

Tema 4

Reaccions àcid-base

Termoquímica

Desprén calor?
Quina quantitat?

Esponaneïtat

Per què es produeix?
En quina direcció?

Equilibri

Quan s'arriba?
Com es modifica?

Reaccions químiques

Tipus

Eq. de fases

Eq. àcid-base

Dissolucions

Eq. solubilitat

Cinètica

Quina velocitat té?
De què depén?

Mecanismes

Té diverses etapes?
Com l'accelerem?

Eq. redox

“Probablemente no haya otro tipo de equilibrio tan importante como el de ácidos y bases”

B. M. Mahan i R. J. Myers

Química. Curso Universitario (4ª ed.).



CONTINGUT

- 1.- Definicions d'àcids i bases.
- 2.- L'autoionització de l'aigua. Escala de pH.
- 3.- Força d'àcids i bases. Constants d'ionització.
- 4.- Indicadors.
- 5.- Tractament exacte dels equilibris d'ionització.
- 6.- Hidròlisi.
- 7.- Dissolucions amortidores.
- 8.- Corbes de valoració.

PROPIETATS DELS ÀCIDS I DE LES BASES

ÀCIDS

- Sabor agre, picant
- Són corrosius per a la pell.
- Les seves dissolucions aquoses condueixen el corrent elèctric.
- Reaccionen amb els carbonats desprenent diòxid de carboni.
- Reaccionen amb metalls (magnesi, zinc, etc.) alliberant hidrogen gas.
- Amb fenolftaleïna la coloració és incolora.
- Enrogeixen el paper indicador
- Es neutralitzen amb bases
- Exemples: Aspirina (àcid acetilsalicílic), vinagre (àcid acètic), llima (àcid cítric), sulfamat o suc gàstric (àcid clorhídric)

BASES

- Sabor amarg.
- Són corrosius per a la pell.
- Les seves dissolucions tenen un tacte sabonós.
- Les seves dissolucions aquoses condueixen el corrent elèctric.
- Amb fenolftaleïna la coloració és vermella.
- Tornen blau el paper indicador.
- Es neutralitzen amb àcids.
- Exemples: Llet de magnèsia (hidròxid de magnesi), amoníac, bicarbonat, sosa caústica (NaOH), lleixiu (NaClO)

1

DEFINICIONS D'ÀCIDS I BASES.

1.1.- Arrhenius (1883)

Àcid: Substància que, en dissolució aquosa, dóna H^+



Base: Substància que, en dissolució aquosa, dóna OH^-



Reacció de Neutralització: un àcid i una base contraresten els seus efectes.





1903

Tercer premi Nobel de Química

“En reconeixement als extraordinaris serveis que ha prestat al progrés de la química mitjançant la seva teoria electrolítica de la dissociació”.



[[http:// nobelprize.org /chemistry/laureates/1903/index.html](http://nobelprize.org/chemistry/laureates/1903/index.html)]

Svante August Arrhenius
(1859-1927)

LIMITACIONS DE LA T. D'ARRHENIUS

- Hi ha substàncies que no tenen àtoms d'hidrogen i que en dissolució aquosa manifesten propietats àcides (CO_2 , FeCl_3 , etc.).
- Altres substàncies (NH_3 , CO_3^{2-} , etc.) que no tenen grups OH^- manifesten propietats bàsiques en dissolució aquosa.
- Existeixen reaccions àcid base en dissolvents diferents a l'aigua, inclòs sense dissolvent:



- En dissolució aquosa no existeixen ions H^+ , estan combinats amb aigua formant els ions oxoni (H_3O^+)

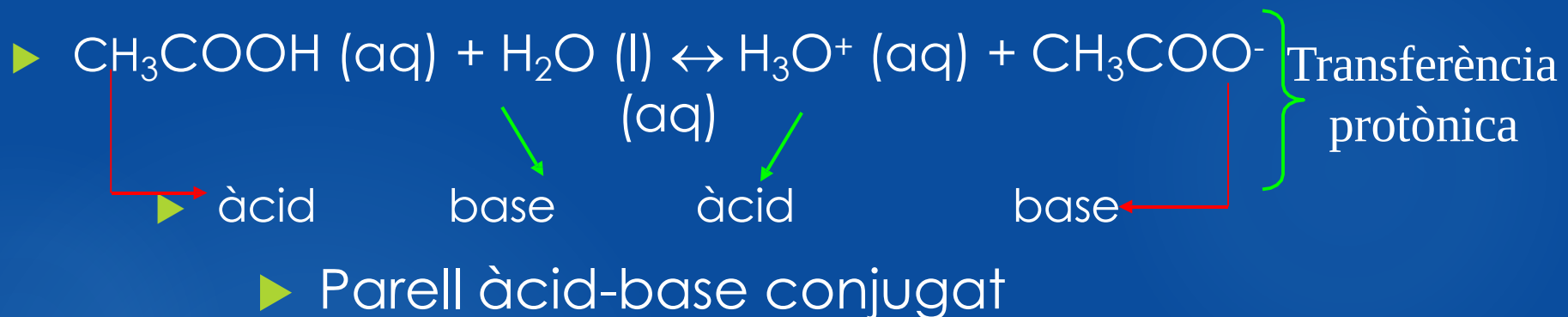


Es requereix una perspectiva més general

1.2.- Brønsted-Lowry (1923)

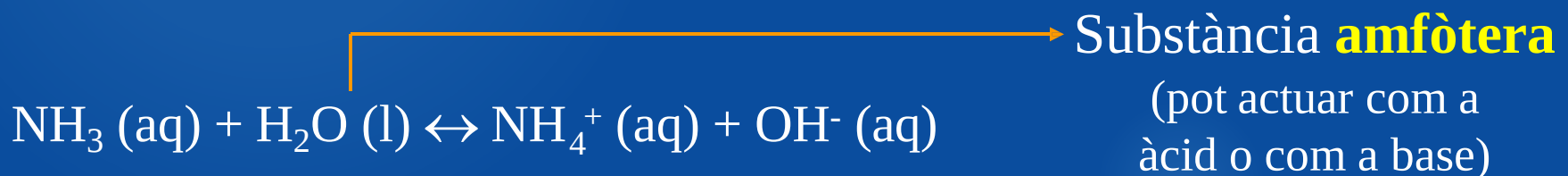
Àcid: Espècie que té tendència a cedir un H^+

Base: Espècie que té tendència a acceptar un H^+



Avantatges {

- * Ja no es limita a dissolucions aquoses
- * S'explica el comportament bàsic de, p.ex., NH_3

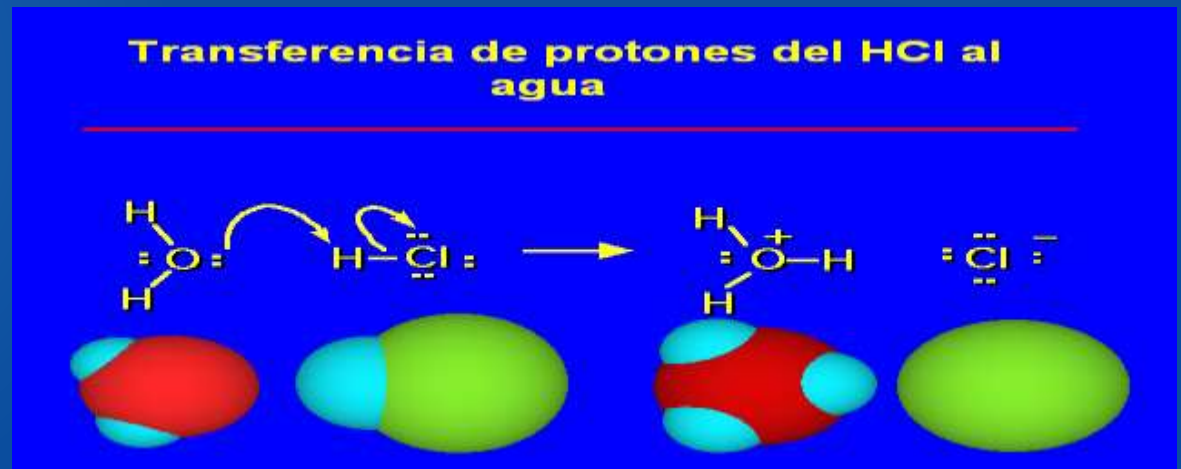


1.2.- Brønsted-Lowry (1923)

L'aigua es pot comportar com a base o com a àcid, és una substància **amfipròtica o amfòtera**.

Es formen **parelles àcid / base conjugats** (diferenciats només en un H^+): $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$, $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$, HCl/Cl^- , $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$

**Limitacions: No inclou substàncies que no tenen protons a la seva fórmula, però que són àcides: AlCl_3 i BF_3





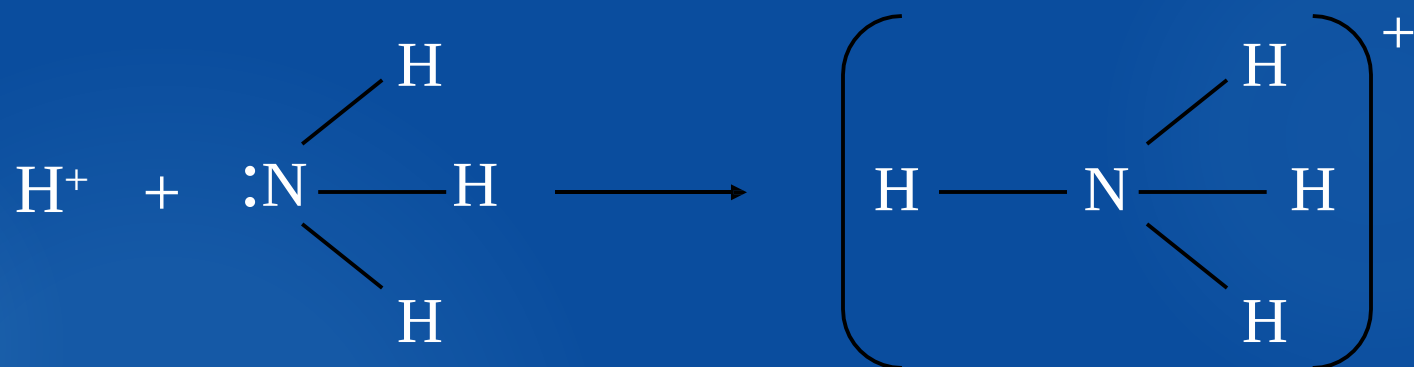
Johannes Nicolaus Brønsted
(1879-1947)



Thomas Martin Lowry
(1874-1936)

1.3.- Lewis (1923)

Per a que una substància accepti un H^+ ha de tenir un parell d'electrons no compartits.



Àcid: Espècie que pot acceptar parells d'electrons

Base: Espècie que pot cedir parells d'electrons

El H^+ és àcid de Lewis, però no és l'únic.
La base pot cedir parells d'electrons a altres espècies

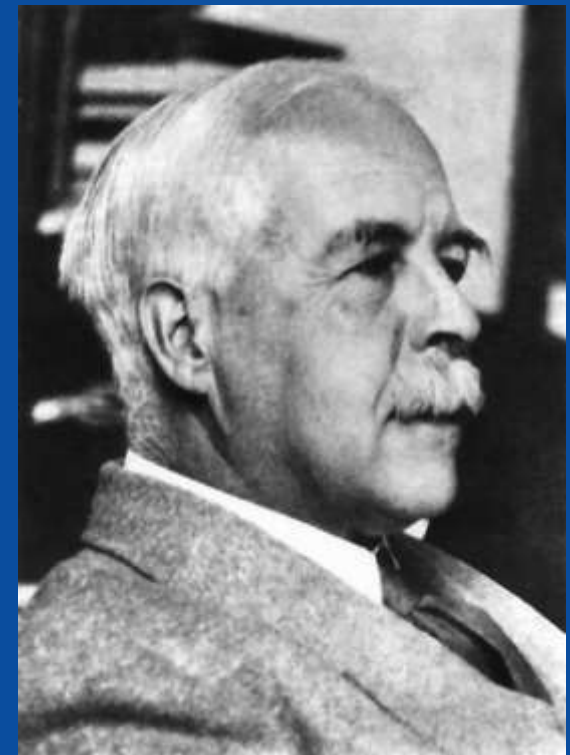
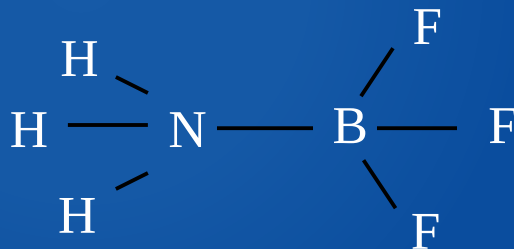


Definició més general



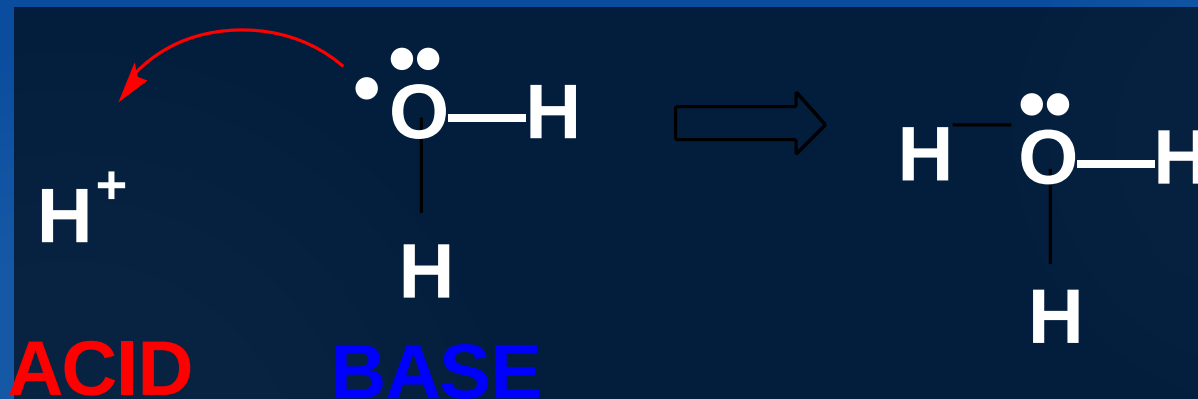
base

àcid



Gilbert Newton Lewis
(1875-1946)

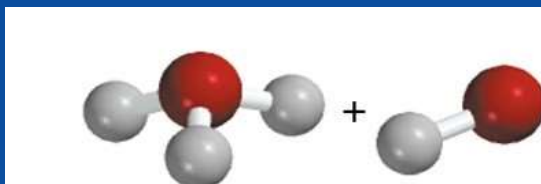
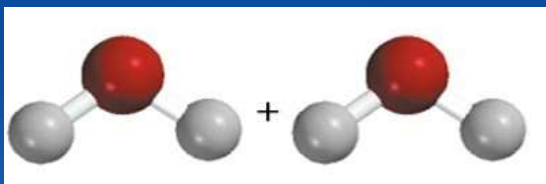
La formació de l'ió **oxoni** és també un bon exemple.



- El parell d'electrons del nou enllaç O-H prové de la base de Lewis.

AUTOIONITZACIÓ DE L'AIGUA

- L'experiència demostra que l'aigua té una petita conductivitat elèctrica que ens indica que està parcialment dissociada en ions.



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

- La constant K_w s'anomena producte iònic de l'aigua o constant d'autoprotólisi i val 10^{-14} a 25 °C.
- Segons aquesta relació si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmenta, la $[\text{OH}^-]$ ha de disminuir per a que el producte de les dos es mantingui constant.

2

L'AUTOIONITZACIÓ DE L'AIGUA. ESCALA DE pH.

Equilibri d'autoionització de l'aigua



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

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

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

Producte iònic de l'aigua
A 25°C, $K_w = 10^{-14}$

[Aplicant logaritmes i canviant el signe]

$$-\log 10^{-14} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

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

Aigua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$
 $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$

DISSOLUCIÓ
NEUTRA

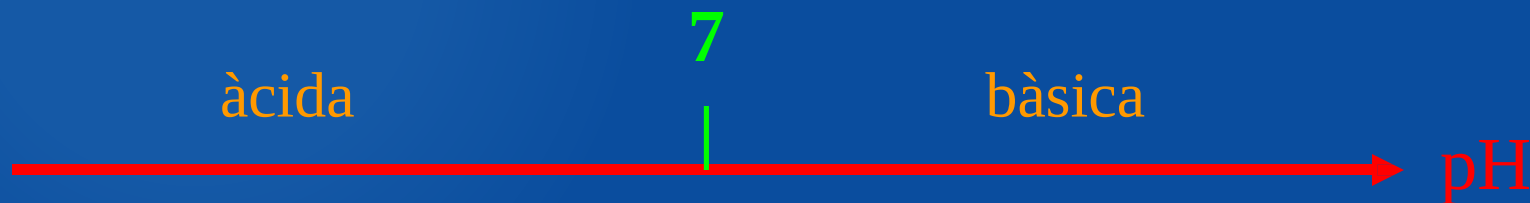
$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} = 7$

DISSOLUCIÓ
ÀCIDA

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} < 7$

DISSOLUCIÓ
BÀSICA

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} > 7$

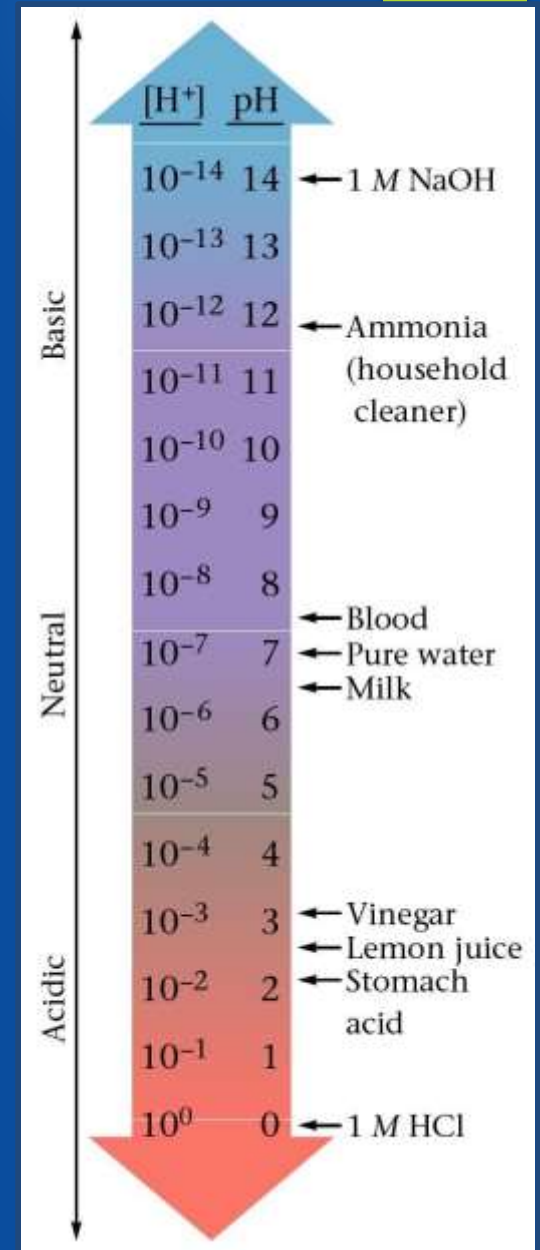


L'escala de **pH** és una manera d'expressar la força dels àcids i les bases.

Per sota de 7 = àcid

7 = neutre

Per sota de 7 = base



Resoleu!

Trobeu el pH de les següents dissolucions:

1) Àcid clorhídric 0.15 M

2) Àcid nítric 3.00×10^{-7} M

Resoleu!

1) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ $\text{pH} = -\log 0.15$
 $\text{pH} = -(-0.82)$ $\text{pH} = 0.82$

2) $\text{pH} = -\log 3 \times 10^{-7}$ $\text{pH} = -(-6.52)$
 $\text{pH} = 6.52$

Càlcul de concentracions a partir del pH

Si el pH de la Coca-cola és 3.12,

$[H^+] = ???$

com $pH = -\log [H^+]$, llavors

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

Aplicant antilog (10^x) als dos costats de l'equació

$$10^{-pH} = [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-3.12} = 7.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

