



ÀCID-BASE

Química 2n Batx

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

Teories àcid-base

Teoria d'Arrhenius

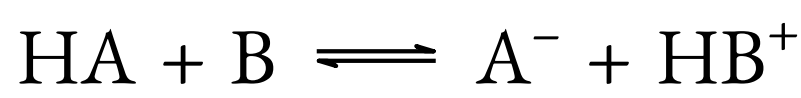
Proposada pel suec SVANTE ARRHENIUS el 1884, constitueix la primera definició moderna d'àcids i bases en termes moleculars:

Àcid Substància que es dissocia en aigua formant cations hidrogen (H^+).

Base Substància que es dissocia en aigua formant anions hidròxid (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, A^- , i la base forma el seu àcid conjugat, HB^+ , mitjançant l'intercanvi d'un protó (catió H^+):



Àcid Substància capaç de cedir protons (H^+) a una base: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$.

Base Substància capaç d'acceptar protons (H^+) d'un àcid: $B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$.

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, α , 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: $HClO_4$, $HI(ac)$, $HBr(ac)$, $HCl(ac)$, H_2SO_4 (1ª ionització) i HNO_3 .
- Bases: Hidròxids de metalls alcalins i alcalinoterris.

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

- Àcids: $HF(ac)$, $H_2S(ac)$, H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 i àcids orgànics, com el CH_3COOH .
- Bases: NH_3 (o NH_4OH) i bases orgàniques nitrogenades, com amines.

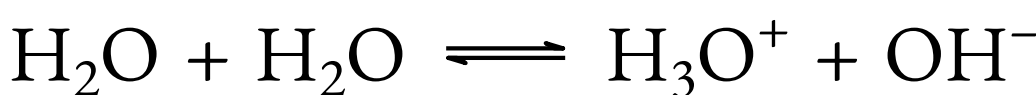
Constant de dissociació

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

	ÀCID	BASE
EQUILIBRI	$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$	$B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$
CONSTANT	$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$	$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$
COLOGARITME	$pK_a = -\log K_a$	$pK_b = -\log K_b$

Equilibri iònic de l'aigua

L'**aigua** és una substància **anfipròtica** (pot tant donar com acceptar un protó 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** (H_3O^+) i un ió **hidròxid** (OH^-):



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

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

A 25 °C:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} M \Rightarrow K_w = 10^{-14}$$

Relació entre K_a i K_b

Donat un àcid, HA, i la seva base conjugada, A^- , podem multiplicar K_a i K_b :

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

pel que (suposant $T = 25$ °C):

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$
$$pK_a + pK_b = pK_w = 14$$

Concepte de pH

Es defineix el pH com el cologaritme de la concentració d'ions oxoni, H_3O^+ :

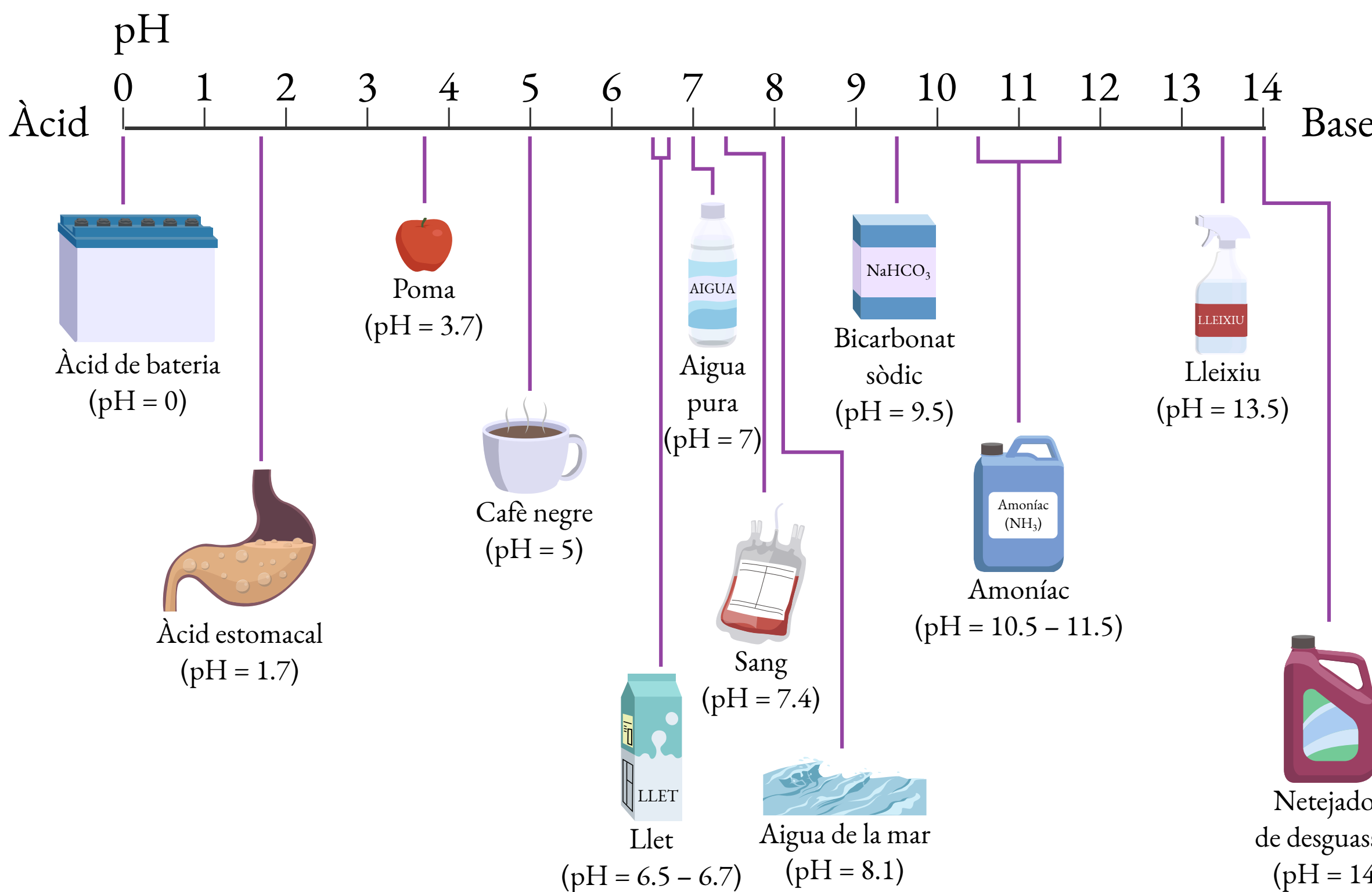
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Anàlogament es defineix el pOH en funció de la concentració d'ions hidròxid, OH^- :

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

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

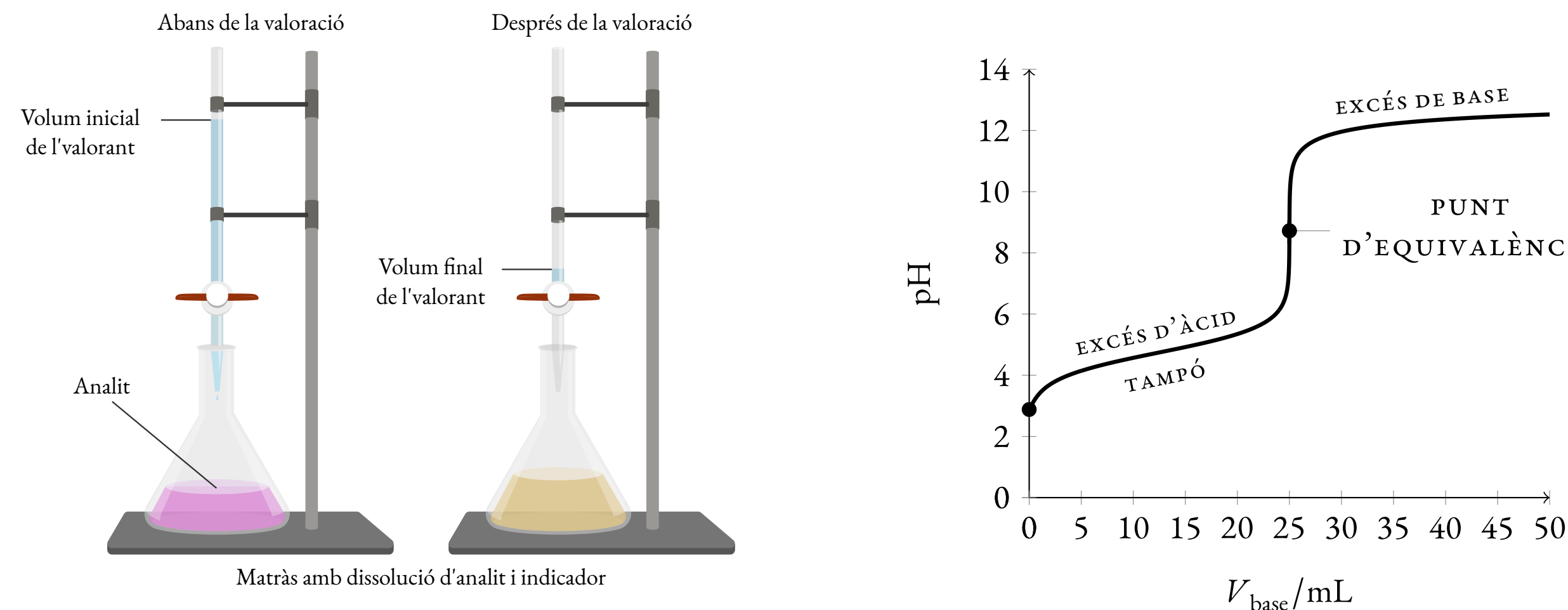
$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$
$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = \log K_w$$
$$-pH - pOH = -14$$
$$pH + pOH = 14$$



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

Volumetries de neutralització àcid-base

Una **valoració/titulació** 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).

$$pH < 4.5 \rightleftharpoons pH > 8.3$$

Taronja de metil ($C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$)

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

$$pH < 3.1 \rightleftharpoons pH > 4.4$$

Fenolftaleïna ($C_{20}H_{14}O_4$)

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

$$pH < 8.3 \rightleftharpoons 8.3 < pH < 10$$

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



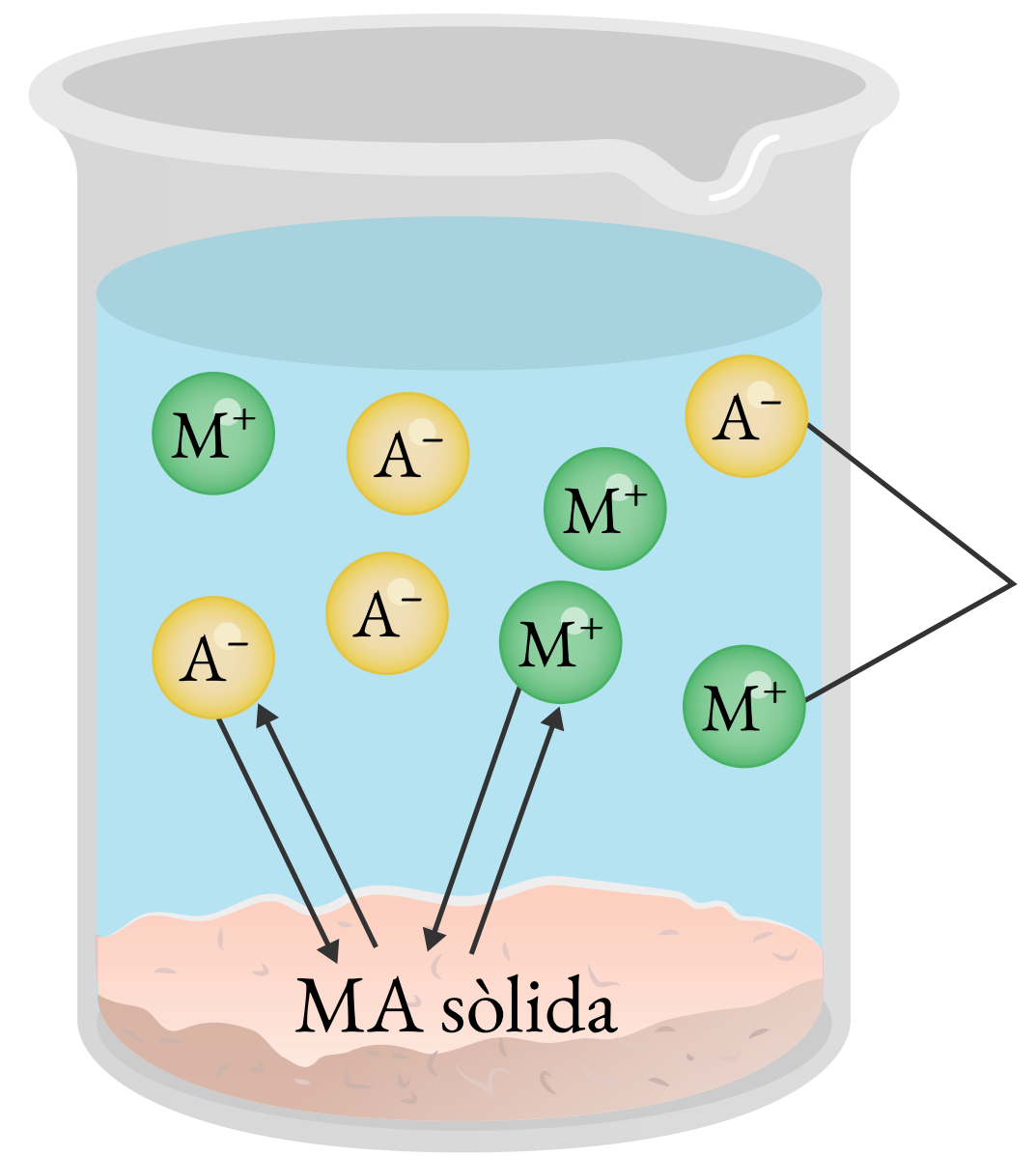
ÀCID-BASE

Química 2n Batx

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



Hidròlisi de sals



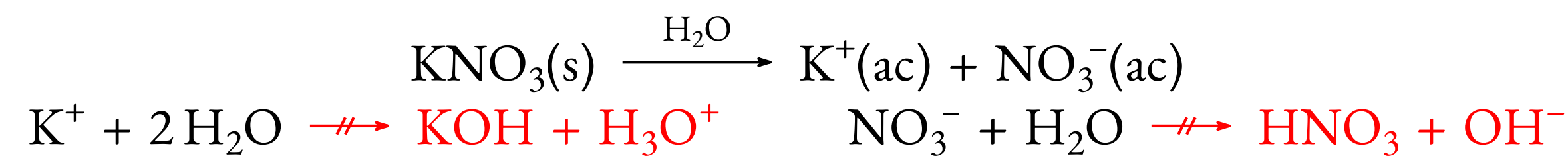
Quan una sal es dissol en aigua, es dissocia en els seus **ions**. Si aquests ions són capaços de reaccionar amb les molècules d'aigua i formar àcids o bases conjugats, diem que es produeix una reacció d'**hidròlisi**.

Traduïda i adaptada de

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

Sals d'àcid fort i base forta

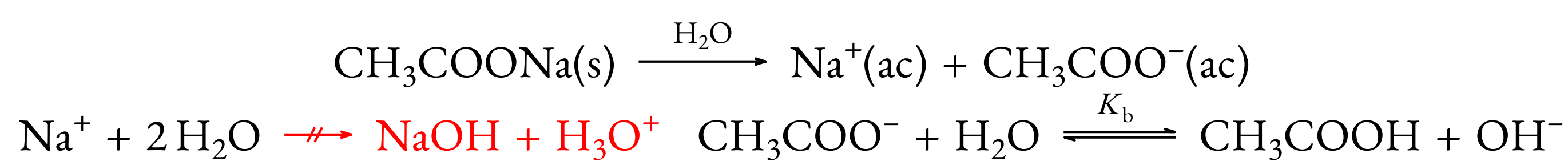
Quan els ions en els quals es dissocia una sal provenen d'àcids/bases fortes, no reaccionen amb aigua (hidrolitzen), perquè tendeixen a estar completament ionitzats:



La DISSOLUCIÓ resultant és NEUTRA (pH = 7).

Sals d'àcid feble i base forta

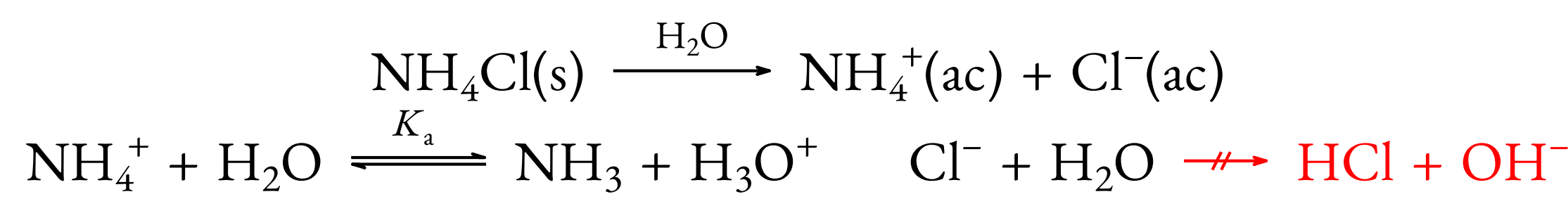
En aquest cas l'ió provinent de l'àcid feble sí que s'hidrolitza:



La DISSOLUCIÓ resultant és BÀSICA (pH > 7).

Sals d'àcid fort i base feble

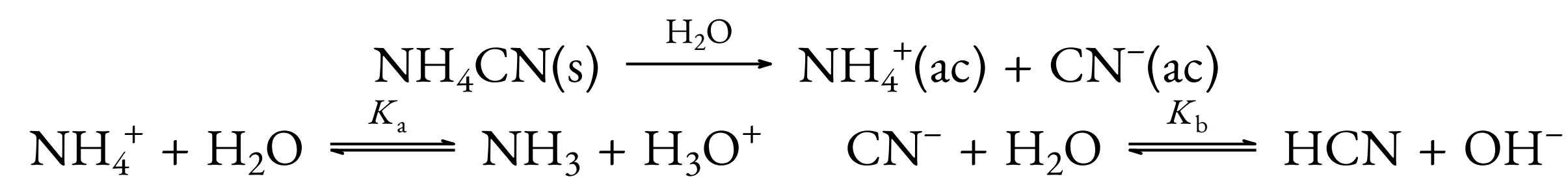
En aquest cas l'ió provinent de la base feble sí que s'hidrolitza:



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).

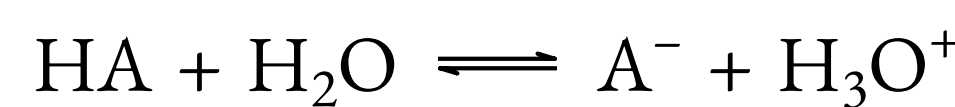
$K_a = K_b \Rightarrow$ La DISSOLUCIÓ resultant és NEUTRE (pH = 7).

$K_b > K_a \Rightarrow$ 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 H_3O^+ o 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, H_3O^+ :

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

Prenent logaritmes i canviant de signe:

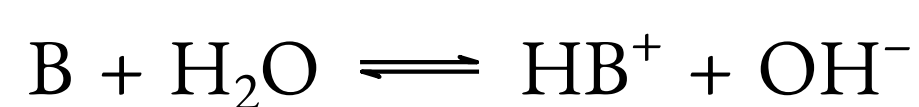
$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

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

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

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, OH^- :

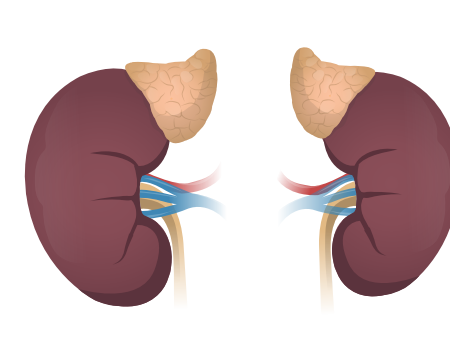
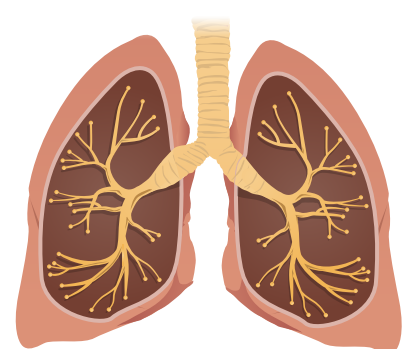
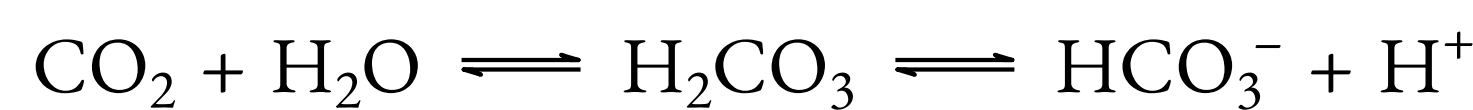
$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{B}]}{[\text{HB}^+]}$$

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

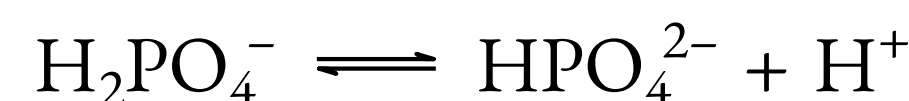
$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{àcid conjugat}]}{[\text{base}]}$$

Importància biològica del pH

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



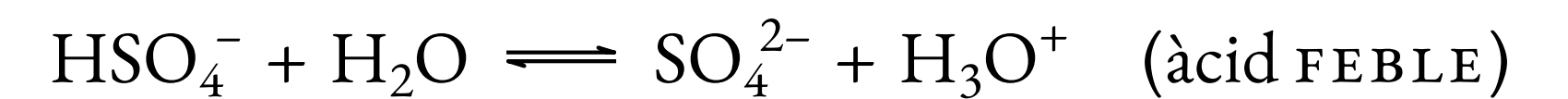
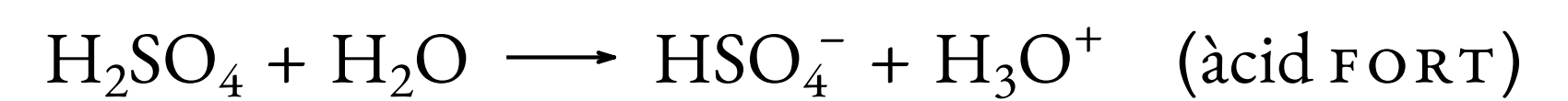
Tampó $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ Regula el pH a l'INTERIOR de les CÈL·LULES $\rightarrow \text{pH} \approx 6.86$:



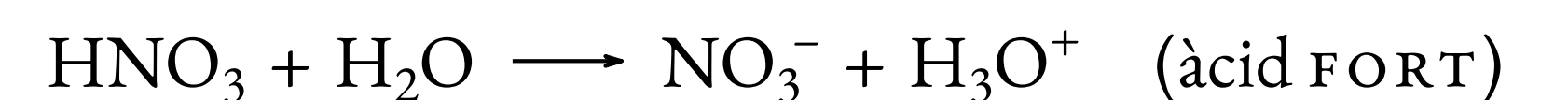
Àcids i bases rellevants

A nivell industrial

Àcid sulfúric (H_2SO_4) El compost químic més produït del món, obtingut a força d'hidratar SO_3 concentrat prèviament del SO_2 . El seu principal ús és per a crear àcid fosfòric que al seu torn s'empra en FERTILITZANTS.

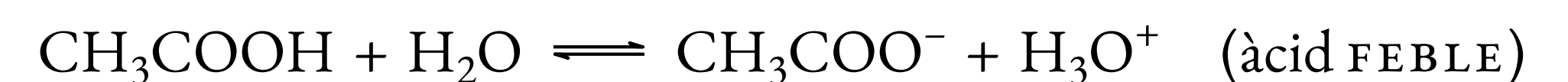


Àcid nítric (HNO_3) Emprat en la producció d'adobs, explosius i colorants:

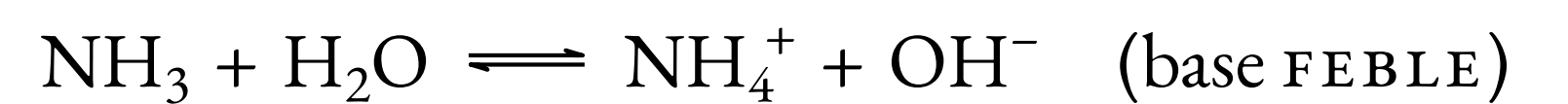


A nivell de consum

Àcid acètic (CH_3COOH) Present en el vinagre, encara que principalment usat en la fabricació de FIBRES TÈXTILS.



Amoníac (NH_3) Emprat principalment en la producció de FERTILITZANTS.



Hidròxid de sodi (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 EFECTES són:

- Acidificació d'aigües de (rius/lacs) i sòls.
- Deteriorament del patrimoni històric (ataca roques calcàries, a base de 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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$, que reaccionen amb l'àcid sulfúric formant 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 (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.

EFECTES:

- 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.