

àcids i bases

ÀCIDS

Feia enrogir el tornasol
Neutralitzava les bases
Reaccionava amb els carbonats,
desprenent CO_2
Tenia gust picant

BASES

Blavejava el tornasol
Neutralitzava els àcids
Tenia gust de lleixiu
Tenia tacte sabonós

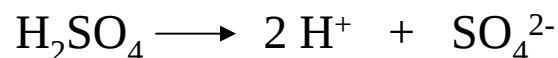


NEUTRALITZACIÓ

TEORIA D'ARRHENIUS

La teoria de la dissociació iònica segons la qual les substàncies com **electròlits**, en dissoldre's en aigua, es dissocien en dues o més parts, anomenades **ions**.

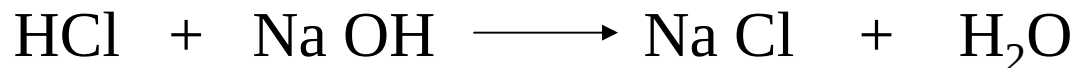
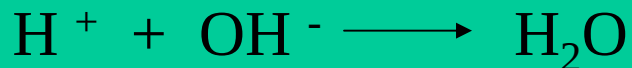
ÀCID



BASE



NEUTRALITZACIÓ

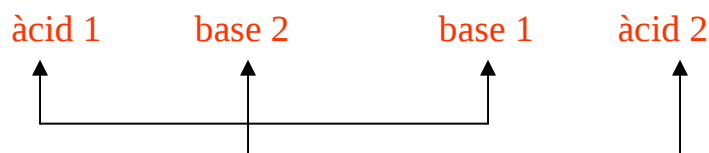


Teoria de Brønsted i Lowry

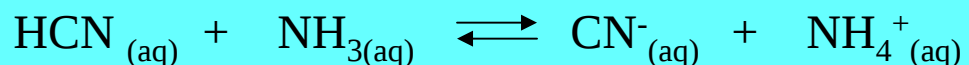
Les reaccions de **neutralització** entre àcids i bases són reaccions de **transferència de protons**.

ÀCID És la substància que cedeix ions H^+ (a una base)

BASE És la substància que capta ions H^+ (d'un àcid)



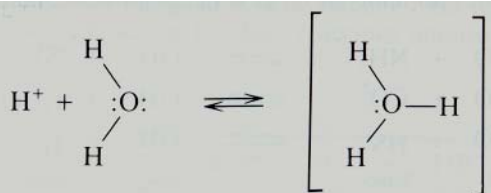
Parell àcid-base conjugats



Teoria de Lewis

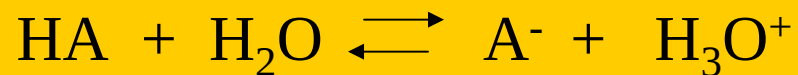
Àcid és una substància capaç **d'acceptar** la compartició d'un parell d'electrons (que aporta la base)

Base és una substància capaç **de cedir** en compartició, amb un àcid, un parell d'electrons.



Força d'àcids i bases

La força d'un àcid ve donada per la seva tendència a cedir un protó a una base. La força d'una base depèn de la seva capacitat per acceptar un protó d'un àcid.



$$k_a = [\text{H}_2\text{O}]k_c = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Com més gran sigui K_a major serà la força dels àcids.

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

Àcids forts : aquells que estan completament dissociats en dissolució diluïda.

Àcids dèbils: aquells que no es dissocien completament en dissolució diluïda



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

També es pot definir la constant de basicitat.

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



L'efecte anivellador de l'aigua

Alguns àcids (HClO_4 , HCl ,...), en dissolució, estan totalment dissociats. Són àcids **FORTS**.



L'àcid més fort que podem trobar en dissolució aquosa és l'ió oxoni, l'àcid conjugat de l'aigua. Això fa que, en dissolució aquosa, no es pugui mesurar la força dels àcids més forts que l'ió **oxoni**. La mateixa situació es presenta en el cas de les bases més fortes que l'ió **hidròxid**.

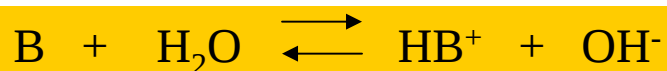
Nom de l'àcid	Àcid	K_a	Base conjugada	K_b
Percloric	HClO_4	Molt elevada	ClO_4^-	Molt baixa
Iodhídric	HI	Molt elevada	I^-	Molt baixa
Bromhídric	HBr	Molt elevada	Br^-	Molt baixa
Clorhídric	HCl	Molt elevada	Cl^-	Molt baixa
Sulfúric	H_2SO_4	Molt elevada	HSO_4^-	Molt baixa
Nítric	HNO_3	Molt elevada	NO_3^-	Molt baixa
Hidròni	H_3O^+	55,4	H_2O	$1,85 \times 10^{-16}$
Sulfurós	H_2SO_3	$1,7 \times 10^{-2}$	HSO_3^-	$5,9 \times 10^{-13}$
Iòdic	HIO_3	$1,9 \times 10^{-1}$	IO_3^-	$5,26 \times 10^{-14}$
Hidrogenosulfat	HSO_4^-	$1,2 \times 10^{-2}$	SO_4^{2-}	$8,3 \times 10^{-13}$
Fosfòric	H_3PO_4	$7,5 \times 10^{-3}$	H_2PO_4^-	$1,3 \times 10^{-12}$
Fluorhídric	HF	$7,0 \times 10^{-4}$	F^-	$1,4 \times 10^{-11}$
Nitrós	HNO_2	$4,5 \times 10^{-4}$	NO_2^-	$2,2 \times 10^{-11}$
Fòrmic	HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	HCOO^-	$5,6 \times 10^{-11}$
Benzoic	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,6 \times 10^{-5}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	$1,5 \times 10^{-10}$
Acètic	CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5,6 \times 10^{-10}$
Propanoic	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	$1,4 \times 10^{-5}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$	$7,1 \times 10^{-10}$
Carbònic	H_2CO_3	$4,2 \times 10^{-7}$	HCO_3^-	$2,4 \times 10^{-8}$
Sulfhídric	H_2S	$1,0 \times 10^{-7}$	HS^-	1×10^{-7}
Dihidrogenofosfat	H_2PO_4^-	$6,2 \times 10^{-8}$	HPO_4^{2-}	$1,6 \times 10^{-7}$
Hidrogenosulfat	HSO_3^-	$5,6 \times 10^{-8}$	SO_3^{2-}	$1,8 \times 10^{-7}$
Hipoclorós	HClO	$3,2 \times 10^{-8}$	ClO^-	$3,1 \times 10^{-7}$
Bòric	H_3BO_3	$5,3 \times 10^{-10}$	H_2BO_3^-	$1,7 \times 10^{-5}$
Amoni	NH_4^+	$5,6 \times 10^{-10}$	NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
Cianhídric	HCN	$4,0 \times 10^{-10}$	CN^-	$2,5 \times 10^{-5}$
Hidrogencarbonat	HCO_3^-	$4,8 \times 10^{-11}$	CO_3^{2-}	$2,1 \times 10^{-4}$
Hidrogenofosfat	HPO_4^{2-}	$1,7 \times 10^{-12}$	PO_4^{3-}	$5,9 \times 10^{-3}$
Hidrogenosulfur	HS^-	$1,0 \times 10^{-13}$	S^{2-}	1×10^{-1}

L'aigua exerceix un efecte **anivellador** sobre la força dels àcids i les bases. En dissolució aquosa tots els àcids forts tenen la mateixa acidesa, la de l'ió H_3O^+ .

ELS ÀCIDS FEBLES són aquells que no reaccionen totalment amb l'aigua.

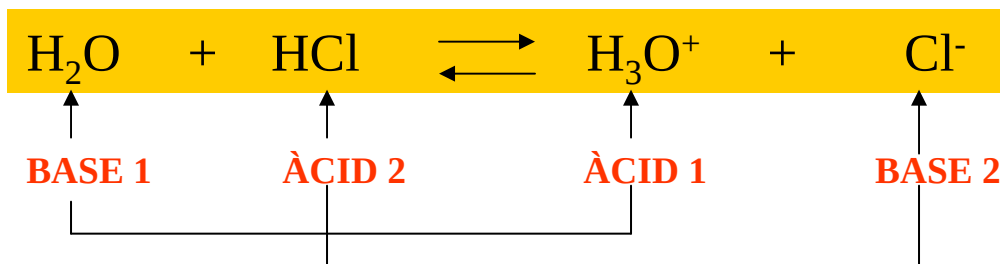
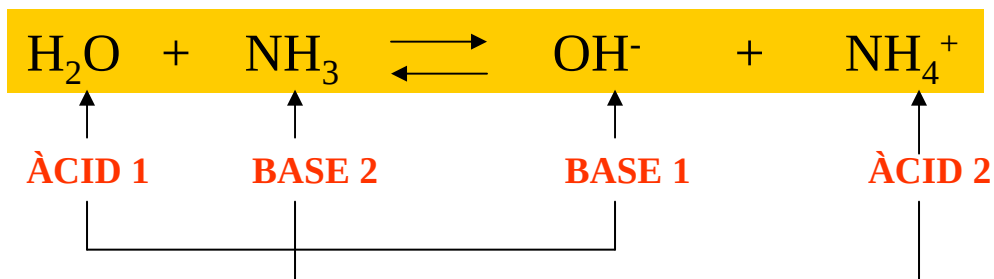


LES BASES FEBLES no reaccionen totalment amb l'aigua.



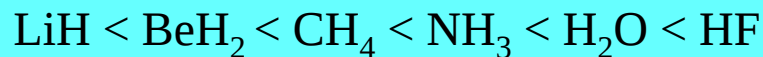
Substàncies amfòteres

És aquella, que segons les condicions, es pot comportar com un àcid o com una base.



La força dels àcids hidràcids

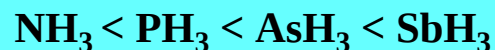
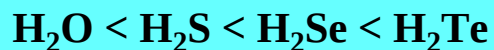
La facilitat amb què es pot separar un protó d'un àcid tipus H-A depèn de l'electronegativitat de l'àtom A.



Acidesa creixent →



Acidesa creixent →



Els oxoàcids H_nXO_m

Cl--O--H , l'àtom de clor augmenta l'electronegativitat efectiva de l'oxigen. En conseqüència, la molècula Cl-O-H pot cedir, fàcilment, un protó a una base.



— **Acidesa creixent** —→

Si comparem l'acidesa dels diferents oxoàcids d'un mateix element, l'acidesa creix a mesura que augmenta el nombre d'àtoms d'oxigen units a l'àtom central X.



———— **Acidesa creixent** —————→

Entre els oxoàcids d'un mateix element X, a mesura que augmenta el nombre d'oxidació de X, creix la força de l'àcid.



Si $m - n = 0$ → es tracta d'un àcid molt feble

Si $m - n = 1$ → l'àcid és feble

Si $m - n = 2 (3)$ → l'àcid és fort

La força de les bases

La força d'una base ve determinada per la seva capacitat d'acceptar un protó. Com més fort sigui l'àcid conjugat, més feble és la base.

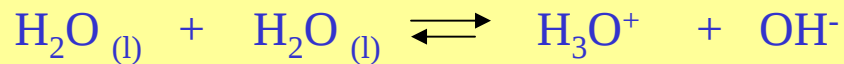


— **Basicitat creixent** —→

Un volum petit i una elevada càrrega afavoreixen la força bàsica de l'anió



La ionització de l'aigua



$$k_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} \longrightarrow k_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

K_w rep el nom de constant de dissociació de l'aigua

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \longrightarrow$ La dissolució és neutra

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \longrightarrow$ La dissolució és bàsica

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \longrightarrow$ La dissolució és àcida

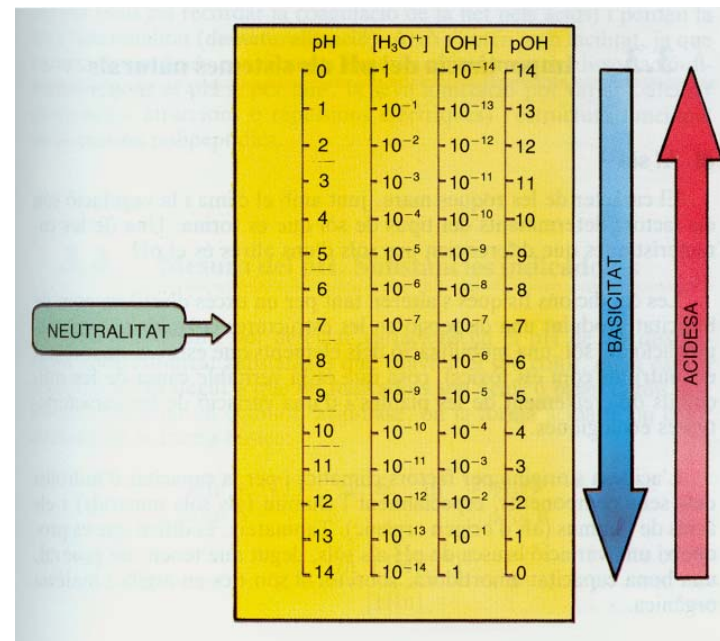
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$\text{pH} < 7 \rightarrow$ dissolució àcida

$\text{pH} = 7 \rightarrow$ dissolució neutra

$\text{pH} > 7 \rightarrow$ dissolució bàsica

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



INDICADORS ÀCID-BASE

És una substància que canvia de color segons el medi on es troba.

Es tracta d'un sistema àcid-base conjugada, tal que el color de l'àcid és diferent del de la base.

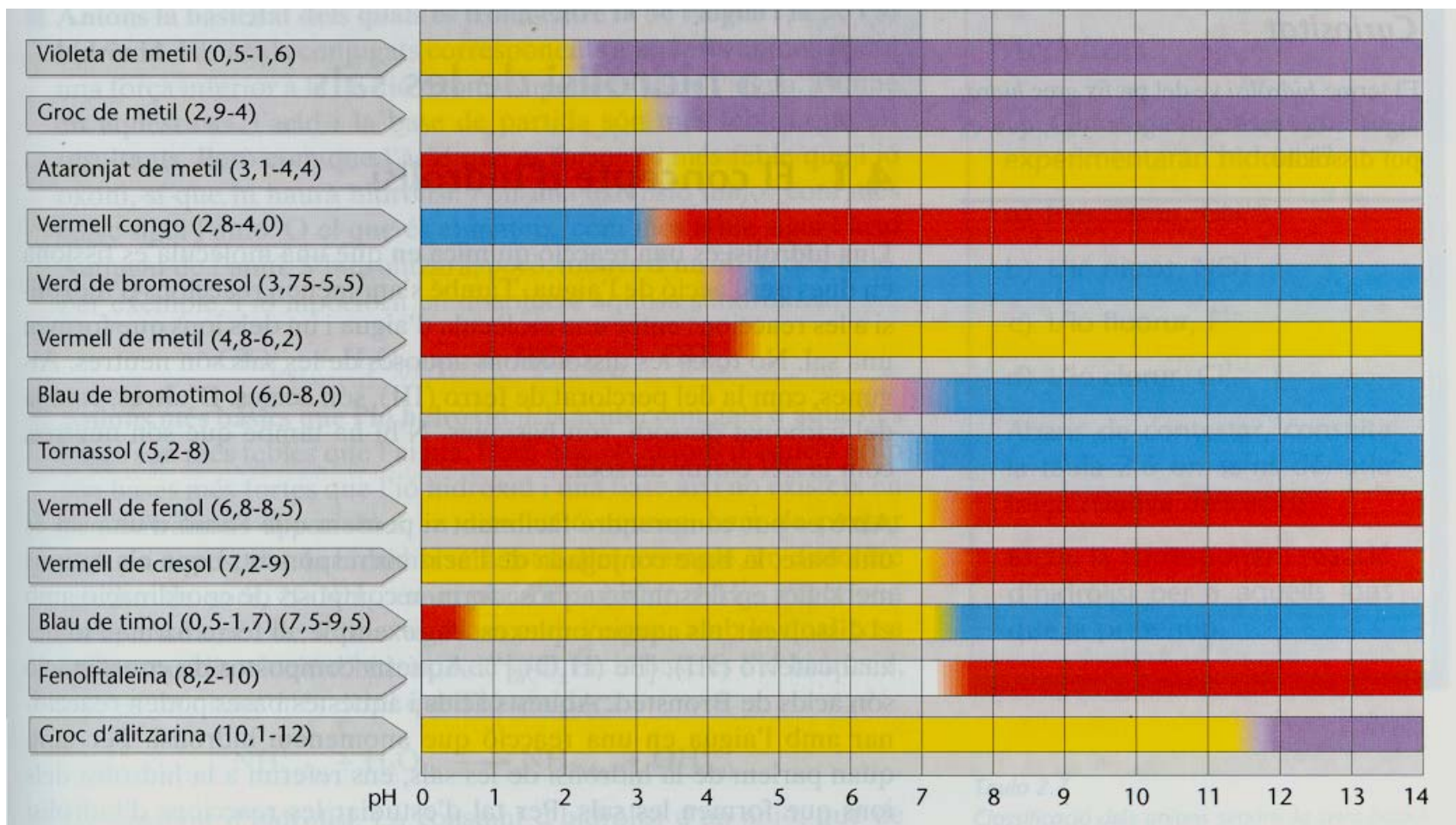


Vermell

groc

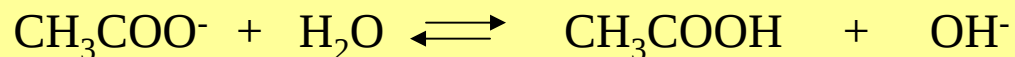
Si $\text{HIn} > \text{In}^{-}$ **VERMELL**

Si $\text{HIn} < \text{In}^{-}$ **GROC**



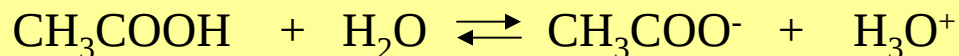
HIDRÒLISI

Significa destrucció per l'aigua i s'utilitza per designar reaccions en les quals els ions d'una sal reaccionen amb les molècules d'aigua per regenerar l'àcid o la base amb els quals estan emparentats.



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

K_h és la constant d'hidròlisi



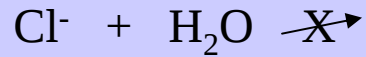
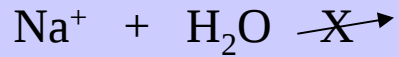
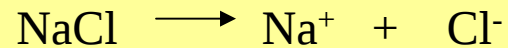
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_a \cdot K_h = K_w = \{\text{OH}^-\}\{\text{H}_3\text{O}^+\}$$

$$K_b \cdot K_h = K_w = \{\text{OH}^-\}\{\text{H}_3\text{O}^+\}$$

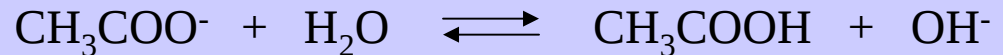
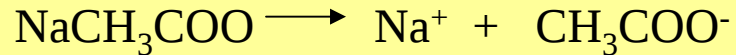


Sals d'àcid fort i base forta



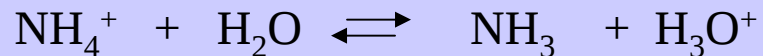
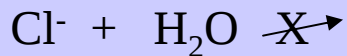
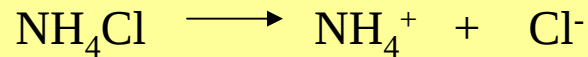
No experimenta hidròlisi .
Dissolució és **NEUTRA**

Sals d'àcid dèbil i base forta



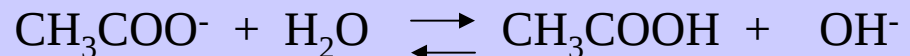
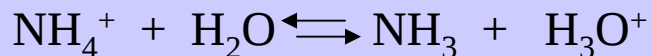
Dissolució **BÀSICA**

Sals d'àcid fort i base dèbil

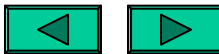


Dissolució **ÀCIDA**

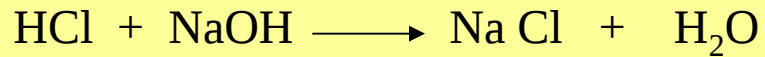
Sals d'àcid dèbil i base dèbil



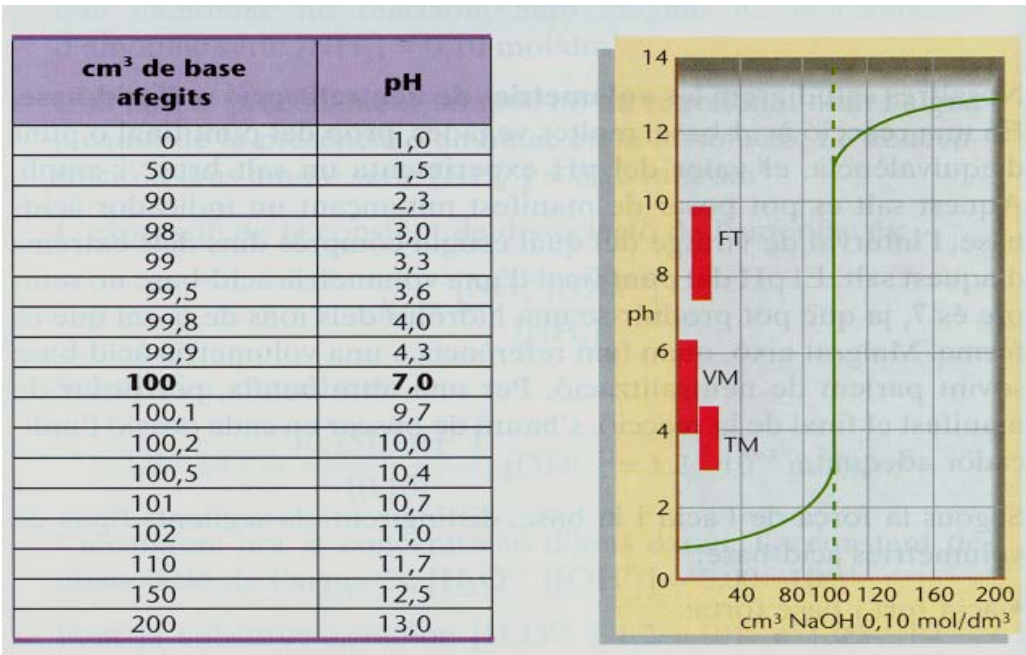
Depèn de les dues constants d'hydròlisi



Valoració d'un àcid **fort** amb una base **força**



La reacció és **total**

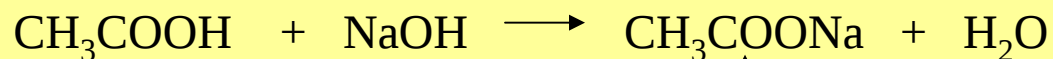


pH = {4.3a 9.7 } punt d'equivalència està enmig.

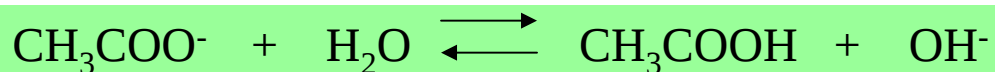
INDICADORS : ataronjat de metil
vermell de metil
fenolftaleïna



Valoració d'un àcid **feble** amb una base **forta**



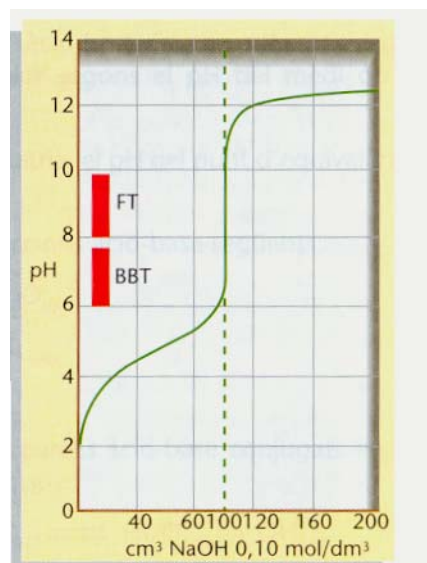
S'hidrolitza. La reacció no és total



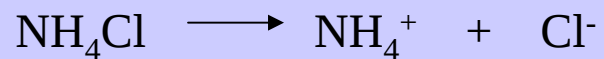
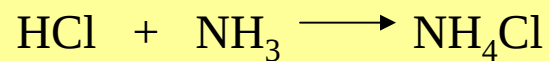
El punt d'equivalència
serà **BÀSIC**

pH = { 6 a 10 } **INDICADORS** : Blau de bromotimol. Fenolftaleïna.

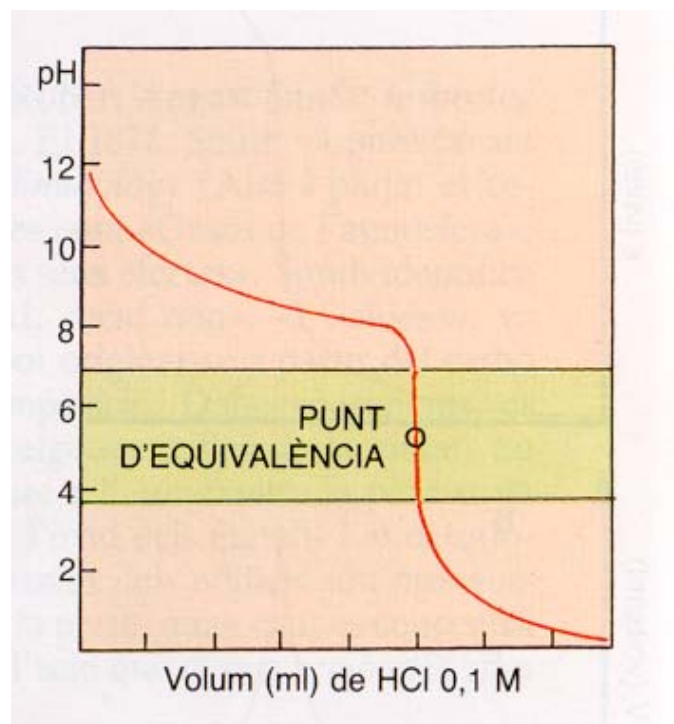
cm ³ de base afegits	pH
0	2,9
10	3,8
25	4,3
50	4,7
90	5,7
99	6,7
99,5	7,0
99,8	7,4
99,9	7,7
100	8,7
100,2	10,0
110	11,7
200	12,5



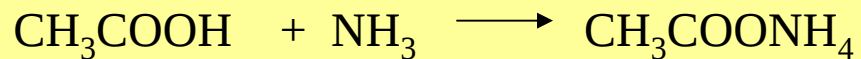
Valoració d'un àcid **fort** amb una base **feble**



Punt d'equivalència serà **ÀCID**



Valoració d'un àcid **feble** amb una base **feble**



No hi ha canvi brusc de pH .
Difícil detectar el punt final.

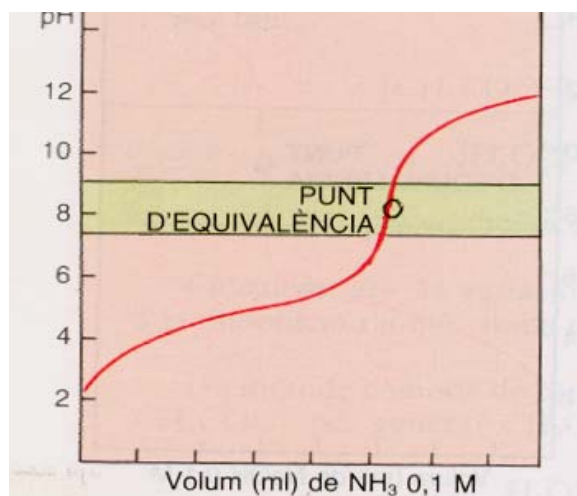


Fig. 7.21. Valoració d'àcid feble amb base feble. Difícil de seguir i de viratge molt estret.