

# TEMA 6

## REACCIÓN ÁCIDO-BASE

- 1 | Introducción histórica ao concepto de ácido e base
- 2 | Concepto de ácido-base segundo a teoría de Brönsted-Lowry
- 3 | Produto iónico da auga
- 4 | Notación de  $pH$  e  $pOH$
- 5 | Forza relativa de ácidos e bases fronte á auga. Grao de ionización
- 6 | Estudo cualitativo da hidrólise
- 7 | Reaccións entre ácidos e bases
- 8 | Importancia do  $pH$ : como regulalo e medilo
- 9 | Volumetrías de neutralización ácido-base: valoración dun ácido forte cunha base forte
- 10 | Aplicacións das volumetrías ácido-base

### Actividades TIC:

- Algúns ácidos e bases de interese industrial na vida cotiá
- O Problema da chuvia ácida e as súas consecuencias en Galicia

### Prácticas de laboratorio:

- Uso de indicadores para determinar o carácter ácido-base dalgúns disolucións
- Comprobación cualitativa da acción dunha disolución reguladora
- Valoración dun ácido forte cunha base forte

### Actividades propostas

### Actividades de repaso

### Mapa conceptual do tema

Un importante grupo de reaccións químicas teñen lugar entre os denominados ácidos e bases, substancias que ademais teñen un grande interese comercial nunha sociedade con base na tecnoloxía e na produción. Por iso imos dedicar este tema a tratar de interpretar o comportamento ácido e básico que presentan algunhas substancias en disolución acuosa: Que propiedades presentan estas substancias? Por que presentan estas propiedades? Como se pode entender o seu comportamento facendo uso das leis do equilibrio químico? Que utilidade ten o seu estudo?

# 1 INTRODUCCIÓN HISTÓRICA AO CONCEPTO DE ÁCIDO E BASE

O uso de ácidos e bases é moi antigo. Por exemplo, cando o ser humano quixo empregar a pel dos animais, encontrou que ao secala se volvía quebradiza, así que empezou a curtir o coiro tratándoo con substancias que lle desen elasticidade. Ao coiro limpo e remollado engadíannlle extractos de cortiza, follas e madeira de carballo que o facían flexíbel. Entón non se sabía que o extracto empregado contén unha mestura de ácidos, chamados taninos, que reaccionan coas proteínas da pel facéndoa flexíbel incluso despois de seca, pero xa estaban utilizando estes ácidos. No curtido de peles tamén se empregaron substancias pertencentes ao grupo das bases.

Os gregos e romanos empregaban ácidos e bases como produtos de limpeza, no curtido de peles, en metalurxia e para elaborar tinguiduras. Só coñecían ácidos orgánicos e deles o máis forte era o vinagre.

Os alquimistas medievais prepararon ácidos fortes como o clorhídrico, o nítrico (auga forte), o aceite de vitriolo (ácido sulfúrico) e a auga rexia (mestura de tres partes de ácido clorhídrico e unha parte de ácido nítrico). Empregaban os ácidos como método de separación do ouro e a prata ou para disolver metais como paso previo no intento de transmutalos en ouro. Tamén empregaron certas *augas ardentes* ou *álcalis*<sup>1</sup> cáusticos que hoxe denominamos bases<sup>2</sup>.

No ano 1663, o químico Robert Boyle realizou a primeira descrición sistemática das propiedades dos ácidos:

- Disolven a moitas substancias, por exemplo os metais.
- Dan coloración vermella con algúns pigmentos vexetais, como o tornasol obtido do lique.
- Perden as súas propiedades ao poñelos en contacto coas bases<sup>3</sup>.



Robert Boyle (1627-1691).

1 Do árabe *al kali* = cinsas vexetais, xa que unha das bases máis usadas era a sosa ou carbonato de sodio, que se obtiña das cinsas de certas plantas. Este nome e os seus derivados (como alcalino) aínda se usan para falar de bases ou para referirse ás súas propiedades.

2 Do grego *basis* = fundamento para a obtención de sales.

3 Unha das teorías máis antigas falaba de que os ácidos eran substancias cunha especie de cravos nos seus átomos. Isto explicaba o proído que producían na pel. As bases serían corpos porosos capaces de absorber os cravos dos ácidos cando reaccionaban con eles (neutralización).

Posteriormente coñécese o sabor *ácido* característico das disolucións acuosas diluídas dos ácidos<sup>4</sup> e a efervescencia que produce a súa acción sobre o mármore (carbonato de calcio) e sobre outros carbonatos. De forma paralela observáronse as propiedades das bases, que parecían opostas ás dos ácidos.

Elaboráronse así unhas definicións de ácido e base en función das súas características obtidas experimentalmente:

a) Unha substancia podía considerarse **ácido** se en disolución acuosa:

- Reacciona con algúns metais disolvéndoos e desprendendo burbullas.
- Dá unha coloración característica cos compostos chamados indicadores. Por exemplo, avermellan o tornasol.
- As súas disolucións diluídas teñen sabor ácido (un dos fundamentais que distinguen as nosas papilas gustativas).
- En disolucións concentradas destrúe os tecidos vivos e a materia orgánica.
- Ataca o mármore e outras rochas carbonatadas producindo efervescencia.
- Reaccionan coas bases perdendo as súas propiedades.



Algunhas das substancias ácidas que empregamos habitualmente.

b) Unha substancia considerábase **base** se en disolución acuosa:

- Produce precipitados nas disolucións dalgúns sales como os de magnesio.
- Dá coloracións características cos indicadores, por exemplo azul no tornasol.
- As súas disolucións diluídas teñen sabor amargo.
- Reacciona coa graxa para producir xabón (ao tocala reacciona coa graxa da nosa pel producindo unha sensación xabonosa).
- En disolución concentrada é cáustica, atacando os tecidos vivos e a materia orgánica.
- Reacciona cos ácidos perdendo as súas propiedades.



Substancias básicas.

<sup>4</sup> O nome de ácido vén do latín *acidus* = agrio. Debes lembrar que non convén probar as substancias para clasificalas, xa que moitas son velenosas.

Os químicos non se conformaron con esta descrición fenomenolóxica e trataron de buscar unha explicación nalgún elemento, común a todas estas substancias, relacionado coa constitución molecular.

En 1787, Lavoisier desenvolveu a primeira teoría sobre a natureza dos ácidos, considerando que as súas propiedades se debían á existencia de osíxeno na súa composición<sup>5</sup>.

En 1811, o inglés Humphry Davy demostrou que o ácido muriático (hoxe ácido clorhídrico) non posuía osíxeno na súa composición e, porén, presentaba propiedades ácidas. O mesmo ocorría cos ácidos bromhídrico, iodhídrico, cianhídrico etc. Estes feitos fixeron pensar que era a presenza do hidróxeno, no canto do osíxeno, a responsábel das propiedades ácidas.

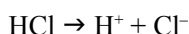
A idea de que o elemento común a todos os ácidos era o hidróxeno foi apoiada, en 1830, polo químico alemán Justus von Liebig, engadindo que o hidróxeno dos ácidos podía ser substituído por metais para formar sales (o burbulleo nas reaccións entre ácidos e metais era hidróxeno).

As bases consideráronse como substancias que formaban sales ao reaccionar cos ácidos, pero non se relacionou este comportamento con ningunha especie presente na súa composición.

En 1834, Michael Faraday descubriu que as disolucións acuosas de ácidos e bases eran condutoras da corrente eléctrica. Polo tanto, os ácidos e bases pertencían a un grupo de substancias chamadas *electrólitos*.

Ao comezo da década de 1880, un estudante sueco graduado en Física, Svante August Arrhenius, encarouse co problema das disolucións de electrólitos. No seu postulado fala de que os electrólitos son substancias que cando se disolven na auga se dispersan en forma de corpúsculos materiais cargados electricamente: ións con carga positiva (cacións) e ións con carga negativa (anións). Como estes ións teñen certa independencia, poden moverse e conducir a corrente eléctrica<sup>6</sup>. Baseándose nisto, **Arrhenius** formula en 1884 unha teoría sobre o comportamento de ácidos e bases:

**Ácido:** *Electrólito neutro que ao disolverse na auga libera ións  $H^+$* . Por exemplo:



**Base:** *Electrólito neutro que en disolución acuosa libera ións  $OH^-$  (ións hidroxilo ou hidróxido)*. Por exemplo:

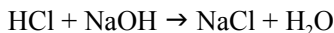


Os ións liberados están hidratados, polo que se debe poñer o símbolo: (aq) ou (ac) ao lado de cada ión. No entanto, a miúdo prescindiremos deste simbolismo por simplificación.

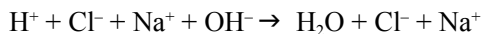
<sup>5</sup> Lavoisier propuxo o nome *osíxeno*, do grego *oxis* = ácido e *genos* = producir, que significa *formador de ácidos*.

<sup>6</sup> A teoría de ionización de Arrhenius estivo a punto de ser rexeitada porque resultaba moi difícil crer que, por exemplo, o cloruro de sodio en disolución acuosa se dissociase en ións cloruro e ións sodio, xa que se tiña a idea equivocada de que o ión debía ter as mesmas propiedades que o elemento correspondente e non se atopaban as propiedades do sodio nin do cloro nestas disolucións. Esta idea era errónea porque as propiedades dos ións son moi distintas das do elemento, así, por exemplo, as propiedades do ión cloruro parécense máis ás do gas nobre argon (que ten a mesma configuración electrónica) que ás do elemento cloro.

Arrhenius explica as reaccións de **neutralización** como unha reacción entre os ións  $H^+$  e  $OH^-$  para formar auga. Así, cando o ácido clorhídrico (ácido) reacciona co hidróxido de sodio (base), ambos perden as súas propiedades ao producirse a reacción:



Ou o que é o mesmo:



Os ións  $Cl^-$  e  $Na^+$  non experimentan ningún cambio, o que realmente ocorre na reacción de neutralización é o proceso:



Explicase así o feito de que a calor de neutralización non dependese do tipo de ácido e base empregados.

Aínda que a teoría de Arrhenius supuxo un considerábel avance, ten **limitacións** como:

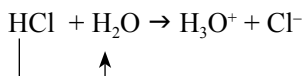
- Considerar só substancias neutras, descartando os ións como ácidos ou bases.
- Referirse a disolucións acuosas unicamente, sen ter en conta que existe comportamento ácido-base con outros disolventes ou en reaccións entre gases. Por exemplo: a reacción entre os gases cloruro de hidróxeno e amoníaco para producir cloruro de amonio, é unha reacción de neutralización en medio non acuoso.
- Non explicar o carácter básico dalgunhas substancias como o amoníaco, algúns óxidos metálicos, carbonatos etc.

Para dar saída ás dificultades da teoría de Arrhenius, o químico danés Johannes Nicolaus Brønsted e, paralelamente, o inglés Thomas Martin Lowry elaboraron en 1923 unha nova teoría sobre ácidos e bases que daba unha definición máis xeral.

## 2 CONCEPTO DE ÁCIDO-BASE SEGUNDO A TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY

**Ácido:** *Especie química que pode ceder ións  $H^+$ .*

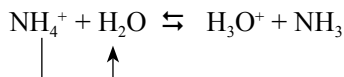
Esta definición inclúe os ácidos de Arrhenius, como o clorhídrico<sup>7</sup>:



<sup>7</sup> Tamén se pode utilizar a representación:  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ . Ao ión  $H^+$  chámasele protón, entendendo que é o núcleo dun átomo de hidróxeno que perdeu o seu único electrón (non debes pensar que este protón é o mesmo que se arrancasemos un protón individual do núcleo atómico, posto que nas reaccións químicas non ocorren cambios nos núcleos). Os ións  $H^+$  nunca se atopan libres en disolución acuosa, senón que están unidos a varias moléculas de auga. Aínda permanece aberta a cuestión de cantas moléculas de auga están intimamente ligadas a un ión  $H^+$ , polo que a representación  $H_3O^+$  (ión hidronio ou ión oxonio) é igual de incorrecta que a representación como  $H^+$ . Neste texto imos empregar a representación  $H_3O^+$  porque dá idea de que o protón está unido a algunha molécula de auga e de que, cando o ácido cede un protón, outra substancia o capta. De todas as formas, pódese empregar calquera das dúas representacións.

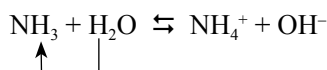


Ademais, amplía o concepto a especies iónicas, como o ión amonio:



**Base:** *Especie química que pode captar ións H<sup>+</sup>.*

Explica o comportamento como base de substancias como o amoníaco:

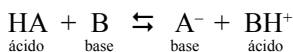


Os hidróxidos, bases de Arrhenius, liberan ións hidróxido que son os que realmente se comportan como bases.

Vemos que esta teoría non fai ningunha referencia ao disolvente, como ocorría na teoría de Arrhenius, polo que se pode aplicar a calquera disolvente, aínda que neste tema nos referiremos só a disolucións acuosas.

Agora, os ácidos e as bases teñen un elemento común: ambos dan lugar a unha reacción protolítica con tránsito de protóns entre dúas substancias, unha que os cede e outra que os capta.

É fundamental a reversibilidade da cesión de ións H<sup>+</sup>. Cando un ácido cede un protón prodúcese unha especie que poderá captar de novo un protón para rexenerar o ácido. Esta especie será a base conxugada dese ácido. Da mesma maneira, unha base formará o seu ácido conxugado.



A cada par de especies HA/A<sup>-</sup> ou B/BH<sup>+</sup> chámasele **par ácido-base conxugado**.

As reaccións ácido-base agora son cousa de dous, os ácidos e bases non actúan de forma illada. Para que un ácido de Brönsted e Lowry se comporte como tal, é preciso que se atope en presenza dunha base (distinta da súa base conxugada) á que lle poida ceder un protón. Da mesma forma, para que unha base se comporte como tal, é preciso que se atope en presenza dun ácido (distinto do seu ácido conxugado) que lle ceda protóns.

Chámanse compostos **anfóteros**, anfólitos ou substancias anfipróticas, aquelas substancias que se poden comportar como ácidos ou como bases dependendo da substancia coa que se enfronten. Como imos centrar o noso estudo nas disolucións acuosas, o composto anfótero que máis atoparemos será a auga, que se comporta como ácido ou como base segundo as substancias que teña en disolución. Un ácido en disolución acuosa cederá protóns e a auga captaralos, actuando esta como base. Unha base en disolución acuosa captará os protóns que lle cede a auga, que agora actúa como ácido.

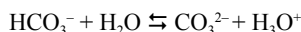
A teoría de Brönsted e Lowry resulta útil no estudo de reaccións en disolución acuosa nas que existe unha transferencia de protóns. Polo tanto, será a que empregaremos, aínda que exista unha teoría posterior e máis xeral<sup>8</sup>.

<sup>8</sup> A teoría de Lewis fala de que un ácido é calquera substancia que pode aceptar un ou varios pares de electróns e unha base é toda substancia que pode ceder un ou varios pares de electróns para formar, nos dous casos, enlaces covalentes coordinados. Esta teoría explica as reaccións ácido-base nas que non hai transferencia de protóns.

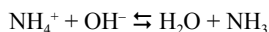
- ◆ Completa os seguintes equilibrios ácido-base de Brønsted-Lowry, caracterizando os correspondentes pares ácido-base conxugados: a) \_\_\_\_\_ + H<sub>2</sub>O ⇌ CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; b) NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> ⇌ H<sub>2</sub>O + \_\_\_\_\_; c) \_\_\_\_\_ + H<sub>2</sub>O ⇌ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

### Resolución:

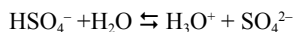
- a) A auga neste equilibrio compórtase como base captando un protón para formar o seu ácido conxugado, o ión H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. A especie que falta debe ser un ácido que despois de ceder un protón dá lugar á súa base conxugada, o ión CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, polo tanto, falta o ácido HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>:



- b) Neste equilibrio vemos que o ión OH<sup>-</sup> compórtase como base captando un protón para formar auga, que será o seu ácido conxugado. O ión NH<sub>4</sub><sup>+</sup> actúa como ácido cedendo un protón, entón formará amoníaco, que é a súa base conxugada e a especie que falta:



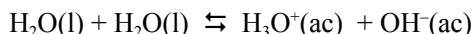
- c) Neste equilibrio, a auga compórtase como base captando un protón para formar o seu ácido conxugado, o ión H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. A especie que falta debe ser un ácido que despois de ceder un protón dá lugar ao ión SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> como base conxugada, polo tanto, falta o ácido HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>:



## 3 PRODUTO IÓNICO DA AUGA

Xa dixemos que neste tema só nos ocuparemos dos equilibrios ácido-base en disolución acuosa, entón a auga sempre estará presente nestes equilibrios.

Temos a idea de que a auga conduce ben a corrente eléctrica e por iso evitamos manexar aparellos eléctricos coas mans molladas. Esta idea non é errónea, xa que nos referimos á auga de uso cotián que non é auga pura e ten ións en disolución capaces de conducir a corrente eléctrica. En oposición, a auga pura é pouco condutora da corrente eléctrica. Aínda así, se se empregan aparellos adecuados, pódese observar que existe unha certa condutividade. Isto fanos pensar na existencia de ións que transporten as cargas e, polo tanto, na disociación da auga en ións aínda que sexa en pequena extensión<sup>9</sup>. Estes ións son produto do comportamento anfótero da auga, que dá lugar a unha reacción de autoionización ou autoprotólise da auga:



A expresión da constante de equilibrio para esta reacción será:

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$



A auga de uso cotián é boa condutora da corrente eléctrica xa que non é auga pura.

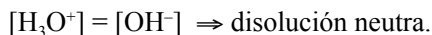
<sup>9</sup> Só unha de cada 5,55·10<sup>8</sup> moléculas de auga está disociada en ións.

$K_w$  recibe o nome de **produto iónico da auga**. No seu valor vai incluída a concentración da auga líquida (55,0 M), xa que se pode considerar constante. Como todas as constantes de equilibrio, o seu valor dependerá da temperatura. A 25 °C  $K_w = 10^{-14}$  (táboa 6-1).

| T (°C) | $K_w$                   |
|--------|-------------------------|
| 0      | $1,14 \cdot 10^{-15}$   |
| 10     | $2,92 \cdot 10^{-15}$   |
| 20     | $1,00 \cdot 10^{-14}$   |
| 30     | $1,4710 \cdot 10^{-14}$ |
| 40     | $2,92 \cdot 10^{-14}$   |
| 60     | $9,61 \cdot 10^{-14}$   |

Táboa 6-1: Valores de  $K_w$  a diferentes temperaturas.

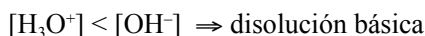
Na auga pura a concentración dos dous ións será igual:  $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ . Calquera disolución acuosa na que as concentracións destes dous ións sexa igual, será unha disolución neutra:



A adición dun ácido forte ou unha base forte á auga pódese considerar como un desprazamento do seu equilibrio de autoionización. Se se engade un ácido forte, o valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta, polo que a reacción debe de transcorrer cara á esquerda, diminuíndo a cantidade de ións  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  até que se recupera o valor de  $K_w$ . Como as concentracións dos ións procedentes da auto-protólise da auga pura son sempre moi pequenas, desprezábeis fronte á  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  procedente do ácido forte engadido por diluído que este sexa, pódese considerar que a  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  procedente do ácido apenas se altera polo desprazamento do equilibrio e que esta é a concentración de ións hidronio no equilibrio, maior que a concentración de ións hidroxilo. Segundo isto:



Facendo un razoamento parecido chegamos a que nunha disolución básica predominan os ións  $\text{OH}^-$ :



A 25 °C:

Disolución neutra se:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$

Disolución ácida se:  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$ ; polo tanto  $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/l}$

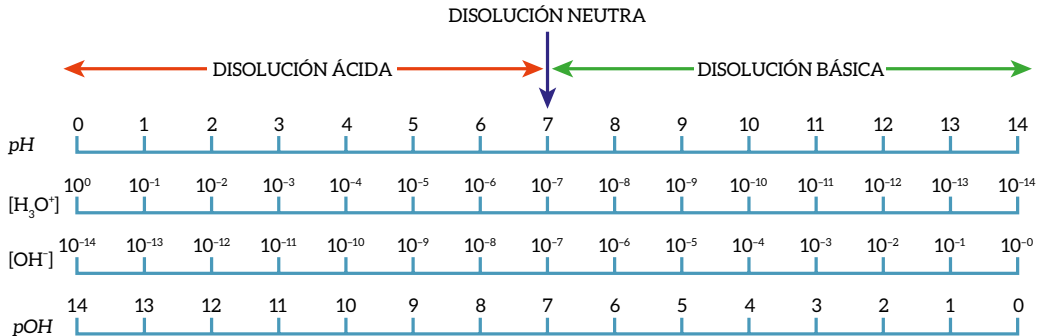
Disolución básica se:  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ ; polo tanto  $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$

## 4 NOTACIÓN DE $pH$ E $pOH$

Segundo o exposto no punto anterior, coñecendo a concentración de ións  $\text{H}_3\text{O}^+$  dunha disolución acuosa, a unha temperatura dada, poderemos saber se é ácida ou básica. Isto implica o uso de números moi pequenos, expresados en notación científica. En 1909, o químico danés Sørensen suxeriu que no canto de empregar esta concentración se empregase o logaritmo negativo dela, co que se simplificaban os cálculos e as representacións gráficas. Así xorde o concepto de  $pH$ :



$$pH = -\log [H_3O^+]$$



Segundo isto, a 25 °C:

Disolución neutra terá  $pH = -\log 10^{-7} = 7$

Disolución ácida terá  $pH < 7$

Disolución básica terá  $pH > 7$

Na táboa 6-2 podes ver o  $pH$  dalgunhas substancias (estes valores poden variar porque a composición dalgunhas non é fixa).

Da mesma forma creouse o concepto de  $pOH$ :

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Sabemos que a 25 °C:  $[OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$

Tomando logaritmos decimais:  $\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$

Cambiando todo de signo:  $-\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14$

Polo tanto, a 25 °C:

$$pH + pOH = 14$$

| Substancia                         | Valor pH | Substancia                                | Valor pH |
|------------------------------------|----------|---|----------|
| Ácido clorhídrico comercial (37 %) | -1,1     | Urina                                     | 6        |
| Ácido clorhídrico 1 M              | 0        | Leite                                     | 6,9      |
| Zume gástrico                      | 1,4      | Auga pura                                 | 7        |
| Zume de limón                      | 2,2      | Sangue                                    | 7,5      |
| Vinagre                            | 2,4      | Lixivia concentrada                       | 10,7     |
| Refresco de cola                   | 2,6      | Amoniaco doméstico                        | 11,9     |
| Zume de laranxa                    | 3,1      | Hidróxido de sodio 1 M                    | 14       |
| Viño                               | 3,5      | Disolución saturada de hidróxido de sodio | 15       |
| Café                               | 5        |   |          |

Táboa 6-2:  $pH$  dalgunhas substancias a 25 °C.

- ◆ Unha disolución acuosa ten unha concentración de ións hidronio de  $3,17 \cdot 10^{-5}$  M a 25 °C. Será ácida ou básica? Cal será a concentración de ións hidroxilo? Calcula o  $pH$  e o  $pOH$  desta disolución.

**Resolución:**

Como  $[H_3O^+] = 3,17 \cdot 10^{-5}$  M  $> 10^{-7}$  M, que é a concentración que correspondería a unha disolución neutra a esa temperatura, entón a disolución será ácida.

$$\text{A } 25 \text{ °C: } [OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] \cdot (3,17 \cdot 10^{-5}) = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 3,15 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (3,17 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

$$\text{A } 25 \text{ °C: } pH + pOH = 14$$

$$4,5 + pOH = 14$$

$$pOH = 9,5$$

- ◆ A 25 °C, a cervexa ten un  $pH = 4,5$ . Cal será a súa concentración de ións hidronio e ións hidroxilo? Será ácida ou básica?

**Resolución:**

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$4,5 = -\log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{A } 25 \text{ °C, } [OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] \cdot (3,16 \cdot 10^{-5}) = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

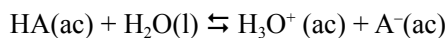
Como  $pH = 4,5 < 7$ , a cervexa é ácida.

## 5 FORZA RELATIVA DE ÁCIDOS E BASES FRONTE Á AUGA. GRAO DE IONIZACIÓN

A distinción entre ácidos fortes e débiles depende tanto do disolvente como das propiedades intrínsecas dos mesmos ácidos. Un ácido cederá facilmente protóns nun disolvente que teña moita tendencia a captalos, comportándose como ácido forte. Se o disolvente ten pouca tendencia a captar protóns, o ácido cederaos con maior dificultade comportándose como ácido débil. Pódese facer o mesmo razoamento para as bases.

Segundo isto, só terá sentido comparar a forza dos distintos ácidos e bases empregando a mesma substancia de referencia. Escolleuse como substancia de referencia a auga, xa que a maioría das reaccións se realizan en disolución acuosa. Así, a distinción entre ácidos e bases débiles e fortes en disolucións acuosas será real e dependerá da natureza dos ácidos e bases.

Un ácido (HA) en disolución acuosa disóciase segundo a ecuación:



A constante para este equilibrio chámase **constante de acidez,  $K_a$** :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Canto maior sexa  $K_a$  máis forte será o ácido (máis desprazado o equilibrio cara aos produtos ou máis tendencia a ceder  $H^+$ ) e, polo tanto, máis débil será a súa base conxugada (menos desprazado o equilibrio cara á esquerda). Os valores das distintas  $K_a$  están tabulados (táboa 6-3).

| Ácido                  | HA (Ácido)           | $A^-$ (Base conxugada) | $K_a$                |
|------------------------|----------------------|------------------------|----------------------|
| Perclórico             | $HClO_4$             | $ClO_4^-$              | Moi grande           |
| Permangánico           | $HMnO_4$             | $MnO_4^-$              | Moi grande           |
| Clórico                | $HClO_3$             | $ClO_3^-$              | Moi grande           |
| Nítrico                | $HNO_3$              | $NO_3^-$               | Moi grande           |
| Iodhídrico             | HI                   | $I^-$                  | Moi grande           |
| Bromhídrico            | HBr                  | $Br^-$                 | Moi grande           |
| Clorhídrico            | HCl                  | $Cl^-$                 | Moi grande           |
| Sulfúrico              | $H_2SO_4$            | $HSO_4^-$              | Moi grande           |
| Hidronio               | $H_3O^+$             | $H_2O$                 | 1,00                 |
| Tricloroacético        | $CCl_3-COOH$         | $CCl_3-COO^-$          | $2 \cdot 10^{-1}$    |
| Iódico                 | $HIO_3$              | $IO_3^-$               | $1,7 \cdot 10^{-1}$  |
| Oxálico                | $HOOC-COOH$          | $HOOC-COO^-$           | $5,9 \cdot 10^{-2}$  |
| Dicloroacético         | $CHCl_2COOH$         | $CHCl_2COO^-$          | $3,3 \cdot 10^{-2}$  |
| Periódico              | $HIO_4$              | $IO_4^-$               | $2,3 \cdot 10^{-2}$  |
| Sulfuroso              | $H_2SO_3$            | $HSO_3^-$              | $1,5 \cdot 10^{-2}$  |
| Ión hidroxenosulfato   | $HSO_4^-$            | $SO_4^{2-}$            | $1,2 \cdot 10^{-2}$  |
| Fosfórico              | $H_3PO_4$            | $H_2PO_4^-$            | $7,5 \cdot 10^{-3}$  |
| Bromoacético           | $CH_2Br-COOH$        | $CH_2Br-COO^-$         | $2,1 \cdot 10^{-3}$  |
| Malónico               | $HOOC-CH_2-COOH$     | $HOOC-CH_2-COO^-$      | $1,5 \cdot 10^{-3}$  |
| Cloroacético           | $CH_2Cl-COOH$        | $CH_2Cl-COO^-$         | $1,4 \cdot 10^{-3}$  |
| Nitroso                | $HNO_2$              | $NO_2^-$               | $4,6 \cdot 10^{-4}$  |
| Fluorhídrico           | HF                   | $F^-$                  | $3,5 \cdot 10^{-4}$  |
| Fórmico                | HCOOH                | $HCOO^-$               | $1,8 \cdot 10^{-4}$  |
| Láctico                | $CH_3-CHOH-COOH$     | $CH_3-CHOH-COO^-$      | $1,4 \cdot 10^{-4}$  |
| Benzoico               | $C_6H_5-COOH$        | $C_6H_5-COO^-$         | $6,5 \cdot 10^{-5}$  |
| Acético                | $CH_3-COOH$          | $CH_3-COO^-$           | $1,8 \cdot 10^{-5}$  |
| Butanoico              | $CH_3-(CH_2)_2-COOH$ | $CH_3-(CH_2)_2-COO^-$  | $1,5 \cdot 10^{-5}$  |
| Propanoico             | $CH_3-CH_2-COOH$     | $CH_3-CH_2-COO^-$      | $1,3 \cdot 10^{-5}$  |
| Carbónico              | $H_2CO_3$            | $HCO_3^-$              | $4,3 \cdot 10^{-7}$  |
| Sulfhídrico            | $H_2S$               | $HS^-$                 | $9,1 \cdot 10^{-8}$  |
| Ión hidroxenofosfato   | $H_2PO_4^-$          | $HPO_4^{2-}$           | $6,2 \cdot 10^{-8}$  |
| Ión amonio             | $NH_4^+$             | $NH_3$                 | $5,6 \cdot 10^{-10}$ |
| Cianhídrico            | HCN                  | $CN^-$                 | $4,9 \cdot 10^{-10}$ |
| Ión dihidroxenofosfato | $HPO_4^{2-}$         | $PO_4^{3-}$            | $2,2 \cdot 10^{-13}$ |
| Auga                   | $H_2O$               | $OH^-$                 | $1,0 \cdot 10^{-14}$ |

Táboa 6-3: Constantes de acidez  $K_a$  dalgúns ácidos a 25 °C.

Chámase **grao de ionización**,  $\alpha$ , ao tanto por un de ácido que se ioniza (tamén se pode expresar en tanto por cento):

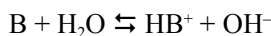
$$\alpha = \frac{\text{cantidade ionizada}}{\text{cantidade inicial}}$$

$$\alpha \text{ (en \%)} = \frac{\text{cantidade ionizada}}{\text{cantidade inicial}} \cdot 100$$

Os ácidos pódense clasificar en:

- **Ácidos fortes:** cando o valor da constante é moi alto (aparece “moi grande” en lugar dun valor nas táboas). Nas súas disolucións diluídas (concentración  $< 0,1 \text{ M}$ ), pódese considerar que o equilibrio está totalmente desprazado cara á dereita e que o ácido está totalmente ionizado, co que o grao de ionización será  $\alpha = 1$  ou do 100 %. Son ácidos fortes o ácido clorhídrico, o ácido nítrico etc.
- **Ácidos débiles:** teñen constantes de acidez medíbeis en disolución acuosa porque non se ionizan totalmente, coexistindo cantidades apreciábeis do ácido sen dissociar e dos ións produto da ionización. Nestes casos haberá que formular o equilibrio correspondente e a súa constante. Son exemplos de ácidos débiles o ácido acético, o ácido fórmico etc.

O mesmo tipo de razoamento lévanos a definir para as bases unha **constante de basicidade**,  $K_b$  (táboa 6-4):



$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

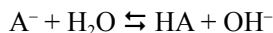
| Base          | B (Base)     | A <sup>+</sup> (Ácido conxugado) | $K_b$                |
|---------------|--------------|----------------------------------|----------------------|
| Ión óxido     | $O^{2-}$     | $OH^-$                           | Moi grande           |
| Ión hidruro   | $H^-$        | $H_2$                            | Moi grande           |
| Ión amida     | $NH_2^-$     | $NH_3$                           | Moi grande           |
| Ión sulfuro   | $S^{2-}$     | $HS^-$                           | $9,1 \cdot 10^{-3}$  |
| Ión fosfato   | $PO_4^{3-}$  | $HPO_4^{2-}$                     | $5,9 \cdot 10^{-3}$  |
| Dimetilamina  | $(CH_3)_2NH$ | $(CH_3)_2NH_2^+$                 | $5,4 \cdot 10^{-4}$  |
| Metilamina    | $CH_3NH_2$   | $CH_3NH_3^+$                     | $3,7 \cdot 10^{-4}$  |
| Ión carbonato | $CO_3^{2-}$  | $HCO_3^-$                        | $2,1 \cdot 10^{-4}$  |
| Trimetilamina | $(CH_3)_3N$  | $(CH_3)_3NH^+$                   | $6,4 \cdot 10^{-5}$  |
| Amoniaco      | $NH_3$       | $NH_4^+$                         | $1,8 \cdot 10^{-5}$  |
| Hidracina     | $N_2H_4$     | $N_2H_5^+$                       | $9,8 \cdot 10^{-7}$  |
| Piridina      | $C_5H_5N$    | $C_5H_5NH^+$                     | $1,8 \cdot 10^{-9}$  |
| Anilina       | $C_6H_5NH_2$ | $C_6H_5NH_3^+$                   | $4,3 \cdot 10^{-10}$ |

Táboa 6-4: Constantes de basicidade,  $K_b$ , para algunhas bases a 25 °C.

Tamén se poden clasificar as bases segundo sexa o seu comportamento en disolución acuosa:

- **Bases fortes:** cando a constante de basicidade é moi alta. O equilibrio está moi desprazado cara á dereita e pódense considerar totalmente ionizadas en disolucións diluídas. Por exemplo: hidróxido de sodio, hidróxido de potasio etc.
- **Bases débiles:** cando a súa constante é medíbel, polo que a ionización non se pode considerar completa e é necesario formular o equilibrio. Por exemplo: amoníaco, metilamina etc.

Se formulamos o equilibrio para a base conxugada ( $A^-$ ) dun ácido HA:



$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

Multiplicando esta constante pola do seu ácido conxugado:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]} \cdot \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = K_w$$

Polo tanto:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

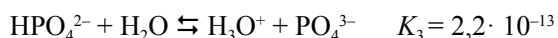
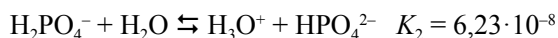
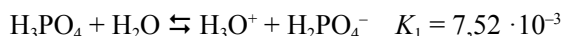
Empregando esta expresión, a partir dos valores das constantes de acidez poderemos coñecer as constantes de basicidade das súas bases conxugadas, e dos valores das constantes de basicidade das bases obteremos as constantes de acidez dos seus ácidos conxugados.

Por utilidade práctica definíronse os conceptos de  $pK_a$  e  $pK_b$ , sendo:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

É importante non confundir a forza dun ácido ou dunha base co número de protóns que pode ceder ou aceptar. Os ácidos que só poden ceder un protón chámanse **ácidos monopróticos** (HCl, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH...) ou monobásicos. Os ácidos que poden ceder máis dun protón chámanse **ácidos polipróticos** ou polibásicos (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>...). Os ácidos polipróticos non ceden dunha soa vez e coa mesma facilidade todos os protóns, senón que o fan de forma graduada e cada vez con maior dificultade. Teñen varias constantes de acidez,  $K_1$ ,  $K_2$ ,  $K_3$  etc., cada vez máis pequenas. Por exemplo, para o ácido fosfórico:

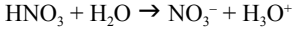


Se tivésemos unha disolución acuosa de ácido fosfórico, habería tres equilibrios simultáneos, e ademais de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e H<sub>2</sub>O, existirían en orde decrecente as especies: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> e PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.

- ◆ Dúas disolucións acuosas teñen o mesmo valor do  $pH$ . A primeira contén un mol por litro de  $HIO_3$  (ácido débil), e a segunda 0,34 mol por litro de  $HNO_3$ . Calcula o grao de ionización e o valor de  $K_a$  do ácido iódico ( $HIO_3$ ).

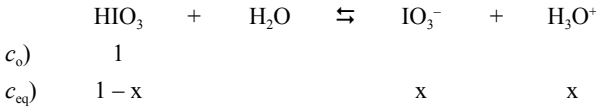
**Resolución:**

Como o ácido nítrico é un ácido forte, pódese considerar que está completamente ionizado:



Polo tanto:  $[H_3O^+] = [HNO_3] = 0,34 \text{ mol/l}$

O equilibrio para a ionización do ácido iódico será:



Se as dúas disolucións teñen o mesmo  $pH$ , terán a mesma concentración de ións  $H_3O^+$ , polo tanto:

$$x = 0,34 \text{ mol/l}$$

O grao de ionización será:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade ionizada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{0,34}{1} = 0,34$$

A constante de acidez calcúlase:

$$K_a = \frac{[IO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[HIO_3]} = \frac{x \cdot x}{1 - x} = \frac{0,34 \cdot 0,34}{1 - 0,34} = 0,18$$

- ◆ A 25 °C, o  $pH$  de 1 litro de disolución acuosa de sosa cáustica ( $NaOH$ ) é 13: a) Calcula os gramos de alcali necesarios para preparala. b) Que volume de auga hai que engadir a 1 litro da disolución anterior para que o  $pH$  sexa 12?

**Resolución:**

a) A 25 °C:  $pH + pOH = 14$

$$13 + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 1$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$1 = -\log [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 0,1 \text{ M}$$

O hidróxido de sodio está completamente dissociado segundo:  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ ; polo tanto:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0,1 \text{ M}$$

Como se dispón de 1 litro de disolución de concentración 0,1 mol/l, o número de moles de  $NaOH$  é 0,1 moles. Deste número podemos obter os gramos de  $NaOH$  necesarios para preparar a disolución:

$$M_r(NaOH) = 40$$

$$0,1 \text{ moles de } NaOH = \frac{40 \text{ g } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} = 4 \text{ g } NaOH$$



b) Queremos obter unha disolución de  $pH = 12$ , entón:

$$pH + pOH = 14$$

$$12 + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 2$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$2 = -\log [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-2} \text{ M}$$

Se se engade auga, variará o volume da disolución pero non o número de moles de NaOH, entón:

$$[OH^-] = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles}}{\text{volume da disolución}}$$

$$10^{-2} = \frac{0,1}{V} \Rightarrow V = 10 \text{ litros}$$

Este é o volume da disolución despois de engadir a auga. Podemos calcular o volume de auga engadida:

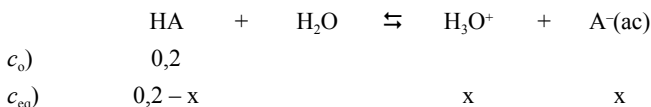
$$V_{\text{engadido}} = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} = 10 - 1 = 9 \text{ L de auga engadida.}$$

EXERCICIO RESOLTO

- ◆ Disponse de 1 litro dunha disolución de ácido monoprotónico débil cunha concentración 0,2 M a 25 °C. O grao de ionización é do 22 %. Calcula: a) A constante de equilibrio de ionización do ácido. b) O  $pH$  da disolución. c) O grao de ionización deste ácido, despois de engadirlle 0,8 gramos de  $HNO_3$  puro.

**Resolución:**

a) Formulamos o equilibrio para a ionización do ácido monoprotónico débil (HA):



A partir do grao de ionización podemos coñecer a cantidade ionizada (x):

$$\alpha = \frac{\text{cantidade ionizada}}{\text{cantidade inicial}} \cdot 100$$

$$22 = \frac{x}{0,2} \cdot 100 \Rightarrow x = 0,044 \text{ M}$$

Valor que nos permite calcular a constante para este equilibrio:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{0,2 - x} = \frac{0,044 \cdot 0,044}{0,2 - 0,044} = 1,2 \cdot 10^{-2}$$

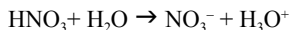
b)  $pH = -\log [H_3O^+] = -\log x = -\log 0,044 = 1,4$

c) Supoñendo que non varía o volume da disolución ao engadir os 0,8 g de ácido nítrico puro:

$$M_r(HNO_3) = 63$$

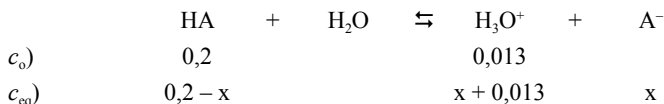
$$[HNO_3] = \frac{0,8 \text{ g}}{1 \text{ l}} = \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g}} = 0,013 \text{ mol/l}$$

O ácido nítrico é un ácido forte, polo que se pode considerar totalmente ionizado:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0,013 \text{ mol/l}$$

Esta cantidade de ións  $\text{H}_3\text{O}^+$ , procedentes da ionización do ácido nítrico, estará presente no equilibrio de ionización do ácido débil, que agora será:



Como a temperatura non variou, a constante seguirá sendo a mesma e permitiranos calcular o valor de  $x$  e o grao de ionización:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(x + 0,013) \cdot x}{0,2 - x}$$

Resolvendo esta ecuación de segundo grao obtense como única solución válida:  $x = 0,038 \text{ mol/l}$

$$\alpha = \frac{\text{cantidade ionizada}}{\text{cantidade inicial}} \cdot 100 = \frac{x}{0,2} \cdot 100 = \frac{0,038}{0,2} \cdot 100 = 19 \%$$

Vemos como a presenza dun ácido forte fai que diminúa o grao de ionización do ácido débil (o equilibrio desprazouse cara á esquerda).

- ◆ Ao disolver 5 g de ácido fórmico,  $\text{HCOOH}$ , na auga até completar un litro, obtense unha disolución de  $pH = 2,30$ . Calcula a constante de acidez do ácido fórmico e compara o carácter ácido-base do ión formiato,  $\text{HCOO}^-$ , co do ión acetato,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , se a  $K_a$  do ácido acético é  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Resolución:

Primeiro calculamos a concentración inicial do ácido fórmico:

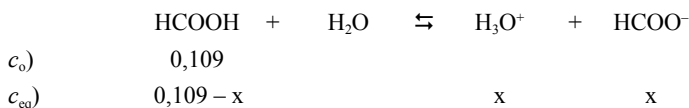
$$M_r(\text{HCOOH}) = 46$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{5 \text{ g}}{1 \text{ l}} = \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 0,109 \text{ mol/l}$$

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

$$2,30 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

O equilibrio de ionización do ácido fórmico será:



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{0,109 - x} = \frac{(5,01 \cdot 10^{-3})^2}{0,109 - 5,01 \cdot 10^{-3}} = 2,41 \cdot 10^{-4}$$

O ácido fórmico ten unha  $K_a$  maior que a do ácido acético, polo tanto é un ácido máis forte, e o seu equilibrio está máis desprazado cara á dereita. Así, o ión formiato (base conxugada do ácido fórmico) será unha base máis débil que o ión acetato (base conxugada do ácido acético).

## 6 ESTUDO CUALITATIVO DA HIDRÓLISE

Até agora traballamos con disolucións acuosas de ácidos ou de bases. Nestes casos non hai dúbida sobre o carácter ácido (nas disolucións de ácidos) ou básico (nas disolucións de bases) da disolución. No entanto, se o que temos en disolución acuosa é un sal, que podemos dicir sobre o carácter ácido ou básico da disolución?, será unha disolución neutra?

Cando se dissolve un sal na auga disóciase en ións. Se algún dos ións que procede do sal reacciona coa auga, cedendo ou captando protóns, dá lugar a unha reacción ácido-base e o *pH* resultante non será neutro.

Como a palabra hidrólise significa “destrución pola auga”, poderíamos pensar que se ao disolver un sal na auga se “rompe” en ións, ocorre unha hidrólise e que, como os sales acostuman ser electrólitos máis ou menos fortes, sempre que se dissolve un sal na auga haberá hidrólise. Isto non é certo porque o termo non se aplica estritamente e só se fala de hidrólise cando algún dos ións que resultan da ionización do sal reacciona coa auga.

*Así, a hidrólise non é máis que unha reacción ácido-base de Brønsted-Lowry dada por algún ión procedente dun sal, na que a auga actúa como ácido ou como base.*

Segundo a reacción que se produza entre os ións e a auga, a disolución dun sal na auga pode ser neutra, ácida ou básica. As constantes do equilibrio ao que dan lugar os ións serán de acidez ( $K_a$ ) ou de basicidade ( $K_b$ ), que tamén se poden denominar **constantes de hidrólise** ( $K_h$ ), aínda que esta nomenclatura é innecesaria.

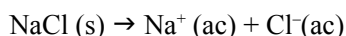
Chámase **grao de hidrólise**,  $\alpha_h$ , á fracción de moles de sal hidrolizados, é dicir, ao cociente entre o número de moles de sal que se hidrolizan e o número de moles de sal disoltos.

Lembrando que canto máis forte é un ácido (ou unha base) máis débil será o seu conxugado e canto máis débil sexa un ácido (ou unha base) máis forte será o seu conxugado; e que se pode considerar que cada sal procede da reacción entre un ácido e unha base; imos estudar como predicir se os ións reaccionan ou non coa auga e que tipo de comportamento terán: ácido ou básico.

### Sal de ácido forte e base forte

O ión procedente da base forte é un ácido moi débil e o procedente do ácido forte é unha base moi débil, polo tanto, ningún deles reacciona coa auga. Este tipo de sales non se hidrolizan. A concentración de ións  $H_3O^+$  e  $OH^-$  da disolución será a que provén da autoionización da auga, entón ten ***pH* neutro** (7 a 25 °C).

Un exemplo deste tipo de sal é o NaCl, que procede do ácido clorhídrico e do hidróxido de sodio. En disolución acuosa disóciase totalmente<sup>10</sup>:



Como o ácido clorhídrico é un ácido forte, a súa base conxugada, o ión cloruro ( $Cl^-$ ), é unha base moi débil que non reacciona coa auga por ter pouca tendencia a captar protóns.

<sup>10</sup> No estudo da hidrólise empregaremos sales solúbeis e polo tanto totalmente ionizados, pero lembra que non todos os sales se ionizan totalmente.

Do mesmo xeito, o NaOH é unha base moi forte e, para efectos prácticos, pode considerarse que o ión  $\text{Na}^+$  é o seu ácido conxugado, ácido moi débil que non terá tendencia a reaccionar coa auga.

Outros sales deste tipo son:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{RbClO}_4$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{RbI}$  etc.

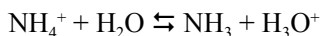
## Sal de ácido forte e base débil

O ión procedente do ácido forte será unha base moi débil e, polo tanto, non reaccionará coa auga, porén, o ión procedente da base débil será un ácido relativamente forte que reaccionará coa auga cedendo ións  $\text{H}^+$ , do que resulta un **pH ácido** ( $\text{pH} < 7$  a  $25^\circ\text{C}$ ).

Un exemplo de sal deste tipo é o cloruro de amonio, que procede do amoníaco e o ácido clorhídrico. En disolución disóciase segundo:



Como o ácido clorhídrico é un ácido moi forte, a súa base conxugada, o ión cloruro, será unha base moi débil que non se hidroliza. O ión amonio é o ácido conxugado dunha base débil, o amoníaco, entón será un ácido relativamente forte que reaccionará coa auga cedendo protóns. Como consecuencia o *pH* será ácido:



Outros exemplos de sales deste tipo son:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $(\text{NH}_2\text{CH}_3)\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  etc.

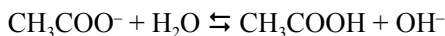
## Sal de ácido débil e base forte

O ión que procede da base forte é un ácido moi débil que non reaccionará coa auga, mentres que o ión que procede do ácido débil é unha base relativamente forte, que reacciona coa auga captando protóns dela, do que resulta un **pH básico** ( $\text{pH} > 7$  a  $25^\circ\text{C}$ ).

Un exemplo deste tipo de sal é o acetato de sodio, que en disolución se disocia segundo:



O ión  $\text{Na}^+$  procede do hidróxido de sodio, base moi forte, polo que é un ácido moi débil que non se hidroliza. O ión acetato,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , procede do ácido acético, que é un ácido débil, polo que se comporta como base relativamente forte, captando protóns da auga e orixinando medio básico:



Outros sales deste tipo son:  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{Rb}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOK}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  etc.

## Sal de ácido débil e base débil

Os dous ións hidrolízanse e o *pH* dependerá do tipo de ións presentes, haberá que comparar a forza relativa dos dous ións, é dicir, comparar as súas constantes.

Se  $K_a > K_b$ , o catión hidrolízase máis que o aniión e a disolución será ácida.

Se  $K_a < K_b$ , o aniión hidrolízase máis que o catión e a disolución será básica.

Se  $K_a = K_b$ , ambos ións están hidrolizados en proporción semellante e a disolución do sal será practicamente neutra.

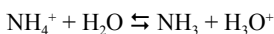
- ◆ Explica, axudándote das correspondentes ecuacións químicas, se as disolucións dos seguintes sales serán neutras, ácidas ou básicas:  $\text{NH}_4\text{I}$ ;  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ;  $\text{RbHCO}_3$ ;  $\text{BaCl}_2$ .

### Resolución:

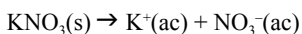
En disolución, cada sal disóciase nos seus ións. Analizando o comportamento ácido-base de cada ión poderemos saber se as disolucións serán ácidas, básicas ou neutras:



Como o ácido iodhídrico é un ácido moi forte, a súa base conxugada, o ión ioduro, será unha base moi débil e non reaccionará coa auga. Como o ión amonio é o ácido conxugado dunha base débil, o amoniaco, será un ácido relativamente forte e reaccionará coa auga cedendo protóns:



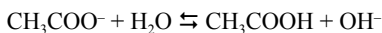
Como consecuencia a disolución de  $\text{NH}_4\text{I}$  será ácida.



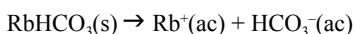
Como o ácido nítrico é un ácido forte, a súa base conxugada, o ión nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ), é unha base moi débil que non reacciona coa auga. Do mesmo xeito, o  $\text{KOH}$  é unha base moi forte e, para efectos prácticos, pode considerarse que o ión  $\text{K}^+$  é o seu ácido conxugado, ácido moi débil que non terá tendencia a reaccionar coa auga. Polo tanto, a disolución de  $\text{KNO}_3$  será neutra.



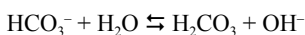
O ión  $\text{Na}^+$  procede do hidróxido de sodio, base moi forte, polo que é un ácido moi débil e non se hidroliza. O ión acetato,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , procede do ácido acético que é un ácido débil, polo tanto, compórtase como base relativamente forte, captando protóns da auga:



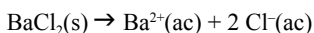
Entón, a disolución de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  será básica.



O ión  $\text{Rb}^+$  procede do hidróxido de rubidio, base moi forte, polo que é un ácido moi débil e non se hidroliza. O ión  $\text{HCO}_3^-$  procede do ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), que é un ácido débil, polo tanto, compórtase como base relativamente forte, captando protóns da auga:



A disolución de  $\text{RbHCO}_3$  será básica.



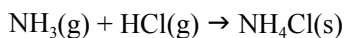
Como o ácido clorhídrico é un ácido forte, a súa base conxugada, o ión cloruro ( $\text{Cl}^-$ ), é unha base moi débil que non reacciona coa auga. Da mesma forma, como o  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  é unha base moi forte, o seu ácido conxugado, o ión  $\text{Ba}^{2+}$ , é un ácido moi débil que non terá tendencia a reaccionar coa auga. Así, a disolución de  $\text{BaCl}_2$  será neutra.

# 7 REACCIÓNES ENTRE ÁCIDOS E BASES

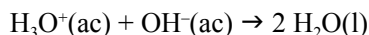
Unha das reaccións químicas máis importantes é a reacción de neutralización, que ocorre entre ácidos e bases.

Fálase de reacción de **neutralización** cando reaccionan un ácido e unha base anulándose os seus caracteres específicos<sup>11</sup>.

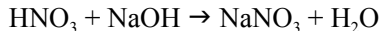
De xeito cualitativo e para disolucións acuosas, resulta útil considerar que ao reaccionar un ácido cunha base se obtén un sal e auga, pero non debemos esquecer que pode haber reaccións de neutralización nas que non se segue este esquema exactamente, aínda que sempre haberá unha transferencia de protóns entre as dúas especies. Por exemplo:



En disolución acuosa, unha neutralización consiste na combinación de ións  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  para obter auga, reacción rápida e practicamente desprazada na súa totalidade cara á dereita.



Por exemplo na reacción:



o que en realidade ocorre é:



O *pH* despois dunha neutralización non sempre é neutro (7 a 25 °C), xa que pode haber hidrólise do sal resultante ou exceso dalgún dos reactivos (ácido ou base), que influirán no *pH* do medio resultante. Polo tanto, débese analizar o sal resultante para ver se se hidroliza e buscar o reactivo limitante se o houbese. Só se produce un *pH* final neutro cando reacciona un ácido forte cunha base forte e non sobra ningún deles ao rematar a reacción de neutralización.



O esmalte dental é básico (hidroxiapatito) polo que é atacado polos ácidos, por exemplo os que liberan as bacterias ao descompoñer os restos de alimento que quedan na boca.



A picadura de avésa é básica.



As formigas producen ácido fórmico.

<sup>11</sup> Un exemplo de reaccións de neutralización atopámolo cando botamos amoniaco ou bicarbonato de sodio (bases) nunha picadura de abella, xa que esta é ácida e o alivio que sentimos é porque as bases empregadas a neutralizan. Algo parecido ocorre cando nos pica unha avésa, só que esta picadura é básica e debemos aliviala cun ácido, como o zume de limón ou vinagre.



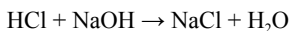
Nunha reacción de neutralización completa, sempre se cumpre que o número de equivalentes de ácido é igual ao número de equivalentes de base<sup>12</sup>.

## EXERCICIO RESOLTO

- ◆ Calcula o  $pH$ , a 25 °C, dunha disolución obtida ó mesturar 50 ml de disolución de 0,1 M de ácido clorhídrico con 50 ml de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M.

**Resolución:**

Ten lugar unha reacción de neutralización:



$$0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L}} = 0,005 \text{ mol HCl}$$

$$0,05 \text{ L} \cdot \frac{0,2 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol NaOH}$$

Como na ecuación do proceso vemos que un mol de HCl reacciona cun mol de NaOH, o reactivo limitante será o HCl e sobrá NaOH.

$n^\circ$  de moles de NaOH que reaccionan =  $n^\circ$  de moles de HCl = 0,005 moles

$n^\circ$  de moles de NaOH que sobran = 0,01 – 0,005 = 0,005 moles de NaOH

Supoñendo volumes aditivos, o NaOH que sobra estará nun volume de 100 ml, polo tanto:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,005 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/l}$$

Ao ser unha base forte, o NaOH estará totalmente ionizado:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$$

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,05 = 1,3$$

$$\text{A } 25 \text{ }^\circ\text{C: } pH + pOH = 14$$

$$pH + 1,3 = 14 \Rightarrow pH = 12,7$$

## EXERCICIO RESOLTO

- ◆ Deséxase neutralizar unha disolución que contén 4,8 gramos de hidróxido de magnesio. Para iso dispónse de tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno [ácido sulfúrico] comercial do 98 % en peso de pureza e 1,83 g·cm<sup>-3</sup> de densidade. Calcula: a) Molaridade dese ácido. b) Que volume deste se gastará na reacción de neutralización? c) Cantos gramos de ácido sulfúrico puro serán necesarios para a reacción de neutralización?

**Resolución:**

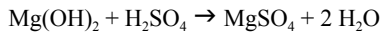
a) A porcentaxe de pureza do ácido sulfúrico é do 98 %, é dicir, hai 98 g de ácido sulfúrico en 100 g de disolución. Como a masa molecular do ácido sulfúrico é 98, en 100 g de disolución hai un mol deste ácido. Agora vexamos que volume se corresponde cos 100 g de disolución:

$$100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{1,83 \text{ g}} = \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ 000 cm}^3} = 0,0546 \text{ L de disolución}$$

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{\text{litros de disolución}} = \frac{1}{0,0546} \cdot 18,3 \text{ M}$$

<sup>12</sup> Lembra que entendemos por equivalente-gramo dun ácido a cantidade de ácido que cede 1 mol de H<sup>+</sup> nunha neutralización, e por equivalente-gramo dunha base, a cantidade de base que acepta un mol de H<sup>+</sup> (podes revisar no punto 5 do tema 0 como se calcula o número de equivalentes).

- b) A partir da reacción de neutralización podemos calcular o volume de ácido gastado, mediante cálculos estequiométricos:



$$M_r(\text{Mg(OH)}_2) = 58,3$$

$$4,8 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{11}{18,3 \text{ moles}} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

Gástanse  $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$  de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

- c) Do mesmo xeito podemos calcular os gramos de ácido sulfúrico puro que se necesitan para a neutralización:

$$4,8 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 8,07 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro.}$$

## 8 IMPORTANCIA DO *pH*: COMO REGULALO E MEDILO

O *pH* dunha disolución varía cando se engade disolvente ou ao agregar pequenas cantidades de ácido ou base. Hai procesos nos que se necesita manter o *pH* nun valor determinado para que o proceso ocorra. Nos seres vivos unha variación de *pH* pode ser funesta, por exemplo, se o *pH* do sangue (7,5) baixa até 7,1 prodúcese o estado de coma e se chega a 6,9, a morte. Para manter o *pH* practicamente constante, empréganse disolucións reguladoras, que teñen unha grande importancia na bioquímica e na química analítica.

En moitos procesos industriais, biolóxicos, agrícolas etc., é de suma importancia coñecer o *pH*, xa que algúns procesos só ocorren para valores de *pH* determinados.

Por exemplo, o mantemento dunha acidez específica do solo é importante para controlar a adaptación dos diversos cultivos. Así, a alfalfa e outras leguminosas só se desenvolven ben en solos levemente ácidos ou lixeiramente alcalinos, as arandeiras só se cultivan con éxito en solos de acidez moderada a extrema, as hortensias son de cor azul cando a terra é ácida e de cor rosa se a terra é básica. Os solos ácidos acostúmanse atopar en zonas de pluviosidade elevada e os alcalinos en zonas áridas. A acidez do solo pódese modificar engadindo distintas substancias.

### 8.1. Disolucións reguladoras

As **disolucións reguladoras, amortecedoras, disolucións tampón ou buffer** son aquelas nas que o seu *pH* se modifica moi pouco cando se lle engaden cantidades moderadas de ácidos e bases. Están formadas por un ácido débil e un sal da súa base conxugada (exemplo: ácido acético/acetato de sodio) ou por unha base débil e un sal do seu ácido conxugado (exemplo: amoníaco/cloruro de amonio), en concentracións relativamente altas de cada especie.

Existe unha ecuación, a **ecuación de Henderson-Hasselbach**, que consiste en tomar logaritmos na expresión da constante de acidez,  $K_a$ , e que permite calcular o  $pH$  nunha disolución reguladora. Por exemplo, para a disolución reguladora  $HA/A^-$ :

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \Rightarrow \log[H_3O^+] = \log K_a + \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log[H_3O^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]} \Rightarrow pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]}$$

Se a  $[A^-] = [HA]$  entón o  $pH$  será igual ao  $pK_a$ . Segundo o par  $A^-$  e  $HA$  que utilizemos e a súa proporción poderemos atopar disolucións reguladoras que manteñan o  $pH$  no valor que nos conveña<sup>13</sup>.

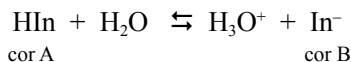
As cantidades de  $A^-$  e  $HA$  deben ser relativamente altas para que, cando o equilibrio se desprace cara a un ou outro lado ao engadirle un ácido ou unha base, a variación da concentración destas dúas especies sexa desprezábel e o  $pH$  se manteña.

Polo momento, só nos interesarán as disolucións reguladoras desde un punto de vista cualitativo.

## 8.2. Indicadores ácido-base

Para a determinación do  $pH$  empréganse uns aparellos, chamados *pH-metros*, que dan valores de  $pH$  bastante exactos. Tamén se pode calcular o  $pH$  de forma aproximada mediante unhas substancias chamadas indicadores. *Os indicadores son disolucións dalgúns colorantes complexos, ácidos e bases débiles, que teñen distinta cor na súa forma ácida e na súa forma básica, polo que a súa cor depende do pH do medio.*

Se representamos o indicador como HIn:



En disolución ácida a concentración de ións hidronio é alta, polo que o equilibrio estará desprazado cara á esquerda e predomina a cor A. En disolución básica a concentración de ións hidronio é baixa, o equilibrio estará desprazado cara á dereita e predominará a cor B.

O ollo humano só é capaz de distinguir o predominio dunha cor sobre outra cando a concentración dunha das formas do indicador é unhas 10 veces a da outra, polo tanto, para que se aprecie un cambio de cor a concentración de ións hidronio debe variar bastante. Así, o cambio de cor non ocorre a un  $pH$  fixo senón nun intervalo de  $pH$  dunhas dúas unidades

<sup>13</sup> Se a disolución reguladora está feita cunha base e un sal do seu ácido conxugado:  $pH = 14 - pK_b - \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Base}]}$ .

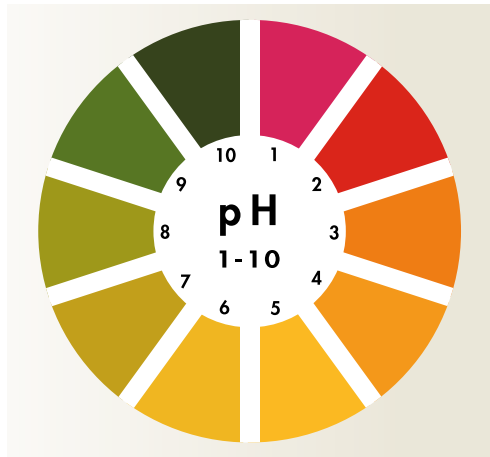
que se chama **intervalo de viraxe**. Canto máis reducido sexa o intervalo de viraxe e canto máis acusada sexa a diferenza de cor, mellor será o indicador.

Hai indicadores naturais como o zume de col lombarda, que é avermellado en medio ácido e amarelo-verdoso en medio básico.

Moitas veces emprégase o **papel indicador**, que é unha mestura de varios indicadores que teñen como soporte unha tira de papel. Ao ser unha mestura, terá distintos cambios de cor segundo o *pH*.

Algúns dos indicadores máis empregados son os que se ven na táboa 6-5.

Os indicadores son moi útiles nas valoracións ácido-base.



O papel indicador ten distintas cores segundo o pH.

| Indicador            | Forma ácida | Forma básica | Intervalo de viraxe |
|----------------------|-------------|--------------|---------------------|
| Vermello Congo       | azul        | vermella     | 3 – 5               |
| Alaranxado de metilo | vermella    | laranxa      | 3,2 – 4,4           |
| Verde de bromocresol | amarela     | azul         | 3,8 – 5,4           |
| Vermello de metilo   | vermella    | amarela      | 4,8 – 6             |
| Azul de bromotimol   | amarela     | azul         | 6,3 – 7,6           |
| Vermello fenol       | amarela     | vermella     | 6,6 – 8,0           |
| Vermello cresol      | amarela     | vermella     | 7,0 – 8,8           |
| Azul de timol        | amarela     | azul         | 8,0 – 9,6           |
| Fenolftaleína        | incolora    | rosada       | 8,2 – 10,0          |
| Tornasol             | vermella    | azul         | 6 – 8               |
| Amarelo de alizarina | amarela     | vermella     | 10,1 – 12,0         |

Táboa 6-5: Indicadores máis comúns.

## 9 VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO-BASE: VALORACIÓN DUN ÁCIDO FORTE CUNHA BASE FORTE

As valoracións ou volumetrías ácido-base permiten coñecer a concentración de ácido ou de base presente nunha disolución. Pertencen a un dos métodos de análise cuantitativa: a **análise volumétrica**, que consiste en medir o volume dunha disolución, de concentración perfectamente coñecida (disolución valorante), que se necesita para reaccionar total e rapidamente cun volume coñecido de disolución problema (disolución valorada).

Nas **valoracións ácido-base** mídese o volume de ácido (ou de base) de concentración coñecida que se necesita para neutralizar un volume determinado de base (ou de ácido) de concentración descoñecida. Cando se valoran ácidos denomínanse acidimetrías e cando se valoran bases, alcalimetrías.

Chámase **punto de equivalencia** ao momento final da neutralización. No laboratorio é moi fácil detectar o punto de equivalencia porque nas súas inmediacións ocorre un cambio brusco de  $pH$ , e se engadimos un indicador apropiado (de intervalo de viraxe comprendido entre os valores de  $pH$  do cambio brusco), cambiará de cor permitindo que apreciemos este punto<sup>14</sup>.

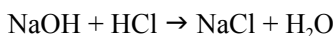
Vexamos, como exemplo, unha valoración de **ácido forte cunha base forte**, a valoración de 50 cm<sup>3</sup> dunha disolución 0,1 M de ácido clorhídrico (non coñecemos esta concentración) cunha disolución de NaOH 0,1 M. Podemos calcular os valores de  $pH$  para distintos momentos, a 25 °C:

- Inicialmente hai 50 cm<sup>3</sup> HCl 0,1 M, entón  $pH = 1$ :

Como o HCl é un ácido forte, estará totalmente ionizado:  $[HCl] = [H_3O^+] = 0,1 \text{ M}$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

- Ao ir engadindo NaOH, neutralízase parte do HCl segundo a reacción:



Posto que ambas disolucións teñen a mesma concentración, terán o mesmo número de moles en volumes iguais. Segundo a estequiometría da reacción, cando se engadiron 49 cm<sup>3</sup> de NaOH reaccionaron 49 cm<sup>3</sup> de HCl e queda sen reaccionar 1 cm<sup>3</sup> de HCl nun volume de 99 cm<sup>3</sup>, que fai que o  $pH$  sexa 3:

$$1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-4} \text{ mol HCl}$$

$$[H_3O^+] = [HCl] = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{99 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

- Cando faltan 0,1 cm<sup>3</sup> de HCl por neutralizar (ao engadir 49,9 cm<sup>3</sup> de NaOH), o volume é de 99,9 cm<sup>3</sup> e o  $pH = 4$ :

$$0,1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-5} \text{ mol HCl}$$

$$[H_3O^+] = [HCl] = \frac{10^{-5} \text{ mol}}{99,9 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 10^{-4} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-4} = 4$$

- Ao engadir 50 cm<sup>3</sup> de NaOH, alcánzase o punto de equivalencia e, como se trata dun ácido forte e unha base forte (non hai hidrólise), o  $pH$  é 7.

<sup>14</sup> Tamén se pode medir o  $pH$  cun  $pH$ -metro ou empregar a medición da condutividade eléctrica da disolución, que se fai mínima no punto de equivalencia.

- Ao exceder o punto de equivalencia en 0,1 cm<sup>3</sup> de NaOH (ao engadir 50,1 cm<sup>3</sup> de NaOH), o *pH* é 10:

$$0,1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-5} \text{ mol NaOH}$$

$$\text{Como o NaOH é unha base forte: } [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = \frac{10^{-5} \text{ mol}}{100,1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 9,99 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log(9,99 \cdot 10^{-5}) = 4$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4 = 10$$

- Cando se supera o punto de equivalencia en 1 cm<sup>3</sup> de NaOH (ao engadir 51 cm<sup>3</sup> de NaOH), o *pH* é 11:

$$1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-4} \text{ mol NaOH}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{101 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 9,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log(9,9 \cdot 10^{-4}) = 3$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

Se representamos o *pH* da disolución en función do volume de base engadido, obtemos unha curva de valoración como a da figura 6.1.

Nela pódese apreciar o cambio brusco do *pH* (de 4 a 10) que ten lugar nas inmediacións do punto de equivalencia (*pH* = 7). Neste caso, para poñer de manifesto o punto de equivalencia debemos empregar un indicador cun intervalo de viraxe comprendido entre 4 e 10, por exemplo, vermello de metilo, fenolftaleína ou tornasol.

Se valorasemos unha base cun ácido, o procedemento sería similar e obteríamos unha curva como a que vemos na figura 6.2.

No laboratorio, para medir o volume da disolución valorante con precisión emprégase a **bureta**, que é un tubo de vidro graduado en décimas de mililitro, cunha chave no extremo inferior que permite verter a disolución valorante con lentitude sobre a disolución valorada, que se atopa nun matraz erlenmeyer, até que se acada o punto de equivalencia.

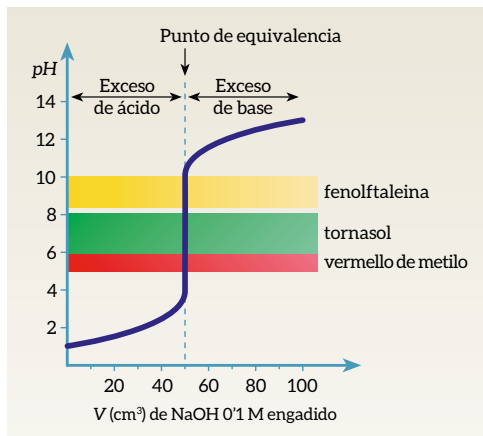


Figura 6.1

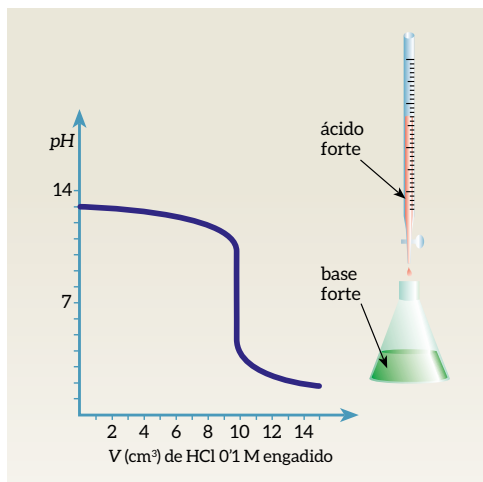


Figura 6.2



No punto de equivalencia o número de equivalentes de ácido e de base son iguais:

$$\text{n}^\circ \text{ de equivalentes de ácido} = \text{n}^\circ \text{ de equivalentes de base}$$

Entón:

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Sendo  $N$  a normalidade e  $V$  o volume. Convén lembrar que  $N = M \cdot \text{valencia}$ .

Ao coñecer o volume e a concentración da disolución valorante e o volume da disolución valorada, podemos calcular a concentración descoñecida.

En valoracións de **ácido débil e base forte** ou de **ácido forte e base débil**, o  $pH$  no punto de equivalencia non é o correspondente a unha disolución neutra (7 a 25 °C), xa que hai hidrólise do sal resultante, ademais, o salto de  $pH$  é menor.

Nos ácidos polipróticos aparecen varios puntos de equivalencia.

## EXERCICIO RESOLTO

- ◆ Ao valorar 20 cm<sup>3</sup> dunha disolución de hidróxido de sodio, necesitáronse 40 cm<sup>3</sup> de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M para acadar o punto de equivalencia. Cal é a concentración do hidróxido de sodio valorado?

**Resolución:**

No punto de equivalencia cúmprese que:

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

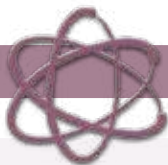
Tanto o ácido clorhídrico como o hidróxido de sodio teñen valencia 1, polo que a súa normalidade coincide coa molaridade. Substituíndo:

$$0,1 \cdot 40 = M_b \cdot 20 \Rightarrow M_b = 0,2 \text{ M}$$

## 10 APLICACIÓNS DAS VOLUMETRÍAS ÁCIDO-BASE

Empregando as valoracións ácido-base podemos determinar a concentración de calquera ácido ou base presente nunha mostra, polo que as aplicacións deste método de análise son moitas:

- Determinación da acidez dunha mostra (viño, vinagre, zume...).
- Determinación da alcalinidade dunha mostra (auga, cinza...).
- Determinación da salinidade (augas, solos, disolucións fertilizantes).
- Determinación de mesturas de carbonatos e bicarbonatos.
- Determinación de mesturas de hidróxidos alcalinos.
- Determinación de carbonatos.
- Determinación de nitróxeno orgánico, amonio, nitratos e nitritos (Método Kjeldhal).
- Determinación de ésteres, compostos carbonílicos e alcohois.



## ACTIVIDADES TIC

### ACTIVIDADE 1. ALGÚNS ÁCIDOS E BASES DE INTERESE INDUSTRIAL NA VIDA COTIÁ

A industria química emprega grandes cantidades de ácidos e bases. De entre os produtos químicos que máis se fabrican nos países industrializados (incluíndo orgánicos e inorgánicos) atopamos os ácidos: sulfúrico, nítrico, fosfórico e clorhídrico e as bases: amoníaco e hidróxido de sodio.

Busca información sobre a importancia destas substancias na industria: para que se empregan e pescuda se se producen en Galicia. Coa información recollida elabora unha táboa.

### ACTIVIDADE 2. O PROBLEMA DA CHUVIA ÁCIDA E AS SÚAS CONSECUENCIAS EN GALICIA

Os combustíbeis fósiles conteñen pequenas cantidades de xofre e nitróxeno que durante a combustión se transforman nos seus óxidos respectivos que, cando reaccionan coa auga da chuvia, producen a denominada chuvia ácida (chuvia con ácido sulfúrico e nítrico) de efectos danos no medio.

Busca información sobre os principais efectos da chuvia ácida e dos principais culpábeis deste problema en Galicia e elabora un informe da situación actual.



## PRÁCTICAS DE LABORATORIO

### PRÁCTICA 1. USO DE INDICADORES PARA DETERMINAR O CARÁCTER ÁCIDO-BASE DALGUNHAS SUBSTANCIAS

**Obxectivo:** Comprobar o *pH* das disolucións dalgunhas substancias mediante a coloración dalgúns indicadores.

**Material:** Pousatubos con 10 tubos de ensaio, varíña de vidro, vidro de reloxo e pipeta.

**Reactivos:** Disolucións 0,1 M de: HCl, NH<sub>4</sub>Cl, NaCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaOH; papel indicador, fenolftaleína e laranxa de metilo.

**Procedemento:**

- Pon dous tubos de ensaio no pousatubos e bota, con axuda dunha pipeta, uns 2 ml de disolución de ácido clorhídrico en cada un. Lava a pipeta.

- Repite a operación para as catro disolucións restantes, tendo coidado de colocalas en orde para non confundilas. Debes ter dúas series das cinco disolucións.
- Corta cinco anacos de papel indicador e colócaos no vidro de reloxo dado a volta.
- Molla a varíña de vidro nunha disolución e toca con ela un anaco de papel indicador. Anota a cor obtida e o  $pH$  aproximado que se deduce desa cor. Repite o proceso para o resto das disolucións.
- Engade unha gota de fenolftaleína ás cinco disolucións dunha serie e anota a cor obtida para cada disolución e o  $pH$  que se deduce dela. Lembra que a fenolftaleína é incolora para  $pH < 8,2$  e rosada para  $pH > 10$ .
- Engade unha gota de laranxa de metilo ás cinco disolucións da outra serie e anota a cor en cada disolución e o  $pH$  que se deduce dela. Lembra que o laranxa de metilo é vermello para  $pH < 3,2$  e laranxa para  $pH > 4,4$ .

| Disolución 0,1 M                | Papel indicador:<br>cor e $pH$ | Fenolftaleína:<br>cor e $pH$ | Laranxa de metilo:<br>cor e $pH$ |
|---------------------------------|--------------------------------|------------------------------|----------------------------------|
| HCl                             |                                |                              |                                  |
| NH <sub>4</sub> Cl              |                                |                              |                                  |
| NaCl                            |                                |                              |                                  |
| Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> |                                |                              |                                  |
| NaOH                            |                                |                              |                                  |

### Cuestións:

1. Calcula o  $pH$  das distintas disolucións e comproba se coincide co observado experimentalmente.

## PRÁCTICA 2. COMPROBACIÓN CUALITATIVA DA ACCIÓN DUNHA DISOLUCIÓN REGULADORA

**Obxectivo:** Comprobar a capacidade das disolucións reguladoras para resistir as variacións de  $pH$ .

**Material:** Matraz aforado, vidro de reloxo, balanza, espátula, pousatubos con tubos de ensaio, pipeta e bureta.

**Reactivos:** Ácido acético, acetato de sodio, disolución de HCl 1 M e laranxa de metilo.

### Procedemento:

- Prepara unha disolución reguladora 0,5 M en ácido acético e 0,5 M en acetato de sodio.
- Bota uns 2 ml de auga destilada nun tubo de ensaio e engádelle unha gota de laranxa de metilo. A cor observada debe ser laranxa, xa que o  $pH$  da auga destilada é 7 ( $> 4,4$ ).
- Bota uns 2 ml da disolución reguladora noutro tubo de ensaio e engádelle unha gota de laranxa de metilo. A cor observada debe ser laranxa, xa que o  $pH$  da disolución reguladora é 4,75 ( $> 4,4$ ).

- Bota ácido clorhídrico 1 M na bureta.
- Deixa caer unha gota do ácido da bureta no tubo de ensaio que contén auga destilada. O indicador vira a cor vermella, polo que o  $pH$  pasou a ser menor de 3 e, polo tanto,  $[H^+] > 10^{-3}$  M. Unha soa gota de HCl multiplicou a concentración de protóns por 10 000.
- Engade, coa bureta e gota a gota, HCl 1 M ao tubo que contén a disolución reguladora, contando as gotas que é necesario engadir para conseguir que o indicador vire a vermello.

|                       | Nº de gotas para que o indicador vire de cor |
|-----------------------|--|
| Auga                  | 1 gota                                       |
| Disolución reguladora |  |

**Cuestión:** Comenta os resultados obtidos na experiencia anterior.

### PRÁCTICA 3. VALORACIÓN DUNHA DISOLUCIÓN DUNHA BASE FORTE CUN ÁCIDO FORTE (ALCALIMETRÍA)

**Obxectivo:** Determinar a concentración dunha base forte empregando un ácido forte de concentración coñecida.

**Material:** Bureta, soporte, noz, pinza, matraz erlenmeyer, funil, pipeta de 10 ml, vaso de precipitados, frasco lavador con auga destilada e contagotas.

**Reactivos:** Disolución de HCl 0,1 M, disolución de NaOH (de concentración descoñecida) e disolución alcohólica de fenolftaleína.

**Procedemento:**

- Realiza unha montaxe como a da figura 6.3.
- Enche a bureta con disolución de HCl 0,1 M e abre a chave durante un momento con obxecto de quitar o aire da súa parte inferior. Enrasa no cero ou, en caso de elixir outro enrase, anota o nivel da disolución na bureta.
- Extrae 10 ml da disolución de hidróxido de sodio que se vai valorar coa pipeta e deposítaos no matraz erlenmeyer.
- Engade unha ou dúas gotas de fenolftaleína á base (adquirirá coloración rosada) e, se o cres necesario, engade auga destilada co frasco lavador até unha cantidade tal que permita un fácil manexo do líquido.
- Abre a chave da bureta deixando que a disolución do ácido caia sobre a disolución de base que está



Figura 6.3

no erlenmeyer, movendo lentamente (con movementos circulares da man) para facilitar a mestura das dúas disolucións. Os primeiros mililitros pódense engadir máis ou menos axiña, pero despois convén deixar que o HCl caia gota a gota.

- Pecha a chave cando apareza un cambio permanente na coloración do indicador (a fenolftaleína vólvese incolora). Para apreciar mellor o cambio de cor convén poñer debaixo do erlenmeyer un papel branco.
- Anota o volume de HCl gastado e elimina o contido do matraz erlenmeyer.
- Repite a valoración unha ou máis veces, procurando engadir o HCl gota a gota cando estea preto do punto de equivalencia.
- Obtén o valor medio dos resultados obtidos, desprezando algún deles se difire moito dos outros.
- Garda a disolución de HCl 0,1 M que quedou na bureta, lava o material empregado (a bureta lávase sen desmontar, botándolle auga pola parte superior e recolléndoa por abaixo) e desfai a montaxe.
- Calcula a concentración da disolución de NaOH mediante a fórmula:

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

| Valoración | Volume de NaOH(ac) | Volume de HCl(ac) 0,1 M |
|------------|--------------------|-------------------------|
| 1º         |                    |                         |
| 2º         |                    |                         |
| 1º         |                    |                         |

### Cuestións:

1. Cal é a función da fenolftaleína na valoración?
2. Que reacción ten lugar durante a valoración?
3. Afectará ao resultado da valoración a cantidade de auga destilada engadida ao erlenmeyer?
4. Que outros indicadores se poderían empregar e cal sería a súa coloración antes e despois do punto de equivalencia?
5. Debuxa e nomea o material empregado, e describe o procedemento seguido na práctica.



## ACTIVIDADES PROPOSTAS

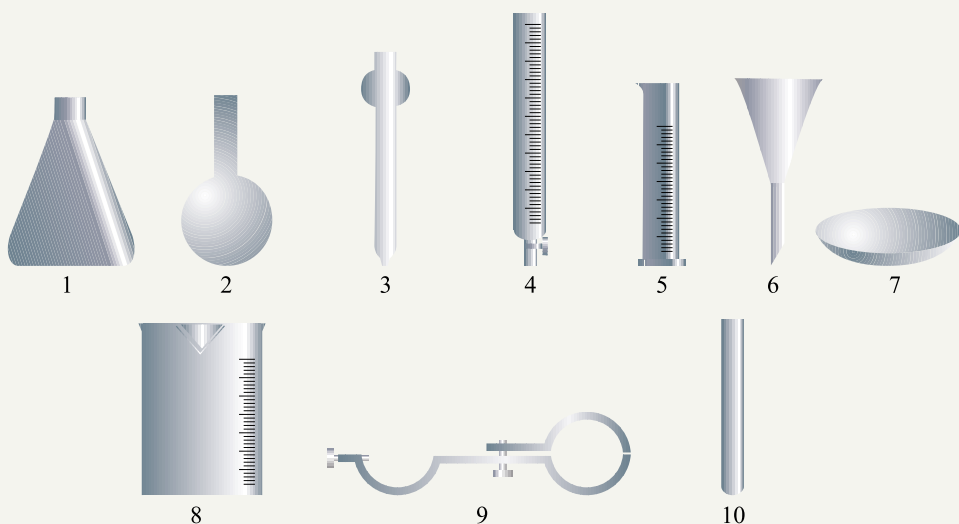
- a) Escribe as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brønsted-Lowry, das seguintes especies químicas:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CN}^-$ . b) Indica os pares ácido/base conxugados. (Xuñ-11)
- Indica, segundo a teoría de Brønsted-Lowry, cal ou cales das seguintes especies poden actuar só como ácido, só como base e como ácido e base. Escribe as correspondentes reaccións ácido-base. a)  $\text{CO}_3^{2-}$ . b)  $\text{HPO}_4^{2-}$ . c)  $\text{H}_3\text{O}^+$ . d)  $\text{NH}_4^+$ . (Set-11)
- Razoa se as seguintes afirmacións, referidas a unha disolución 0,1 M dun ácido débil HA, son correctas: a) As concentracións no equilibrio das especies  $\text{A}^-$  e  $\text{H}_3\text{O}^+$  son iguais. b) O  $\text{pH}$  da disolución é 1. (Xuñ-12)
- Dadas as especies químicas:  $\text{HS}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_2$  e  $\text{HCl}$ , para as que a forza de acidez aumenta na orde escrita, escribe a reacción química correspondente á reacción de cada unha delas coa auga e indica como variará a forza das súas bases conxugadas.
- A 25 °C, o  $\text{pH}$  dunha disolución é 3,5. Calcula a concentración de ións oxonio, a concentración de ións hidroxilo e o  $\text{pOH}$  desta disolución.  
**R:**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ;  $[\text{OH}^-] = 3,2 \cdot 10^{-11}$ ;  $\text{pOH} = 10,5$ .
- 100  $\text{cm}^3$  dunha disolución de ácido nítrico teñen un  $\text{pH} = 1$  a 25 °C. Se se engade auga até que o volume de disolución sexa 200  $\text{cm}^3$ , cal será o novo  $\text{pH}$ ?  
**R:** 1,3.
- O produto de solubilidade do  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , medido a 25 °C, vale  $4 \cdot 10^{-14}$ . Calcula: a) A solubilidade en auga expresada en g/l. b) O  $\text{pH}$  da disolución saturada. (Set-06)  
**R:** a)  $1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}$ . b) 9,6.
- O produto de solubilidade do cloruro de chumbo(II) é  $1,6 \cdot 10^{-5}$  a 298 K. a) Determina a solubilidade do cloruro de chumbo(II), expresada en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . b) Mestúranse 200 mL dunha disolución  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e 200 mL dunha disolución de  $\text{HCl}$  de  $\text{pH} = 3$ . Supoñendo que os volumes son aditivos indica se precipitará cloruro de chumbo(II). (Set-12)  
**R:** a)  $1,59 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .
- Para unha disolución acuosa dun ácido HA de  $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$ , xustifica se son verdadeiras ou falsas as seguintes afirmacións: a) A constante de acidez de HA é menor que a constante de basicidade da súa base conxugada. b) Se se dilúe a disolución do ácido, o seu grao de disociación permanece constante. (Set-12)
- Unha disolución de amoníaco 0,01 M está ionizada nun 4,2 %. a) Escribe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio. b) Calcula o  $\text{pH}$  e a  $K_b$  do amoníaco. (Xuñ-11)  
**R:** a)  $[\text{NH}_3] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ . b)  $\text{pH} = 10,6$ ;  $K_b = 1,84 \cdot 10^{-5}$ .
- Prepárase unha disolución dun ácido débil como o ácido acético [ácido etanoico] disolvendo 0,3 moles deste ácido en auga, o volume total da disolución é de 0,05 litros. a) Se a disolución resultante ten un  $\text{pH} = 2$ , cal é a concentración molar dos ións hidróxeno (ión hidronio). b) Calcula a constante de acidez,  $K_a$ , do ácido acético. (Xuñ-06)  
**R:** a) 0,01 M. b)  $1,7 \cdot 10^{-5}$ .



- 12.** Para unha disolución acuosa de ácido acético[ácido etanoico] 0,10 M, calcula: a) A concentración de ión acetato[ión etanoato]. b) O *pH* e o grao de disociación.  
Dato:  $K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$ . (Xuñ-11)  
R: a)  $1,34 \cdot 10^{-3}$  M. b) 2,87 e 1,34 %.
- 13.** Se se disolven 0,650 g dun ácido orgánico monoprótico de carácter débil de fórmula  $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$  nun vaso con auga até completar 250 mL de disolución, indica: a) O *pH* desta disolución. b) O grao de disociación do ácido.  
Dato:  $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$ . (Xuñ-08)  
R: a) 2,7. b) 14 %.
- 14.** Disólvense 20 litros de  $\text{NH}_3(\text{g})$ , medidos a  $10^\circ\text{C}$  e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga abondo para alcanzar 4,5 litros de disolución. Calcula: a) O grao de disociación do amoníaco na disolución. b) O *pH* da devandita disolución.  
Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ . (Xuñ-09)  
R: a)  $6,8 \cdot 10^{-3}$ . b) 11,4.
- 15.** Prepárase unha disolución dun ácido monoprótico débil, de fórmula HA, da seguinte maneira: 0,10 moles do ácido en 250 ml de auga. Se esta disolución se ioniza ao 1,5 %, calcula: a) A constante de ionización do ácido. b) O *pH* da disolución. (Set-06)  
R: a)  $9,1 \cdot 10^{-5}$ . b) 2,2.
- 16.** Considera unha disolución de amoníaco en auga de concentración  $6,50 \cdot 10^{-2}$  M. a) Calcula o *pH* desta disolución. b) Calcula o grao de disociación do amoníaco na disolución.  
Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ . (Set-11)  
R: a) 11. b) 0,0165.
- 17.** A  $25^\circ\text{C}$  o grao de disociación dunha disolución 0,2 M de ácido acético [ácido etanoico] vale 0,0095. Calcula: a) A concentración de ións acetato [ións etanoato], hidroxenións e ións hidroxilo no equilibrio. b) O *pH*. c) A constante de disociación do ácido acético.  
R: a)  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,9 \cdot 10^{-3}$  M =  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ;  $[\text{OH}^-] = 5,3 \cdot 10^{-12}$  M. b) 2,7. c)  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .
- 18.** Calcula o grao de ionización do ácido acético: a) Nunha disolución 0,10 M deste ácido. b) Nunha disolución 0,010 M deste ácido. c) Compara os resultados obtidos e extrae conclusións. Dato:  $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$ .  
R: a) 0,014. b) 0,043.
- 19.** A  $25^\circ\text{C}$ , disólvense 0,040 mol de ácido metanoico até obter 1,00 dm<sup>3</sup> de disolución. A concentración de ións oxonio na disolución obtida é  $2,57 \cdot 10^{-3}$  M. Calcula a constante de acidez e o *pK<sub>a</sub>* do ácido metanoico a esta temperatura.  
R:  $1,8 \cdot 10^{-4}$ ; 3,7.
- 20.** Ao facer un exercicio intenso con falta de osíxeno prodúcese ácido láctico (ácido 2-hidroxipropanoico) que se acumula nos músculos producindo dores musculares. Calcula o *pH* do tecido muscular cando a concentración inicial do ácido láctico é  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/dm<sup>3</sup>. Busca  $K_a$  na táboa 6-3.  
R: 3,5.

- 21.** A metilamina en disolución acuosa compórtase como unha base débil, da mesma forma que o amoníaco:  $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ . Calcula qué volume de disolución 0,1 M de metilamina contén a mesma cantidade de ións hidróxido que 1,0 dm<sup>3</sup> de disolución 0,1 M de hidróxido de potasio. Busca  $K_b$  na táboa 6-4.
- R:** 17 L.
- 22.** Unha disolución acuosa dun ácido monoprótico débil de concentración 0,13 M ten un grao de ionización de 0,3: a) Calcula a súa constante de acidez. b) Calcula o grao de ionización cando se lle engade ácido clorhídrico até que a súa concentración é 0,27 M, sen que a variación de volume sexa apreciable.
- R:** a) 0,017. b) 0,058.
- 23.** Ordena de maior a menor acidez as seguintes disolucións acuosas da mesma concentración: acetato de sodio [etanoato de etilo]; ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] e cloruro de potasio. Formula as ecuacións iónicas que xustifiquen a resposta. (Set-06)
- 24.** Razona que tipo de *pH* (ácido, neutro ou básico) presentarán as seguintes disolucións acuosas de: a) acetato de sodio [etanoato de sodio]. b) nitrato de amonio [trioxonitrato(V) de amonio]. (Set-10)
- 25.** Se queremos impedir a hidrólise que sofre o  $\text{NH}_4\text{Cl}$  en disolución acuosa indica, razoadamente, cal dos seguintes métodos será o máis eficaz: a) Engadir  $\text{NaCl}$  á disolución. b) Engadir  $\text{NH}_3$  á disolución. (Xuñ-08)
- 26.** Indica razoadamente que tipo de *pH* (ácido, neutro ou básico) existirá no punto de equivalencia das seguintes neutralizacións: a) Ácido etanoico (ácido acético) con hidróxido de sodio. b) Ácido clorhídrico con amoníaco. c) Trioxonitrato(V) de hidróxeno (ácido nítrico) con hidróxido de sodio.
- 27.** Dispoñemos de tres frascos sen etiquetar, que sabemos que corresponden a tres disolucións acuosas: Tetraoxosulfato(VI) de amonio [sulfato de amonio]; Trioxonitrato(V) de potasio [nitrato de potasio] e oxobromato(III) de sodio [hipobromito de sodio]. Como poderíamos distinguilos axudándonos do papel indicador ácido-base? Razona a resposta.
- 28.** Define brevemente o concepto de disolución reguladora e sinala entre os seguintes pares de substancias, o ou os que formarán unha disolución reguladora: a) Ácido clorhídrico/cloruro de sodio. b) Ácido cianhídrico/cianuro de potasio. c) Ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno]/nitrato de amonio [trioxonitrato(V) de amonio]. d) Hidróxido de amonio/cloruro de amonio. Xustifica brevemente a resposta.
- 29.** Dados os seguintes pares de disolucións:  $\text{CH}_3^-\text{COONa}$  e  $\text{CH}_3^-\text{COOH}$ ;  $\text{NaOH}$  e  $\text{HBr}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e  $\text{NH}_3$ . Contesta razoadamente: Cales formarán unha disolución reguladora?
- 30.** Indica os procedementos que utilizache no laboratorio para medir o *pH* das disolucións, sinalando as características de cada un. Cita algún exemplo de emprego de indicadores explicando o porqué do seu cambio de cor. (Xuñ-05)
- 31.** Dado un ácido débil monoprótico 0,01 M e sabendo que se ioniza nun 13 %, calcula: a) A constante de ionización. b) O *pH* da disolución. c) Que volume de disolución 0,02 M de hidróxido de sodio cumprirán para neutralizar completamente 10 ml da disolución do ácido anterior? (Xuñ-04)
- R:** a)  $1,9 \cdot 10^{-4}$ . b) 2,9; c) 5 ml.

32. Calcula o  $pH$  dunha disolución feita mesturando 250 ml de ácido nítrico 0,20 M con 150 ml de hidróxido de potasio 0,1 M.  
**R:** 1,1.
33. Cando se mesturan, a 25 °C, 10 ml dunha disolución acuosa de hidróxido de sodio  $1,0 \cdot 10^{-3}$  M con 10 ml de ácido clorhídrico de concentración descoñecida, obtense unha disolución de  $pH = 10,0$ : a) Cal é o reactivo limitante? b) Cantos moles de hidróxido de sodio reaccionaron? c) Cal é a molaridade do ácido clorhídrico?  
**R:** b)  $8 \cdot 10^{-6}$  moles. c)  $8 \cdot 10^{-4}$  M.
34. Cando se acada o punto de equivalencia nunha valoración ácido-base, explica razoadamente se cada unha das seguintes afirmacións é certa ou non: a) O número de moles de ácido e de base que reaccionaron son iguais. b) O  $pH$  da disolución formada pode ser distinto de 7. c) Os volumes de ácido e de base consumidos son iguais.
35. Dispónse dunha mostra de 2,0 g dun hidróxido de bario comercial que se dissolve na auga até que o volume de disolución é de 100,0 cm<sup>3</sup>. Ao valorar 10 cm<sup>3</sup> desta disolución con ácido clorhídrico 0,2 M, necesítanse 10,5 cm<sup>3</sup> do ácido para acadar o punto de equivalencia. Cal é a porcentaxe de pureza da mostra?  
**R:** 90 %.
36. Explica como se determinaría no laboratorio a concentración dunha disolución de ácido clorhídrico, empregando unha disolución de hidróxido de sodio 0,01 M. Indica o material, o procedemento e a forma de realizar os cálculos. (Xuñ-07)
37. Explica detalladamente: a) Como prepararías no laboratorio unha disolución de ácido clorhídrico 1 M, a partir de ácido clorhídrico de 38 % en peso e densidade = 1,19 g/cm<sup>3</sup>. b) Como valorarías esta disolución? Describe o material empregado e realiza os correspondentes cálculos. (Set-06)
38. Nomea o material de laboratorio que se mostra na figura, indicando brevemente para que se utiliza no laboratorio. (Xuñ-07)



**39.** No laboratorio realízase a valoración de 50,0 mL dunha disolución de NaOH e gástanse 20,0 mL de HCl 0,10 M. a) Debuxa a montaxe experimental indicando nesta as substancias e o nome do material empregado. b) Escribe a reacción química que ten lugar e calcula a molaridade da base. (Set-09)

**R:** b) 0,04 M.

**40.** a) Para a valoración de 10,0 mL de disolución de hidróxido de sodio realizáronse tres experiencias nas que os volumes gastados dunha disolución de HCl 0,1 M foron de 9,8; 9,7 e 9,9 mL, respectivamente, que concentración ten a disolución da base?

b) Indica o procedemento a seguir e describe o material a utilizar na devandita valoración. (Set-10)

**R:** a) 0,098 M.

**41.** a) Que volume de disolución de NaOH 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de HCl 0,2 M? Xustifica cal será o pH no punto de equivalencia.

b) Describe o procedemento experimental e nomee o material necesario para levar a cabo a valoración. (Set-12)

**R:** a) 20 mL.



## ACTIVIDADES DE REPASO

- ▶ Unha disolución acuosa de ácido fluorhídrico  $2,5 \cdot 10^{-3}$  M está disociada nun 40 %. Calcula:
  - a) A constante de acidez.
  - b) O  $pH$  e a concentración de ións hidroxilo  $[OH^-]$  da disolución. (*Xuñ-13*)

**R:** a)  $6,7 \cdot 10^{-4}$ . b)  $pH = 3,0$ ;  $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-11}$  M.
- ▶ Completa as seguintes reaccións ácido-base e identifica os pares conxugados ácido-base. (*Set-13*)
  - a)  $HCl_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow$
  - b)  $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons$
  - c)  $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons$
  - d)  $HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow$
- ▶ a) Que concentración debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu  $pH$  sexa de 10,35?  
 b) Cal será o grao de disociación do amoníaco na disolución?  
 Dato:  $K_b(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ . (*Set-13*)  
**R:** a)  $3,04 \cdot 10^{-3}$  M. b) 0,074.
- ▶ Na valoración de 20,0 mL dunha disolución de ácido clorhídrico gástanse 18,1 mL dunha disolución de hidróxido de sodio 0,125 M.
  - a) Calcula a molaridade da disolución do ácido indicando a reacción que ten lugar.
  - b) Indica o material e reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración. (*Set-13*)

**R:** a) 0,113 M.
- ▶ Xustifica se esta afirmación é correcta: O produto da constante de ionización dun ácido e a constante de ionización da súa base conxugada é igual á constante do produto iónico da auga. (*Xuñ-14*)
- ▶ a) Cantos mL dunha disolución de NaOH 0,610 M se necesitan para neutralizar 20,0 mL dunha disolución de  $H_2SO_4$  0,245 M? Indica a reacción que ten lugar e xustifica o  $pH$  no punto de equivalencia.  
 b) Nomea o material necesario e describe o procedemento experimental para levar a cabo a valoración. (*Xuñ-14*)  
**R:** a) 16,1 mL.
- ▶ a) Os valores de  $K_a$  de dous ácidos monopróticos HA e HB son  $1,2 \cdot 10^{-6}$  e  $7,9 \cdot 10^{-9}$ , respectivamente. Razona cal dos dous ácidos é o máis forte.  
 b) Indica se o  $pH$  dunha disolución de  $NH_4Cl$  será ácido, básico ou neutro. (*Set-14*)
- ▶ a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula o volume de disolución de hidróxido de sodio 2,00 M que se gastará na valoración de 10,0 ml dunha disolución de ácido sulfúrico 1,08 M.  
 b) Nomea o material e describe o procedemento experimental para levar a cabo a valoración anterior. (*Set-14*)  
**R:** 10,8 ml.

- ▶ A anilina ( $C_6H_5NH_2$ ) é unha base de carácter débil cunha  $K_b = 4,1 \cdot 10^{-10}$ . Calcula:
  - a) O  $pH$  dunha disolución acuosa 0,10 M de anilina.
  - b) O valor da constante de acidez do ácido conxugado da anilina.

Dato:  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ . (Xuñ-15)

R: a) 8,81. b)  $2,4 \cdot 10^{-5}$ .
- ▶ a) Establece se unha disolución acuosa de  $NH_4NO_3$  será ácida, básica ou neutra.  
 b) A metilamina en disolución acuosa compórtase como unha base débil, de forma similar ao amoníaco, escribe a reacción e indica os pares ácido/base conxugados. (Xuñ-15)
- ▶ Unha disolución acuosa contén 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).
  - a) Escribe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.
  - b) Calcula o  $pH$  da disolución e o grao de ionización do ácido.

Dato:  $K_a(C_2H_4O_2) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . (Set-15)

R: a)  $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 1,3 \cdot 10^{-3}$  M;  $[CH_3COOH] = 9,9 \cdot 10^{-2}$  M;  $[OH^-] = 7,7 \cdot 10^{-12}$  M.  
 b)  $pH = 2,9$ ;  $\alpha = 1,3 \cdot 10^{-2}$ .
- ▶ Utilizando a teoría de Brønsted xustifica o carácter ácido, básico ou neutro das disolucións acuosas das seguintes especies:  $CO_3^{2-}$ ; HCl e  $NH_4^+$ , identificando os pares conxugados ácido-base. (Xuñ-16)
- ▶ Dispónse dunha disolución que contén unha concentración de  $Cd^{2+}$  de 1,1 mg/L. Quérese eliminar parte do  $Cd^{2+}$  precipitándoo cun hidróxido, en forma de  $Cd(OH)_2$ . Calcula:
  - a) O  $pH$  necesario para iniciar a precipitación.
  - b) A concentración de  $Cd^{2+}$ , en mg/l, cando o  $pH$  é igual a 12.

Dato:  $K_s(Cd(OH)_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$ . (Xuñ-16)

R: a) 9,54. b)  $1,4 \cdot 10^{-5}$  mg/l.
- ▶ No laboratorio dispónse de tres vasos de precipitados (A, B e C) que conteñen 50 ml de disolucións acuosas da mesma concentración, a unha temperatura de 25 °C. Un dos vasos contén unha disolución de HCl; outro contén unha disolución de KCl, e o terceiro contén unha disolución de  $CH_3CH_2COOH$ . Coa información que se indica na táboa identifica o contido de cada vaso e xustifica a resposta. (Set-16)

| Vaso de precipitados | A   | B   | C   |
|----------------------|-----|-----|-----|
| $pH$                 | 7,0 | 1,5 | 4,0 |

- ▶ Xustifica se a disolución obtida ao disolver  $NaNO_2$  en auga será ácida, neutra ou básica.  
 Dato:  $K_a(HNO_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$ . (Xuñ-17)
- ▶ Cal é o  $pH$  dunha disolución saturada de hidróxido de zinc se a súa  $K_{ps}$  a 25 °C é de  $1,2 \cdot 10^{-17}$ ? (Xuñ-17)  
 R: 8,46.
- ▶ Na valoración de 25,0 ml dunha disolución de ácido clorhídrico gástanse 22,1 ml dunha disolución de hidróxido de potasio 0,100 M.

- a) Indica a reacción que ten lugar e calcula a molaridade da disolución do ácido.  
 b) Detalla o material e os reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración no laboratorio. (Xuñ-17)

**R:** a)  $8,84 \cdot 10^{-2}$  M.

- Para unha disolución acuosa 0,200 M de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropanoico), calcula:  
 a) O grao de ionización do ácido na disolución e o *pH* da mesma.

b) Que concentración debe ter unha disolución de ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) para dar un *pH* igual ao da disolución de ácido láctico 0,200 M?

Dato:  $K_a(CH_3CH(OH)COOH) = 3,2 \cdot 10^{-4}$  e  $K_a(C_6H_5COOH) = 6,42 \cdot 10^{-5}$  (Xuñ-17)

**R:** a)  $4 \cdot 10^{-2}$ ; 2,10. b) 1,0 M.

- Xustifica o carácter ácido, básico ou neutro dunha disolución acuosa de KCN. (Set-17)  
 ► Ao disolver 0,23 g de HCOOH en 50 ml de auga obtense unha disolución de *pH* igual a 2,3. Calcula:

a) A constante de acidez ( $K_a$ ) do ácido.

b) O grao de ionización do mesmo. (Set-17)

**R:** a)  $2,64 \cdot 10^{-4}$ . b) 0,05.

- a) Calcula o *pH* dunha disolución de hidróxido de sodio 0,010 M e o *pH* dunha disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.

b) Calcula o *pH* da disolución obtida ao mesturar 100 ml da disolución de hidróxido de sodio 0,010 M con 25 ml da disolución de ácido clorhídrico 0,020 M. (Xuñ-18)

**R:** a) 12 e 1,7. b) 11,6.

- Completa as seguintes reaccións e identifica os pares conxugados ácido-base. (Xuñ-18)

a)  $HNO_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow$

b)  $NH_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow$

- Na valoración de 20,0 ml dunha disolución de ácido sulfúrico gástanse 30,0 ml dunha disolución de hidróxido de sodio 0,50 M.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a molaridade do ácido.

b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración. (Xuñ-18)

**R:** a) 0,375 M.

- Unha disolución acuosa contén  $5,0 \cdot 10^{-3}$  moles de ácido cloroetanoico ( $ClCH_2COOH$ ) por cada 100 ml de disolución. Se a porcentaxe de ionización é do 15 %, calcula:

a) A concentración de todas as especies presentes na disolución.

b) O *pH* da disolución e o valor da constante  $K_a$  do ácido. (Set-18)

**R:** a)  $[ClCH_2COOH] = 4,25 \cdot 10^{-2}$  M;  $[ClCH_2COO^-] = [H_3O^+] = 7,5 \cdot 10^{-3}$  M. b) 2,12;  $1,32 \cdot 10^{-3}$ .

- Razona se a seguinte afirmación é correcta: a igual molaridade, canto máis débil é un ácido menor é o *pH* da súa disolución acuosa. (Set-18)

- ▶ Unha disolución 0,064 M dun ácido monoprotónico (HA) ten un  $pH$  de 3,86. Calcula:
  - a) A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido.
  - b) O valor da constante  $K_a$  do ácido e da constante  $K_b$  da súa base conxugada. (Xuñ-19)

**R:** a)  $[HA] = 0,064 \text{ M}$ ;  $[A^-] = [H_3O^+] = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ;  $\alpha = 2,2 \cdot 10^{-3}$ . b)  $2,98 \cdot 10^{-7}$  e  $3,35 \cdot 10^{-8}$ .
- ▶ 15,0 ml dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración descoñecida neutralízanse con 20,0 ml dunha disolución de hidróxido de potasio 0,10 M:
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
  - b) Describe os pasos a seguir no laboratorio para realizar a valoración anterior, nomeando o material e o indicador empregados. (Xull-19)

**R:** a) 0,13 M.
- ▶ Para os sales NaCl e  $NH_4NO_3$ :
  - a) Escribe as ecuacións químicas da súa disociación en auga.
  - b) Razona se as disolucións obtidas serán ácidas, básicas ou neutras. (Xull-19)
- ▶ Un volume de 1,12 L de HCN gas, medidos a  $0^\circ\text{C}$  e 1 atm, disólvense en auga obténdose 2 L de disolución, calcula:
  - a) A concentración de todas as especies presentes na disolución.
  - b) O valor do  $pH$  da disolución e o grao de ionización do ácido.

Dato:  $K_a(\text{HCN}) = 5,8 \cdot 10^{-10}$  (Xull-19)

**R:** a)  $[HCN] = 0,025 \text{ M}$ ;  $[CN^-] = [H_3O^+] = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ . b) 5,4;  $1,5 \cdot 10^{-4}$ .
- ▶ Xustifica se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa: Unha disolución acuosa de  $NH_4Cl$  ten carácter ácido. (Xull-20)
- ▶ Sabendo que  $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ , calcula:
  - a) A concentración que debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu  $pH$  sexa 10,6.
  - b) O grao de disociación do amoníaco na disolución. (Xull-20)

**R:** a)  $9,27 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . b) 0,043.
- ▶ Xustifica se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa: No equilibrio:  $\text{HSO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$  a especie  $\text{HSO}_4^-$  actúa como unha base e a molécula de auga como un ácido de Brönsted-Lowry. (Set-20)
- ▶ 2,0 ml dun ácido nítrico do 58 % de riqueza en masa e densidade  $1,36 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$  dilúense en auga ata completar 250 ml de disolución.
  - a) Calcula o volume de disolución de hidróxido de sodio 0,10 M necesario para neutralizar 10 ml da disolución preparada de ácido nítrico, escribindo a reacción que ten lugar.
  - b) Describe o procedemento experimental e nomee o material necesario para realizar a valoración. (Set-20)

**R:** a) 10 ml.
- ▶ Das seguintes substancias:  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{HNO}_2$  e  $\text{HCO}_3^-$ , unha é ácida, outra básica e outra anfótera segundo a teoría de Brönsted-Lowry. Razona cal é cada unha escribindo os equilibrios que así o demostren. (Xuñ-21)



- ▶ Prepáranse 100 ml dunha disolución de HCl disolvendo, en auga, 10 ml dun HCl comercial de densidade  $1,19 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$  e riqueza 36 % en peso. 20 ml da disolución de ácido preparada valóranse cunha disolución de NaOH 0,8 M.
  - a) Calcula a concentración molar da disolución de ácido valorada, escribe a reacción que ten lugar na valoración e calcula o volume gastado da disolución de NaOH.
  - b) Indica o procedemento a seguir no laboratorio para a valoración do ácido indicando o material e reactivos. (*Xuñ-21*)

**R:** a) 1,17 M; 29,2 ml.
- ▶ Unha disolución acuosa 0,03 M dun ácido monoprotónico (HA) ten un *pH* de 3,98. Calcula:
  - a) A concentración molar de  $\text{A}^-$  na disolución e o grao de disociación do ácido.
  - b) O valor da constante do ácido ( $K_a$ ) e o valor da constante da súa base conxugada ( $K_b$ ). (*Xull-21*)

**R:** a)  $1,05 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ;  $3,5 \cdot 10^{-3}$ . b)  $3,67 \cdot 10^{-7}$ ;  $2,71 \cdot 10^{-8}$ .
- ▶ Ao valorar 20,0 ml dunha disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  gástanse 18,1 ml dunha disolución de HCl 0,250 M.
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución da base.
  - b) Indica o material e reactivos necesarios, debuxa a montaxe e explica o procedemento realizado. (*Xull-21*)

**R:** a) 0,113 M.
- ▶ Disólvense 46 g de ácido metanoico, HCOOH, en 10 L de auga, obtendo unha disolución de *pH* igual a 2,52.
  - a) Calcula o grao de disociación do ácido.
  - b) Determina a constante  $K_a$  do ácido e a constante  $K_b$  da súa base conxugada. (*Xuñ-22*)

**R:** a) 0,03. b)  $9,3 \cdot 10^{-5}$ ;  $1,1 \cdot 10^{-10}$ .
- ▶ Tómanse 30,0 ml dunha disolución 6,0 M de HCl e dilúense con auga ata un volume final de 250 ml. 25,0 ml desta disolución diluída necesitaron 20,0 ml dunha disolución de hidróxido de calcio para a súa neutralización.
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a molaridade da disolución da base. b) Nomea e debuxa o material necesario e indica o procedemento empregado para a valoración. (*Xuñ-22*)

**R:** a) 0,45 M.
- ▶ Razona mediante as reaccións correspondentes o *pH* que terán as disolucións acuosas das seguintes especies químicas:  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . (*Xull-22*)
- ▶ Emprégase unha disolución de ácido nítrico de riqueza 2 % en masa e densidade  $1,009 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$  para neutralizar 50 ml dunha disolución 0,25 M de hidróxido de bario.
  - a) Escribe a reacción química que ten lugar e calcula o volume da disolución de ácido nítrico gastado.
  - b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración. (*Xull-22*)

**R:** a) 78 ml.

MAPA CONCEPTUAL DO TEMA 6

