



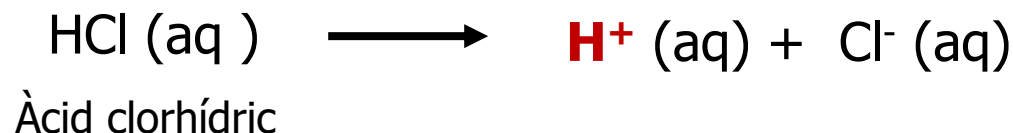
Reaccions àcid-base

- Teories àcid-base
- Força d'àcids i bases (K_a i K_b)
- Equilibri iònic de l'aigua
- El pH
- Reaccions de neutralització
- Volumetries àcid-base i corbes de valoració
- Hidròlisi de les sals
- Dissolucions tampó
- La pluja àcida

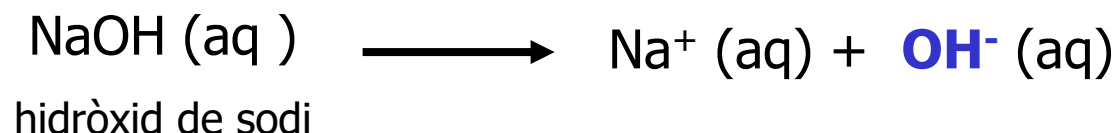


Teoria d'Arrhenius

Un **àcid** és tot **electròlit** que, en dissoldre's en aigua, es dissocia i allibera **ions hidrogen (H^+)**



Una **base** és tot **electròlit** que, en dissoldre's en aigua, es dissocia i allibera **ions hidròxid (OH^-)**



Teoria d'Arrhenius



Svante August Arrhenius

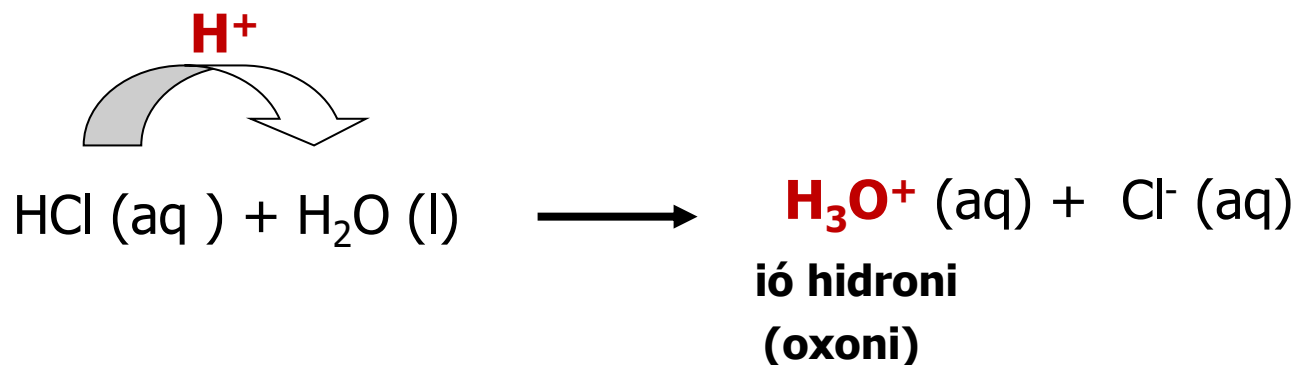
(1859–1927)



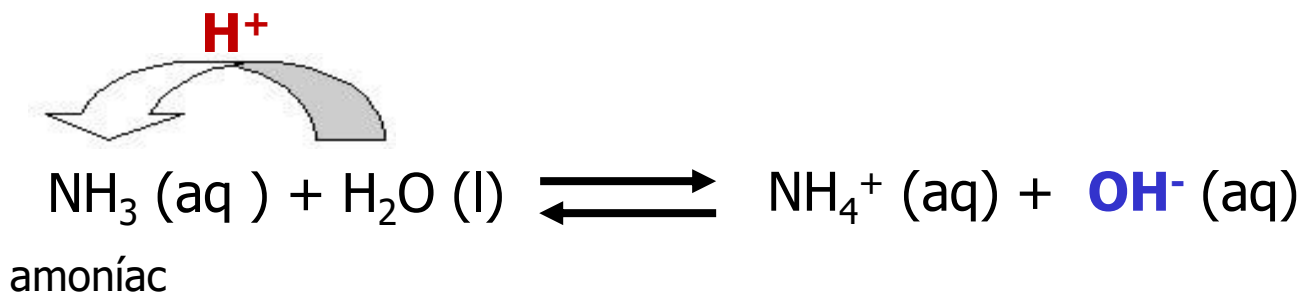
http://ca.wikipedia.org/wiki/Svante_August_Arrhenius

Teoria de Brønsted i Lowry

Un **àcid** és tota substància que **tendeix a cedir protons (H^+)**



Una **base** és tota substància que **tendeix a acceptar H^+**



Les reaccions àcid-base són reaccions de transferència de protons

Teoria de Brønsted i Lowry



J. N. Brønsted

(1879-1947) 

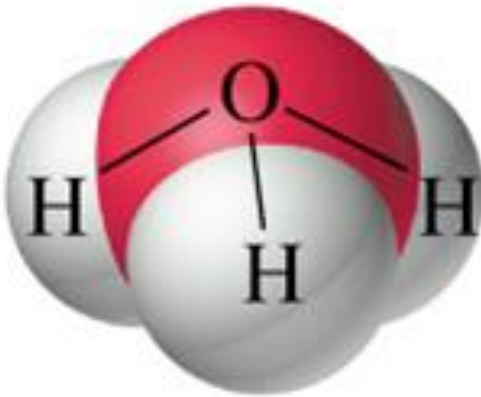


T. M. Lowry

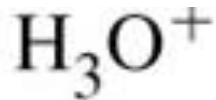
(1874-1936) 

L'any 1923 i de manera independent, el químic danès Johannes Nicolaus Brønsted i l'anglès Thomas Martin Lowry van enunciar aquesta teoria per explicar el comportament d'àcids i bases.

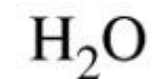
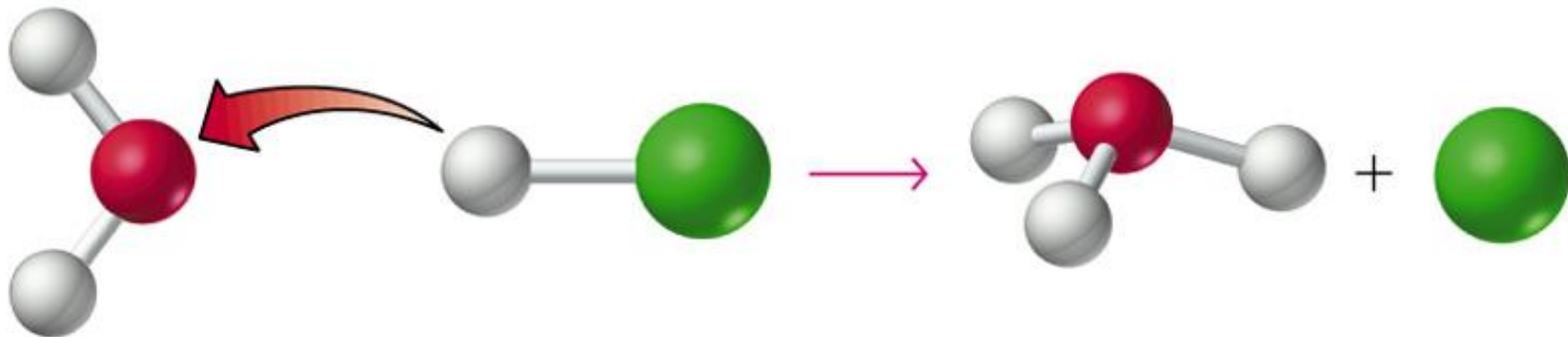
Teoria de Brønsted i Lowry



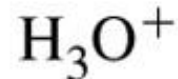
ió hidroni



En dissolució aquosa,
l'**ió hidrogen** (H^+) es troba
ligat a una molècula d'aigua
formant l'**ió hidroni** (H_3O^+),
també anomenat **oxoni**.

Teoria de Brønsted i Lowry**Parell àcid-base conjugat**

+

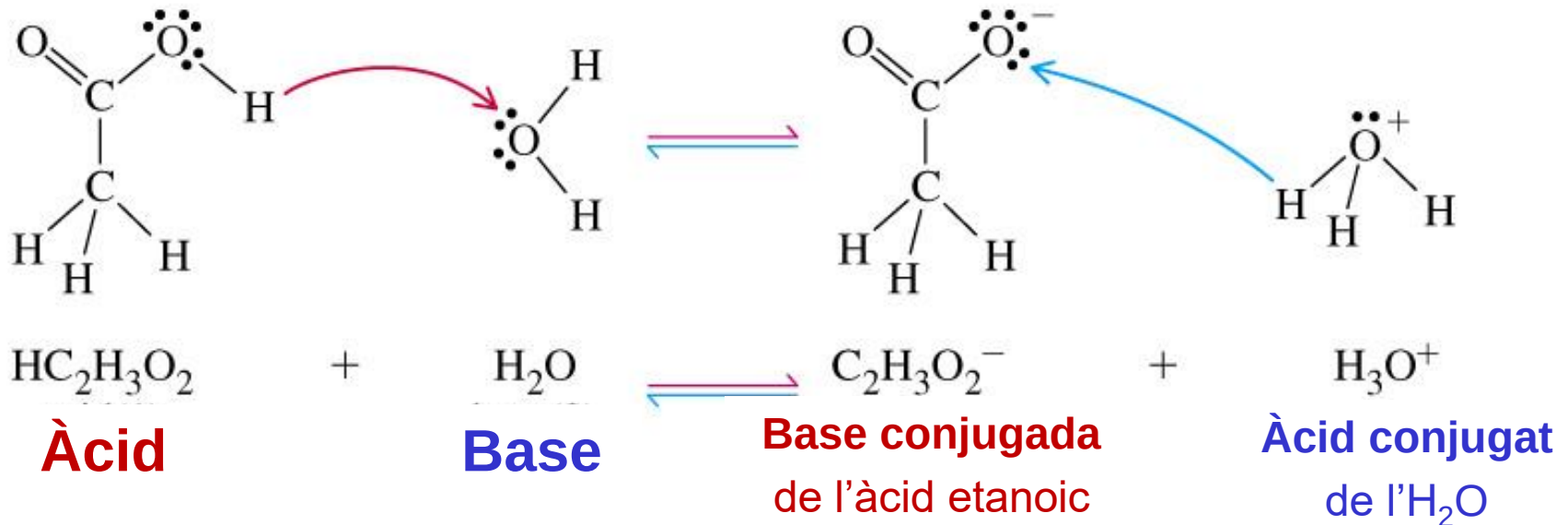
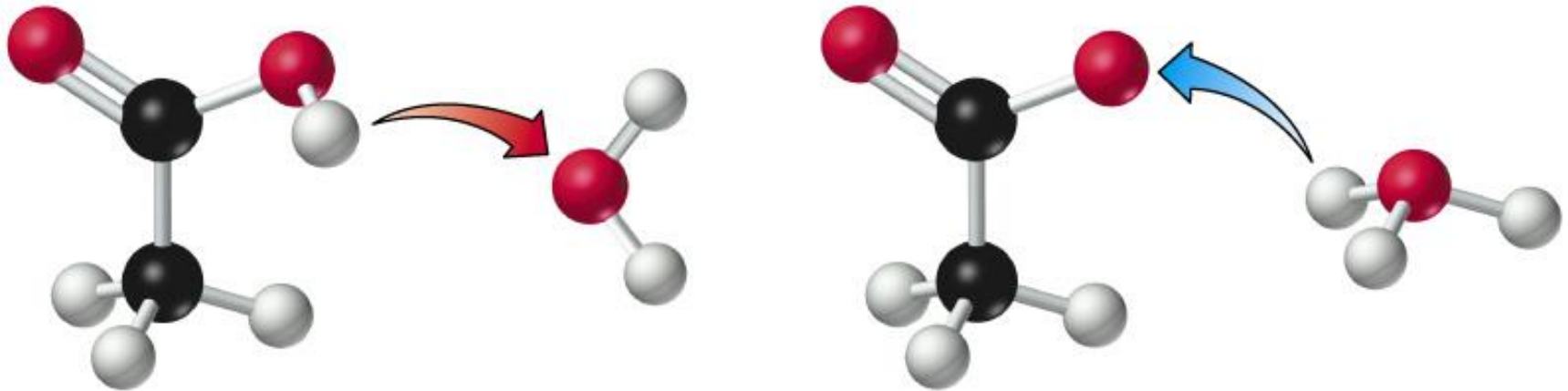


+

**Base****Àcid****Àcid
conjugat
de l' H_2O** **Base
conjugada
de l' HCl**

Teoria de Brønsted i Lowry

Parell àcid-base conjugat



Teoria de Brønsted i Lowry

Relative Strengths of Some Common Brønsted–Lowry Acid and Bases

Acid		Conjugate Base		
	Perchloric acid	HClO_4	Perchlorate ion	ClO_4^-
	Hydroiodic acid	HI	Iodide ion	I^-
	Hydrobromic acid	HBr	Bromide ion	Br^-
	Hydrochloric acid	HCl	Chloride ion	Cl^-
	Sulfuric acid	H_2SO_4	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-
	Nitric acid	HNO_3	Nitrate ion	NO_3^-
	Hydronium ion ^a	H_3O^+	Water ^a	H_2O
	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	Sulfate ion	SO_4^{2-}
	Nitrous acid	HNO_2	Nitrite ion	NO_2^-
	Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Acetate ion	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
	Carbonic acid	H_2CO_3	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-
	Ammonium ion	NH_4^+	Ammonia	NH_3
	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	Carbonate ion	CO_3^{2-}
	Water	H_2O	Hydroxide ion	OH^-
	Methanol	CH_3OH	Methoxide ion	CH_3O^-
	Ammonia	NH_3	Amide ion	NH_2^-
				

^aThe hydronium ion–water combination refers to the ease with which a proton is passed from one water molecule to another; that is, $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$

Teoria de Lewis



Gilbert Newton Lewis

(1875- 1946)



Lewis va enunciar la teoria de l'**enllaç covalent**.

L'any 1923 també va proposar una **teoria general d'àcids i bases**:

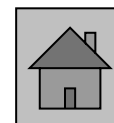
- Un **àcid de Lewis** és una substància que **accepta un parell d'electrons**.
- Una **base de Lewis** és una substància que **cedeix un parell d'electrons**.

Totes les substàncies químiques que són àcids o bases segons les teories d'Arrhenius i de Bronsted-Lowry, ho són també d'acord amb la teoria de Lewis.

Teoria de Lewis

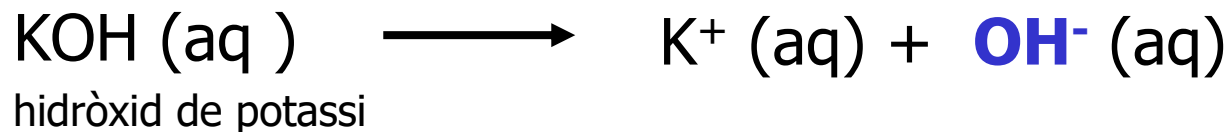
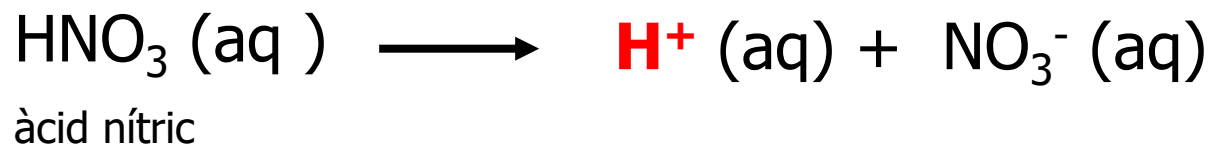
Lewis Acid-Base Theory

<http://www.youtube.com/watch?v=vfXYgAsXkX8>



Àcids forts i bases fortes

Els **àcids forts** i les **bases fortes** estan **totalment dissociats en ions** en aigua (són **electròlits forts**):



Àcids forts i bases fortes

Acids

HCl
HBr
HI
HClO₄
HNO₃
H₂SO₄^a

Bases

LiOH
NaOH
KOH
RbOH
CsOH
Mg(OH)₂
Ca(OH)₂
Sr(OH)₂
Ba(OH)₂

^aH₂SO₄ ionizes in two distinct steps.
It is a strong acid only in its first
ionization



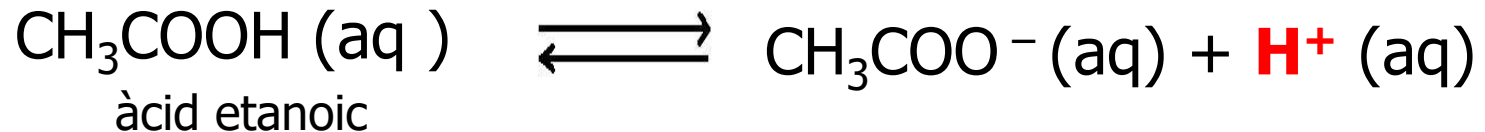
H₂SO₄
concentrat



NaOH

Àcids febles i bases febles

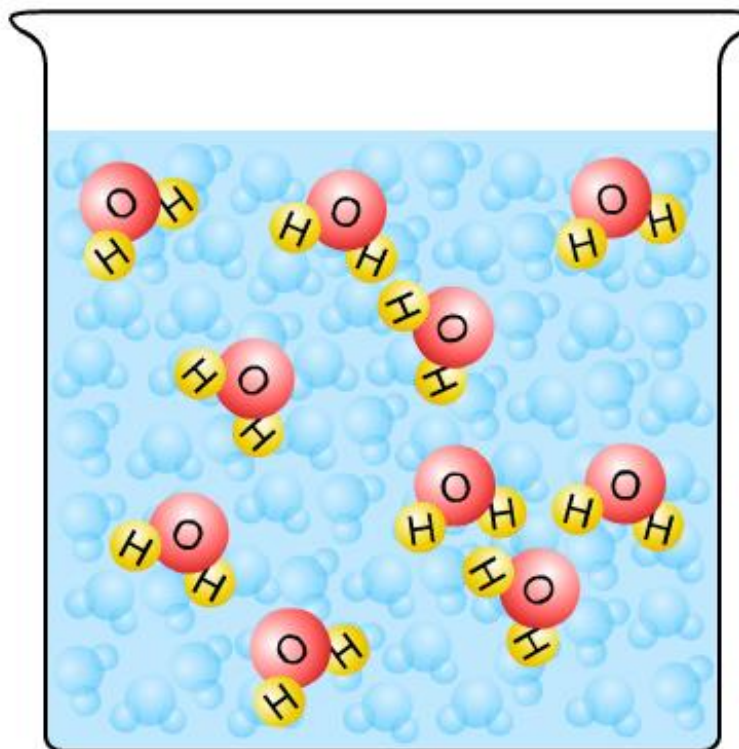
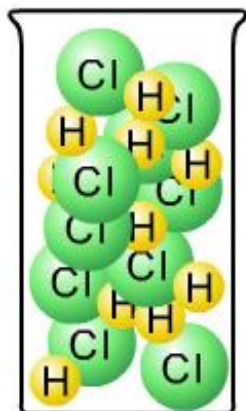
- Els **àcids febles** i les **bases febles** no es troben totalment dissociats.



- En la dissolució coexisteixen **en equilibri** l'espècie molecular sense dissociar i els ions.

Strong Acid

Start

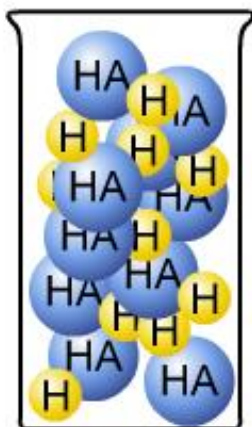


©NCSSM 2002

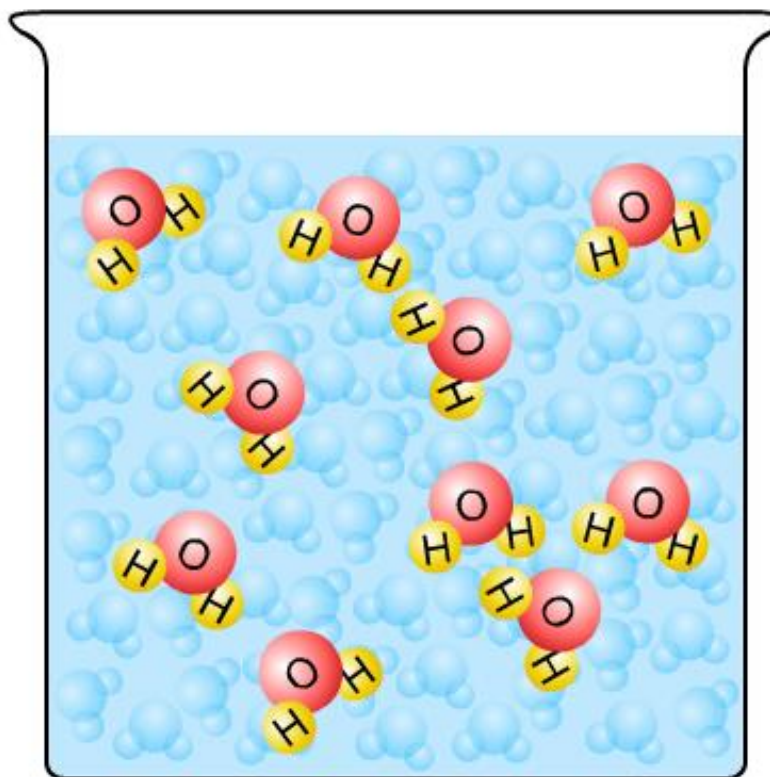
<http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/electrochem/StrongAcidIonization.html>

Weak Acid

Start



©NCSSM 2002



Introduction to
Aqueous Acids

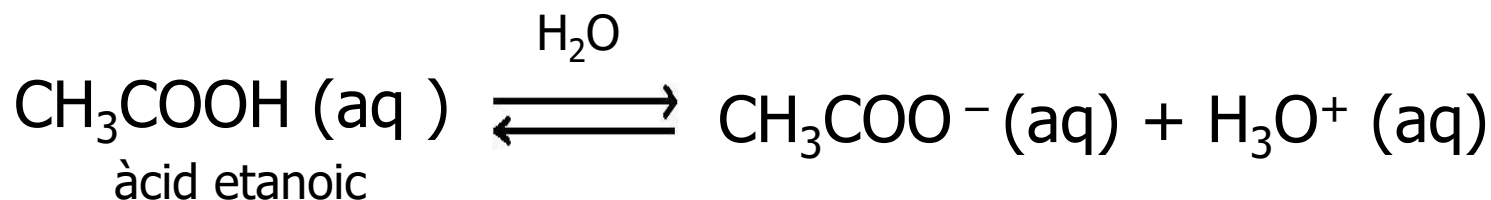
<http://www.youtube.com/watch?v=pcBM2hsuxU0>

Introduction to
Aqueous Bases

<http://www.youtube.com/watch?v=jncstBHsgZk>

Constants Ka i Kb

Ka és la **constant d'acidesa** d'un àcid feble



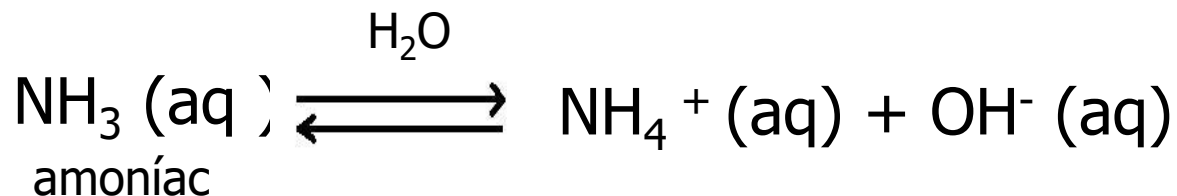
$$\mathbf{K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}}$$

$$\mathbf{pK_a = -\log K_a}$$

$$\mathbf{K_a = 10^{-pK_a}}$$

Constants K_a i K_b

K_b és la **constant de basicitat** d'una base feble



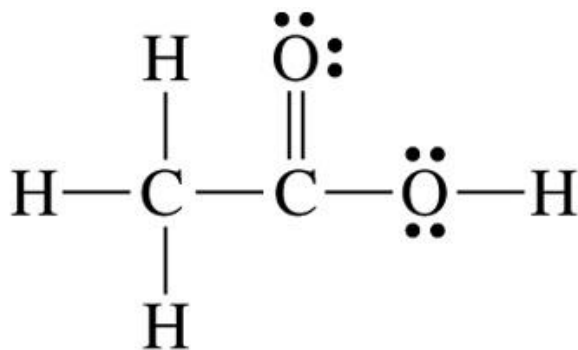
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$K_b = 10^{-\text{p}K_b}$$

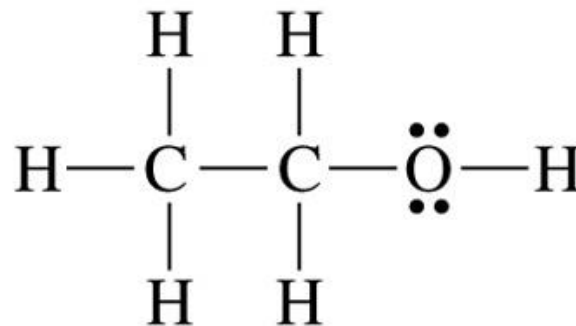
Constants K_a i K_b

- **K_a** ens informa de la **força d'un àcid**
- **Quant més gran és el valor de K_a (més petit el seu pK_a), més fort és un àcid.**



Acetic acid

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

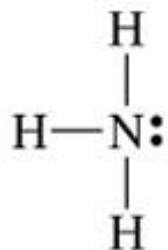


Ethanol

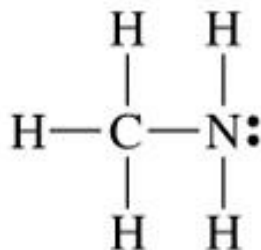
$$K_a = 1.3 \times 10^{-16}$$

Constants K_a i K_b

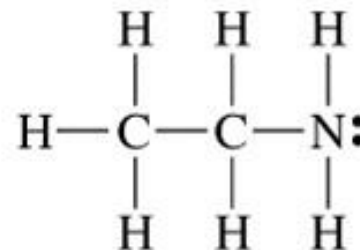
- K_b ens informa de la **força d'una base**.
- Quant més gran és el valor de K_b (més petit el seu pK_b), més forta és una base.



Ammonia
 $pK_b = 4.74$



Methylamine
 $\text{CH}_3\text{NH}_2, pK_b = 3.38$



Ethylamine
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2, pK_b = 3.37$

Constants K_a i K_b

Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

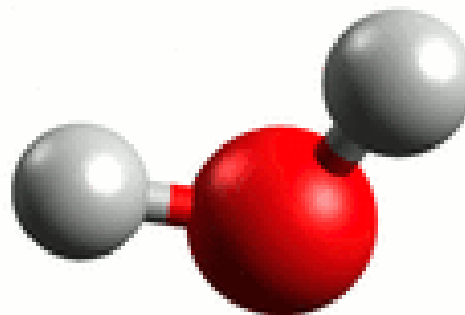
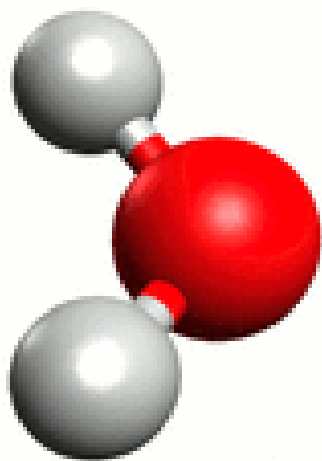
Ionization Equilibrium			Ionization Constant K	pK
Acid			$K_a =$	$pK_a =$
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$		1.6×10^{-1}	0.80
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$		1.1×10^{-2}	1.96
Chloroacetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{ClO}_2^-$		1.4×10^{-3}	2.85
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$		7.2×10^{-4}	3.14
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$		6.6×10^{-4}	3.18
Formic acid	$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$		1.8×10^{-4}	3.74
Benzoic acid	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$		6.3×10^{-5}	4.20
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$		1.9×10^{-5}	4.72
Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$		1.8×10^{-5}	4.74
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$		2.9×10^{-8}	7.54
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$		6.2×10^{-10}	9.21
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$		1.0×10^{-10}	10.00
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$		1.8×10^{-12}	11.74
Base			$K_b =$	$pK_b =$
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$		6.9×10^{-4}	3.16
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$		4.3×10^{-4}	3.37
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		1.8×10^{-5}	4.74
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$		9.1×10^{-9}	8.04
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$		1.5×10^{-9}	8.82
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$		7.4×10^{-10}	9.13

Acid strength

Base strength

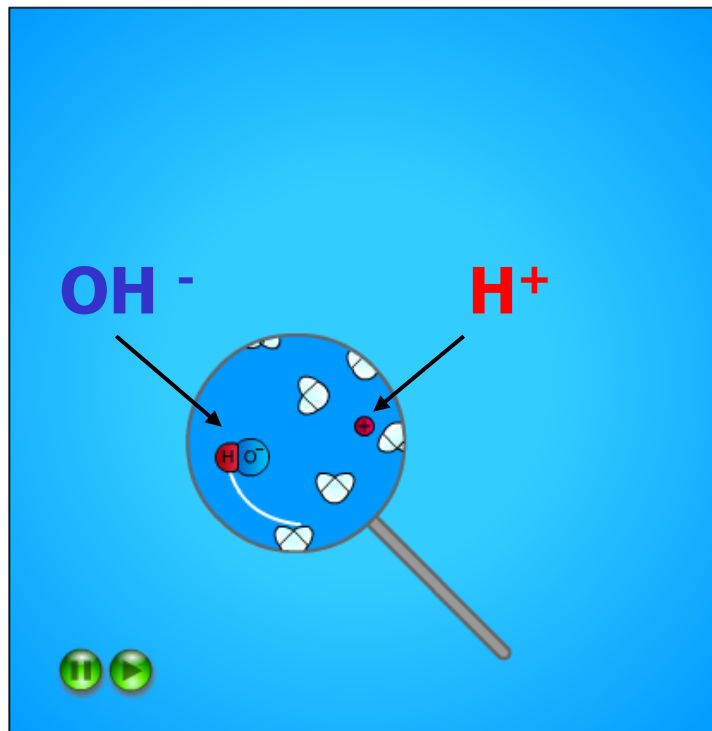


Reacció d'autoionització de l'aigua



Reacció d'autoionització de l'aigua

En l'aigua pura, només una petita fracció de les molècules (1 de cada 500.000.000 molècules d'H₂O) es troba dissociada en ions:



<http://www.chem.ox.ac.uk/vrchemistry/chapter16/Pag10.htm>

Producte iònic de l'aigua (K_w)

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (a } 25 \text{ } ^\circ\text{C})$$

- Per tant en dissolució aquosa (a $25 \text{ } ^\circ\text{C}$) es verifica:

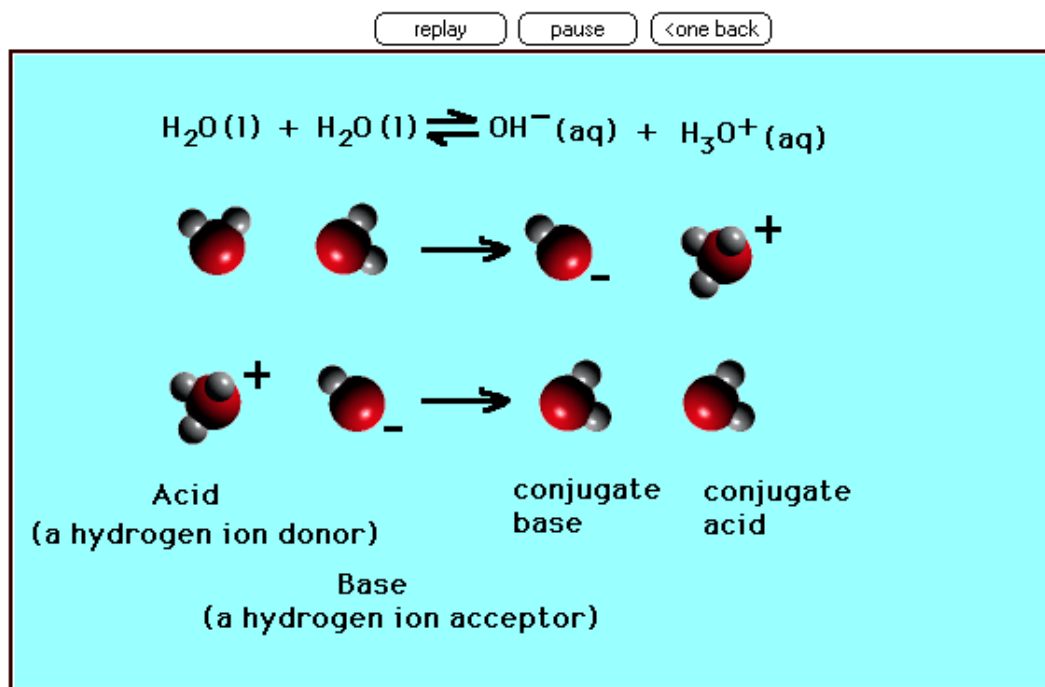
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 = \text{p}K_w$$

- Per un **parell àcid-base conjugat** es pot demostrar que es compleix

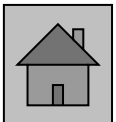
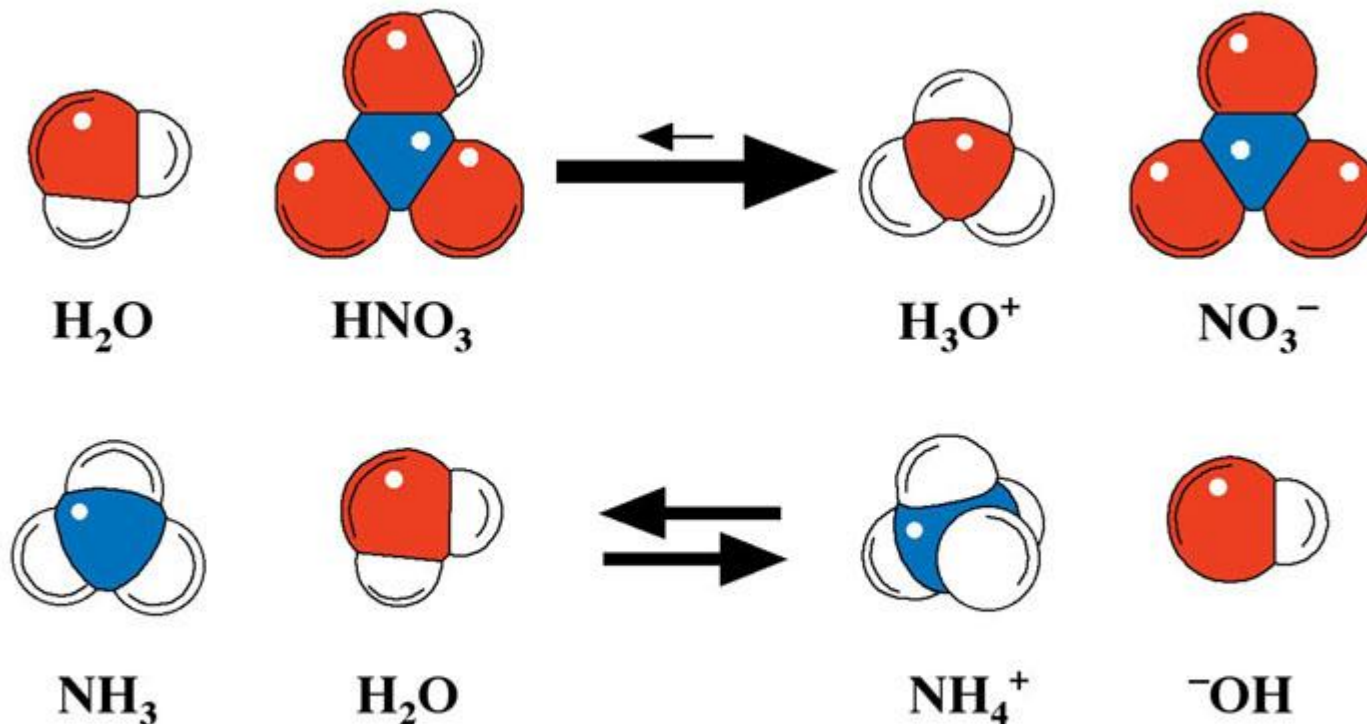
$$\begin{aligned} K_a \cdot K_b &= K_w = 10^{-14} \\ \text{p}K_a + \text{p}K_b &= \text{p}K_w = 14 \end{aligned}$$

Reacció d'autoionització de l'aigua

L'aigua és una **substància amfipròtica**
(es pot comportar com un àcid o com una base).



L'aigua és una **substància amfipròtica**
(es pot comportar com un àcid o com una base).



Concepte de pH

- El pH permet quantificar el **grau d'acidesa** d'una dissolució aquosa.
- **Es pot calcular** a partir de la **concentració d'ions hidroni** presents en la dissolució:

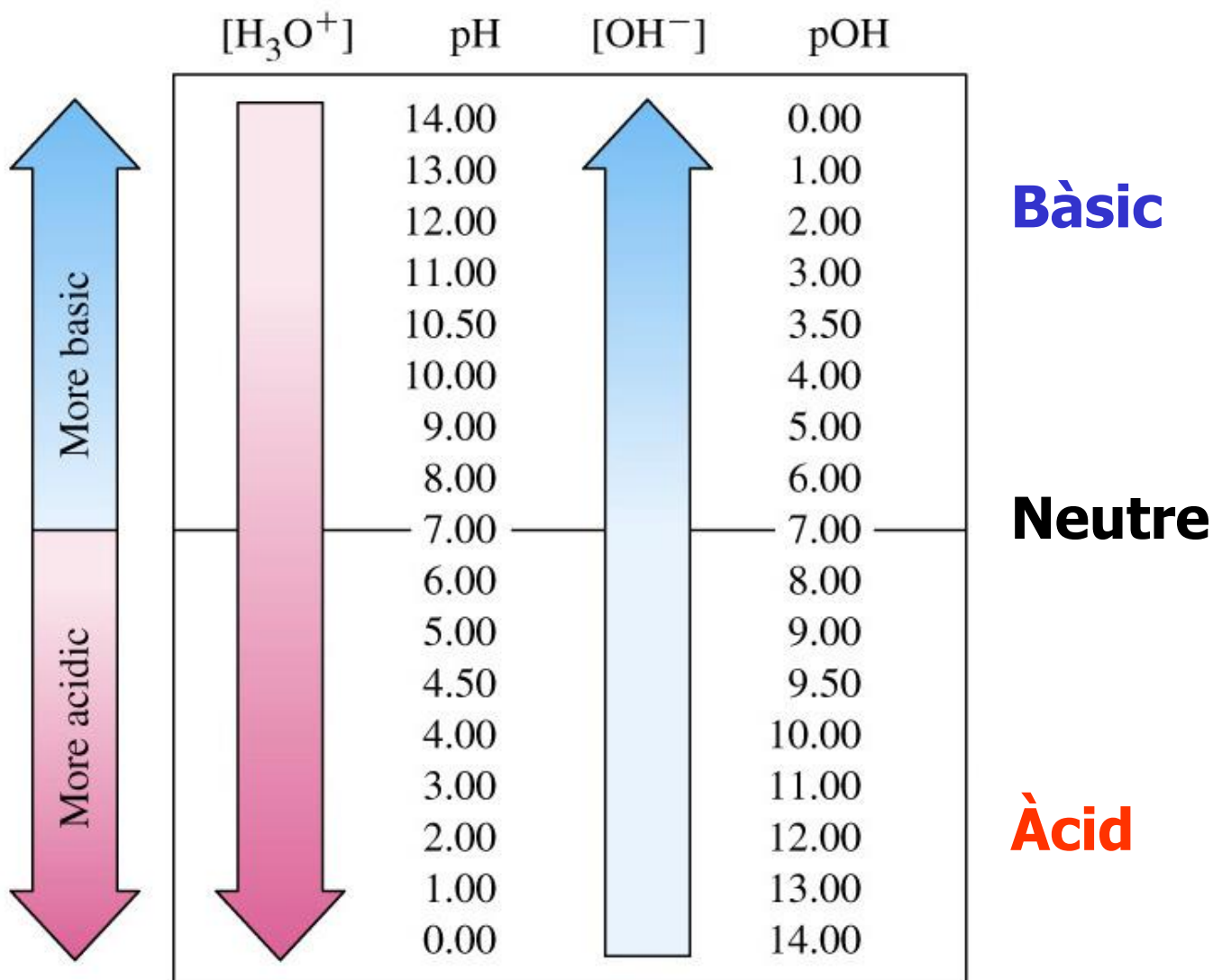
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

- Recordeu que per a dissolucions aquoses a 25 °C es compleix que

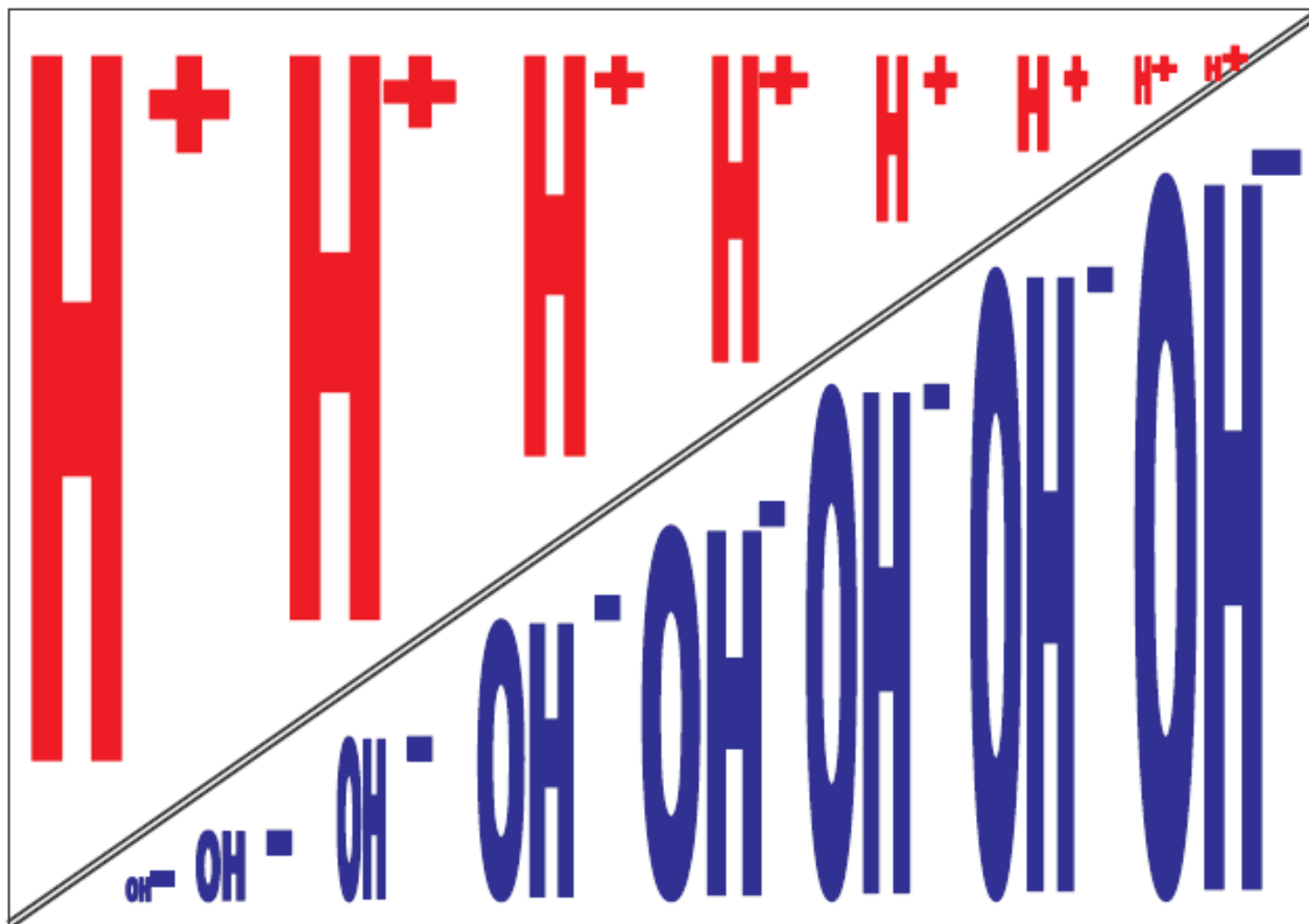
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

L'escala de pH (a 25 °C)



L'escala de pH (a 25 °C)

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
----	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----



El pH de les substàncies



Mesura del pH



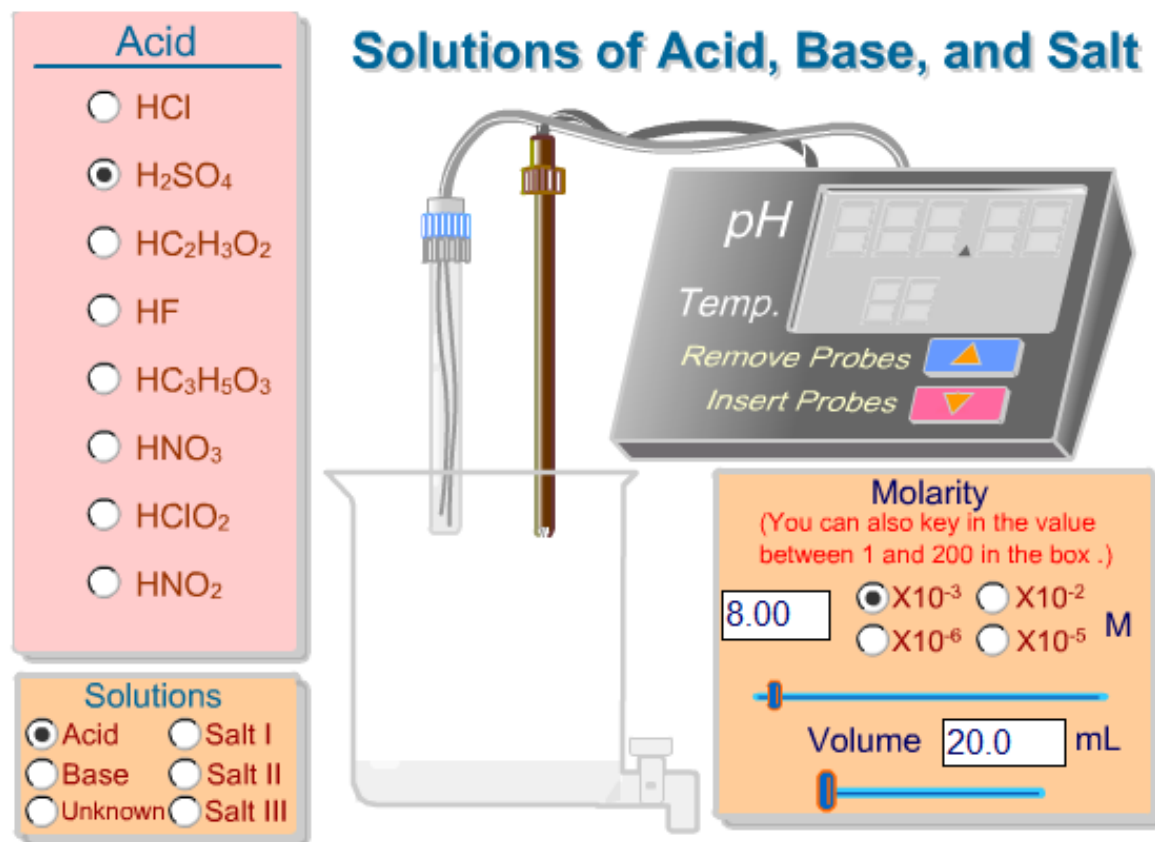
**Paper
indicator**

<http://www.sciencephoto.com/media/234591/view>



pH-metre

Mesura del pH: pH-metre



http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html

Mesura del pH: Indicadors

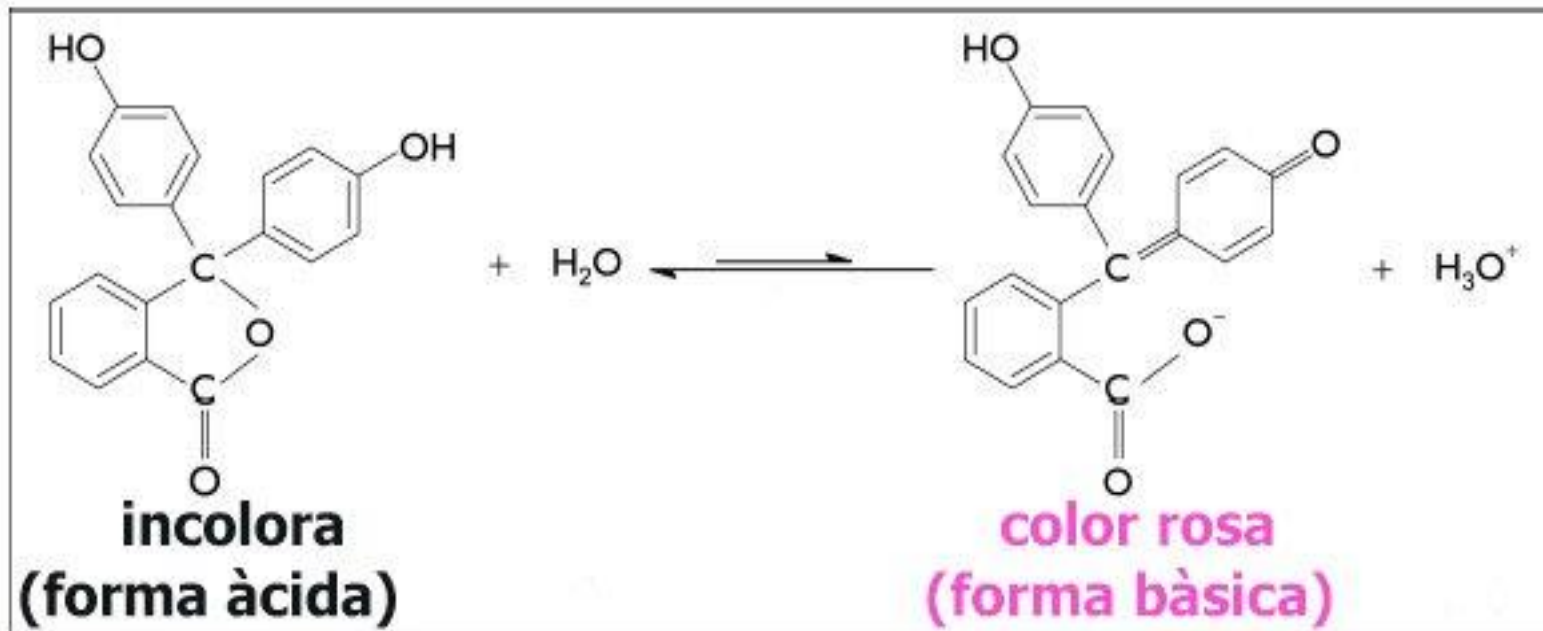
- Els **indicadors** són substàncies que tenen un color diferent segons estiguin en medi àcid, neutre o bàsic.



- Alguns indicadors molt emprats al laboratori són la **fenolftaleïna**, el **roig de metil** o l'**indicador universal** (mescla de diferents indicadors).

Mesura del pH: Indicadors

El **canvi de color** d'un indicador està relacionat amb canvis en la seva **estructura molecular**.



fenolftaleïna

Mesura del pH: Indicadors

Perquè el **canvi de color** sigui observable per l'ull humà, la concentració d'una de les formes ha de ser aproximadament 10 vegades més gran que la de l'altra. A la pràctica això implica que l'**interval de viratge** dels indicadors és d'unes 2 unitats de pH.

phenolphthalein



Type: $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

pK: 9.5

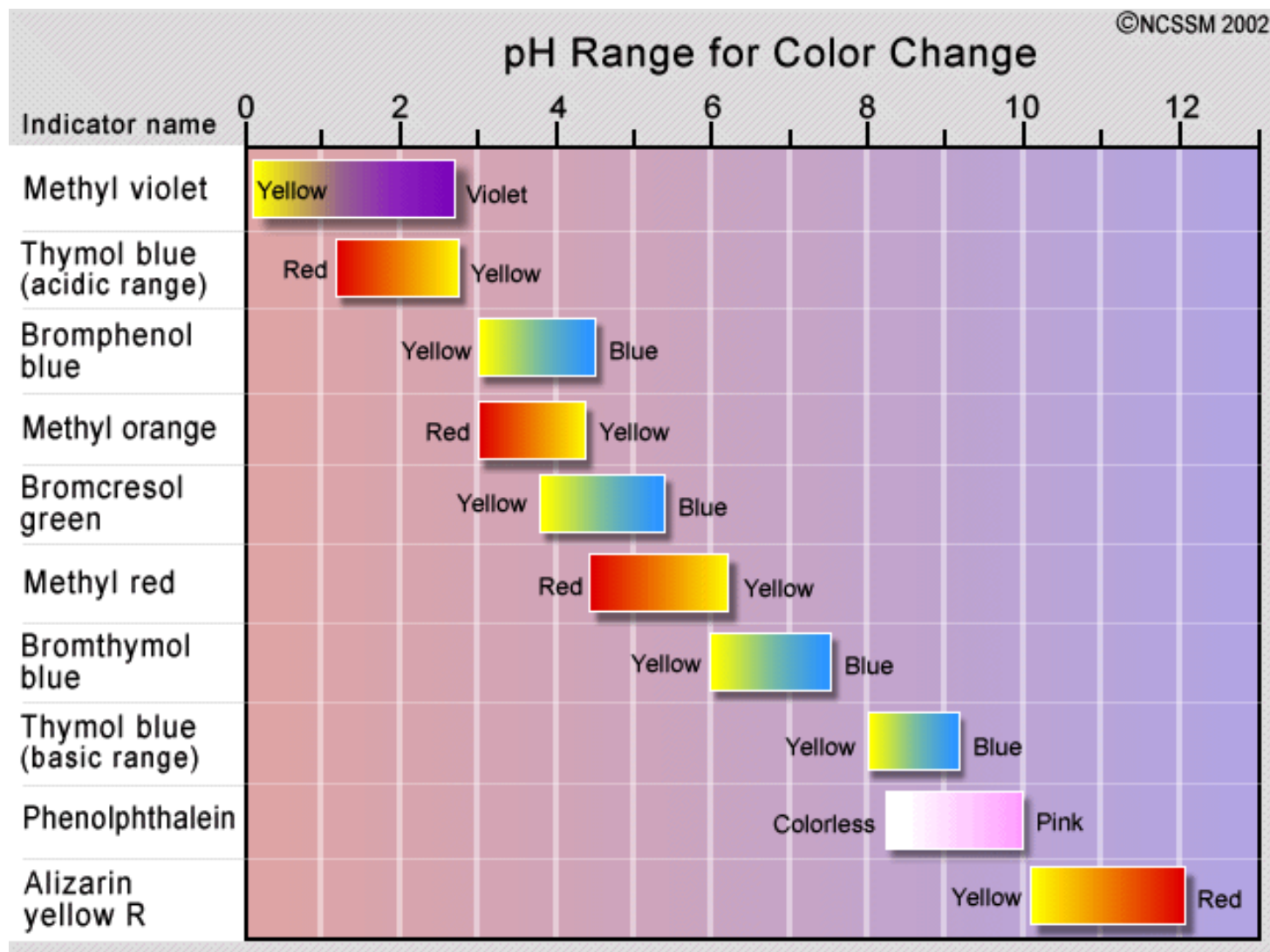
Approximate pH range for color change: 8.0-9.8

Color of acid form: clear

Color of base form: red-violet

Mesura del pH: Indicadors

Intervals de viratge de diferents indicadors



Càlcul del pH

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

E+educaplus.org

CÁLCULO DEL PH DE UNA DISOLUCIÓN ?

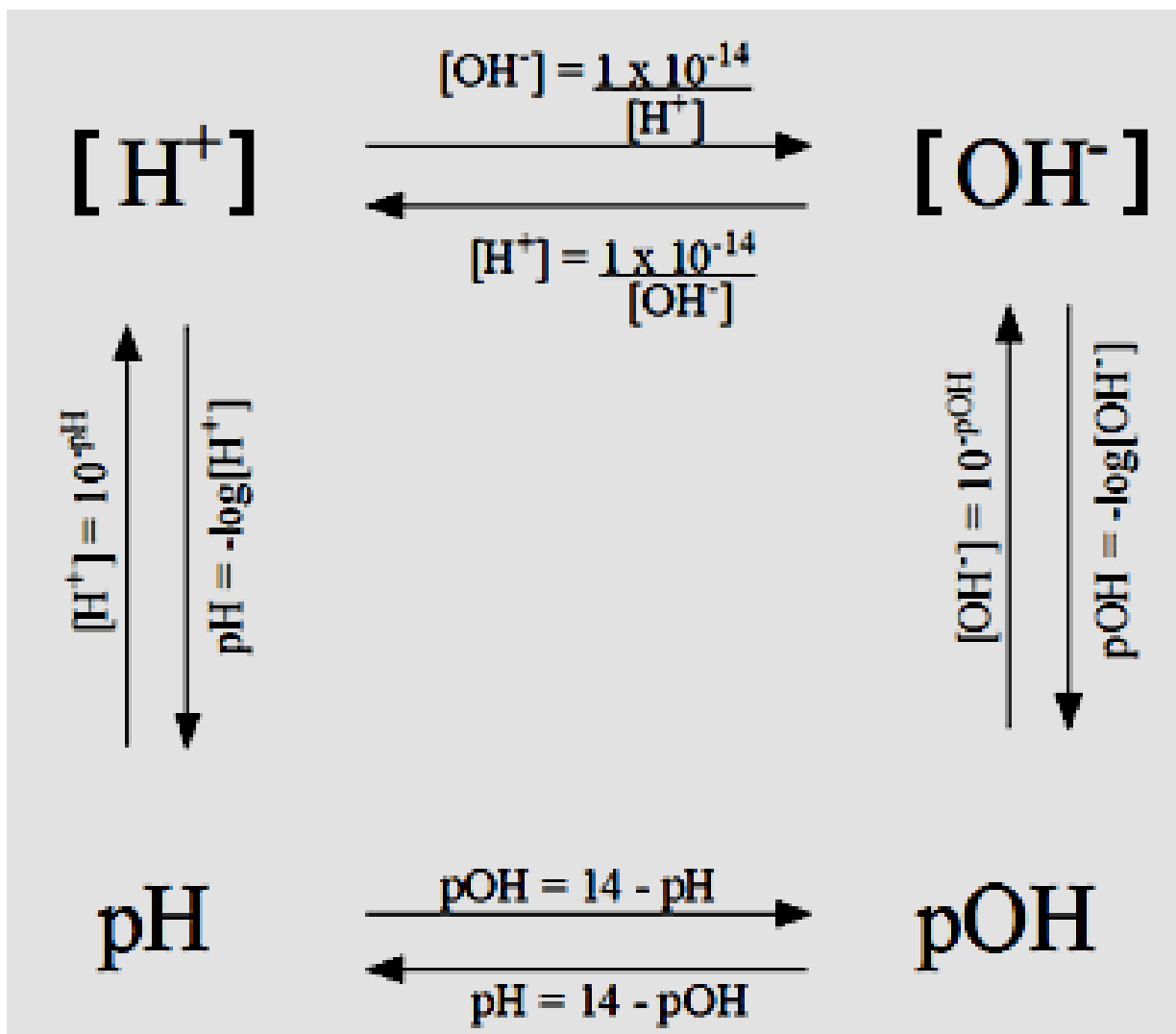
Concentración inicial	Tipo de sustancia	pH
Constante	☐ Ácido fuerte	
	☐ Ácido débil	
	☐ Base fuerte	
	☐ Base débil	

Reiniciar

© Salvador López Castejón
Dpto. Física y Química - IES Carrús (Elche)

<http://www.educaplus.org/play-72-Calculadora-de-pH.html>

Càlcul del pH



Càlcul del pH

The pH Scale

Description

The diagram illustrates the relationships between pH, pOH, and their corresponding concentrations. It features four input boxes arranged in a 2x2 grid. The top-left box is labeled 'pH', the top-right box is labeled '[H₃O⁺]' with a 'M' (Molarity) unit below it. The bottom-left box is labeled 'pOH', and the bottom-right box is labeled '[OH⁻]' with a 'M' unit below it. Horizontal double-headed arrows connect the top and bottom boxes in each column, indicating the relationship between pH and [H₃O⁺], and between pOH and [OH⁻]. Vertical double-headed arrows connect the left and right boxes in each row, indicating the relationship between pH and pOH, and between [H₃O⁺] and [OH⁻]. A 'calculate' button is located at the bottom center of the diagram.

http://employees.oneonta.edu/viningwj/sims/the_ph_scale_s.html

Càlcul del pH

a) àcid fort

	HCl (aq)	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$	+	$\text{Cl}^- \text{ (aq)}$
inici	C_a		-		-
final	-		C_a		C_a

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

Càlcul del pH

b) base forta

	NaOH (aq) → Na ⁺ (aq) + OH ⁻ (aq)		
inici	C _b	-	-
final	-	C _b	C _b

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log C_b \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \end{aligned}$$

Càlcul del pH

c) àcid feble

	H_2O		
	CH₃COOH (aq)	$\rightleftharpoons$	CH₃COO⁻(aq) + H₃O⁺(aq)
inici	C_a		-
equilibri	$C_a - x$		x

$$K_a = x^2 / (C_a - x) \approx x^2 / C_a ; \quad x^2 = K_a \cdot C_a$$

Aproximació vàlida si $C_a \gg x$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x \approx -\log \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

Càlcul del pH

d) base feble

	$\text{NH}_3 (\text{aq})$	$\xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}}$	$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
inici	C_b		-
equilibr i	$C_b - x$		x

$$K_b = x^2 / (C_b - x) \approx x^2 / C_b ; \quad x^2 = K_b \cdot C_b$$

Aproximació vàlida si $C_b \gg x$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log x \approx -\log \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Càlcul del pH

Grau de dissociació (α)

El grau de dissociació (o d'ionització) ens indica el tant per u (α) de molècules d'àcid o base que s'han ionitzat una vegada assolit l'equilibri químic.

a) **àcid fort:** $\alpha = 1$ (% dissociació = 100 %)

b) **base forta:** $\alpha = 1$ (100 %)

Càlcul del pH

Grau de dissociació (α)

c) **àcid feble:** $\alpha = x / C_a$

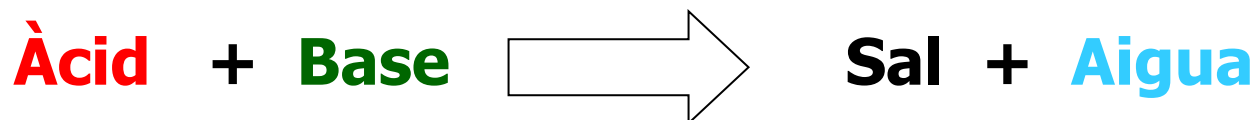
$$\% \text{ dissociació} = (x / C_a) \cdot 100$$

d) **base feble:** $\alpha = x / C_b$

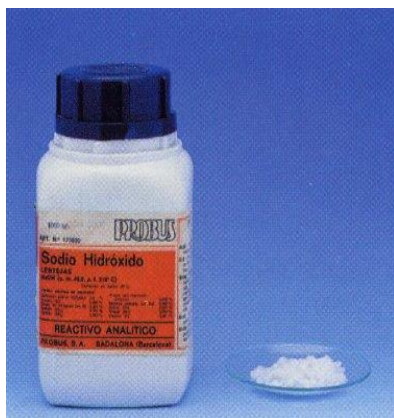
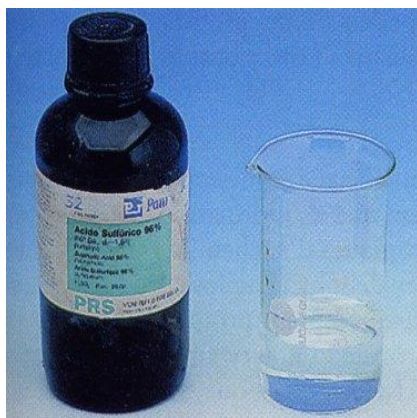
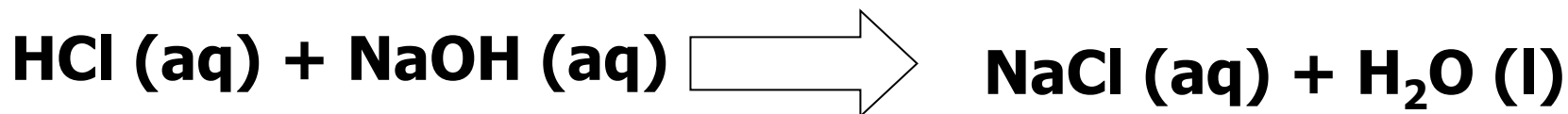
$$\% \text{ dissociació} = (x/C_b) \cdot 100$$



- Anomenem **neutralització** la reacció que es produeix **entre un àcid i una base**:



- Per exemple:

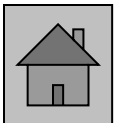


Els antiàcids

- Les possibles alteracions en el sistema defensiu de les parets estomacals es combaten amb **antiàcids**, que són substàncies bàsiques que **neutralitzen** l'excés d'àcid clorhídric segregat.



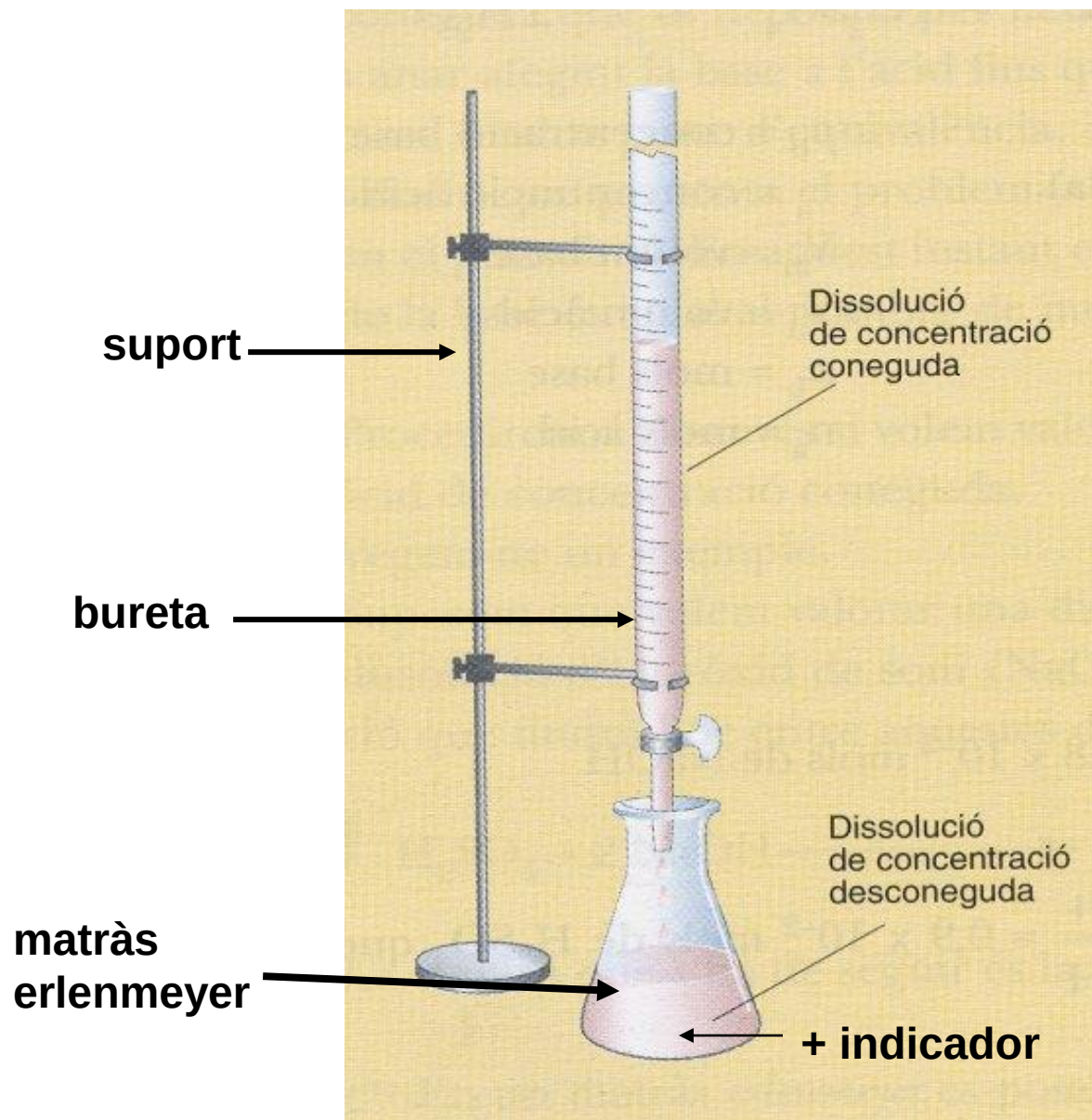
- L'antiàcid més popular és el **bicarbonat de sodi**. Hi ha altres sals bàsiques que es fan servir amb aquest mateix fi, com els carbonats de calci o magnesi, així com hidròxids d'alumini o magnesi.



- Una **volumetria** o **valoració àcid-base** permet determinar la **concentració d'àcid o de base** que conté una dissolució desconeguda. Es fonamenta en una **reacció de neutralització**.



- **Acidimetria:** determinació de la concentració d'una dissolució àcida.
- **Alcalimetria:** determinació de la concentració d'una dissolució bàsica.



Procediment experimental volumetria



<http://upcommons.upc.edu/video/handle/2099.2/1125>

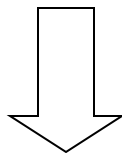
El **viratge de l'indicador** ens permet determinar el moment en que s'assoleix el **punt final**, és a dir, quan s'ha afegit el **volum d'agent valorant** necessari per completar la neutralització.



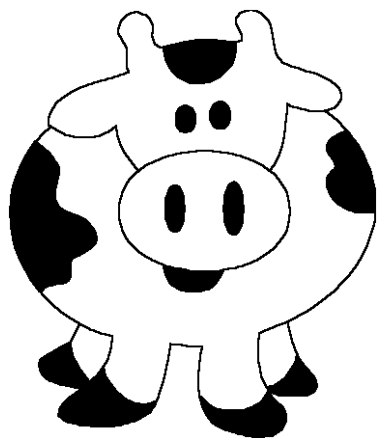
Càlculs volumetria àcid-base

Quan s'arriba al **punt d'equivalència** (coincideix aproximadament amb el **punt final**, canvi de color de l'indicador) es verifica que :

$$n^{\circ} \text{ mols àcid} = n^{\circ} \text{ mols base}$$



$$V_A \cdot C_A \cdot a = V_B \cdot C_B \cdot b$$



V_A = volum àcid (litres)

C_A = concentració àcid (mol/L)

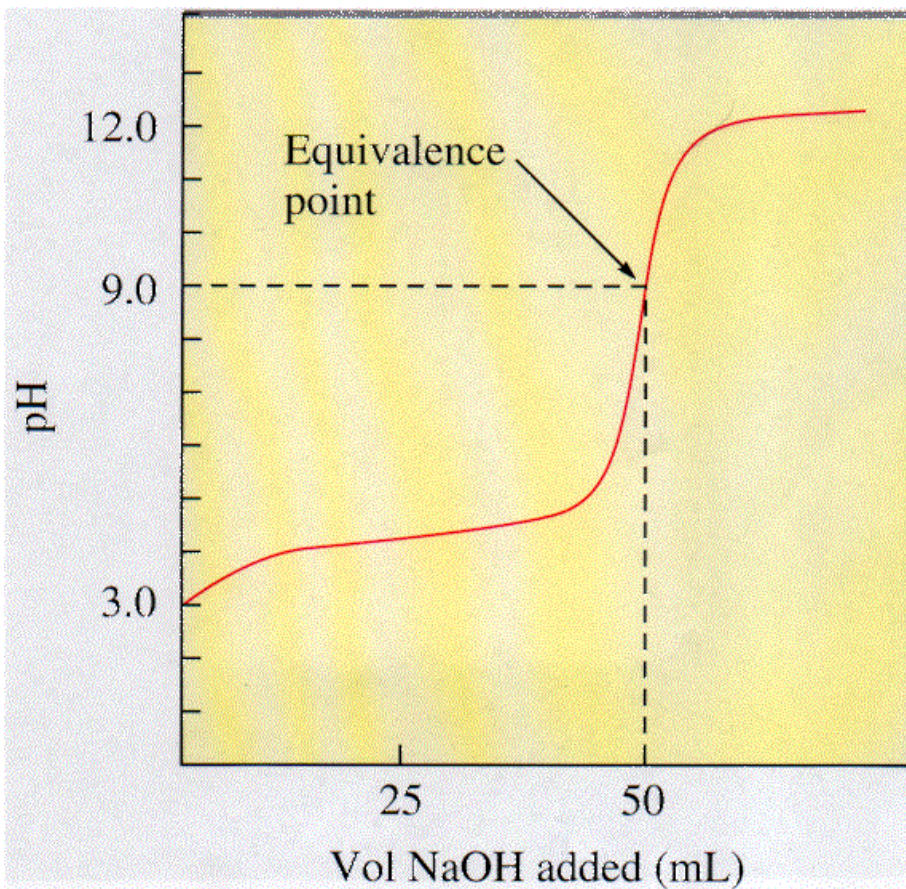
a = n° d' H^+ que conté l'àcid

V_B = volum base (litres)

C_B = concentració base (mol/L)

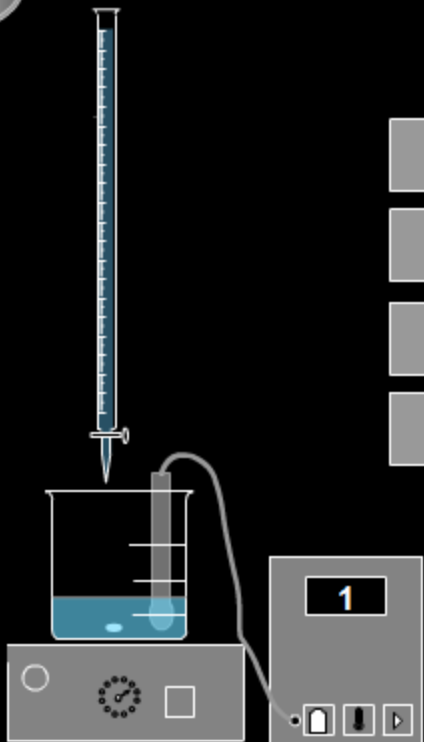
b = n° d' OH^- que conté la base

Corbes de valoració



- Les **corbes de valoració** són la representació gràfica de la **variació del pH en funció del volum afegit** de dissolució valorant.
- La **forma** de les corbes de valoració depèn de si valorem un **àcid o una base** i si aquests són **forts o febles**.

Corbes de valoració



The diagram shows a titration setup. A burette is positioned above a beaker containing a blue liquid. A pH electrode is inserted into the beaker. The beaker sits on a magnetic stirrer. A pH meter is connected to the electrode, displaying the number '1' on its screen.

CURVAS DE VALORACIÓN ÁCIDO- BASE

- Ácido fuerte con base fuerte
- Base fuerte con ácido fuerte
- Ácido débil con base fuerte
- Base débil con ácido fuerte

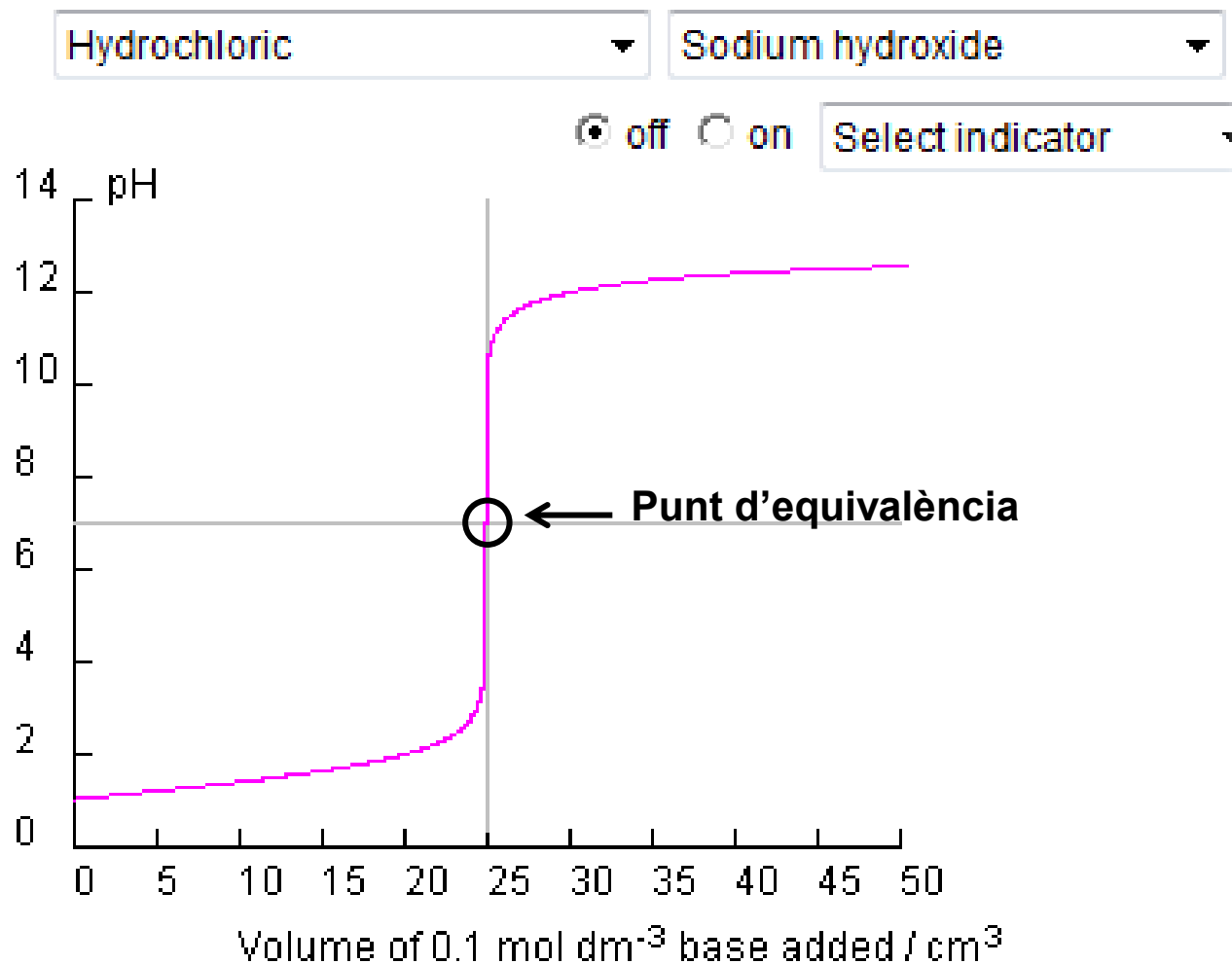
Salvador Hurtado Fernández 2010

CC
SOME RIGHTS RESERVED

<http://labovirtual.blogspot.com.es/search/label/Curvas%20de%20valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base>

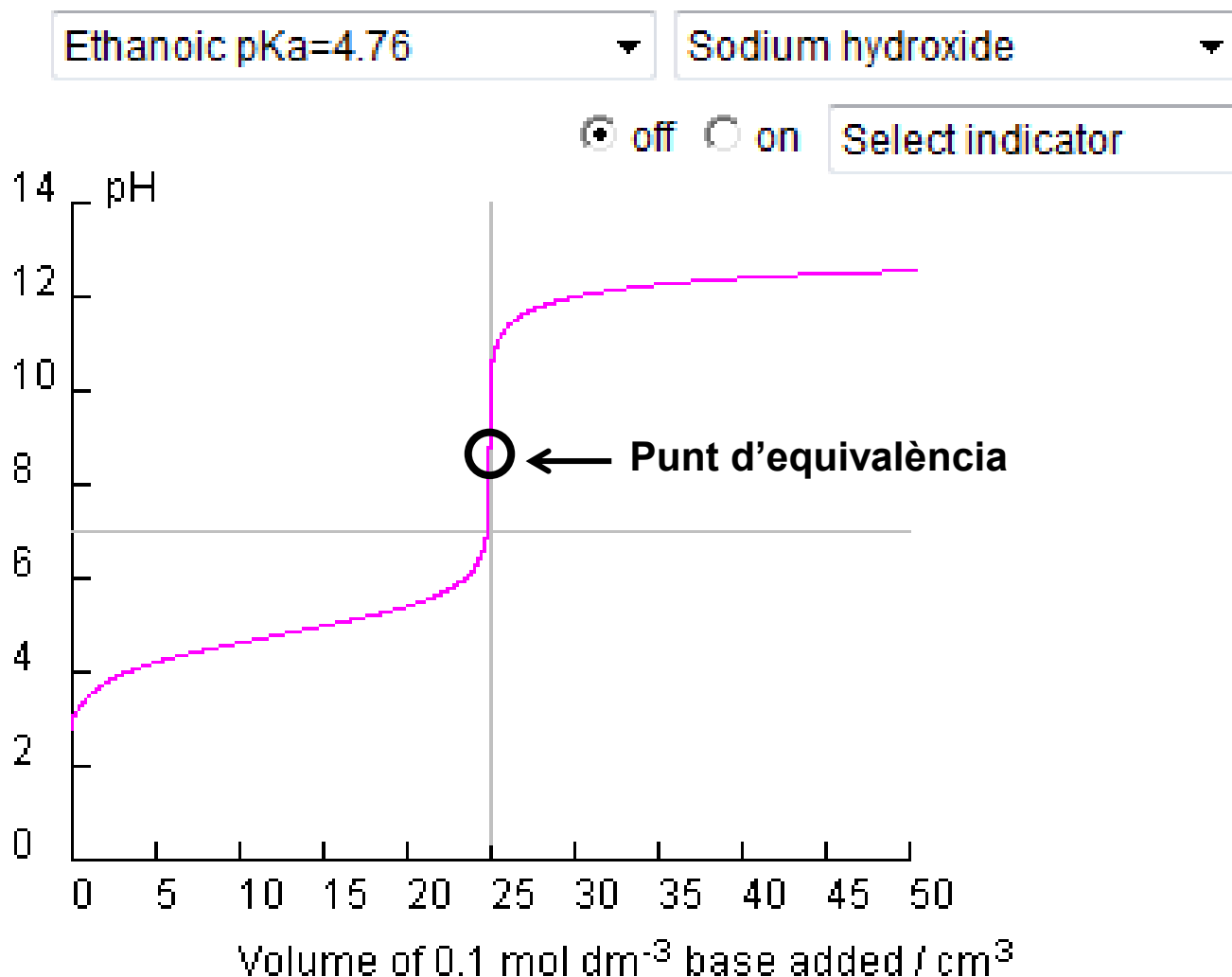
Corbes de valoració

Valoració d'un àcid fort (HCl) amb una base forta (NaOH)



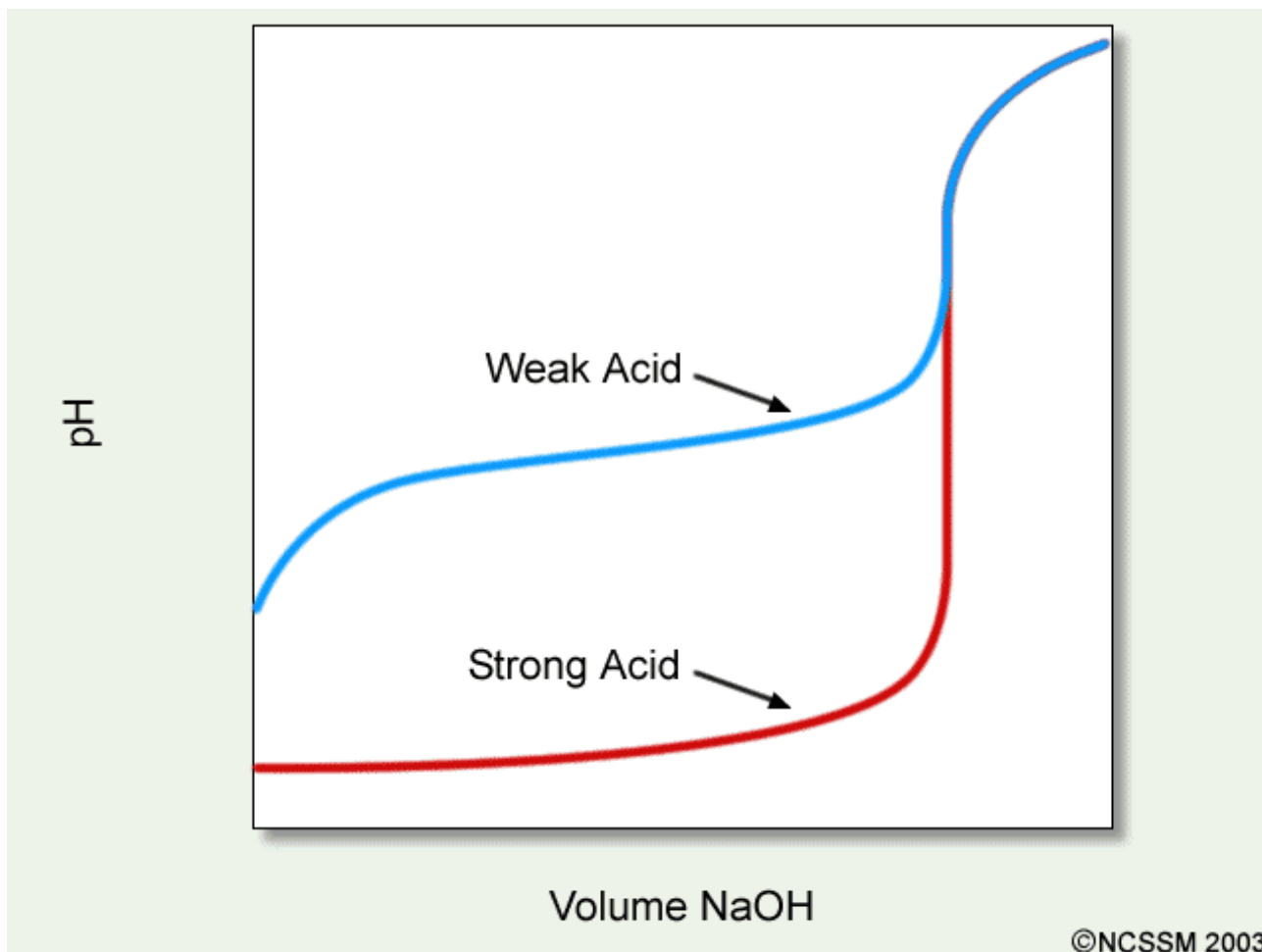
Corbes de valoració

Valoració d'un àcid feble (àcid etanoic) amb una base forta (NaOH)



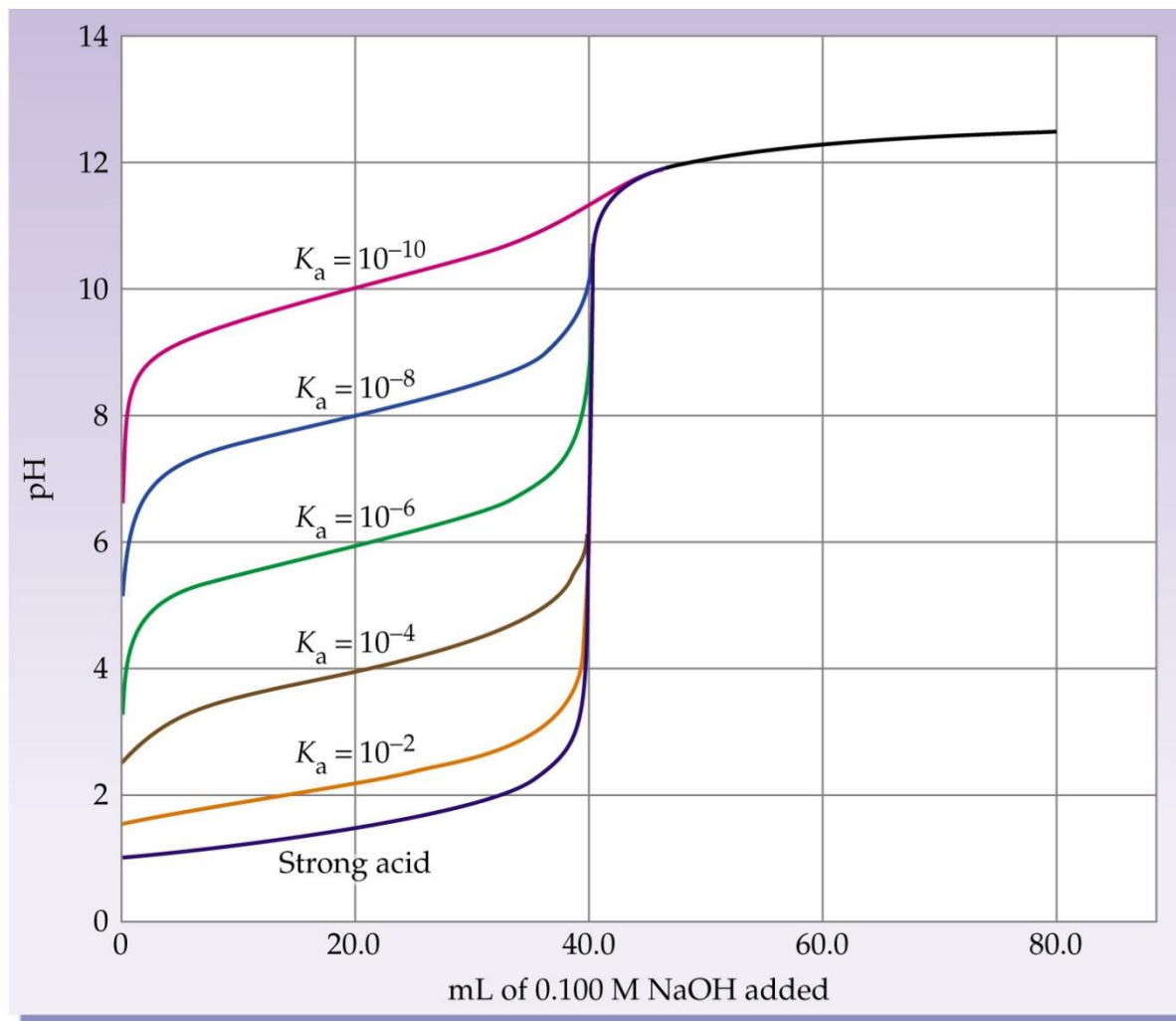
Corbes de valoració

Valoració d'un àcid fort vs valoració d'un àcid feble



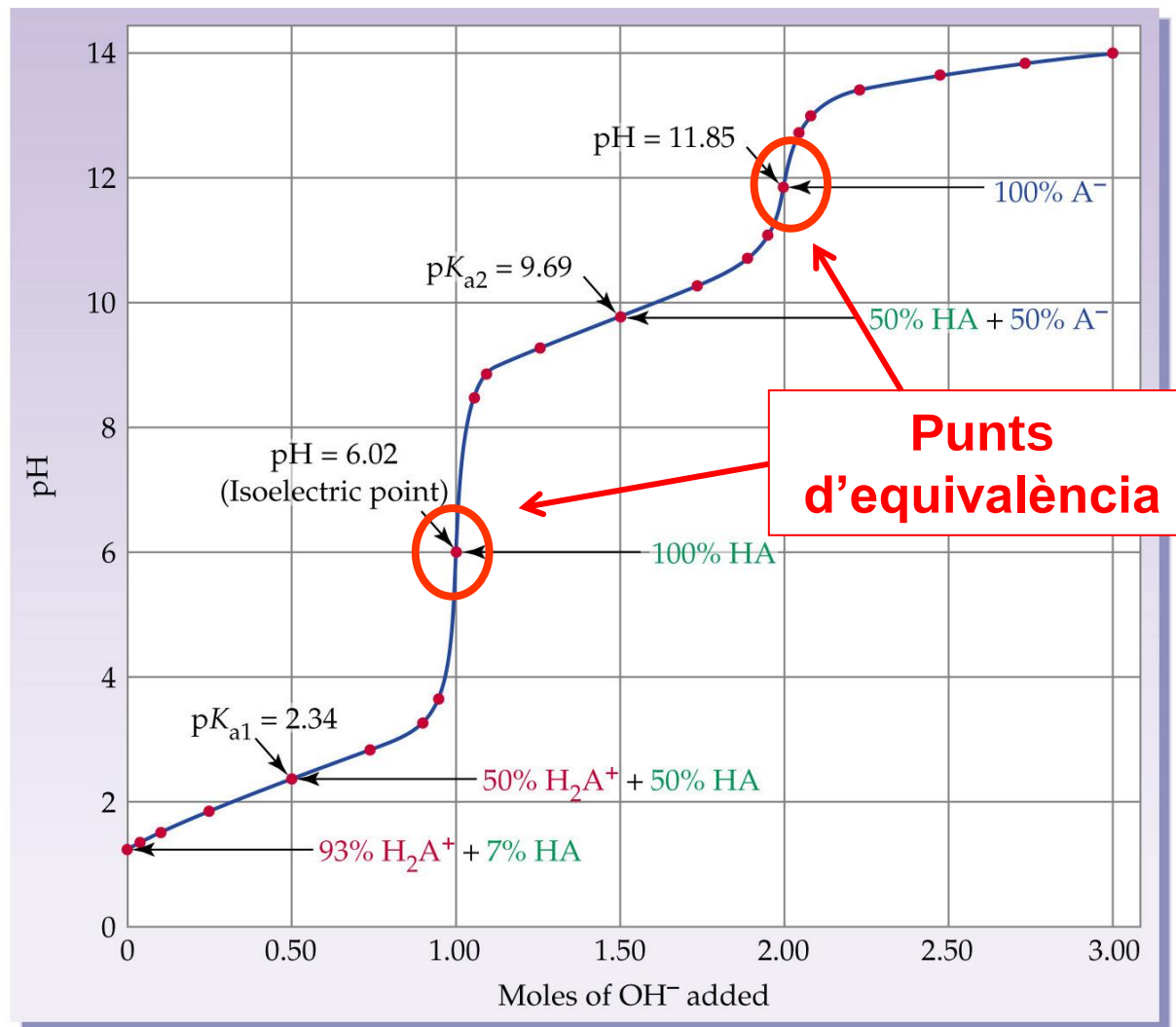
Corbes de valoració

Valoració d'àcids amb diferents K_a



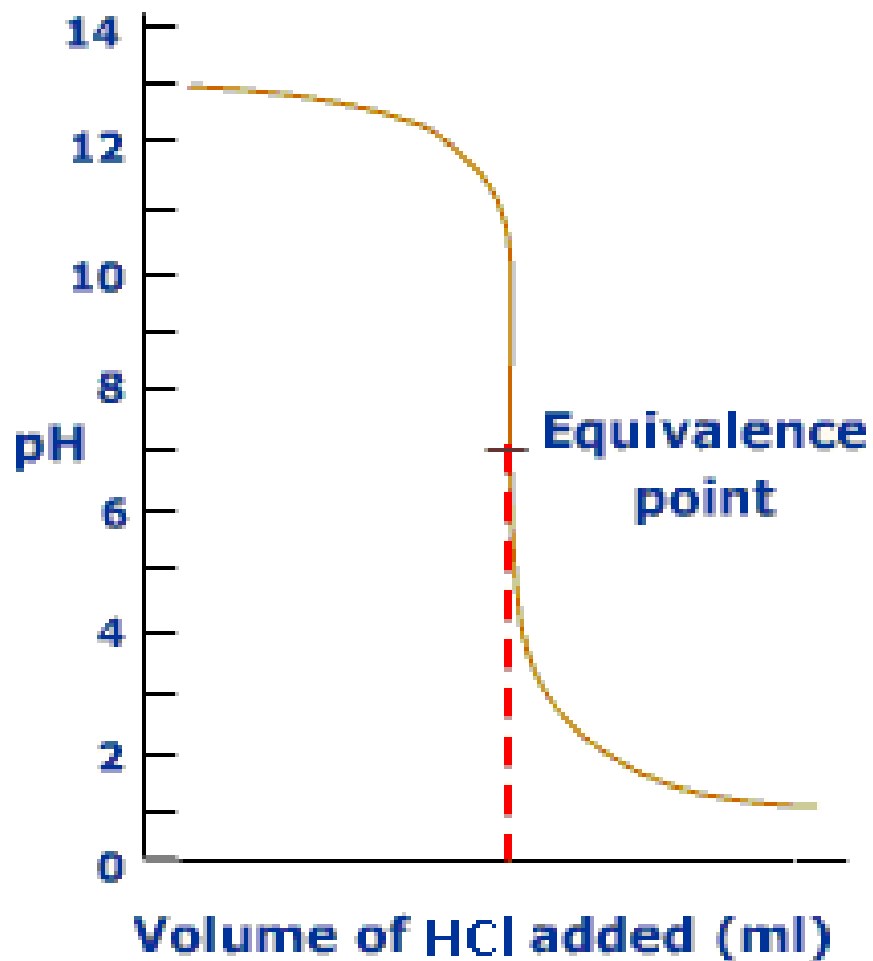
Corbes de valoració

Valoració d'un àcid dipròtic (H_2A)



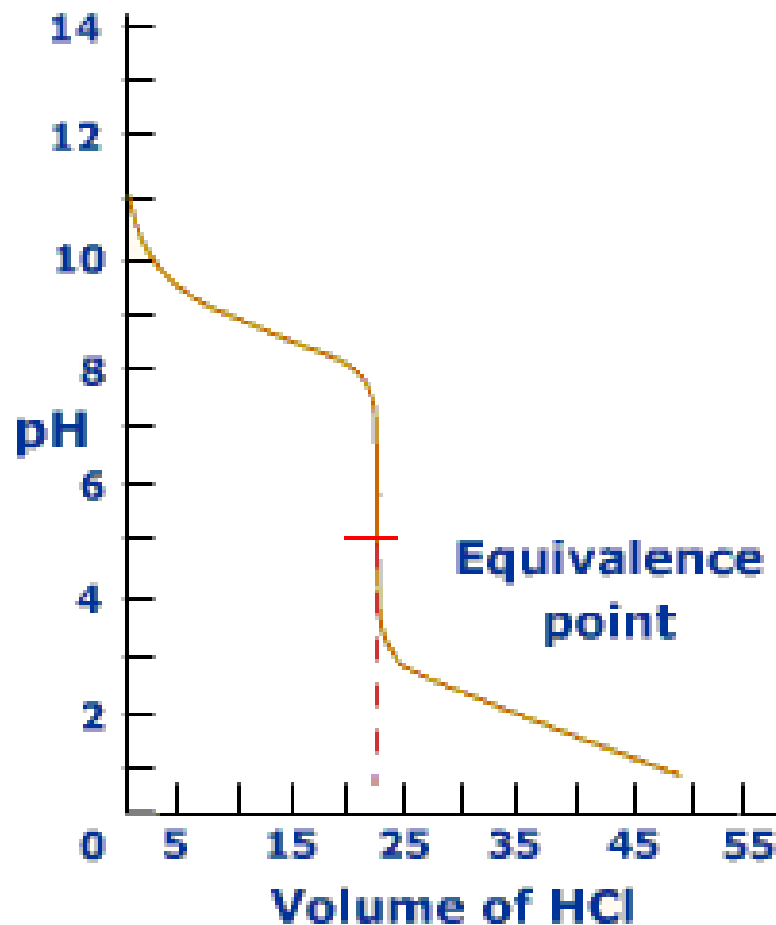
Corbes de valoració

Valoració d'una base forta (NaOH) amb un àcid fort (HCl)



Corbes de valoració

Valoració d'una base feble (NH_3) amb un àcid fort (HCl)



Corbes de valoració

Tria de l'indicador

El **pH del punt d'equivalència** depèn del **tipus de sal** formada en la **reacció de neutralització** (sal neutra, sal àcida o sal bàsica).

En el moment de triar l'indicador més adequat hem de tenir en compte:

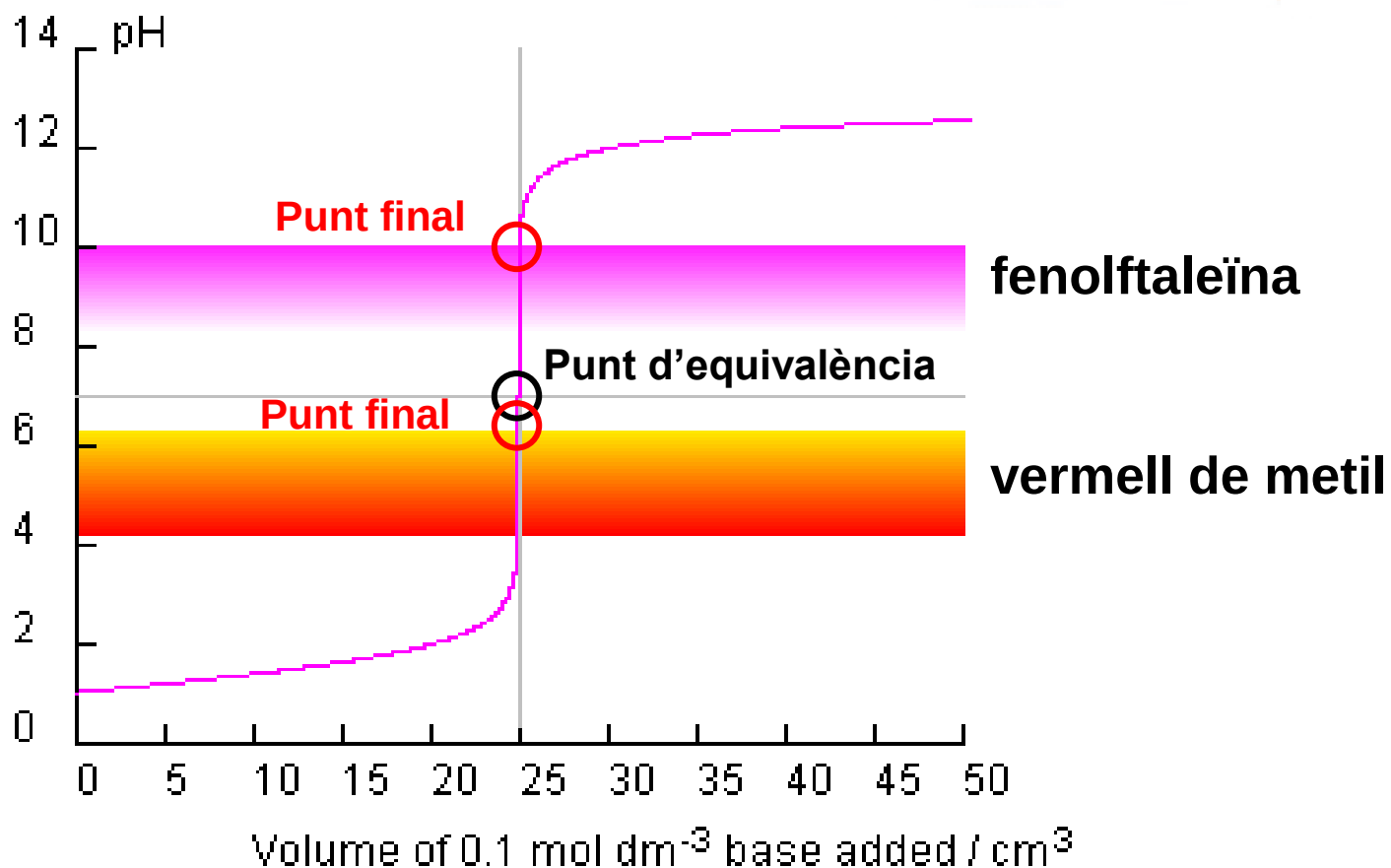
- El **pH del punt d'equivalència**
- L'**interval de viratge** de l'indicador

El **canvi de color de l'indicador** assenyalava el **punt final** de la valoració. Hem d'escollir un indicador amb un punt final que indiqui un valor de **volum d'agent valorant afegit** que coincideixi amb el corresponent al **punt d'equivalència**.

Tria de l'indicador

Hydrochloric

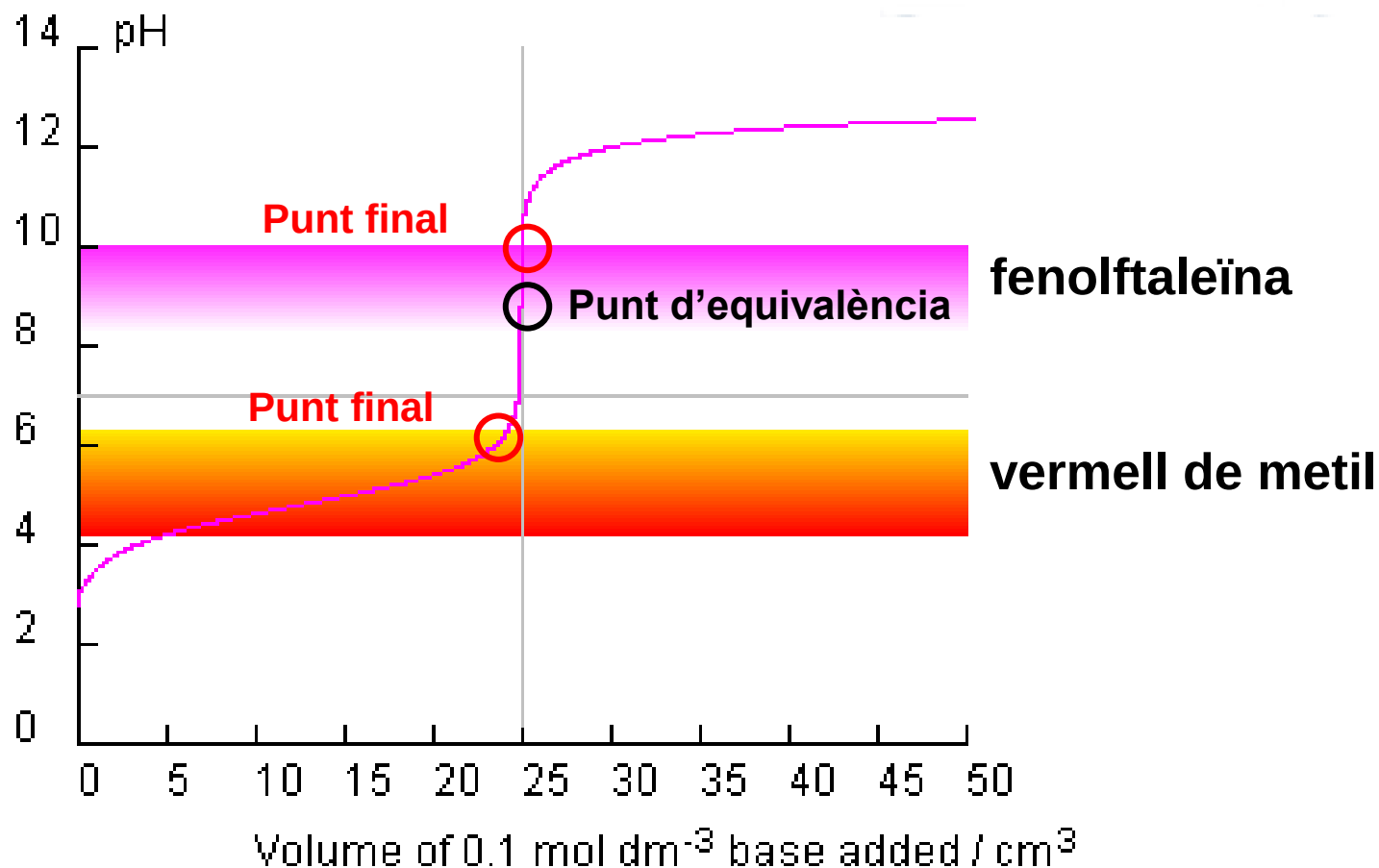
Sodium hydroxide



Tria de l'indicador

Ethanoic pKa=4.76

Sodium hydroxide

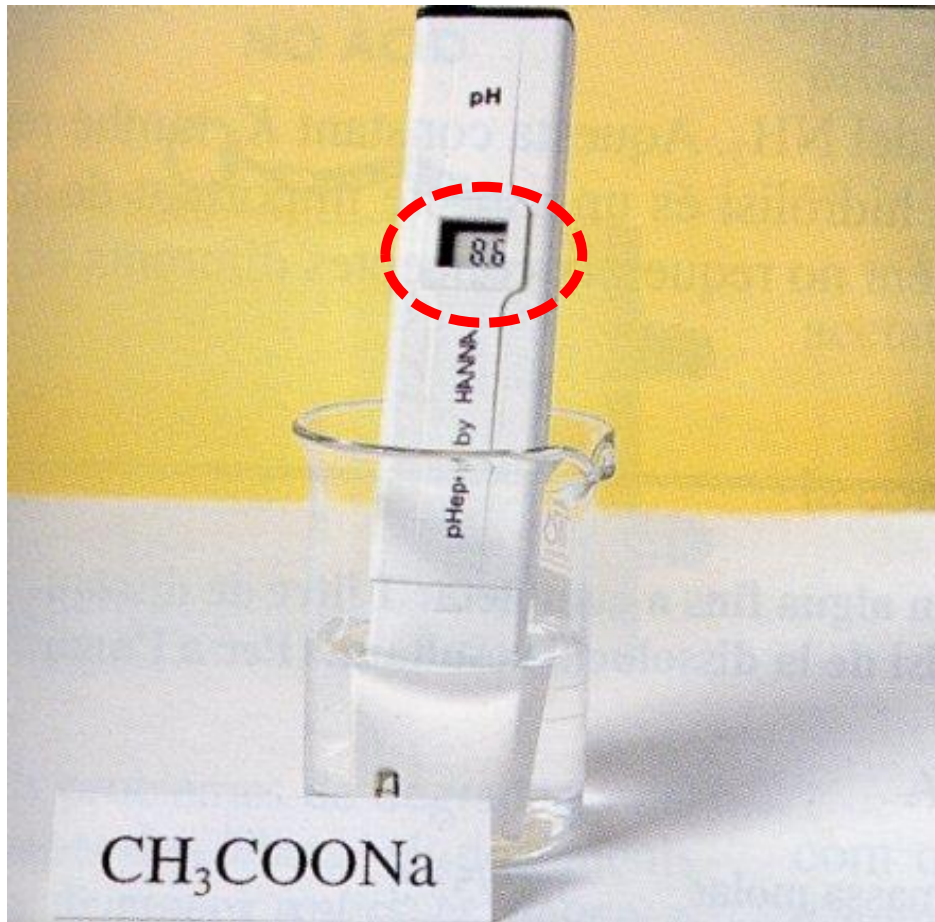


Hidròlisi de les sals

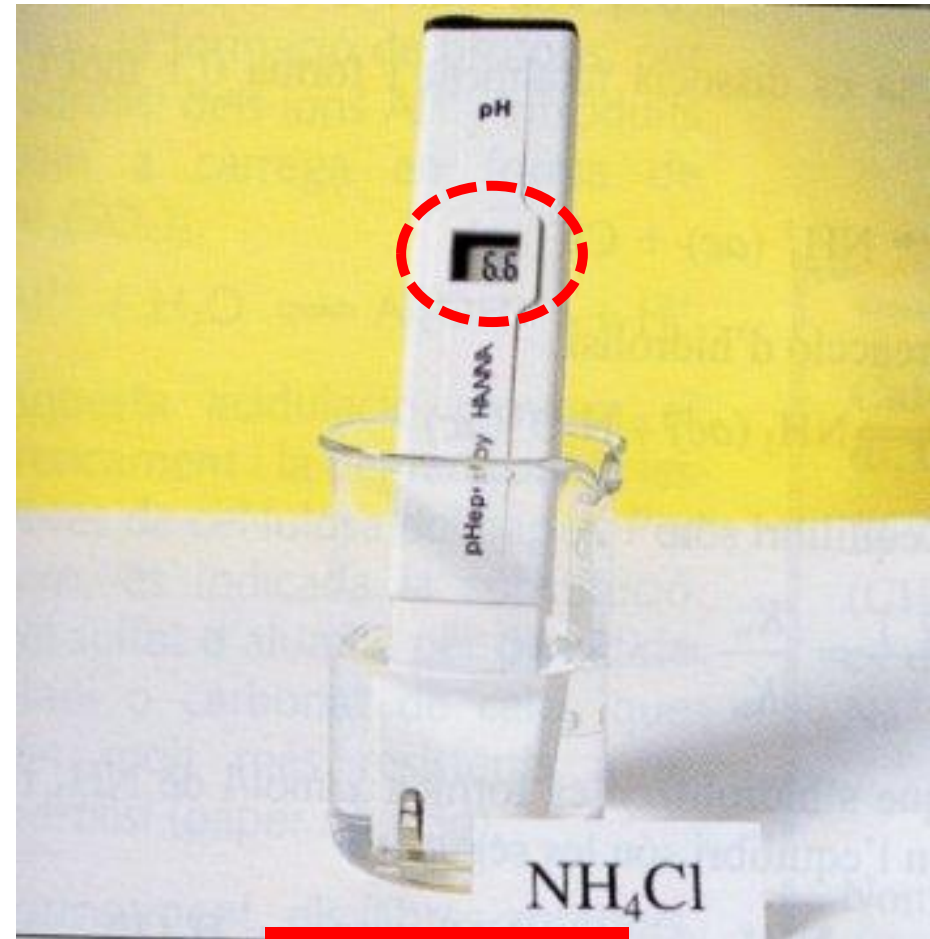
	Reacció de neutralització			
Inici	Àcid	+	Base	→ -- --
Final (punt d'equivalència)	--		--	Sal + H ₂ O

En el **punt d'equivalència** d'una valoració àcid-base tenim una **dissolució aquosa de sal**. El **pH d'aquesta dissolució** depèn de la **força de l'àcid i de la base** que han reaccionat per formar la sal.

No totes les **dissolucions aquoses de sals** són neutres. N'hi ha que tenen $\text{pH} > 7$ o $\text{pH} < 7$.



Sal bàsica



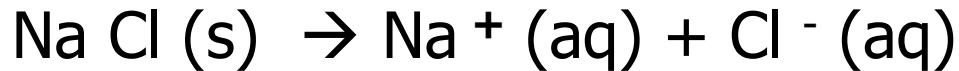
Sal àcida

El **pH resultant** depèn del **tipus de sal**, com es pot observar en la següent taula:

Tipus de sal	Exemples	Ions que s'hidrolitzen	pH
Àcid fort i base forta	NaCl, KI, KNO ₃	cap	7
Àcid feble i base forta	CH ₃ -COONa, KNO ₂	anió	> 7
Àcid fort i base feble	NH ₄ Cl, NH ₄ ClO ₄	catió	< 7
Àcid feble i base feble	NH₄ CH₃COO NH₄ CN	anió i catió	< 7 si $K_a > K_b$ $= 7$ si $K_a = K_b$ > 7 si $K_a < K_b$

Justificació del pH d'una dissolució de NaCl (sal neutra)

1) Dissolució aquosa de la sal:

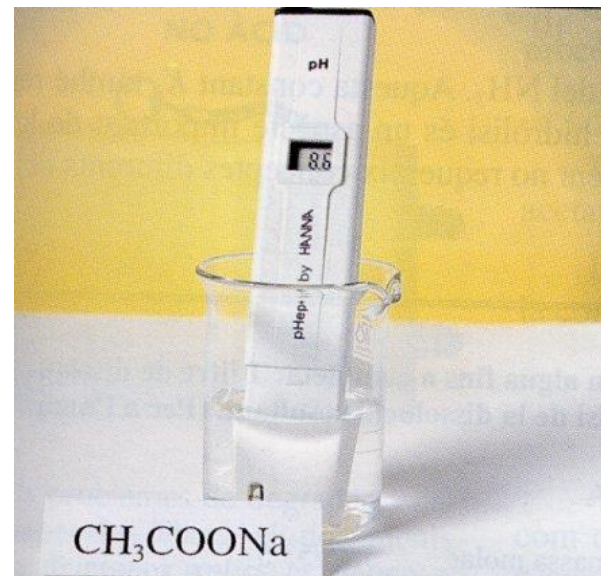


2) Hidròlisi dels ions:

L'ió **Na⁺** no reacciona amb l'aigua perquè prové d'una base forta (NaOH) i per tant és un **àcid conjugat feble**.

L'ió **Cl⁻** no reacciona amb l'aigua perquè prové d'un àcid fort (HCl) i per tant és una **base conjugada feble**.

Justificació del pH d'una dissolució de CH_3COONa (sal bàsica)

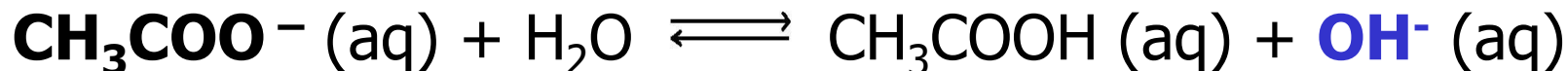


1) Dissolució aquosa de la sal:



2) Hidròlisi dels ions:

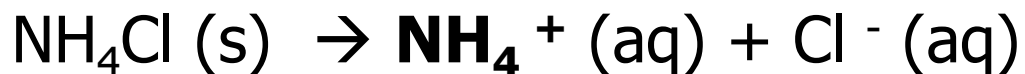
L'anió etanoat prové d'un àcid feble, és una **base conjugada forta**:



L'ió Na^+ no reacciona amb l'aigua (prové d'una base forta, és un àcid conjugat feble)

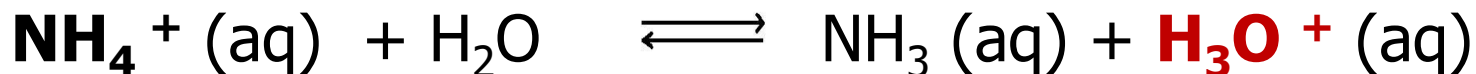
Justificació del pH d'una dissolució de NH_4Cl (sal àcida)

1) Dissolució aquosa de la sal:

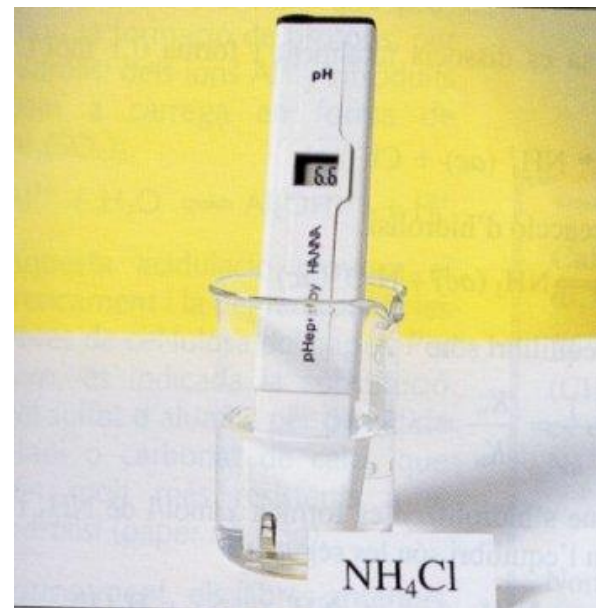


2) Hidròlisi dels ions:

L'ió amoni prové d'una base feble, és un **àcid conjugat fort**:



L'ió Cl^- no reacciona amb l'aigua perquè prové d'un àcid fort i és una base conjugada feble.



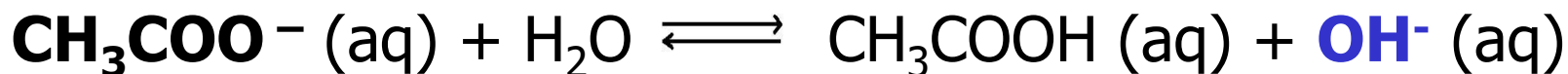
Justificació del pH d'una dissolució d'etanoat d'amoni ($\text{NH}_4 \text{CH}_3\text{COO}$)

1) Dissolució de la sal:



2) Hidròlisi dels ions:

Els dos ions reaccionen amb l'aigua (són conjugats forts)



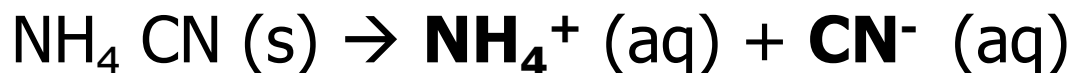
$$K_a (\text{catió de la base feble}) = K_a (\text{NH}_4^+) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b (\text{anió de l'àcid feble}) = K_b (\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = K_b \Rightarrow \text{pH neutre}$$

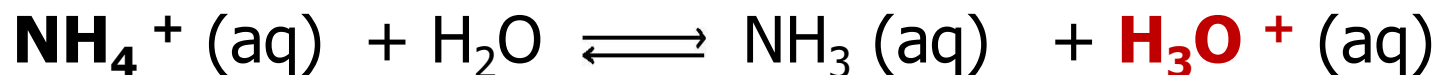
Justificació del pH d'una dissolució de cianur d'amoni (NH_4CN)

1) Dissolució de la sal:



2) Hidròlisi dels ions:

Els dos ions reaccionen amb l'aigua (són conjugats forts)



$$K_a \text{ (catió de la base feble)} = K_a (\text{NH}_4^+) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b \text{ (anió de l'àcid feble)} = K_b (\text{CN}^-) = 2,04 \cdot 10^{-4}$$

$$K_b > K_a \Rightarrow \text{pH bàsic}$$

Recordau que per un **parell àcid-base conjugats**
K_a i **K_b** estan relacionats mitjançant l'expressió

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$

Exemple:

$$K_a (\text{NH}_4^+) \cdot K_b (\text{NH}_3) = 10^{-14}$$

$$K_a (\text{NH}_4^+) = \frac{10^{-14}}{K_b (\text{NH}_3)} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$



Què és una dissolució tampó?



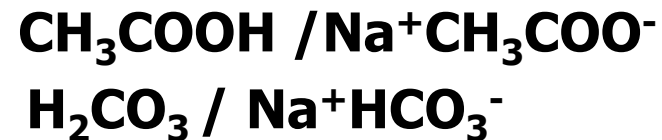
Les dissolucions que fan possible que **el pH es mantingui constant**, tot i afegir-hi petites quantitats d'àcid o de base, s'anomenen **dissolucions reguladores** del pH, dissolucions **tampó**, dissolucions **amortidores** o **buffer**.

De què estan fetes les dissolucions tampó?

Estan formades per **mescles de dissolucions** de **concentracions similars** de:

- Un **àcid feble** i la seva **sal de base forta**

Exemples:



- Una **base feble** i la seva **sal d'àcid fort**

Exemple: $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+ \text{Cl}^-$



Exemples de dissolucions tampó



Una gran quantitat de **processos químics i bioquímics** ocorren a un **pH concret i pràcticament constant**, que no varia encara que s'incorporin noves substàncies al procés. Aquest comportament s'aconsegueix amb un sistema regulador de pH o sistema tampó.

Un exemple de **dissolució tampó** és la **sang**.

El seu **pH** s'ha de mantenir entre 7,35 i 7,45. Això s'aconsegueix perquè la sang conté sistemes amortidors com el **$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$** , el **$\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$** i l'hemoglobina.

Exemples de dissolucions tampó

Un altre exemple de *buffer* són l'aigua amb gas i la resta de **begudes carbòniques**.

El gas és **diòxid de carboni**, que dissolt en aigua forma **àcid carbònic**:



Aquest és un **àcid feble dipròtic**:



Per tant en dissolució tenim una barreja de **H_2CO_3 / HCO_3^- / CO_3^{2-}** que actua com a reguladora del pH.



Exemples de dissolucions tampó

Dissolucions reguladores en els oceans

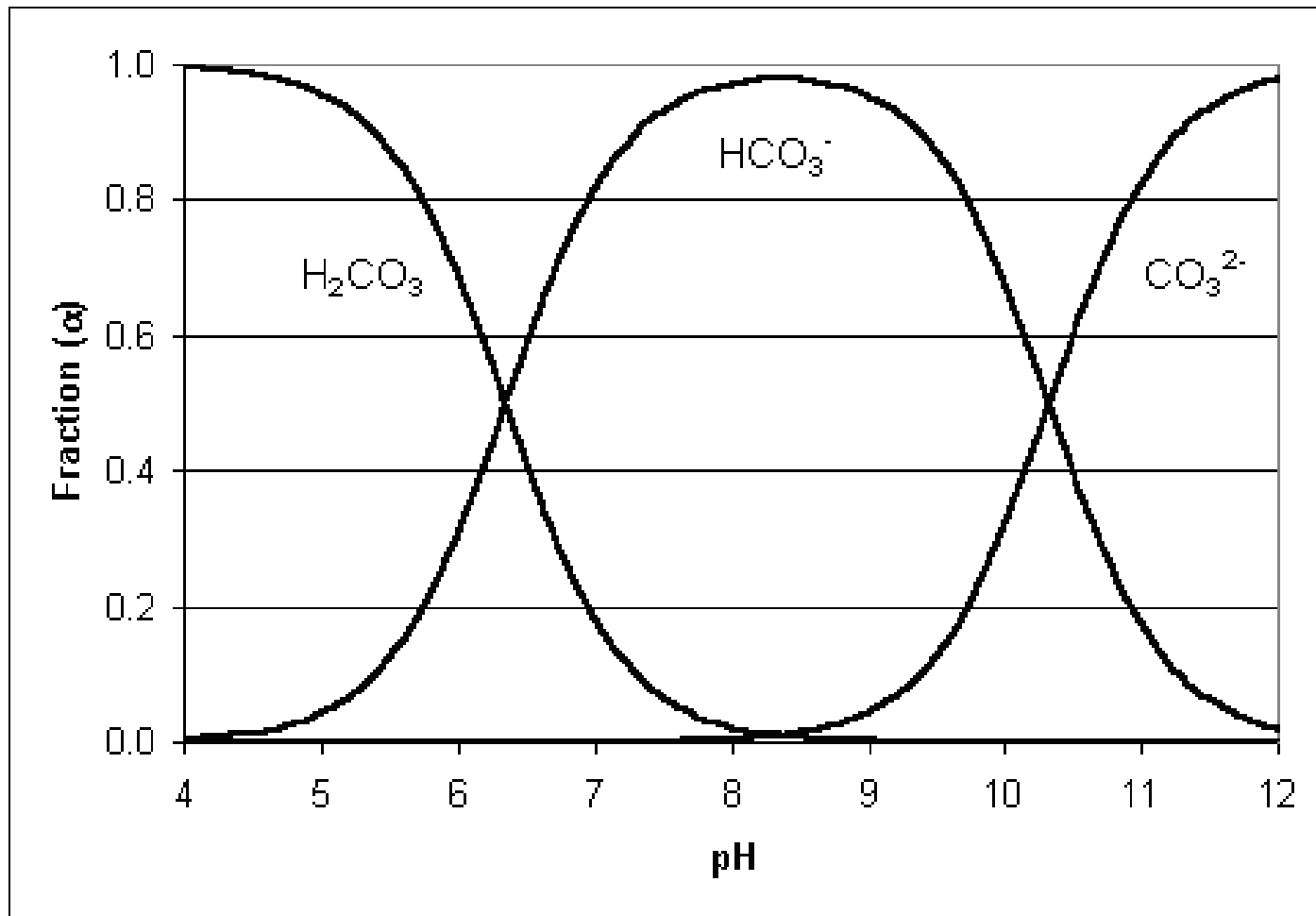
L'aigua marina conté una barreja reguladora de pH formada pel sistema H_2CO_3 / HCO_3^- / CO_3^{2-}

L'aigua de mar acostuma a tenir un **pH lleugerament bàsic (8- 8,3)** i a aquest pH les formes predominants són HCO_3^- / CO_3^{2-} la qual cosa afavoreix el desenvolupament d'organismes com els coralls o els moluscs que necessiten el **carbonat de calci (CaCO_3)** per formar el seu exo-esquelet o conquilla.



Exemples de dissolucions tampó

Dissolucions reguladores en els oceans

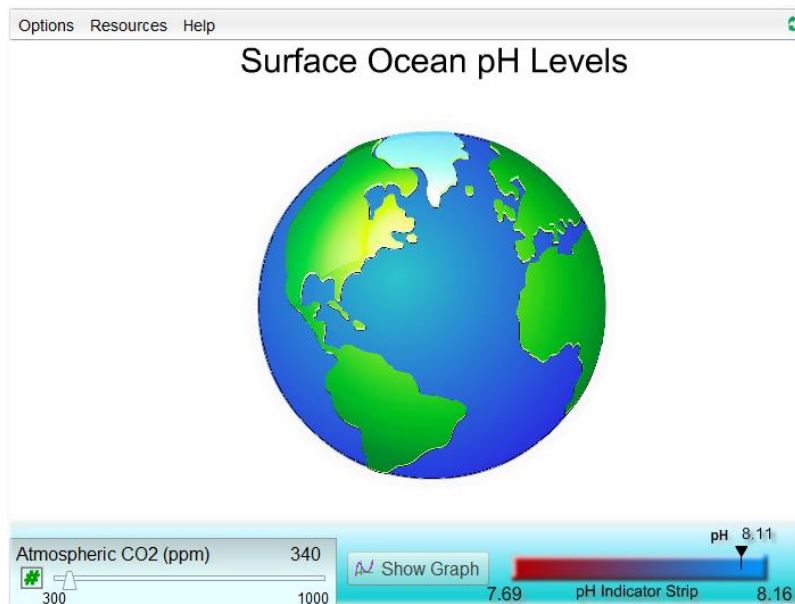


A pH bàsic les formes predominants són HCO_3^- / CO_3^{2-}

Exemples de dissolucions tampó

Dissolucions reguladores en els oceans

Es preveu que si augmenten les **emissions de CO₂** a l'atmosfera, quan aquest gas sigui absorbit pel mar farà **disminuir el pH** de l'aigua, es reduirà la concentració de CO₃²⁻ i això podria afectar moltes espècies marines que depenen del carbonat.



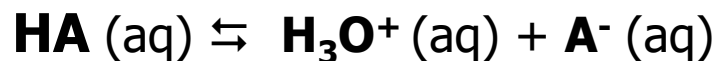
<http://www.explainingclimatechange.ca/Climate%20Change/swf/pHvsCO2Applet/pHCO2grapher.swf>

Càlcul del pH d'una dissolució tampó

Equació d'Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[\text{àcid}]}{[\text{sal}]}$$

Aquesta equació s'obté a partir de l'expressió de la K_a i considerant que les concentracions de l'**àcid feble (HA)** i de la seva **sal (A⁻)** en l'equilibri coincideixen amb les inicials:



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

Càlcul del pH d'una dissolució tampó

Equació d'Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{sal}]}$$

En el cas d'una dissolució reguladora formada per una **base feble (B)** i una **sal del seu àcid conjugat (BH⁺)**.

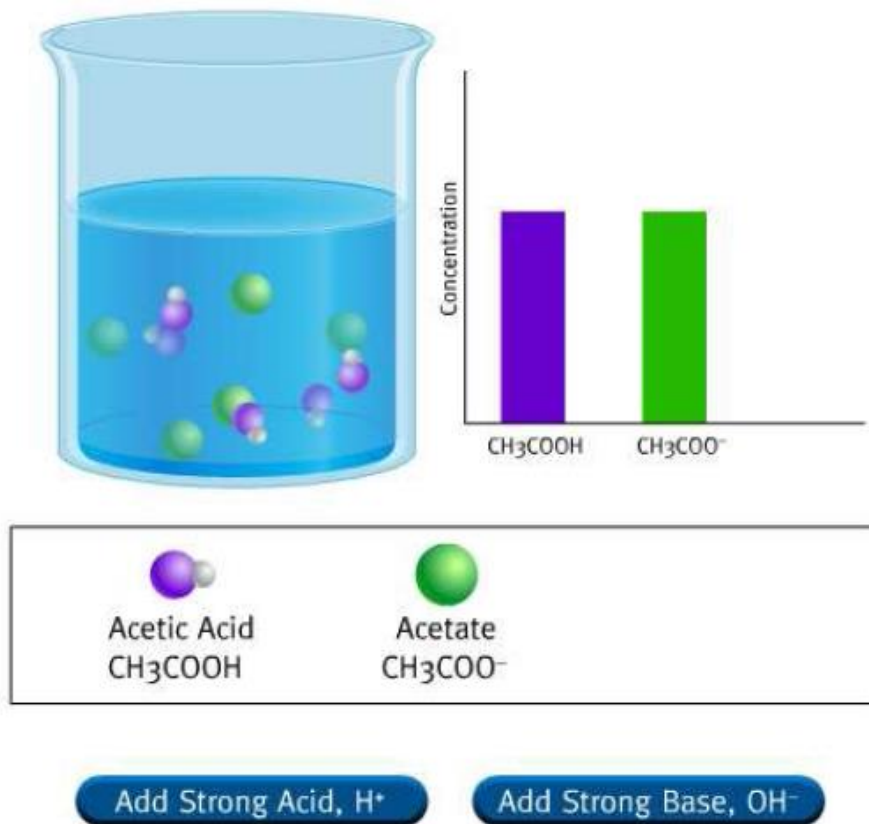
Exemple:

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \text{pK}_b = -\log K_b = 4,74$$

$$[\text{base}] = [\text{NH}_3]$$

$$[\text{sal}] = [\text{NH}_4^+]$$

Control del pH en el sistema tampó àcid acètic / ió acetat



<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/buffer12.swf>

Control del pH en el sistema tampó àcid acètic / ió acetat**Addició d'un àcid fort**

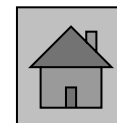
Si afegim una petita quantitat d'àcid fort, **augmenta la concentració d'ions hidrogen** (H^+) i l'equilibri es desplaça cap a l'esquerra per compensar la pertorbació (**Principi de Le Chatelier**) mantenint **constant el pH**.



Control del pH en el sistema tampó àcid acètic / ió acetat

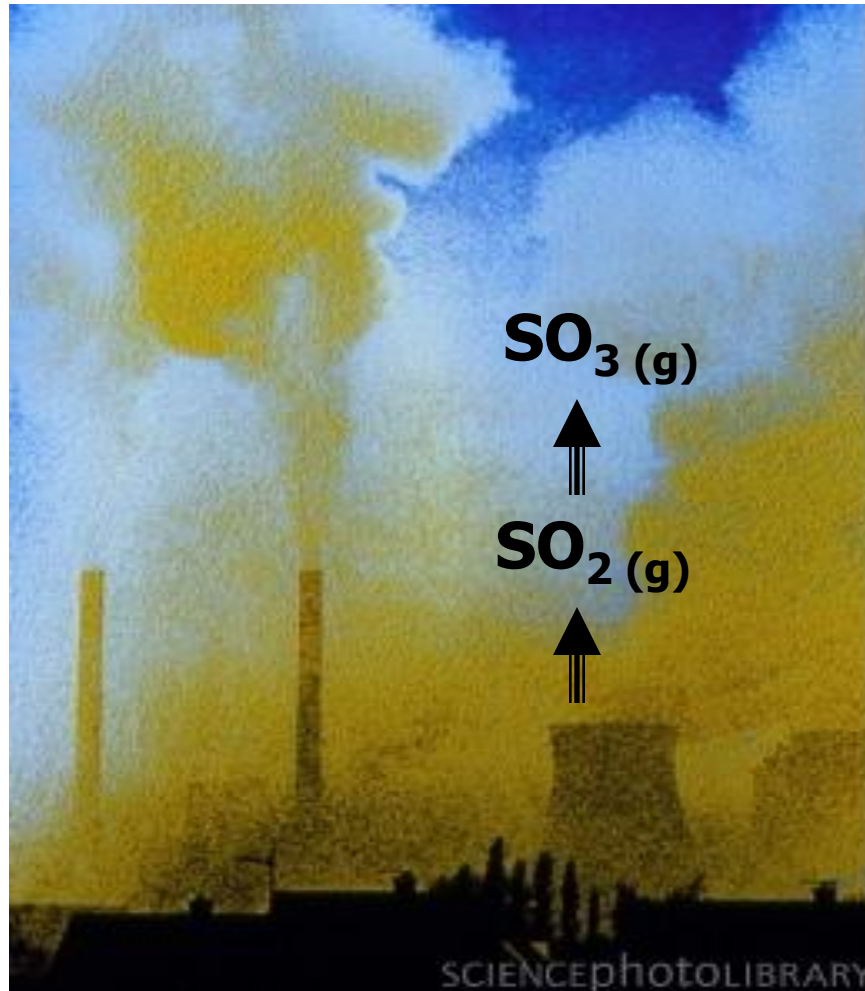
Addició d'una base forta

Si afegim una petita quantitat de base forta, els **ions hidròxid (OH⁻)** reaccionen amb els ions hidrogen (H⁺) per formar aigua. Com això provoca la **disminució de la concentració d'ions hidrogen (H⁺)** i l'equilibri es desplaça cap a la dreta per compensar la pertorbació (**Principi de Le Chatelier**) mantenint **constant el pH**.

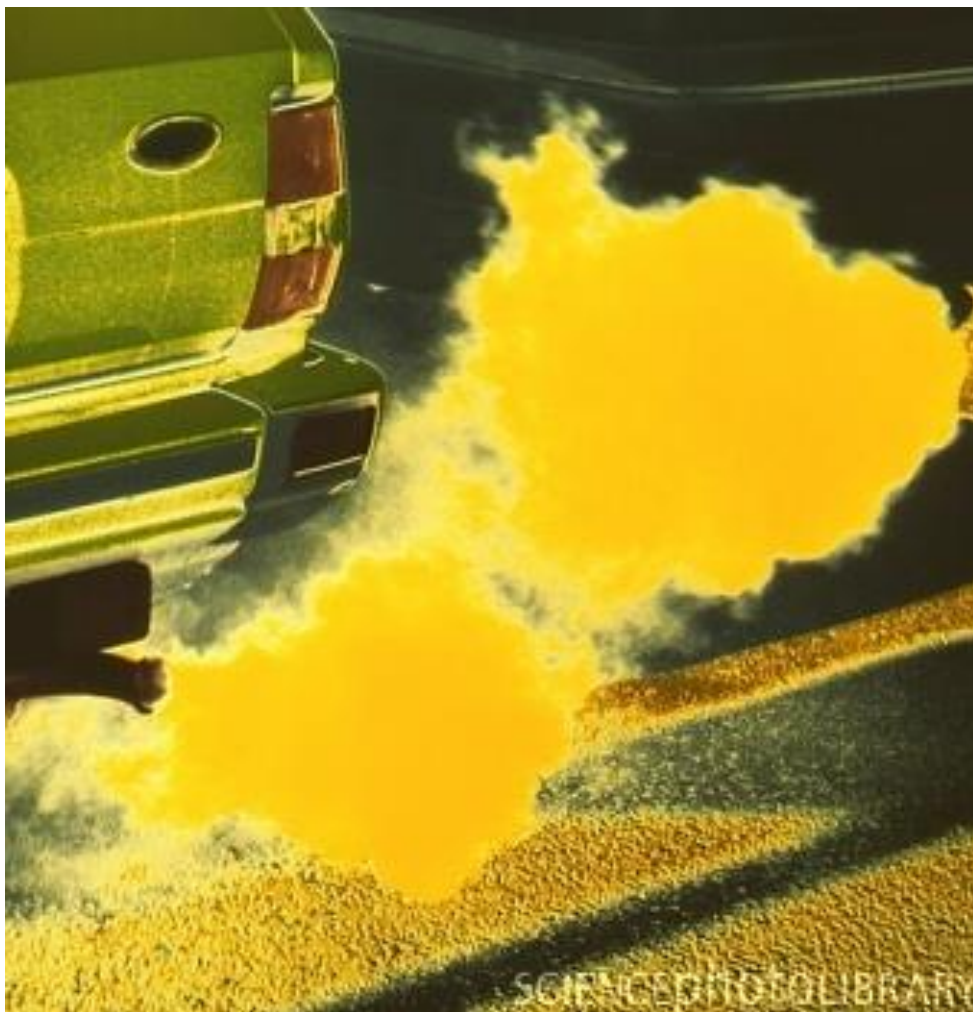


L'origen del problema

- Les **centrals tèrmiques** cremen **carbó** que conté un alt percentatge d'**impureses de sofre**.
- Les xemeneies d'aquestes centrals emeten grans quantitats de **SO_2** i **SO_3**



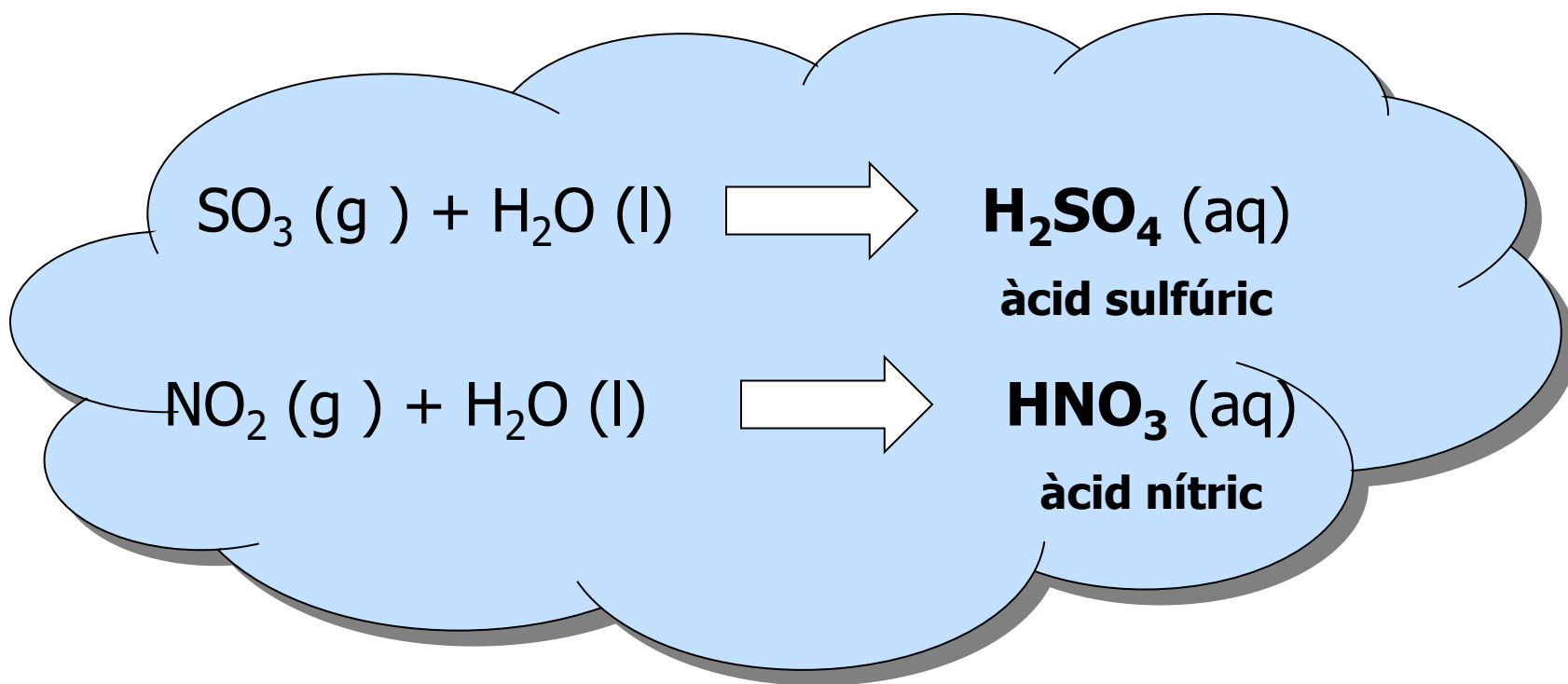
L'origen del problema



Els **automòbils** alliberen, entre d'altres contaminants, òxids de nitrogen gasosos com el **NO** i el **NO₂**

Formació de la pluja àcida

Quan els contaminants arriben als núvols, reaccionen amb l'aigua formant **àcids forts** com el sulfúric i el nítric.



Efectes mediambientals

La pluja àcida provoca danys sobre els ecosistemes aquàtics (acidificació de llacs), la vegetació (danys a les fulles), el sòl (pèrdua de nutrients) i també afecta als monuments i construccions fetes de pedra calcària.





Buscar

E

Coal Combustion and Acid Rain (Britannica.com)

BritannicaOnline

105 vídeos

Suscribirse

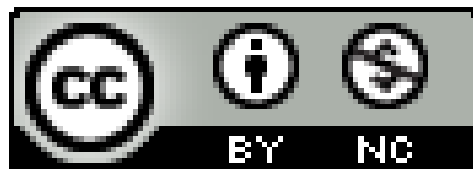


<http://www.youtube.com/watch?v=RP-sU8i2edo>





José Ángel Hernández Santadaría
jherna24@xtec.cat



"Reaccions àcid-base" de [José Ángel Hernández Santadaría](#) està subjecta a una llicència de [Reconeixement-NoComercial 3.0 No adaptada de Creative Commons](#)