

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:

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

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

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

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 bases¹¹

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, C₁₂H₂₂O₁₁, 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.

El NaCl se disocia en sus iones Na^+ y Cl^- . El $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se disocia en sus iones Ca^{2+} y NO_3^- . Es importante para el lector recordar las fórmulas y cargas de los iones más comunes.

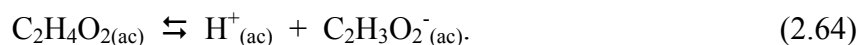
Las concentraciones relativas de los iones en disolución dependen de la fórmula química del compuesto iónico y de la concentración de este último. Por ejemplo, una disolución 0,5M de NaCl tiene una concentración 0,5M de iones Na^+ y una concentración 0,5M de iones Cl^- . De manera similar, una disolución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,025M tendrá una concentración 0,025M de iones Ca^{2+} y una concentración $2 \times (0,025\text{M}) = 0,050\text{M}$ de iones NO_3^- , puesto que hay dos iones NO_3^- por cada ión Ca^{2+} .

Los **compuestos moleculares**, al disolverse en agua, casi siempre mantienen la integridad estructural en sus moléculas, de manera que la disolución consiste en moléculas individuales (no en iones) dispersas en la disolución. Sin embargo, hay algunas excepciones importantes a este comportamiento. Los ácidos, por ejemplo, interactúan tan intensamente con las moléculas de agua que se disgregan para formar iones. El $\text{HCl}_{(\text{g})}$, al disolverse en agua, se disgrega en iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y $\text{Cl}^-_{(\text{ac})}$. Una disolución 0,2M de HCl tiene una concentración 0,2M en iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y 0,2M en iones $\text{Cl}^-_{(\text{ac})}$, y no hay presencia de moléculas de HCl.

Electrolitos fuertes y débiles

Prácticamente todos los compuestos iónicos (como el NaCl o el Na_2SO_4) y algunos compuestos moleculares (como el HCl o el H_2SO_4) existen en disolución total o casi totalmente como iones. Estos compuestos reciben el nombre de **electrolitos fuertes**. Otros compuestos moleculares que se ionizan en pequeñas cantidades cuando se disuelven reciben el nombre de **electrolitos débiles**.

El ácido acético, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, forma una cantidad muy pequeña de iones en disolución (es un electrolito débil). La reacción de ionización se escribe de la siguiente manera:



La doble flecha implica que la reacción se lleva a cabo en ambas direcciones. Es decir, que al mismo tiempo que el ácido se ioniza, algunos iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-_{(\text{ac})}$ se están recombinando para formar moléculas de ácido acético. Este proceso alcanza un estado de equilibrio químico, en el cual las concentraciones de moléculas e iones se mantienen constantes. Los aspectos sobre el equilibrio químico son explicados en mayor detalle en la Sección 7.2 de este texto.

Para representar la ionización de los electrolitos fuertes, se suele emplear una flecha simple, tal y como se ha venido mostrando para las reacciones estudiadas en las secciones

previas de este capítulo. Por ejemplo, al ser el HCl un electrolito fuerte, la reacción de disociación de este compuesto se escribe como sigue:



La flecha sencilla indica que los iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y $\text{Cl}^-_{(\text{ac})}$ no tienden a recombinarse en agua para formar moléculas de HCl.

Los ácidos y las bases

Los ácidos y las bases son los electrolitos más comunes. Son compuestos que se emplean a diario en el ambiente industrial o doméstico. Los ácidos tienen un sabor agrio e inducen cambios de color en ciertos colorantes. Las bases tienen sabor amargo, y son resbalosas (por ejemplo, un jabón).

Desde el punto de vista molecular, un **ácido** es una sustancia que puede ionizarse para formar un ión hidrógeno, aumentando en consecuencia la concentración de iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ en una disolución acuosa. Dado que un átomo de hidrógeno consiste en un protón y un electrón, H^+ no es más que un protón. Por esta razón, a los ácidos se les denomina donadores de protones. Tanto el HCl como el HNO_3 , por ejemplo, son ácidos monopróticos porque producen un solo ión H^+ por molécula. El H_2SO_4 es un ácido diprótico, que produce dos iones H^+ por molécula de ácido.

Una **base** es una sustancia que reacciona (que acepta) iones H^+ . Los iones hidróxido OH^- son básicos porque reaccionan fácilmente con H^+ para formar agua:



Cualquier sustancia que aumenta la concentración de iones $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$ cuando se agrega al agua, es una base. Por ejemplo, los hidróxidos iónicos como el NaOH, KOH y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ son bases muy comunes.

Los ácidos y bases que son electrolitos fuertes (que se ionizan totalmente al diluirse en agua) se denominan ácidos y bases fuertes. Aquellos ácidos y bases que solo se encuentran parcialmente ionizados se denominan ácidos y bases débiles.

En la tabla 2.1 se listan algunos ácidos y bases fuertes comunes, aunque son pocos. La mayor parte de los ácidos son débiles, aunque los más conocidos son precisamente los ácidos fuertes.

Tabla 2.1: Ácidos y bases fuertes más comunes

Ácidos fuertes	Bases fuertes
Ácido clórico, HClO_3	Hidróxido de litio, LiOH
Ácido clorhídrico, HCl	Hidróxido de sodio, NaOH
Ácido bromhídrico, HBr	Hidróxido de potasio, KOH
Ácido yodhídrico, HI	Hidróxido de cesio, CsOH
Ácido nítrico, HNO_3	Hidróxido de rubidio, RbOH
Ácido perclórico, HClO_4	Hidróxido de calcio, Ca(OH)_2
Ácido sulfúrico, H_2SO_4	Hidróxido de bario, Ba(OH)_2
	Hidróxido de estroncio, Sr(OH)_2

Ahora bien, la concentración del agua, $[\text{H}_2\text{O}]$, en disoluciones acuosas es muy elevada (alrededor de 55M) y se mantiene constantes en las disoluciones diluidas. Como resulta interesante estudiar el comportamiento de las restantes concentraciones, se procede a definir una nueva constante de equilibrio:

$$K_w = K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-], \quad (2.68)$$

donde K_w recibe el nombre de **producto iónico del agua**. En condición estándar de temperatura (25°C), esta constante tiene un valor de $1,0 \times 10^{-14}$. Es decir:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}. \quad (2.69)$$

La expresión (2.69) se considera suficientemente válida tanto para el agua pura como para disoluciones acuosas, bajo la suposición de que el equilibrio iónico entre las especies involucradas no se ve afectado de manera importante por la presencia de otros iones en la disolución. Esta expresión puede ser utilizada para calcular la concentración de iones H^+ , $[\text{H}^+]$, o de iones OH^- , $[\text{OH}^-]$, solo con conocer una de ellas.

Cuando en una disolución las concentraciones de H^+ y OH^- son iguales, es decir, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, se dice que la disolución es *neutra*. Es decir que, según la expresión (2.69):

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}.$$

Si $[\text{H}^+]$ es mayor que $[\text{OH}^-]$, se dice que la disolución es *ácida*. Esto es:

$$[\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \quad ([\text{OH}^-] < 1,0 \times 10^{-7}).$$

En una disolución básica sucede lo contrario, $[\text{OH}^-]$ sobrepasa a $[\text{H}^+]$:

$$[\text{OH}^-] > 1,0 \times 10^{-7} \quad ([\text{H}^+] < 1,0 \times 10^{-7}).$$

La escala de pH

Dado que la concentración de iones $H^+_{(ac)}$ en una disolución acuosa es muy pequeña, se suele expresar este valor en una escala apropiada, conocida como escala de pH, que se define como el logaritmo de base 10 negativo de la concentración de H^+ :

$$pH = -\log[H^+]. \quad (2.70)$$

Por ejemplo, en una disolución en la cual $[H^+] = 1,0 \times 10^{-5}$ el valor del pH es:

$$pH = -\log[1,0 \times 10^{-5}] = -(-5,0) = 5,0.$$

Ahora, se puede definir el tipo de solución (ácida, básica o neutra) en función de la nueva escala de pH: una solución *ácida* tendrá $pH < 7$, una solución *neutra* tendrá $pH = 7$, mientras que una solución *básica* tendrá $pH > 7$.

En el ejemplo anterior, en el cual $[H^+] = 1,0 \times 10^{-5}$, el pH calculado resultó igual a 5,0. Se trata de una disolución ácida, lo cual es lógico pues la concentración de iones H^+ es mayor que la concentración de iones OH^- ($[OH^-] = 1,0 \times 10^{-9}$).

La concentración de los iones OH^- también puede ser expresada en una escala logarítmica. Se le define como pOH, de la siguiente manera:

$$pOH = -\log[OH^-]. \quad (2.71)$$

Si se toma el logaritmo de ambos lados de la ecuación (2.69), se tiene que:

$$pH + pOH = -\log(K_w) = 14,0 \quad (2.72)$$

expresión que puede resultar útil para determinar el nivel de acidez de una disolución.

Ejemplo 2.17: Para una disolución 0,001M de HCl se desea calcular: (a) la concentración de iones H^+ ; (b) el pH; (c) la concentración de iones OH^- ; (d) el pOH.

Solución: El HCl es un ácido fuerte que se encontrará en disolución acuosa totalmente disociado. Esto significa que en la disolución habrá una concentración 0,001M de iones H^+ y una concentración 0,001M de iones Cl^- . Por lo tanto:

Parte (a). $[H^+] = 0,001M = 10^{-3}M$.

Parte (b). $pH = -\log[H^+] = -\log(0,001) = -(-3) = 3$.

Parte (c). Tomando en cuenta el producto iónico del agua, se tiene que:

$$K_w = 10^{-14} = [H^+][OH^-] \rightarrow [OH^-] = 10^{-14}(10^{-3})^{-1} = 10^{-11}M.$$

Parte (d). $pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-11}) = -(-11) = 11$. También se puede calcular utilizando la expresión (2.72):

$$pH + pOH = -\log(K_w) = 14 \rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 3 = 11.$$

Ejemplo 2.18: ¿Cuál es la concentración de iones NO_3^- en una disolución de HNO_3 que tiene un pH de 3,40?

Solución: Dado que el HNO_3 es ácido fuerte, sus moléculas se disocian totalmente en agua. Esto es:



donde las concentraciones de H^+ y NO_3^- son iguales.

La expresión del pH permite calcular la concentración de iones H^+ :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 3,40 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3,40} = 3,98 \times 10^{-4}.$$

Finalmente, $[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-] = 3,98 \times 10^{-4}$.

Ejercicio de práctica

¿Cuántos iones H^+ y OH^- hay en 250 mL de una disolución de pH igual a 3,00?

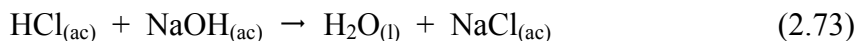
Respuesta: H^+ : $1,506 \times 10^{20}$; OH^- : $1,506 \times 10^{12}$.

Se mezclan 1,40 g de hidróxido de potasio, KOH, y 1,00 g de hidróxido de sodio, NaOH. La mezcla se disuelve en agua y se diluye hasta obtener un volumen de 100 mL. Calcular el pH de la disolución.

Respuesta: $\text{pH} = 13,7$. (Se trata de dos bases fuertes, que están completamente disociadas.)

Reacciones de neutralización

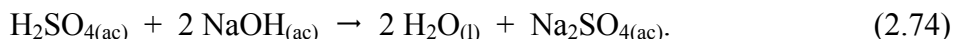
Cuando se mezcla una disolución de un ácido con una disolución básica ocurre una reacción de neutralización. Es decir, las características o propiedades de la disolución ácida se ven, parcial o totalmente, neutralizadas por la adición de la disolución básica. Por ejemplo, al mezclar cloruro de hidrógeno con una disolución de hidróxido de sodio, ocurre la siguiente reacción:



donde los productos son agua y sal de mesa. En general, toda reacción de neutralización entre un ácido y un hidróxido metálico produce agua y una sal.

Ejemplo 2.19: ¿Qué volumen de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$ al 64% m y de densidad = 1,54 g/mL serán necesarios para neutralizar 25 mL de $\text{NaOH}_{(\text{ac})}$ 0,4M?

Solución: Es necesario escribir la reacción balanceada que se lleva a cabo entre estos dos compuestos:



La relación estequiométrica entre el ácido y la base es de 1 mol a 2 moles, respectivamente. Los moles de NaOH (moles de OH^-) son:

$$\text{¿? moles NaOH (moles } \text{OH}^-) = 0,4\text{M} \times (25/1000) \text{ L} = 0,01 \text{ mol.}$$

Ahora, se calculan los gramos de H_2SO_4 necesarios para neutralizar (proporcionar la misma cantidad de iones H^+ que de iones OH^-) la reacción:

$$\text{¿? gramos } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,01 \text{ mol } \cancel{\text{NaOH}} \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{NaOH}}} \frac{98,077 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 0,490 \text{ g.}$$

El volumen de disolución ácida es:

$$\text{¿? volumen } \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} = 0,490 \text{ g} \frac{100 \text{ g}}{64 \text{ g}} \frac{1 \text{ mL}}{1,54 \text{ g}} = 0,497 \text{ mL.}$$

Ejemplo 2.20: Se ha preparado una disolución formada por 100 mL de ácido nítrico, HNO_3 , 0,500M y 300 mL de hidróxido de sodio, NaOH, 0,500M. Calcular el pH de la disolución.

Solución: En primer lugar, se debe escribir la ecuación química de la reacción:



Se trata de una neutralización, pero no se sabe si hay más ácido que base, menos ácido que base o si están en iguales cantidades. Determinemos las cantidades de cada uno:

$$\text{¿? moles NaOH (o moles } \text{OH}^-) = (300/1000) \text{ L} \times 0,500\text{M} = 0,150 \text{ moles.}$$

$$\text{¿? moles } \text{HNO}_3 \text{ (o moles } \text{H}^+) = (100/1000) \text{ L} \times 0,500\text{M} = 0,0500 \text{ moles.}$$

La base está presente en mayor cantidad (la disolución formada es básica):

$$\text{¿? moles que sobran NaOH} = 0,150 - 0,050 [\text{mol}] = 0,100 \text{ mol.}$$

Como los volúmenes de las disoluciones son aditivos, el volumen total de la disolución ácido-base formada es: $0,100 \text{ L} + 0,300 \text{ L} = 0,400 \text{ L}$.

Dado que:



la concentración de iones OH^- es igual a la concentración de NaOH. Es decir:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{0,100 \text{ mol}}{0,400 \text{ L}} = 0,250\text{M.}$$

Por lo tanto:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,250) = -(-0,602) = 0,602.$$

$$\text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 0,602 = 13,4.$$

Ejercicio de práctica

Se mezclan 45 mL de cloruro de hidrógeno 0,03M con 30 mL de hidróxido de sodio 0,05M. Calcular: (a) ¿cuál es el pH de la mezcla?; (b) ¿qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales se tendría que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?

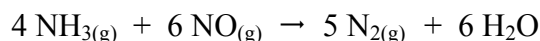
Respuesta: (a) 11,3.

(b) 5 mL de HCl.

2.4 Ejercicios propuestos

Reacciones químicas

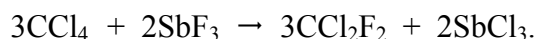
- Una de las maneras de eliminar el NO en las emisiones de humos es hacerle reaccionar con amoníaco:



Suponiendo que el rendimiento de la reacción sea del 100%: (a) ¿Cuántos litros de N_2 medidos en condiciones normales se obtendrán a partir de 17 g de NH_3 ?; (b) ¿Cuántos gramos de nitrógeno y de agua se obtendrán a partir de 180 g de NO y 180 g de NH_3 ?

Si partiendo de 68 g de NH_3 se obtienen 68 g de H_2O : (c) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?; (d) ¿Cuántos gramos de N_2 se obtendrán?

- El freón-12, $3\text{CCl}_2\text{F}_2$, gas empleado como refrigerante, se prepara por la reacción siguiente:



Si se mezclan 150 g de CCl_4 con 100 g de SbF_3 se pide : (a) ¿Cuántos gramos de CCl_2F_2 pueden formarse como máximo?; (b) ¿Cuántos gramos y de qué reactivo sobrarán, una vez que la reacción termine?

Si el rendimiento fuese de un 75%: (c) ¿Qué cantidad de freón-12 se obtendría?; (d) ¿Qué cantidad de cloruro antimonioso se obtendría?

- El bifenilo se obtiene entre el yoduro de fenilo y cobre según la reacción:



(a) ¿Cuántos gramos de yoduro de fenilo y de cobre deben emplearse para obtener 40 g de bifenilo (rendimiento teórico)?