Ejercicio de práctica

El nitrito de amonio, NH_4NO_2, se descompone al calentarse para formar N_2 gaseoso, según la reacción (2.53). Al calentar una muestra de NH_4NO_2 en un tubo de ensayo se obtuvo 511 mL de N_2 gaseoso sobre agua a 26ºC y a una presión total de 745 torr. ¿Cuántos gramos de NH_4NO_2 se descompusieron?

$$NH_4NO_{2(s)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} \qquad (2.53)$$

Respuesta: 1,26 g.

2.3 Disoluciones

En la sección 1.1.1 se ha explicado la composición de la materia, entre las que se distinguen las mezclas homogéneas o disoluciones. Se denominan homogéneas porque su composición y propiedades son uniformes, y son mezclas porque contienen dos o más sustancias en proporciones que pueden variar. Estas mezclas no pueden separarse por medios físicos como la centrifugación o la filtración, sino que requieren de métodos de separación en los que se llevan a cabo cambios de fase (evaporación, condensación, fusión,...).

La presencia de mezclas homogéneas en la naturaleza es considerable. En muchas reacciones químicas que se suceden a diario a nuestro alrededor intervienen las disoluciones. Es por ello que es imprescindible conocer sus características y saber interpretar su composición.

2.3.1 Composición de las disoluciones

En una disolución, se conoce como **disolvente** la sustancia que se encuentra en mayor proporción en la mezcla, o que determina el estado de agregación de la disolución. El **soluto** es el componente minoritario presente en la mezcla. Puede tratarse de un soluto o de varios solutos, y los mismos están disueltos en el disolvente. Por ejemplo, si se disuelve una pequeña cantidad de azúcar en un vaso de agua, se dice que el soluto es el azúcar y el agua es el disolvente.

Cuando el disolvente es el agua, se habla de **disoluciones acuosas**. Este tipo de disoluciones es muy común debido a la gran capacidad del agua para disolver una gran cantidad de sustancias.

Se puede hablar de disoluciones de sólidos, de líquidos o de gases. El aire, compuesto por oxígeno, nitrógeno, argón y otros gases, es un ejemplo de disolución gaseosa. El agua de

mar es una disolución líquida, mientras que una mezcla de paladio e hidrógeno será una disolución sólida.

La concentración de una disolución es probablemente la característica más importante de la misma. Es por ello que es necesario conocer su composición y saber expresarla apropiadamente.

2.3.2 Concentración de una disolución

Se entiende por concentración de una disolución a la cantidad de soluto presente en cierta cantidad de disolvente (o de disolución). Existen distintas formas de expresar la concentración. Entre las que se emplean con mayor frecuencia están: la molaridad, el porcentaje en masa, el porcentaje en volumen, el porcentaje en masa-volumen, la molalidad, las fracciones másica y molar, y partes por millón.

Molaridad

Se define como la cantidad de soluto, expresada en moles, contenida en cierto volumen de disolución, expresado en litros. Es decir:

$$M = \frac{n}{V} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \equiv \text{M}\right] \tag{2.54}$$

La unidad para expresar esta concentración es *molar*, M.

Por ejemplo, para determinar la molaridad de una disolución preparada a partir de 50,0 g de NaCl disueltos en agua hasta obtener 1550 mL de disolución, se procede de la siguiente manera:

¿? moles NaCl = 50,0/(22,990+35,453) [$g \cdot g^{-1} \cdot mol$] = 0,856 moles.

$$M_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V} = \frac{0{,}856 \text{ moles}}{(1550/1000)\text{ L}} = 0{,}552 \text{ M}.$$

Nota: En algunos casos, cuando la cantidad de soluto disuelta es pequeña respecto de la cantidad de disolvente (o no se tiene información acerca de la densidad del soluto), se desprecia el cambio de volumen que pueda experimentar el disolvente al añadírsele el soluto. Se consideraría, entonces, como volumen de la disolución el mismo volumen del disolvente.

Porcentaje en masa

El porcentaje en masa o peso porcentual se simboliza como %m, %m/m o también como %p. Se define (en porcentaje) como la masa del soluto dividida por la masa del soluto y del solvente, o, de manera equivalente, dividida por la masa de la disolución. Es decir:

$$\%m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% \,. \quad (2.55)$$

La unidad de esta concentración es tanto por ciento [e.g. $g \cdot g^{-1} \cdot \% \equiv \%$]. Las unidades de las masas deben ser las mismas para soluto, disolvente o disolución.

En una disolución de KCl, por ejemplo, formada por 0,892 g de KCl puro disueltos en 54,6 g de agua, la concentración será:

$$\%m = \frac{0{,}892 \text{ g KCl}}{0{,}892 \text{ g KCl} + 54{,}6 \text{ g } H_2O} \times 100\% = 1{,}61\%.$$

Este valor puede interpretarse también como la concentración de una disolución que contiene 1,61 g de KCl puro (el soluto) en 100 g de disolución acuosa de KCl.

Porcentaje en volumen

El porcentaje en volumen se simboliza como %v o también como %v/v. Se define como la relación porcentual entre el volumen de soluto y el volumen de la disolución, o de manera equivalente, el volumen del soluto más el volumen del disolvente. Es decir:

$$\%v = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} \times 100\% = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100\% \quad (2.56)$$

La unidad de esta concentración también es tanto por ciento [e.g. $L \cdot L^{-1} \cdot \% \equiv \%$]. Las unidades de los volúmenes deben ser las mismas para soluto, disolvente o disolución.

Por ejemplo, si se toman 150 mL de HCl puro y se disuelven en 3,00 L de agua, la concentración de la disolución obtenida es:

$$\%v = \frac{150 \text{ mL HCl puro}}{150 \text{ mL HCl puro} + 3000 \text{ mL } H_2O} \times 100\% = 4{,}76\%.$$

Este resultado puede ser interpretado como la concentración de una disolución acuosa formada por 4,76 mL de ácido puro disueltos en 100 mL de disolución.

Porcentaje en masa-volumen

Se define como la relación entre la masa de soluto y el volumen de la disolución (volumen del soluto más el volumen del disolvente), en porcentaje. Es decir:

$$\%\text{m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} \times 100\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{vol. de disolución}} \times 100\%. \qquad (2.57)$$

La unidad de esta concentración es tanto por ciento, aunque implícitamente la masa debe estar expresada en gramos y el volumen en mililitros.

Para calcular la concentración en %m/v de la disolución de 50,0 g de NaCl en 1550 mL de disolución, se procede como sigue:

$$\%\text{m/v} = \frac{50{,}0 \text{ g NaCl puro}}{1550 \text{ mL de disolución}} \times 100\% = 3{,}23\%.$$

Este valor puede interpretarse como la concentración de una disolución acuosa formada por 3,23 g de soluto disueltos en 100 mL de disolución.

Nota: En algunos casos, cuando la cantidad de soluto disuelta es pequeña respecto de la cantidad de disolvente (o no se tiene información acerca de la densidad del soluto), se desprecia el cambio de volumen que pueda experimentar el disolvente al añadírsele el soluto. Se consideraría, entonces, como volumen de la disolución el mismo volumen del disolvente.

Molalidad

Se define como el número de moles de soluto disueltos en un (1) kilogramo de disolvente. Esto quiere decir:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente}} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \equiv m\right]. \qquad (2.58)$$

La unidad es molal (*m*). Por ejemplo, para preparar una disolución acuosa 1 molal de sulfato de sodio, Na_2SO_4, es necesario disolver 1 mol de Na_2SO_4 (142,04 g de Na_2SO_4) en 1000 g de agua. Esto es:

$$m = \frac{(142{,}04 \text{ g } Na_2SO_4)/(142{,}04 \text{ g } Na_2SO_4 \text{ / mol } Na_2SO_4)}{1{,}00 \text{ kg } H_2O} = 1\,m\,(1 \text{ molal}).$$

Dependiendo de la naturaleza de la interacción soluto-disolvente, el volumen final de la disolución (volumen de agua + volumen de Na_2SO_4) será mayor o menor a 1000 mL (recuérdese que la densidad del agua pura es 1 g/mL, lo que significa que 1000 g de agua ocupan un volumen exacto de 1000 mL). También es posible, aunque muy improbable, que el volumen final sea de 1000 mL.

Fracción másica y porcentaje másico

Es una cantidad adimensional que expresa la relación de la masa de un componente de la mezcla con la masa total de la mezcla (suma de las masas de todos los componentes). Por lo tanto, toma valores mayores que 0 e inferiores o igual a 1 (cuando la mezcla tiene un solo componente, vale 1).

$$fm_i = \frac{\text{masa del componente } i}{\text{masa total de la mezcla}} = \frac{\text{masa del componente } i}{\Sigma \text{ masas de los componentes}} \tag{2.59}$$

Esta cantidad no tiene unidades. Sin embargo, las masas de los componentes deben estar todas expresdas en las mismas unidades. La suma de las fracciones másicas de los componentes de una mezcla debe ser igual a 1.

En el ejemplo de la disolución de KCl, formada por 0,892 g de KCl puro disueltos en 54,6 g de agua, las fracciones másicas de KCl y H_2O son:

$$fm_{\text{KCl}} = \frac{0{,}892}{0{,}892 + 54{,}6}\left[\frac{\text{g}}{\text{g}}\right] = 0{,}0161,$$

$$fm_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{54{,}6}{0{,}892 + 54{,}6}\left[\frac{\text{g}}{\text{g}}\right] = 0{,}984,$$

$$fm_{\text{KCl}} + fm_{\text{H}_2\text{O}} = 0{,}0161 + 0{,}984 \cong 1{,}00.$$

El **porcentaje másico** se define como la fracción másica de un componente de una mezcla multiplicada por 100. En este caso, los porcentajes másicos son 1,61% de KCl y 98,4% de H_2O.

Fracción molar y porcentaje molar

Es una cantidad adimensional que expresa la relación entre el número de moles de un componente de una mezcla con el número de moles totales de la mezcla (suma de los moles de todos los componentes). Toma valores mayores a 0 e inferiores o igual a 1 (es igual a la unidad cuando se trata de un solo componente).

$$x_i = \frac{\text{moles del componente } i}{\text{moles totales de la mezcla}} = \frac{\text{moles del componente } i}{\Sigma \text{ moles de cada componente}} = \frac{n_i}{n_t}. \tag{2.60}$$

La suma de las fracciones molares de los componentes de una mezcla debe ser igual a 1. Es decir:

$$\sum_{i=1,2,3...} x_i = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + ...} + \frac{n_2}{n_1 + n_2 + n_3 + ...} + \frac{n_3}{n_1 + n_2 + n_3 + ...} + ... = 1. \tag{2.61}$$

En la bibliografía, suele emplearse la notación x_i para definir fracciones molares de líquidos, mientras que para los gases suele utilizarse y_i.

Siguiendo con el ejemplo utilizado para calcular las fracciones másicas, se tendrá en este caso lo siguiente:

MM_{KCl} = (1)x(39,098)+(1)x(35,453) = 74,551 g KCl / mol KCl.

MM_{H_2O} = (2)x(1,0079)+(1)x(15,999) = 18,015 g H_2O / mol H_2O.

$$x_{KCl} = \frac{0{,}892/74{,}551}{(0{,}892/74{,}551)+(54{,}6/18{,}015)}\left[\frac{mol}{mol}\right] = \frac{0{,}0120}{0{,}0120+3{,}03} = 3{,}94\times10^{-3}$$

$$x_{H_2O} = \frac{54{,}6/18{,}015}{(0{,}892/74{,}551)+(54{,}6/18{,}015)}\left[\frac{mol}{mol}\right] = \frac{3{,}03}{0{,}0120+3{,}03} = 0{,}996$$

$$x_{KCl} + x_{H_2O} = 3{,}94\times10^{-3} + 0{,}996 \cong 1{,}00.$$

El **porcentaje molar** se define como la fracción molar de un componente de una mezcla multiplicada por 100. Es decir, que los porcentajes molares en el ejemplo dado son 0,394% de KCl y 99,6% de H_2O.

Parte por millón

Cuando las concentraciones son muy diluidas se utilizan relaciones como la parte por millón (ppm). Por ejemplo, si se tiene una disolución donde la cantidad de soluto está en miligramos y la cantidad de disolución está en el orden de los kilogramos, hay una relación de uno a un millón (de 1 a 10^6).

Esta unidad de concentración es muy frecuente en la industria de alimentos y productos cosméticos, que incluyen cantidades muy pequeñas de algunos componentes. En el ámbito ambiental también es frecuente su uso al referirse a ciertos niveles de agentes contaminantes en la atmósfera o en líquidos residuales.

Ejemplo 2.13: Un volumen de 25,00 mL de una disolución de K_2CrO_4 0,450M se diluye hasta obtener un volumen de 0,1000 L. ¿Cuál es la concentración (M) de la nueva disolución?

Solución: En este problema nos piden diluir una disolución agregando más disolvente. Aunque el volumen de disolución va a aumentar, los moles de soluto presentes en la disolución no van a cambiar. Entonces:

moles iniciales de soluto = moles finales de soluto.

Los moles de soluto pueden calcularse multiplicando la molaridad de la disolución por el volumen de la misma. Por lo tanto, se obtendrá que:

$$V_{inicial} M_{inicial} = V_{final} M_{final} \quad [\mathrm{L \cdot (mol \cdot L^{-1}) \equiv mol}]. \tag{2.62}$$

Sustituyendo los valores dados, podemos calcular la molaridad de la disolución final:

$$M_{final} = \frac{V_{inicial} M_{inicial}}{V_{final}} = \frac{(25/1000)\cancel{\mathrm{L}} \times 0{,}450\mathrm{M}}{0{,}1000\,\cancel{\mathrm{L}}} = 0{,}113\mathrm{M}.$$

Ejemplo 2.14: Se mezclan 5,00 g de cloruro de hidrógeno, HCl, con 35,0 g de agua, formándose una disolución cuya densidad a 20ºC es de 1,060 g/cm^3. Calcular: (a) el porcentaje en masa; (b) la molaridad; (c) la molalidad; (d) el porcentaje masa-volumen.

Solución:

Parte (a). Se resuelve a través de la ecuación (2.55), sustituyendo directamente los valores dados:

$$\%\mathrm{m} = \frac{5{,}00\ \mathrm{g\ HCl}}{5{,}00\ \mathrm{g\ HCl} + 35{,}0\ \mathrm{g\ H_2O}} \times 100\% = 12{,}5\%.$$

Parte (b). Para calcular la molaridad es necesario calcular los moles de soluto y el volumen de la disolución:

¿? moles HCl puro = 5,00 g HCl / (36,461 g HCl/mol HCl) = 0,137 mol HCl.

masa de la disolución = 5,00 g HCl + 35,0 g H_2O = 40,0 g.

$$V_{disolución} = \frac{\text{masa de la disolución}}{\text{densidad de la disolución}} = \frac{40{,}0\,\cancel{\mathrm{g}}}{1{,}060\,\cancel{\mathrm{g}}\,\mathrm{cm^{-3}}} = 37{,}7\ \mathrm{cm^3}.$$

La molaridad es:

$$M = \frac{0{,}137\ \text{moles HCl}}{(37{,}7/1000)\ \mathrm{L}} = 3{,}63\mathrm{M}.$$

Parte (c). La molalidad se obtiene al sustituir los valores ya conocidos en la ecuación (2.58):

$$m = \frac{0{,}137\ \text{moles HCl}}{(35{,}0/1000)\ \mathrm{kg\ H_2O}} = 3{,}91\ \text{molal}.$$

Parte (d). La ecuación (2.57) permite calcular esta concentración:

$$\%\mathrm{m/v} = \frac{5{,}00\ \mathrm{g\ HCl}}{37{,}7\ \mathrm{cm^3}} \times 100\% = 13{,}3\%.$$

Ejercicios de práctica

Se desea preparar 0,5 litros de una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3, 0,2M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm^3 y 33,6%m de pureza. ¿Qué volumen se debe tomar de la disolución comercial para ello?

Respuesta: 12,5 mL.

Se dispone de una disolución acuosa de ácido fosfórico, H_3PO_4, cuya etiqueta dice 35% en peso y densidad 1,38 g/mL. Determinar: (a) la molaridad; (b) las fracciones másicas de soluto y solvente; (c) su molalidad.

Respuesta: (a) 4,93M. (b) 0,35; 0,65. (c) 5,49 molal.

2.3.3 Reacciones químicas con disoluciones

Considérese ahora el caso de reacciones químicas en las que intervienen sustancias en disolución. En estos casos, hay que involucrar la información relacionada con las concentraciones de dichas sustancias para lograr estudiar la ecuación química. Véanse algunos ejemplos.

Ejemplo 2.15: Se hacen reaccionar 17,5 g de cinc con una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno al 35%m y 1,18 g/cm^3 de densidad:

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \qquad (2.63)$$

Se pide: (a) calcular el volumen de ácido necesario para una reacción completa (consumo total de los reactivos); (b) Si se toman 0,0200 L de disolución, y además se conoce que el rendimiento de la reacción es del 87%, ¿cúantos gramos de cloruro de cinc se forman?

Solución:

<u>Parte (a)</u>. Se requiere determinar primero la cantidad estequiométrica de HCl puro que reacciona con los 17,5 g de cinc. Una vez que se conoce esta cantidad, se determina el volumen de disolución acuosa de ácido que le corresponde.

¿? moles cinc = 17,5 g Zn / (65,390 g Zn/mol Zn) = 0,268 mol.

$$\text{¿? gramos HCl puro} = 0{,}268\,\cancel{\text{mol Zn}}\,\frac{2\,\cancel{\text{mol HCl}}}{1\,\cancel{\text{mol Zn}}}\,\frac{36{,}461\,\text{g HCl}}{1\,\cancel{\text{mol HCl}}} = 19{,}5\,\text{g}.$$

$$\text{¿? volumen disolución} = 19{,}5\,\cancel{\text{g HCl}}\,\text{puro}\,\frac{100\,\cancel{\text{g}}\,\text{disolución}}{35\,\cancel{\text{g HCl}}\,\text{puro}}\,\frac{1\,\text{cm}^3}{1{,}18\,\cancel{\text{g}}} = 47{,}2\,\text{cm}^3.$$

Parte (b). Ahora se toma un volumen de disolución de 20,0 cm^3. Este valor es inferior al volumen requerido para que reaccionen en su totalidad los reactivos, lo que significa que el reactivo limitante es, entonces, el HCl diluido. Determinando los moles de HCl puro contenidos en este volumen de disolución, por estequiometría y considerando el rendimiento porcentual, se procede a determinar el rendimiento real de la reacción (gramos de $ZnCl_2$):

$$¿?\ \text{moles HCl puro} = 20{,}0\ \cancel{cm^3}\ \frac{1{,}18\ \cancel{g}}{1\ \cancel{cm^3}}\ \frac{35\ \cancel{g\ HCl}\ (\text{puro})}{100\ \cancel{g}}\ \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}461\ \cancel{g\ HCl}} = 0{,}227\ \text{mol.}$$

El rendimiento teórico es:

$$0{,}227\ \cancel{\text{mol HCl}}\ \frac{1\ \cancel{\text{mol}}\ ZnCl_2}{2\ \cancel{\text{mol HCl}}}\ \frac{136{,}30\ \text{g}\ ZnCl_2}{1\ \cancel{\text{mol}}\ ZnCl_2} = 15{,}5\ \text{g}\ ZnCl_2.$$

El rendimiento real es, entonces:

$$\text{Rendimiento real} = 15{,}5\ \text{g}\ ZnCl_2 \times \frac{87}{100} = 13{,}5\ \text{g}\ ZnCl_2.$$

Ejemplo 2.16: La reacción química descrita por la ecuación (2.43) muestra la reacción del carbonato de calcio con el cloruro de hidrógeno para formar, entre otros compuestos, cloruro de calcio. El carbonato de calcio se encuentra en forma de mineral o piedra caliza en la naturaleza. Se desea determinar: (a) la cantidad de mineral, cuya riqueza en $CaCO_3$ es del 92% en peso, que se necesita para obtener 250,0 kg de $CaCl_2$; (b) el volumen de HCl comercial, al 36% de riqueza en peso y de densidad 1,18 g/mL, necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio requerido en la parte (a).

$$CaCO_{3(s)} + 2\ HCl_{(ac)} \rightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}.$$

Solución:

Parte (a). La ecuación (2.43) está ajustada. En primer lugar, se debe obtener el número de moles de $CaCl_2$ y por relaciones estequiométricas determinar la cantidad teórica requerida de carbonato de calcio. Finalmente, a partir de este último valor se debe calcular la cantidad de mineral necesario:

¿? moles $CaCl_2$ requeridos = 250,0 kg / (110,98 kg $CaCl_2$/kgmol $CaCl_2$) = 2,253 kgmol.

$$¿?\ \text{kg}\ CaCO_3 = 2{,}253\ \cancel{\text{kgmol}}\ CaCl_2\ \frac{1\ \cancel{\text{kgmol}}\ CaCO_3}{1\ \cancel{\text{kgmol}}\ CaCl_2}\ \frac{100{,}09\ \text{kg}\ CaCO_3}{1\ \cancel{\text{kgmol}}\ CaCO_3} = 225{,}5\ \text{kg.}$$

$$¿?\ \text{kg mineral} = 225{,}5\ \text{kg} \times \frac{100}{92} = 245{,}1\ \text{kg.}$$

Parte (b). Hay que determinar la cantidad teórica requerida de HCl puro. Luego, se calcula el volumen de ácido comercial (disolución acuosa) que provee esa cantidad de moles de HCL puro:

$$¿?\ \text{kg HCl} = 2{,}253\ \cancel{\text{kgmol}}\ \text{CaCl}_2 \frac{2\ \cancel{\text{kgmol}}\ \text{HCl}}{1\ \cancel{\text{kgmol}}\ \text{CaCl}_2} \frac{36{,}461\ \text{kg HCl}}{1\ \cancel{\text{kgmol}}\ \text{HCl}} = 164{,}3\ \text{kg}.$$

$$¿?\ \text{kg ácido comercial} = 164{,}3\ \text{kg} \times \frac{100}{36} = 456{,}4\ \text{kg}.$$

$$¿?\ \text{volumen ácido comercial} = 456{,}4\ \text{kg} \times \frac{(1/1000)\ \text{L}}{(1{,}18/1000)\ \text{kg}} = 386{,}8\ \text{L}.$$

Ejercicio de práctica

Para disolver 3,7 g de cinc impuro se han utilizado 127 mL de $HCl_{(ac)}$ 0,6M. Calcular la riqueza del cinc. (Se supone que las impurezas no reaccionan con el HCl(ac)). Ayuda: escriba, primero la ecuación química de la reacción.

Respuesta: 67,3%.

2.3.4 Reacciones con ácidos y bases[11]

Hay algunos aspectos de las reacciones en las que intervienen disoluciones acuosas que faltan por mencionar.

Ciertas sustancias, como el NaCl, al diluirse en agua se disocian en iones. Estas disoluciones tienen la característica de ser buenas conductoras de electricidad. La sustancia diluida recibe el nombre de electrolito. Otras sustancias, como la sacarosa o azúcar de mesa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, aunque también se disuelven en agua no forman iones y se les denomina no electrolitos. La diferencia entre unas y otras es simplemente que las primeras son compuestos iónicos, mientras que las segundas son compuestos moleculares.

Los **compuestos iónicos** se disocian en sus iones componentes al disolverse. El agua es un disolvente muy efectivo para este tipo de compuestos. Dado que los iones y las moléculas de agua se pueden mover libremente, los iones se dispersan uniformemente por toda la disolución.

[11] Los conceptos aquí mostrados están basados en la teoría de Svante Arrhenius. Se informa al lector que existe una teoría de ácidos y bases más reciente que la de Arrhenius, propuesta en 1923 por J.N. Brønsted y T.M. Lowry, que corrige algunas fallas de la primera teoría.