmente menos electronegativos y mayores que los de las bases duras (elementos no cabecera de los grupos 15 a 17). Ejemplos:  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{R}^-$ ,  $\text{RS}^-$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{RNC}$ .

En general, las bases blandas deberían ser más fuertes que las duras pues ceden con mayor facilidad el par electrónico. Ahora bien, se ha observado que ciertos ácidos forman enlaces más estables

con las bases duras que con las blandas. Los ácidos que en proporción se enlazan mejor con las bases duras reciben el nombre de *ácidos duros*. Los ácidos que en proporción se enlazan mejor con las bases blandas reciben el nombre de *ácidos blandos*. La tabla 5.6 muestra una lista de ácidos blandos y duros.

Tabla 5.6. Clasificación de ácidos de Lewis

Ácidos duros	Ácidos intermedios	Ácidos blandos
H <sup>+</sup> , Li <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>		Cu <sup>+</sup> , Ag <sup>+</sup> , Au <sup>+</sup> , Tl <sup>+</sup> , Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> , Cs <sup>+</sup>
Be <sup>2+</sup> , Mg <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup> , Sn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Zn <sup>2+</sup> , Pb <sup>2+</sup>	Pd <sup>2+</sup> , Cd <sup>2+</sup> , Pt <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup>
Al <sup>3+</sup>		Tl <sup>3+</sup>
Si <sup>4+</sup>		I <sup>+</sup> , Br <sup>+</sup> , HO <sup>+</sup> , RO <sup>+</sup>

## Bibliografía

Atkins, págs. 512–530; Dickerson, págs. 163–200; Masterton, págs. 532–565; Russell, págs. 456–478; Whitten, págs. 527–599

## Seminarios

### ácidos y bases

- 5.1 Identifica los dos pares conjugados ácido-base en cada una de las siguientes reacciones:
- $C_2H_3O_2^- + H_2O \rightleftharpoons HC_2H_3O_2 + OH^-$
  - $HF + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + F^-$
  - $Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightleftharpoons ZnO_2^- + 2H_2O$
  - $O^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2OH^-$
  - $HCN + H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2CN^+ + HSO_4^-$
- 5.2 Escribe las reacciones de autoionización para las siguientes sustancias:
- H<sub>2</sub>O(l); b) NH<sub>3</sub>(l); c) HCN(l).
- 5.3 El sulfuro de hidrógeno es un ácido más fuerte que la fosfina. ¿Qué puede concluirse sobre las fuerzas de sus bases conjugadas, HS<sup>-</sup> y PH<sub>2</sub><sup>-</sup>.
- 5.4 ¿En qué dirección varía el pH del agua pura si se le agrega cada una de las siguientes sustancias?
- HCN; b) HCl; c) NaCN; d) NaCl; e) NH<sub>4</sub>Cl; f) NH<sub>3</sub>; g) NH<sub>4</sub>CN; h) NaClO; i) Na<sub>2</sub>S; j) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- 5.5 ¿En qué sentido están desplazadas cada una de las siguientes reacciones de neutralización?
- $NaOH(aq) + HBr(aq) \rightleftharpoons Na^+(aq) + Br^-(aq) + H_2O(l)$
  - $NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$
  - $Ac^-(aq) + HCl(aq) \rightleftharpoons HAc(aq) + Cl^-(aq)$
  - $HAc(aq) + NaOH(aq) \rightleftharpoons Na^+(aq) + Ac^-(aq) + H_2O(l)$
  - $NH_4^+(aq) + NaOH(aq) \rightleftharpoons Na^+(aq) + NH_3(aq) + H_2O(l)$
  - $HAc(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + Ac^-(aq)$
  - $HIO(aq) + C_5H_5N(aq) \rightleftharpoons IO^-(aq) + C_5H_5N^+(aq)$
- 5.6 La constante ácida del H<sub>2</sub>S en agua es 1,1 · 10<sup>-7</sup> mol l<sup>-1</sup>. ¿Puedes sugerir un disolvente en el que la constante ácida sea mayor y otro en el que sea menor?
- 5.7 El amoníaco es una base débil en agua. ¿Lo es también en ácido acético?
- 5.8 El ácido acético en el disolvente ácido sulfúrico, ¿esperas que sea un ácido o una base?. ¿Y el ácido perclórico?. Escribe la reacción del ácido acético y el perclórico con el disolvente.
- 5.9 Indica si esperas que las siguientes sustancias sirvan como ácidos o bases de Lewis:
- AlCl<sub>3</sub>; b) OH<sup>-</sup>; c) Br<sup>-</sup>; d) H<sub>2</sub>O; e) NH<sub>3</sub>; f) Fe<sup>3+</sup>.
- 5.10 Los valores de pK<sub>a</sub> para la hidrólisis de Na<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup> y Mg<sup>2+</sup>, son 14,6, 12,7 y 11,4 respectivamente. Explica dicha tendencia.
- 5.11 ¿Quién crees que tiene mayor a) poder reductor, Fe<sup>3+</sup> o Fe<sup>2+</sup>?; b) fuerza ácida, Fe<sup>3+</sup> o Fe<sup>2+</sup>?; c) poder

oxidante,  $\text{Cl}_2$  o  $\text{F}_2$ ?; d) poder reductor, Li o Ca?.

- 5.12 Clasifica las siguientes sustancias como ácidos o como bases, de acuerdo a los criterios que conozcas:  
 a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; b)  $\text{SO}_2$ ; c)  $\text{BCl}_3$ ; d)  $\text{H}_2\text{O}$ ; e)  $\text{Ti}^{2+}$ ; f)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; g)  $\text{LiOH}$ ; h)  $\text{F}^-$ .
- 5.13 ¿Es  $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \longrightarrow \text{CaSiO}_3$  una reacción ácido-base de Brønsted? ¿Y de Lewis?
- 5.14 ¿Cuál es la diferencia entre una sustancia anfótera y una anfiprótica?
- 5.15 Di si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:  
 a) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí para formar sal más agua.  
 b) El ácido agua es su propia base conjugada.  
 c) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.  
 d) El  $\text{HNO}_3$  es un ácido en  $\text{NH}_3$  líquido.  
 e) El  $\text{BF}_3$  es una base de Lewis.

### Soluciones a los Seminarios

- 5.1 Ácido/Base: a)  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ; b)  $\text{HF}/\text{F}^-$ ,  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ; c)  $\text{Zn}(\text{OH})_2/\text{ZnO}_2^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ; d)  $\text{OH}^-/\text{O}^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ; e)  $\text{H}_2\text{CN}^+/\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$ .
- 5.2 a)  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ ; b)  $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$ ; c)  $2\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CN}^+ + \text{CN}^-$ .
- 5.3 Si  $\text{H}_2\text{S}$  es más ácido que  $\text{PH}_3$ , entonces  $\text{HS}^-$  es menos básico que  $\text{PH}_2^-$ .
- 5.4 La fuerza ácida será mayor en un disolvente más básico que el agua como es el  $\text{NH}_3$  y menor en un disolvente más ácido como es el ácido acético.
- 5.5 a) ácido; b) ácido; c) básico; d) invariable; e) ácido; f) básico; g) según las  $K$ ; h) básico; i) básico; j) básico.
- 5.6 Todas hacia la derecha, excepto la última.
- 5.7 No. En ácido acético es una base fuerte (ver figura en apartado 16.1).
- 5.8 El ácido acético será una base y el ácido perclórico un ácido (ver figura en apartado 16.1).
- 5.9 Ácidos de Lewis:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ . Bases de Lewis:  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ .
- 5.10 La hidrólisis de un catión es tanto más favorable cuanto mayor es su fuerza ácida (capacidad de atraer pares electrónicos de una base), y esta fuerza es tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga. Por ello el orden de acidez es  $\text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Na}^+$ , y en ese orden disminuye su hidrólisis (al disminuir la hidrólisis, disminuye  $K_a$  y aumenta  $\text{p}K_a$ ).
- 5.11 a)  $\text{Fe}^{2+}$ ; b)  $\text{Fe}^{3+}$ ; c)  $\text{F}_2$ ; d) Li.
- 5.12 Ácidos: a), b), c), e) y  $\text{NH}_4^+$  en f). Bases:  $\text{Cl}^-$  en f), g) y h). Sustancia anfiprótica:  $\text{H}_2\text{O}$ .
- 5.13 Es una reacción ácido-base de Lewis pero no de Brønsted.
- 5.14 Ver teoría.
- 5.15 a) Falso, b) falso, c) falso, d) cierto, e) falso.