



# ÀCID-BASE

## Química 2n Batx

Rodrigo Alcaraz de la Osa. Traducció: Òscar Colomar (🐦 @ocolomar)

### Teories àcid-base

#### Teoria d'Arrhenius

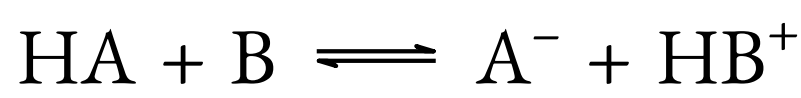
Proposada pel suec SVANTE ARRHENIUS el 1884, constitueix la primera definició moderna d'àcids i bases en termes moleculars:

*Àcid* Substància que es dissocia en aigua formant cations hidrogen ( $\text{H}^+$ ).

*Base* Substància que es dissocia en aigua formant anions hidròxid ( $\text{OH}^-$ ).

#### Teoria de Brønsted-Lowry

Proposada el 1923 independentement pel danès JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED i l'anglès MARTIN LOWRY, es basa en la idea de PARELLS D'ÀCID-BASE CONJUGATS. Quan un àcid, HA, reacciona amb una base, B, l'àcid forma la seva base conjugada,  $\text{A}^-$ , i la base forma el seu àcid conjugat,  $\text{HB}^+$ , mitjançant l'intercanvi d'un protó (catió  $\text{H}^+$ ):



*Àcid* Substància capaç de cedir protons ( $\text{H}^+$ ) a una base:  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ .

*Base* Substància capaç d'acceptar protons ( $\text{H}^+$ ) d'un àcid:  $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$ .

Aquesta teoria es considera una GENERALITZACIÓ de la teoria d'ARRHENIUS.

### Força relativa dels àcids i bases

En funció de com d'ionitzat/ada o dissociat/ada se trobi un àcid o una base, distingim entre **àcids/bases fortes i febles**, termes que descriuen la **facilitat** per **conduir l'electricitat** (gràcies a la major o menor presència d'ions en la dissolució).

#### Grau d'ionització

També anomenat GRAU DE DISSOCIACIÓ,  $\alpha$ , es defineix com el quocient entre la quantitat d'àcid/base ionitzat/ada i la quantitat d'àcid/base inicial:

$$\alpha = \frac{\text{quantitat d'àcid/base ionitzat/ada}}{\text{quantitat d'àcid/base inicial}}$$

Sol expressar-se en tant per cent (%).

*Àcids i bases fortes* Totalment ionitzats/des ( $\alpha \approx 1$ ). Condueixen bé l'electricitat.

- Àcids:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HI}(\text{ac})$ ,  $\text{HBr}(\text{ac})$ ,  $\text{HCl}(\text{ac})$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1ª ionització) i  $\text{HNO}_3$ .
- Bases: Hidròxids de metalls alcalins i alcalinoterris.

*Àcids i bases febles* Parcialment ionitzats/des:  $\alpha < 1$ . Condueixen malament l'electricitat.

- Àcids:  $\text{HF}(\text{ac})$ ,  $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$  i àcids orgànics, com el  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- Bases:  $\text{NH}_3$  (o  $\text{NH}_4\text{OH}$ ) i bases orgàniques nitrogenades, com amines.

#### Constant de dissociació

És una mesura de la FORTALESA d'un ÀCID/BASE en dissolució:

	ÀCID	BASE
EQUILIBRI	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$
CONSTANT	$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$	$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$
COLOGARITME	$\text{p}K_a = -\log K_a$	$\text{p}K_b = -\log K_b$

### Equilibri iònic de l'aigua

L'**aigua** és una substància **anfipròtica** (pot tant donar com acceptar un protó  $\text{H}^+$ ), el que la permet actuar com a àcid o com a base (**anfoterisme**). L'**equilibri iònic de l'aigua** fa referència a la reacció química en la qual dues molècules d'aigua reaccionen per a produir un ió **oxoni** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) i un ió **hidròxid** ( $\text{OH}^-$ ):



La constant d'equilibri, anomenada **producte iònic de l'aigua**, i denotada per  $K_w$ , es pot aproximar pel producte:

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

A 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow K_w = 1 \times 10^{-14}$$

#### Relació entre $K_a$ i $K_b$

Donat un àcid, HA, i la seva base conjugada,  $\text{A}^-$ , podem multiplicar  $K_a$  i  $K_b$ :

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

pel que (suposant  $T = 25^\circ\text{C}$ ):

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \times 10^{-14}$$
$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$$

### Concepte de pH

Es defineix el pH com el cologaritme de la concentració d'ions oxoni,  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

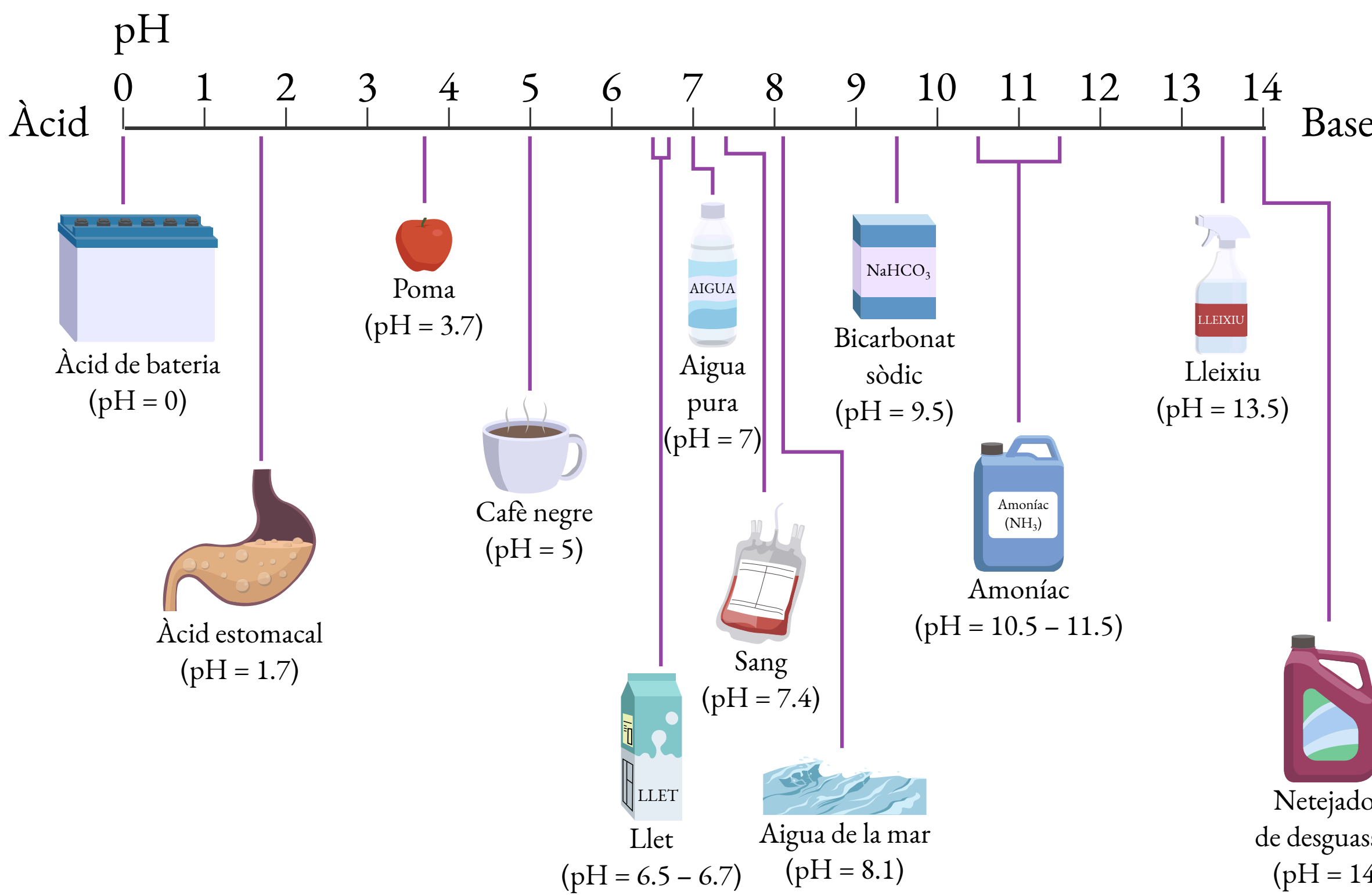
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Anàlogament es defineix el pOH en funció de la concentració d'ions hidròxid,  $\text{OH}^-$ :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

A partir de l'expressió del **producte iònic de l'aigua**,  $K_w$ , prenent **logaritmes**:

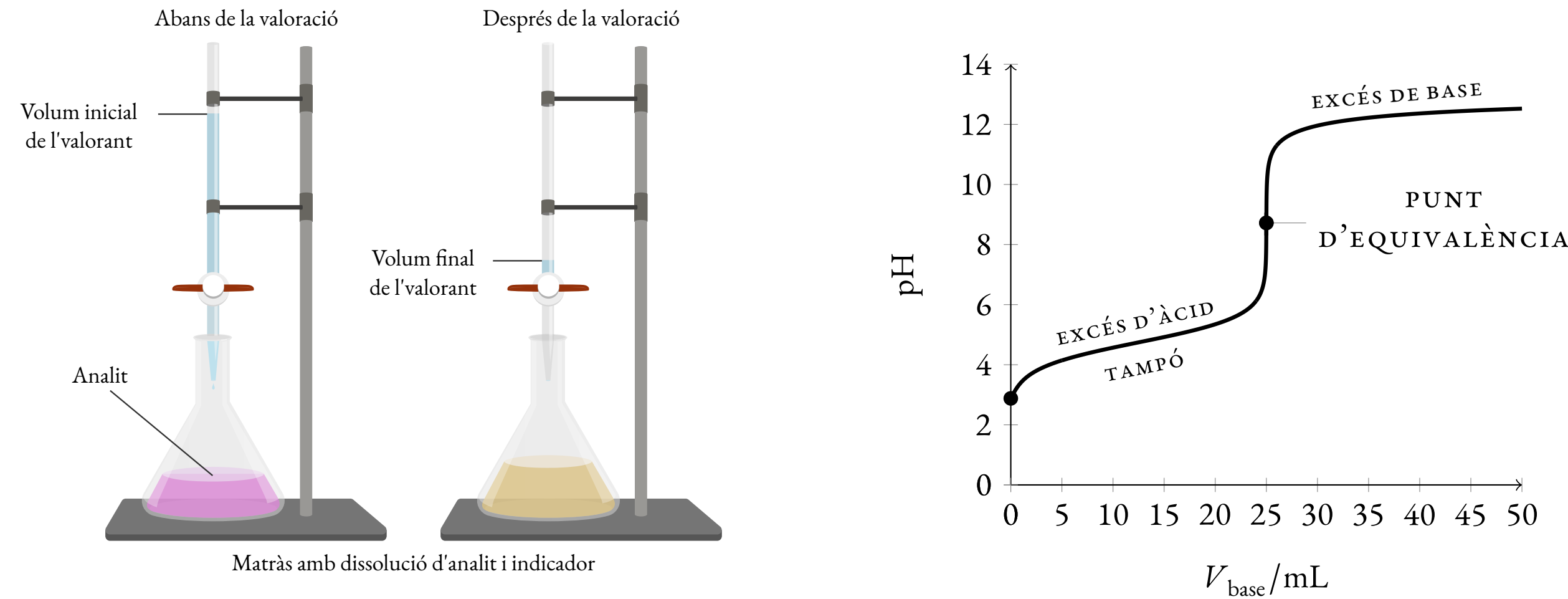
$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$
$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-] = \log K_w$$
$$-\text{pH} - \text{pOH} = -14$$
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/cell-biology/ph-and-the-ph-scale/>.

### Volumetries de neutralització àcid-base

Una **valoració/titulació àcid-base** és un mètode d'anàlisi química quantitativa per a determinar la concentració d'un àcid o base identificat (**analit**), neutralitzant-ho exactament amb una dissolució estàndard de base o àcid de concentració coneguda (**valorant**).



Traduïda de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/quantitative-analysis-of-acids-and-bases/>.

Corba de valoració/titulació de 25 mL d'àcid acètic 0.1 M amb hidròxid de sodi 0.1 M.

NEUTRALITZACIÓ: ÀCID + BASE $\xrightarrow{\text{IRREVERSIBLE}}$ SAL + AIGUA				
	ANALIT	FORT	ÀCID FEBLE	BASE FEBLE
	pH (EQUIVALÈNCIA)	7	> 7	< 7
	INDICADOR (vira en medi)	NEUTRE	BÀSIC	ÀCID

### Indicadors àcid-base

Un **indicador** de pH és un compost químic *halocròmic* (canvia de color —*vira*— davant canvis de pH) que s'afegeix en petites quantitats a una dissolució per a poder determinar visualment el seu pH (acidesa o basicitat). El canvi de color es denomina **viratge**.

#### Tornasol

Mescla soluble en aigua de diferents colorants extrets de LÍQUENS. Absorbit en paper de filtre constitueix un dels indicadors de pH més antics utilitzats (~ 1300).

$$\text{pH} < 4.5 \rightleftharpoons \text{pH} > 8.3$$

#### Taronja de metil ( $\text{C}_{14}\text{H}_{14}\text{N}_3\text{NaO}_3\text{S}$ )

Colorant *azoderivat* que vira de vermell a taronja-groc en MEDI ÀCID:

$$\text{pH} < 3.1 \rightleftharpoons \text{pH} > 4.4$$

#### Fenolftaleïna ( $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$ )

Indicador de pH incolor en medi àcid que vira a rosa en MEDI BàSIC:

$$\text{pH} < 8.3 \rightleftharpoons 8.3 < \text{pH} < 10$$

#### Indicador universal

MESCLA D'INDICADORS (blau de timol, vermell de metil, blau de bromotimol i fenolftaleïna) que presenta canvis suaus de color en una àmplia gama de valors de pH.

RANG DE pH	< 3	3–6	7	8–11	> 11
MEDI	àcid fort	àcid feble	neutre	base feble	base fort
COLOR	vermell	taronja/groc	verd	blau	violeta

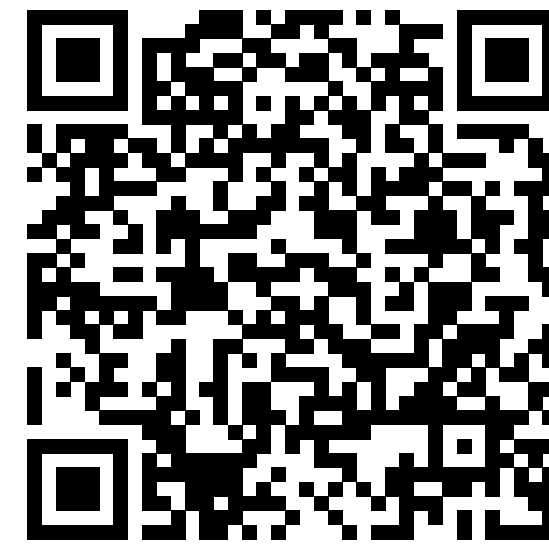




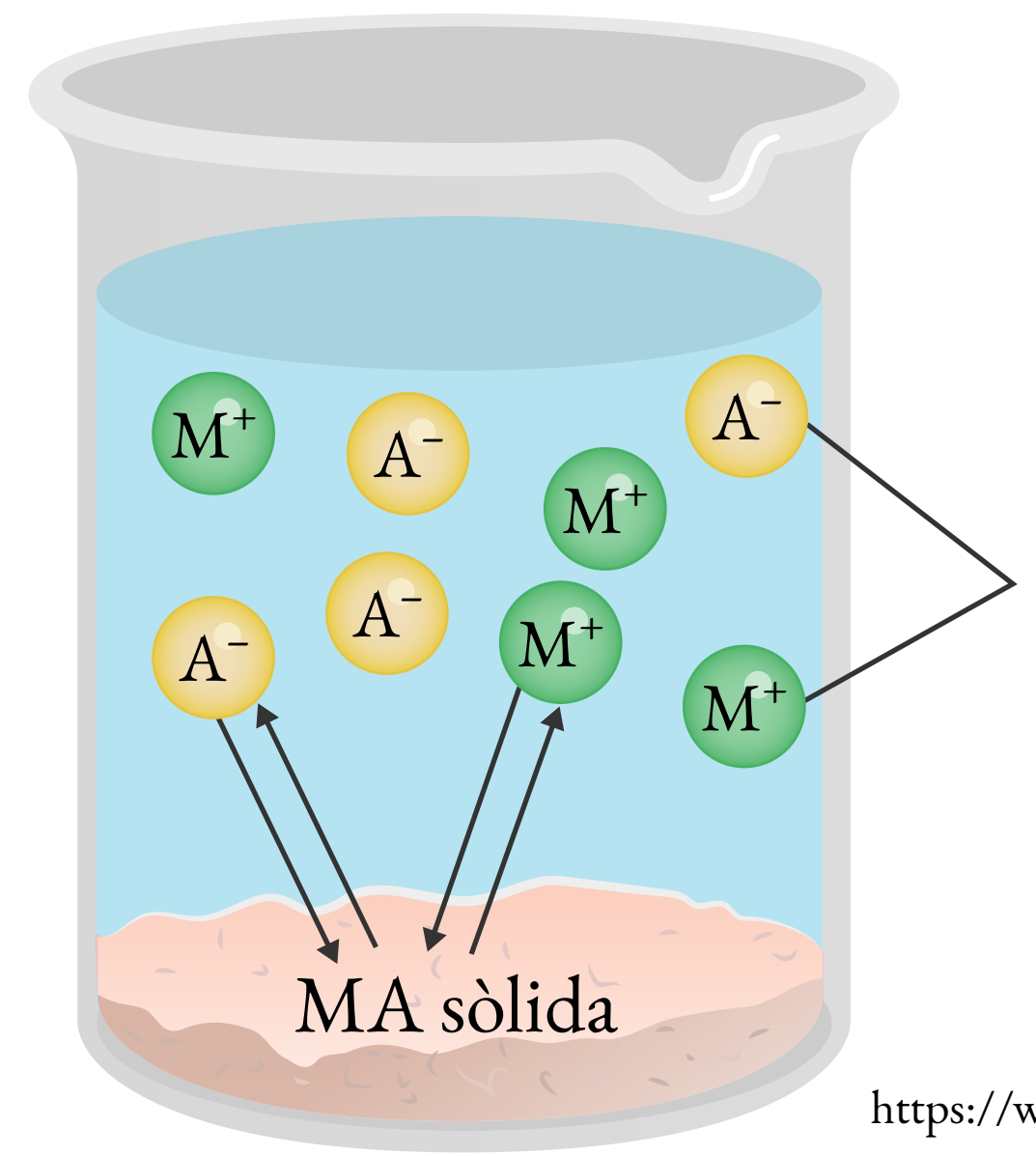
# ÀCID-BASE

## Química 2n Batx

Rodrigo Alcaraz de la Osa. Traducció: Òscar Colomar (🐦 @ocolomar)



### Hidròlisi de sals



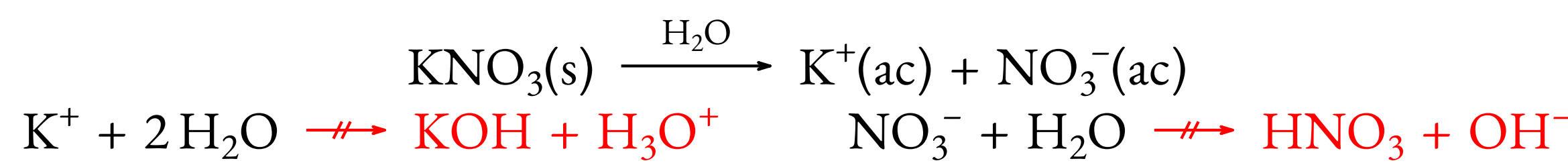
Quan una sal es dissol en aigua, es dissocia en els seus **ions**. Si aquests ions són capaços de reaccionar amb les molècules d'aigua i formar àcids o bases conjugats, diem que es produeix una reacció d'**hidròlisi**.

Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/solutions-are-in-equilibrium/>.

En el que segueix, suposem sempre **QUANTITATS ESTEQUIOMÈTRIQUES**:

#### Sals d'àcid fort i base forta

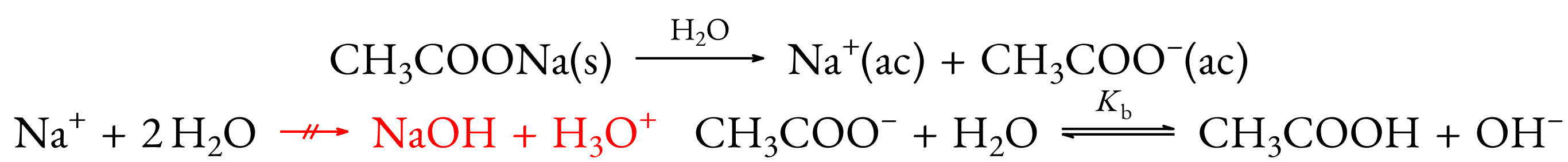
Quan els ions en els quals es dissocia una sal provenen d'àcids/bases fortes, no reaccionen amb aigua (hidrolitzen), perquè tendeixen a estar completament ionitzats:



La DISSOLUCIÓ resultant és **NEUTRA** (pH = 7).

#### Sals d'àcid feble i base forta

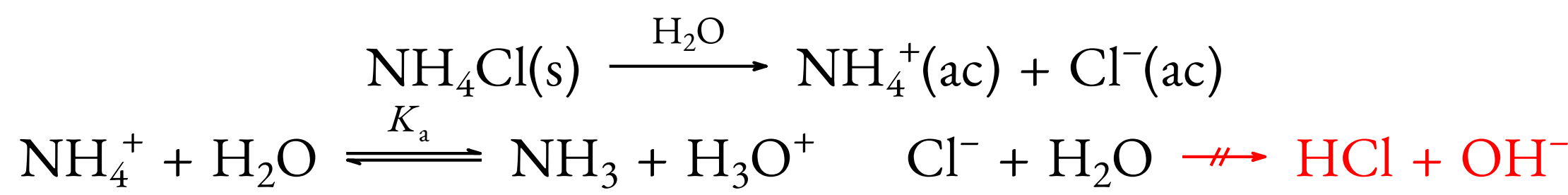
En aquest cas l'ió provinent de l'àcid feble sí que s'hidrolitza:



La DISSOLUCIÓ resultant és **BÀSICA** (pH > 7).

#### Sals d'àcid fort i base feble

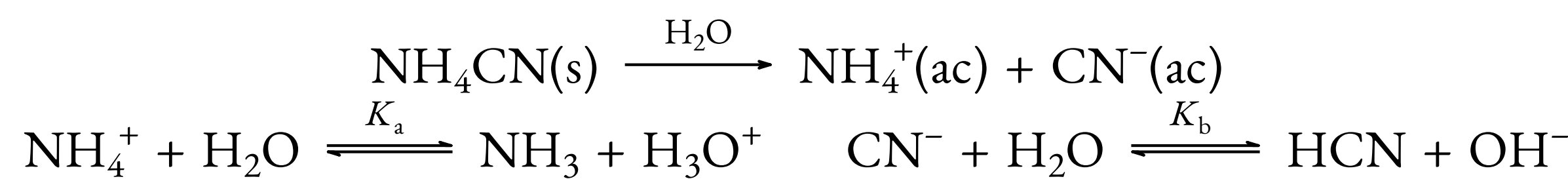
En aquest cas l'ió provinent de la base feble sí que s'hidrolitza:



La DISSOLUCIÓ resultant és **ÀCIDA** (pH < 7).

#### Sals d'àcid feble i base feble

En aquest cas tots dos ions s'hidrolitzen:



$K_a > K_b \Rightarrow$  La DISSOLUCIÓ resultant és **ÀCIDA** (pH < 7).

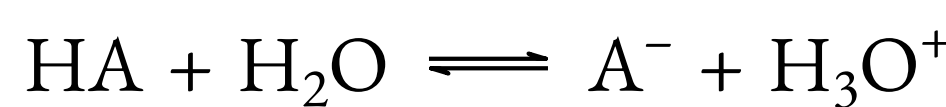
$K_a = K_b \Rightarrow$  La DISSOLUCIÓ resultant és **NEUTRE** (pH = 7).

$K_b > K_a \Rightarrow$  La DISSOLUCIÓ resultant és **BÀSICA** (pH > 7).

### Dissolucions reguladores

També anomenades **dissolucions amortidores** o **tampó**, són dissolucions aquoses que consisteixen en una mescla d'un àcid o base feble i el seu conjugat corresponent. Mantenen el pH d'una dissolució pràcticament invariable enfront de petites addicions d'àcid o base a la mateixa gràcies a la neutralització de l'excés d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  o  $\text{OH}^-$ .

#### Tampó àcid feble + sal de la seva base conjugada



Suposant que les concentracions en l'equilibri són aproximadament iguals a les concentracions inicials, a partir de l'expressió de la constant d'acidesa  $K_a$ :

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

podem aïllar la concentració d'ions oxoni,  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

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

Prenent logaritmes i canviant de signe:

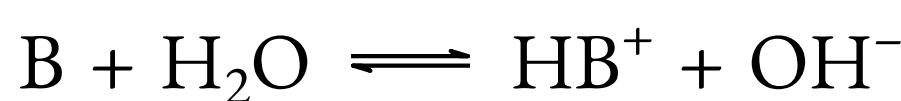
$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{àcid}]}$$

expressió que es coneix com **EQUACIÓ DE HENDERSON-HASSELBALCH**.

#### Tampó base feble + sal del seu àcid conjugat



Assumint de nou que les concentracions en l'equilibri són aproximadament iguals a les concentracions inicials, a partir de l'expressió de la constant de basicitat  $K_b$ :

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

podem aïllar la concentració d'ions hidròxid,  $\text{OH}^-$ :

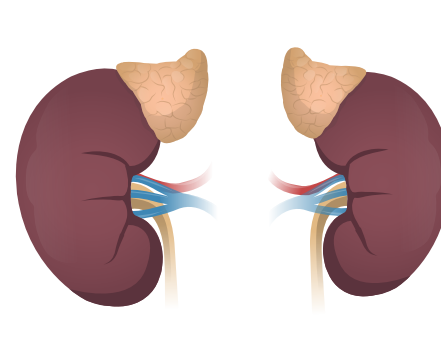
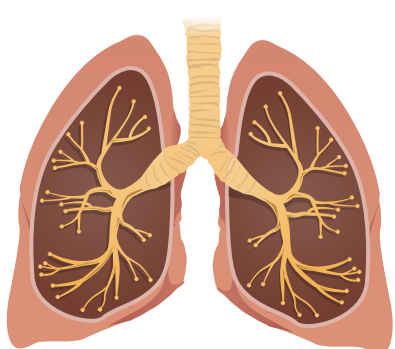
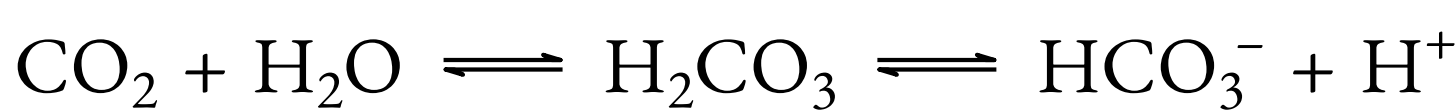
$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{B}]}{[\text{HB}^+]}$$

Prenent logaritmes i canviant de signe arribem a una altra forma de l'**EQUACIÓ DE HENDERSON-HASSELBALCH**:

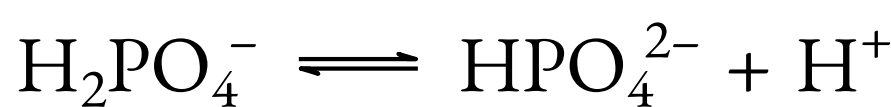
$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{àcid conjugat}]}{[\text{base}]}$$

#### Importància biològica del pH

*Tampó  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$*  Regula el pH de la **SANG**  $\rightarrow \text{pH} = 7.40 \pm 0.05$ :



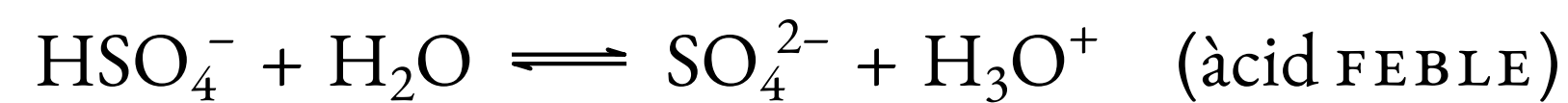
*Tampó  $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$*  Regula el pH a l'**INTERIOR** de les **CÈL·LULES**  $\rightarrow \text{pH} \approx 6.86$ :



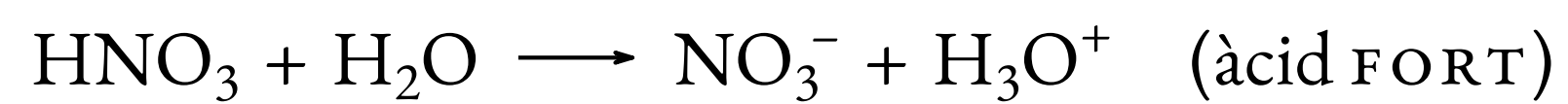
### Àcids i bases rellevants

#### A nivell industrial

*Àcid sulfúric ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )* El compost químic més produït del món, obtingut a força d'hidratar  $\text{SO}_3$  concentrat prèviament del  $\text{SO}_2$ . El seu principal ús és per a crear àcid fosfòric que al seu torn s'empra en **FERTILITZANTS**.

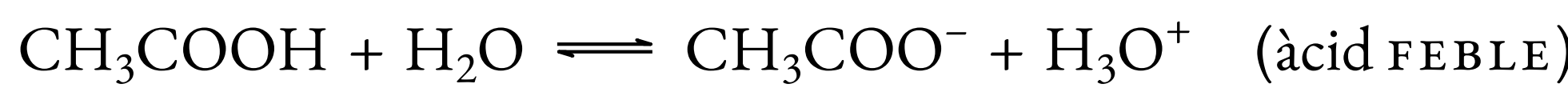


*Àcid nítric ( $\text{HNO}_3$ )* Emprat en la producció d'adobs, explosius i colorants:

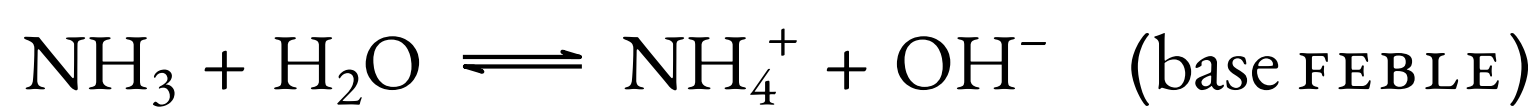


#### A nivell de consum

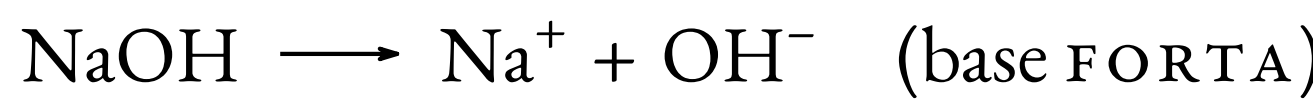
*Àcid acètic ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )* Present en el vinagre, encara que principalment usat en la fabricació de **FIBRES TÈXTILS**.



*Amoníac ( $\text{NH}_3$ )* Emprat principalment en la producció de **FERTILITZANTS**.



*Hidròxid de sodi ( $\text{NaOH}$ )* Emprat sobretot en la fabricació de paper, teixits i productes de neteja.



#### Problemes mediambientals

*Pluja àcida* Causada per l'emissió d'**ÒXIDS DE SOFRE I NITROGEN**, que, en contacte amb l'aigua, formen **ÀCID SULFÚRIC** i **ÀCID NÍTRIC**, entre d'altres:

Òxids de sofre (SOx)	Òxids de nitrogen (NOx)
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	$3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	

Es considera pluja àcida si **pH < 5.5**. Els seus principals **EFFECTES** són:

- Acidificació d'aigües de (rius/llacs) i sòls.
- Deteriorament del patrimoni històric (ataca roques calcàries, a base de  $\text{CaCO}_3$ ).

Algunes **SOLUCIONS** serien:

- Substituir combustibles fòssils per energies renovables.
- Ús de catalitzadors en vehicles.
- Addició d'un compost alcalí en rius i/o llacs per neutralitzar la seva acidesa.
- Tractament de monuments amb recobriments adequats, com el  $\text{Ba(OH)}_2$ , que reaccionen amb l'àcid sulfúric formant  $\text{BaSO}_4$ , evitant l'erosió.

*Esmog* Provenint de la contracció de *SMOKE* i *FOG*, fa referència a una contaminació atmosfèrica deguda sobretot a **ÒXIDS DE NITROGEN (NOx)**, **SOFRE (SOx)**, **OZÓ ( $\text{O}_3$ )**, fum i altres partícules. Es considerat un problema derivat de la industrialització moderna, tot i que és més comú en ciutats amb climes càlids, secs i amb molt de trànsit.

**EFFECTES**:

- La presència d'ozó i òxids de nitrogen i sofre causa problemes respiratoris, especialment en ancians i nens/as.

Algunes de las **SOLUCIONS** proposades són:

- Reduir les emissions d'òxids de nitrogen i de compostos orgànics volàtils.
- Reduir la contaminació.