



Los ácidos son dadores de protones. Las bases son sustancias que aceptan protones. El químico danés J. N. Brønsted propuso estas definiciones de ácido y de base generalizando la teoría de Arrhenius.

9. Equilibrios iónicos.

1 INTRODUCCION

En el presente tema estudiaremos los equilibrios que se establecen en disoluciones electrolíticas y, en especial, en las disoluciones ácidas y básicas.

Los ácidos y las bases constituyen dos de las principales familias de sustancias químicas, y una gran mayoría de los procesos químicos más comunes corresponden a reacciones ácido-base.

Los ácidos y bases se caracterizan por poseer un comportamiento experimental muy parecido; así, se denominan **ácidos** todas las sustancias que disueltas en agua:

- Conducen la corriente eléctrica.
- Modifican el color de ciertas sustancias denominadas indicadores (tornasol, fenolftaleína, papel universal, etc.), (Fig. 9.1).
- Poseen sabor agrio o ácido, (Fig. 9.2).
- Reaccionan con algunos metales como el calcio, hierro, cinc, etc., liberando hidrógeno.

Y se denominan **bases** todas aquellas que disueltas en agua:

- Conducen la corriente.
- Modifican el color de los indicadores de forma diferente que los ácidos, (Fig. 9.1).

Fig. 9.1 Los ácidos no modifican el color de la fenolftaleína y, en cambio, las bases la enrojecen.

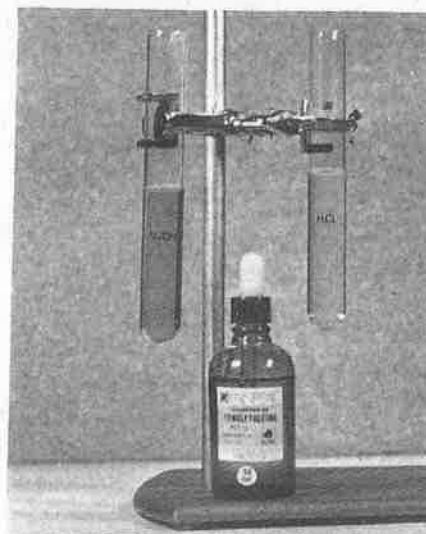
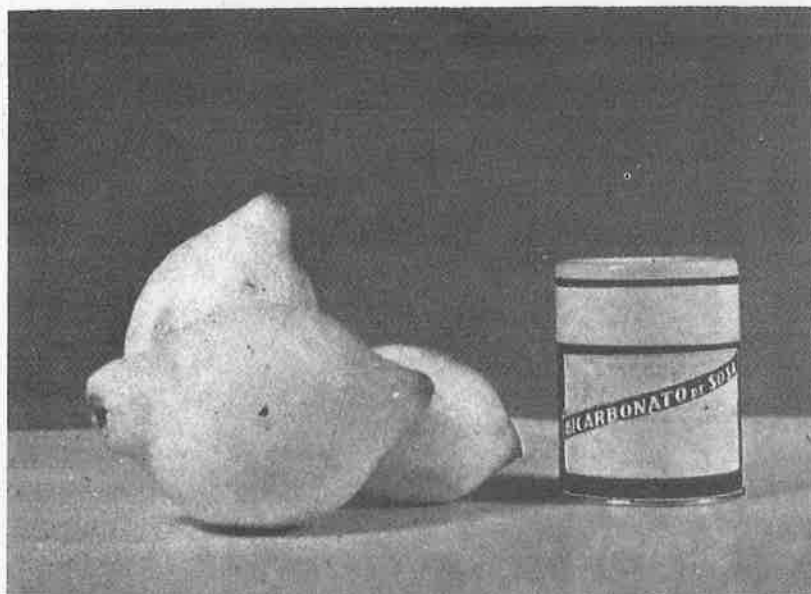


Fig. 9.2 El sabor ácido y el amargo caracterizan a los ácidos y a las bases.



c) Poseen un sabor amargo, (Fig. 9.2).

d) No atacan por lo general a los metales.

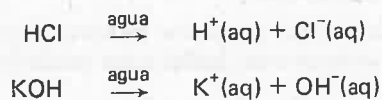
Dichas sustancias al reaccionar entre sí anulan sus propiedades.

2 CONCEPTO ACIDO-BASE DE ARRHENIUS

Pero, ¿a qué deben estas sustancias sus propiedades comunes? Si analizamos el comportamiento experimental de los ácidos, podemos comprobar que atacan a los metales liberándose hidrógeno. ¿De dónde procede este hidrógeno? Por otra parte, conducen la corriente eléctrica liberándose hidrógeno en el polo negativo. ¿Qué conclusión se puede sacar del hecho de ser conductores?

Pues bien, de este comportamiento común y característico se puede deducir que las disoluciones acuosas de estas sustancias contienen el ion $H^+(aq)$. Análogamente se llegó a la conclusión que en las disoluciones básicas las propiedades comunes se debían al ion $OH^-(aq)$.

Así, mediante este modelo se podría explicar el comportamiento común de estas sustancias; lo indicaremos con ecuaciones de ionización:

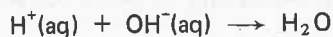


Este modelo se conoce con el nombre de *teoría de Arrhenius*.

Acido es toda sustancia que al disolverla en agua cede protones (H^+).

Base es toda sustancia que al disolverla en agua cede iones hidroxilo (OH^-).

Del conocimiento de que un ácido pierde sus propiedades en presencia de una base se puede concluir que el ion OH^- anula los efectos del ion H^+ de acuerdo con la ecuación

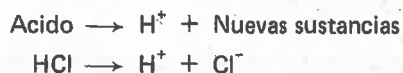


3 CONCEPTO DE BRONSTED Y LOWRY

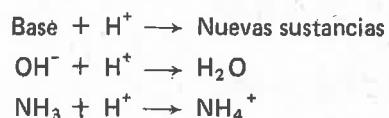
MODELO PROTONICO

El modelo de Arrhenius sobre la cesión de iones hidrógeno e hidroxilo para explicar el comportamiento ácido-base resultó ser limitado, dado que sólo era válido para disoluciones acuosas; las bases debían de contener iones OH^- y los iones por sí mismos no podían comportarse como ácidos y bases y, por esto, dicho modelo se modificó para dar paso al modelo protónico según el cual:

Acido es toda especie química capaz de ceder protones

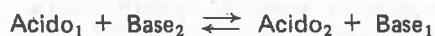


Base es toda especie química capaz de captar protones

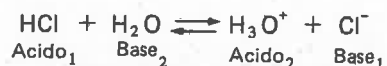


PARES ACIDO-BASE

Dado que el protón no es una especie estable, siempre que sea cedido por un ácido deberá ser captado por una base y, por ello, para que un ácido actúe como tal, debe encontrarse en presencia de una base. Así podremos generalizar que toda reacción ácido-base podrá adoptar la estructura:



En el proceso siguiente, tenemos:



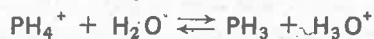
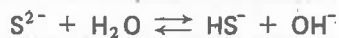
(H_3O^+ = ion hidronio)

EJERCICIOS

- 1 ¿Qué compuestos son ácido y cuáles base en el proceso siguiente?:



- 2 Coloca debajo de cada especie la palabra ácido o base, según corresponda:



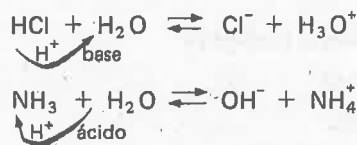
Ciertos ácidos ceden sus protones con mayor facilidad que otros y, análogamente, ciertas bases los captan con más facilidad que otras. Por lo tanto, diremos que: *un ácido es fuerte si cede protones con facilidad y débil si sucede lo contrario y paralelamente una base es fuerte si capta protones con facilidad.*

Así, el cloruro de hidrógeno y el ion hidronio son ácidos fuertes, mientras que el ácido carbónico (agua de seltz) es muy débil y, por otra parte, mientras el ion OH⁻ es una base fuerte, el amoníaco es una base débil.

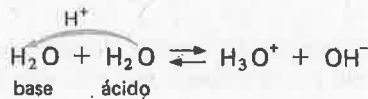
4 DISOLUCIONES ACUOSAS ACIDAS Y BASICAS. EL pH

ACIDEZ Y BASICIDAD EN FUNCION DE [H₃O⁺]

A las sustancias químicas que pueden en ocasiones ceder protones y en otras captarlos, las denominaremos anfólicas o anfóteras, siendo la más importante de ellas el agua.

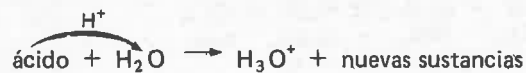


En función de este comportamiento, el agua pura puede *autoionizarse* según la ecuación:



No obstante, este proceso ocurre en muy pequeña extensión, de manera que el número de iones formados es muy pequeño, siendo su concentración a 25 °C de 10⁻⁷ mol de ion por cada dm³ de agua.

Cuando un ácido se disuelve en agua, ésta capta protones del ácido, con lo cual actúa de base y el protón se convierte en H₃O⁺ (ion hidronio) cuya concentración aumenta:

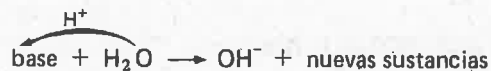


así pues, *una disolución acuosa será ácida si contiene mayor cantidad de iones H₃O⁺ que el mismo volumen de agua pura, es decir:*

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{ a } 25^\circ\text{C} \longrightarrow \text{disolución ácida}$$

[] = concentración molar

Cuando una base se disuelve en agua, ésta cede un protón a la base y se transforma en ion OH⁻ cuya concentración aumenta



Por consiguiente, *toda disolución acuosa básica será aquella que contenga una cantidad de iones OH⁻ superior al del mismo volumen de agua pura, es decir:*

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{ a } 25^\circ\text{C} \rightarrow \text{disolución básica}$$

No obstante se prefiere relacionar el carácter básico con los mismos iones H_3O^+ , que para la disolución ácida. Para ello, debemos recordar que la aparición de cierto número de iones OH^- entraña la desaparición de iones H_3O^+ presentes en el agua pura.

Diremos que una disolución básica contiene una cantidad de iones H_3O^+ inferior a la de igual volumen de agua pura a 25°C , es decir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{ a } 25^\circ\text{C} \rightarrow \text{disolución básica}$$

En toda disolución acuosa el producto de las concentraciones de los iones OH^- y H_3O^+ es constante e igual a 10^{-14} , a 25°C

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Esta constante del equilibrio de autoionización del agua se denomina *producto iónico del agua*.

EL pH COMO MEDIDA DE LA ACIDEZ

Para medir la acidez o basicidad de las disoluciones, se escogió una magnitud de cómodo empleo, relacionada con la concentración de iones de hidronio, a la cual denominaremos *pH*, que definiremos como *el logaritmo decimal, cambiado de signo, de la concentración de iones H_3O^+* :

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

En una disolución neutra:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

En una disolución ácida:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \quad \text{pH} < 7$$

En una disolución básica:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \quad \text{pH} > 7$$

Luego la escala de *pH* abarca del cero al catorce:

$$0 \leq \text{pH} \leq 14$$

	DISOLUCION ACIDA					DISOLUCION NEUTRA	DISOLUCION BASICA								
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
<i>pH</i>	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

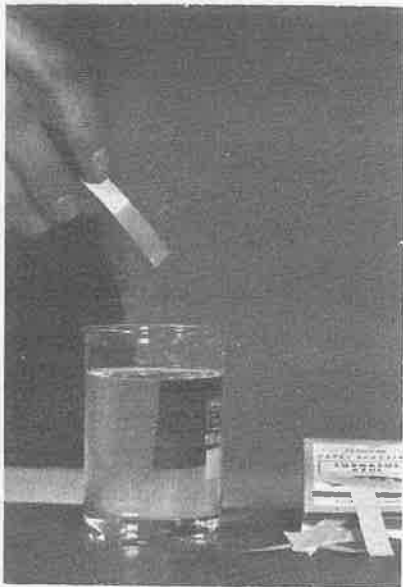


Fig. 9.3 El agua pura tiene $pH = 7$.

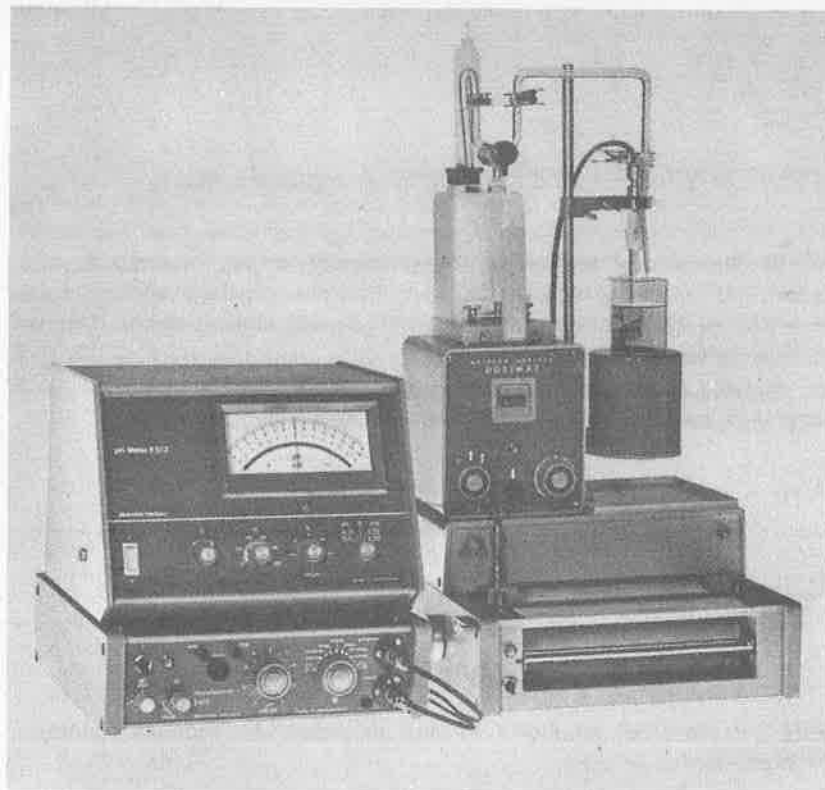


Fig. 9.4 pH-metro.

Para la determinación del pH , se utilizan papeles indicadores. Si es necesaria una mayor precisión, se recurre a unos aparatos llamados pH-metros (Fig. 9.4).

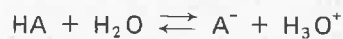
EJERCICIOS

- 3 Indica el pH de unas soluciones con las concentraciones siguientes:

$$[H_3O]^+ = 10^{-3}, [H_3O]^+ = 10^{-7}, [H_3O]^+ = 10^{-8,3}.$$

5 EQUILIBRIOS EN DISOLUCIONES DE ACIDOS Y BASES

Al disolver un ácido o una base débil en agua, se establece un equilibrio químico entre las moléculas no-ionizadas y los iones. Si consideramos un ácido monoprotónico débil (HA), al disolverlo en agua se establecerá el equilibrio:



En la lección 6 hablábamos de que un electrólito, al disolverse, no se ionizaba totalmente y que su grado de ionización (α) indicaba el número de moles ionizados en relación a los que se disolvían. Por tanto, en nuestro caso, para 1 mol de ácido disuelto tendremos:

		$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$		
Inicial	1 mol	—	—	
Reacciona	α			
Equilibrio	$1-\alpha$	α	α	

Para $m \text{ mol/dm}^3$ se cumplirá:

$$[\text{HA}] = m(1 - \alpha)$$

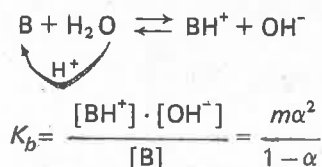
$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = m\alpha$$

con lo que la constante del equilibrio anterior será:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{m\alpha \cdot m\alpha}{m(1 - \alpha)} = \frac{m\alpha^2}{1 - \alpha}$$

cuanto mayor sea el valor de K_a (constante de acidez) más fuerte es el ácido.

Caso de tratarse de una base (B) y de forma análogo tendríamos:



cuanto mayor sea el valor de K_b (constante de basicidad) más fuerte será la base.

6 EFECTO DEL ION COMUN

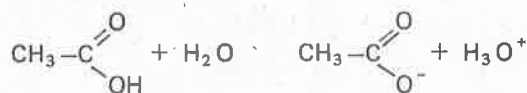
¿Qué ocurriría en un equilibrio ácido-base al agregar a la disolución una sustancia que aportara un ion común a los del equilibrio? Supongamos el equilibrio de ionización del amoníaco:



Al agregar NaOH, aumentaría $[\text{OH}^-]$ y el equilibrio se desplazaría hacia la izquierda obteniéndose más amoníaco.

Podríamos, pues, decir que el efecto del ion común es un caso particular de la ley de Le Chatelier aplicado a los equilibrios iónicos.

Si consideramos el equilibrio:



¿Qué ocurriría al agregar $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{ONa} \end{array}$? Pues bien, al agregar esta sustancia

aumentará la $\left[\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}^- \end{array} \right]$ y el equilibrio se desplazará hacia la izquierda,

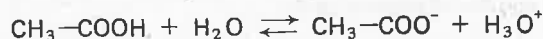
con lo que el ácido acético se ionizará menos y disminuirá el valor de α .

7 DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS O TAMPON

Son disoluciones de un ácido débil y una de sus sales con una base fuerte, o bien de una base débil y una de sus sales, con un ácido fuerte. Su misión es evitar las grandes variaciones de pH provocadas por la adición a la disolución de pequeñas cantidades de ácido o base.

Así, al agregar 0,001 mol de HCl a 1 dm³ de agua el pH de la disolución variará de pH = 7 a pH = 3. Las disoluciones tampón tienen la misión de evitar estas grandes variaciones de pH.

Sea, por ejemplo, una disolución de ácido acético y acetato de sodio. Teniendo en cuenta que el equilibrio que se establece es:



y que el ion acetato retrograda la ionización del acético, las concentraciones de ácido y sal prácticamente no varían y tendremos:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{-COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]}$$

si M_a y M_s son las molaridades del ácido y la sal

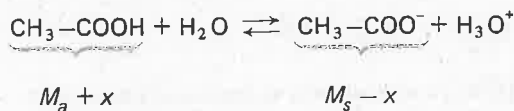
$$-\log \text{H}_3\text{O}^+ = -\log K_a - \log \frac{M_a}{M_s}$$

$$\text{pH} = -\log K_a - \log \frac{M_a}{M_s}$$

Si la disolución es 0,1 M en ácido y 0,1 M en sal y sabiendo que K_a = 1,8 · 10⁻⁵

$$\text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} - \log \frac{0,1}{0,1} = 5 - \log 1,8 = 4,75$$

al agregar por ejemplo 0,001 mol de HCl. El equilibrio:



se desplazará hacia la izquierda formándose más acético y disminuyendo la concentración en sal; estos aumentos y disminuciones están en función de la cantidad de ácido o base agregadas (x = 0,001 mol)

$$\text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} - \log \frac{0,1 + 0,001}{0,1 - 0,001}$$

$$\text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} - \log \frac{0,101}{0,099} = 4,74 \quad (\text{pues } \frac{0,101}{0,099} \cong 1)$$

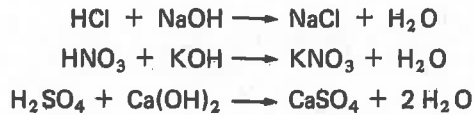
por lo que el pH seguiría siendo prácticamente el mismo. Igual ocurriría al agregar un poco de base.

8 REACCIONES DE NEUTRALIZACION VOLUMETRIA ACIDO-BASE

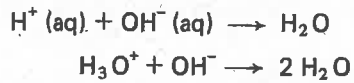
En disolución acuosa, se denominan reacciones de neutralización las que ocurren entre ácido y base con formación de sal y agua



Ejemplos



Todas estas reacciones conducen a la formación de diversas sales, pero pueden representarse a través de la misma ecuación:



dado que todas ellas conducen a la común formación de agua y, tanto el ácido como la base, pierden sus propiedades.

La principal aplicación de los procesos de neutralización corresponde a la *volumetría ácido-base* que permite conocer la concentración de una disolución ácida o básica. ¿Qué te hace falta para realizar uno de esos procesos? Veámoslo a través de un ejemplo:

Toma una *bureta* y coloca en ella ácido clorhídrico de concentración conocida; por otra parte, y con ayuda de una *pipeta*, toma un volumen conocido de una disolución de hidróxido de sodio cuya concentración desconozcas y colócalo en un *matraz erlenmeyer* al que agregarás unas gotas de *fenolftaleína*. Coloca el matraz debajo de la bureta y deja caer gota a gota la disolución de ácido sobre la base hasta que observes el brusco cambio de color del indicador (viraje); en este instante puedes dar por finalizada la volumetría (Fig. 9.5).

Mira en la bureta el volumen de ácido consumido. ¿Cuál ha sido? ¿Qué volumen de base se ha tomado? ¿Cuál es la concentración de la disolución ácida? Calculemos la concentración de la disolución básica:

De acuerdo con la ecuación:

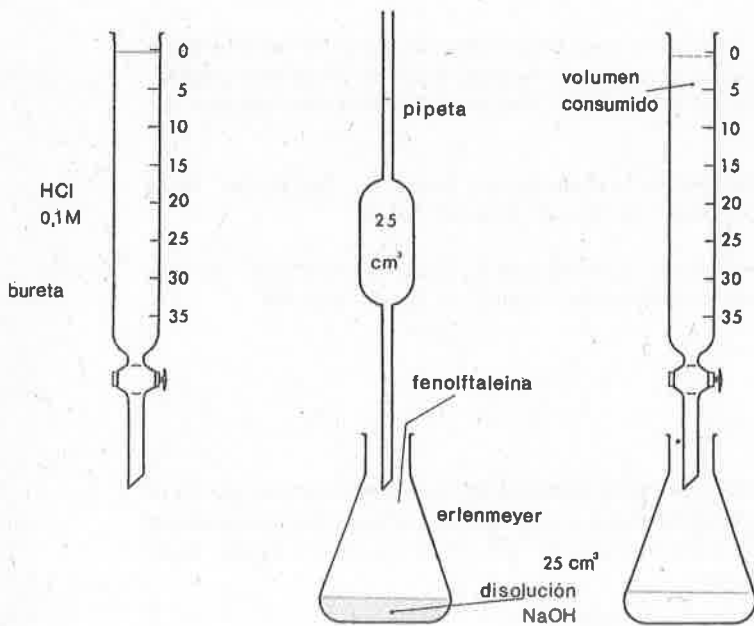
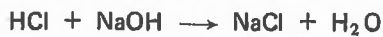


Fig. 9.5 Realización de volumetrías ácido-base.

1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base

$$10 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 25 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3}$$

$$0,001 = 0,025 x$$

$$x = 0,04 \text{ M}$$

y diremos que la concentración de la disolución desconocida es 0,04 M, o que contiene:

$$\text{NaOH} = 40$$

$$0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{40 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,6 \text{ g/dm}^3 \text{ de NaOH}$$

esta operación se llama *alcalimetría*.

Análogamente, podrías determinar la concentración de una disolución ácida si conocieras la concentración de una disolución básica, en cuyo caso realizarías una *acidimetría*.

En este tipo de procesos se cumple que equivalentes de ácido = equivalentes de base y por ello puede ser de suma utilidad la fórmula

$$V_a \text{ (dm}^3\text{)} \cdot N_a \frac{\text{equiv.}}{\text{dm}^3} = V_b \text{ (dm}^3\text{)} \cdot N_b \frac{\text{equiv.}}{\text{dm}^3}$$

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$$

siendo V el volumen de la disolución en dm^3 y N la normalidad de la disolución ácida o básica.

EJERCICIOS

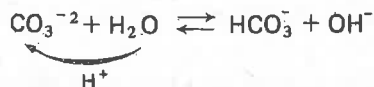
- 30 cm^3 de una disolución de ácido nítrico consumen en su valoración 20 cm^3 de disolución de hidróxido de potasio 0,5 M. ¿Cuál es la concentración de la disolución nítrica? ¿Cuántos gramos de ácido contiene por dm^3 ?
- Calcula la normalidad de una disolución básica tal, que 25 cm^3 de la misma son neutralizados por 40 cm^3 de ácido 0,5 N.
- 50 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico, consumen 75 cm^3 de base 0,75 N. Calcula la concentración del ácido en gramos por dm^3 .

9 HIDROLISIS DE SALES

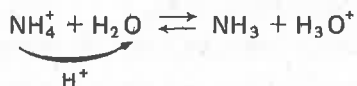
Existen ciertas sales que al ser disueltas en el agua modifican el pH de la disolución. Se denomina *hidrólisis* a la reacción del agua con los iones de una sal que conduce a disoluciones de $\text{pH} > 7$ (hidrólisis básica) o de $\text{pH} < 7$ (hidrólisis ácida).

Veamos los casos que se presentan:

- a) Sales de ácido fuerte y base fuerte como KCl ; en este caso y dado que K^+ y Cl^- son ácido y base débil respectivamente, no existe hidrólisis.
- b) Sales de ácido débil y base fuerte como el Na_2CO_3 ; en este caso el ion CO_3^{2-} es una base fuerte conjugada del H_2CO_3 , mientras el Na^+ es un ácido débil, por lo cual la sal manifestará hidrólisis básica:



- c) Sales de ácido fuerte y base débil como el NH_4Cl ; en este caso el ion NH_4^+ (ácido fuerte conjugado del NH_3) y el Cl^- (base débil), hacen que la sal manifieste hidrólisis ácida:



- d) En sales de ácido y base débiles como el carbonato de amonio se pueden dar los tres casos anteriores.

Así pues, cuando se realiza una reacción de neutralización:



la disolución resultante no tendrá forzosamente un $\text{pH} = 7$ sino que, según la naturaleza de la sal que se forme, el pH podrá ser mayor o menor que 7.

EJERCICIOS

- 7 Explica el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones de las siguientes sales: cloruro de sodio, nitrato de amonio, sulfito de potasio, sulfato de sodio, carbonato de potasio, acetato de sodio y cloruro de aluminio.

10 EQUILIBRIOS IONICOS HETEROGENEOS PRINCIPIO DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Existen reacciones iónicas heterogéneas que transcurren en disolución y que conducen a la formación de sustancias poco solubles a las que denominamos **precipitados**. Así, al mezclar disoluciones de cloruro de sodio y de nitrato de plata, el sistema se enturbia observándose la separación, en el fondo del recipiente, de un producto blanco (AgCl), lo que determina un sistema final heterogéneo. Se dice que ha ocurrido una *reacción de precipitación* la cual puede escribirse:



pero dado que es una reacción iónica y de precipitación, se la representa en forma más correcta de la siguiente manera:



El precipitado, en este caso, es el AgCl (cloruro de plata).

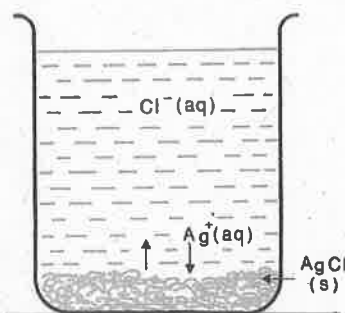
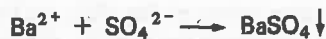


Fig. 9.6 Equilibrio iónico heterogéneo.

Una reacción análoga ocurre al mezclar disoluciones de un sulfato soluble con una sal de bario dando lugar, en este caso, a un precipitado de sulfato de bario según la ecuación:



Estas reacciones tienen una especial importancia en Análisis Cualitativo Inorgánico, ya que la mayoría de iones en disolución se investigan y caracterizan por procesos de precipitación.

Las disoluciones de sustancias insolubles que vamos a estudiar cumplirán las siguientes condiciones:

- Se trata de sustancias insolubles en agua.
- Al ser sólidos no volátiles, se estudiarán en recipientes abiertos.
- La solubilidad casi no varía con la temperatura.
- El estudio de tales disoluciones se realiza en estado de saturación.

En la precipitación de una sal poco soluble, como el cloruro de plata, se establece un equilibrio iónico heterogéneo, entre el sólido precipitado y los iones disueltos, en el cual la velocidad de disolución iguala a la de cristalización (Fig. 9.6):



siendo la constante de equilibrio

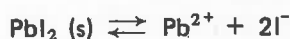
$$K_e = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl (s)}]}$$

Dado que la concentración de un sólido es constante $[\text{AgCl (s)}] = \text{cte.}$, tendremos:

$$K_e [\text{AgCl (s)}] = K_{pS} = [\text{Cl}^-] [\text{Ag}^+]$$

es decir; en una disolución saturada de cloruro de plata el producto de las concentraciones iónicas es una constante, llamada del *producto de solubilidad* (K_{pS}).

Para el yoduro de plomo (II) el equilibrio sería:



y el producto de solubilidad:

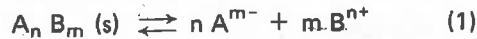
$$K_{pS} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Principio del producto de solubilidad: En una disolución saturada de un electrólito poco soluble a una temperatura dada, el producto de las concentraciones iónicas es una constante conocida con el nombre de constante del producto de solubilidad.

El producto de solubilidad puede calcularse del conocimiento de la solubilidad S en mol/dm^3 de la sal en cuestión. Así, para el AgCl (s) y como se trata de un electrólito fuerte que se ioniza por completo, si la solubilidad es S , la concentración de cada ion coincidirá con dicha solubilidad



Para el electrólito general $A_n B_m$:



La $[A^{m-}] = nS$ y $[B^{n+}] = mS$ siendo S la solubilidad es decir la parte de $A_n B_m$ que experimenta la reacción (1) de este modo:

$$K_{pS} = [A^{m-}]^n \cdot [B^{n+}]^m = (nS)^n (mS)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{m+n}$$

Esta ecuación general permite calcular K_{pS} conocida S o viceversa, calcular S conocida K_{pS} .

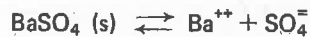
Ejemplos

a) Sabiendo que la solubilidad del sulfato de bario en agua a 25 °C es $2,5 \cdot 10^{-3}$ g/dm³. Calcular su producto de solubilidad. Escribir la expresión del K_{pS} y calcularlo.

Cálculo de la solubilidad en mol/dm³:

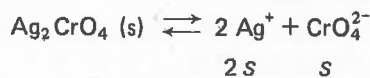
$$S = 2,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{233 \text{ g}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo del K_{pS} :



$$K_{pS} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S^2 = (1,1 \cdot 10^{-5})^2 = 1,2 \cdot 10^{-10}$$

b) Sabiendo que K_{pS} del Ag_2CrO_4 es $1,9 \cdot 10^{-12}$. Calcular su solubilidad en g/dm³



$$K_{pS} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S = 4S^3$$

$$4S^3 = 1,9 \cdot 10^{-12}$$

$$S^3 = \frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{4} \quad S = \sqrt[3]{\frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{4}} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$7,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{332 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,026 \text{ g/dm}^3$$

EJERCICIOS

- 8 Sabiendo que la solubilidad del cloruro de plata en agua pura a 25 °C es $1,1 \cdot 10^{-5}$ M. ¿Cuál será su producto de solubilidad?
- 9 Sabiendo que el producto de solubilidad del CaCO_3 es $0,81 \cdot 10^{-8}$, calcula su solubilidad en mol/dm³ y en g/dm³.

EJERCICIOS DE RECAPITULACION

10 Formula las ecuaciones siguientes:

- a) ácido clorhídrico + hierro
- b) ácido sulfúrico + hidróxido de calcio
- c) ácido nítrico + hidróxido de potasio

11 Escribe las ecuaciones de ionización de los siguientes ácidos: ácido nítrico, ácido perclórico, ácido bromhídrico, ácido carbónico y ácido sulfúrico.

12 Escribe las ecuaciones de ionización de las siguientes bases: hidróxido de potasio, hidróxido de calcio, hidróxido de sodio e hidróxido de aluminio.

13 Coloca el nombre ácido o base debajo de la fórmula de cada especie:



14 ¿Cuál será el pH de una disolución para la cual $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}$?

15 Ordena las siguientes disoluciones por orden creciente de acidez:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$
- b) $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- c) $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$
- d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1}$

16 Formula todas las ecuaciones de neutralización posibles entre los ácidos HCl y HNO_3 y las bases $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y NH_3 .

17 20 cm³ de una disolución de hidróxido de calcio consumen, en su valoración, 35 cm³ de ácido sulfúrico 0,5 M. ¿Cuál es la concentración de la disolución básica?

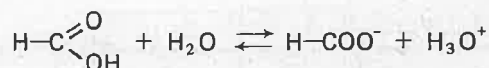
18 Indica el carácter neutro, ácido o básico de las siguientes disoluciones, justificando el porqué: a) KCl; b) NH_4F ; c) Na_2SO_3 ; d) K_2SO_4 ; e) K_2CO_3 ; f) ZnCl_2 ; g) KCH_3COO .

19 Una disolución 0,1 M de ácido acético está ionizada un 1,4%. Calcula la constante de ionización de dicho ácido.

20 Si la constante de ionización del ácido fluorhídrico es $6,4 \cdot 10^{-4}$, calcula el grado de ionización de una disolución 0,1 M.

21 Calcula el pH de una disolución 10^{-2} M de hidróxido de sodio, en el supuesto que el grado de ionización fuera la unidad.

22 Dado el equilibrio iónico:

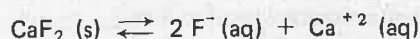


¿Cómo se desplazaría al agregar NaOH?

23 Calcula la solubilidad del yoduro de plata en agua pura sabiendo que su producto de solubilidad es $1,6 \cdot 10^{-16}$.

24 Calcula el producto de solubilidad del sulfato de plata si su solubilidad es 0,02 mol/dm³.

25 Dado el equilibrio iónico:



¿Qué ocurriría al agregar fluoruro de amonio?