

TIPUS DE REACCIONS QUÍMIQUES



Classificació de les reaccions segons:

-***El sentit de la reacció:*** reaccions reversibles i irreversibles. Equilibri químic.

-***L'intercanvi d'àtoms:*** reaccions de síntesi, descomposició i substitució o desplaçament.

-***L'intercanvi d'energia:*** reaccions endotèrmiques i exotèrmiques.

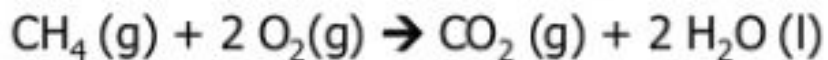
-**L'intercanvi de partícules subatòmiques:**

- Reaccions àcid-base. Mesura de ph.
- Reaccions de neutralització. Valoració àcid-base.
- Reaccions redox.
- Reaccions de precipitació.

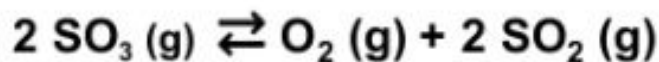
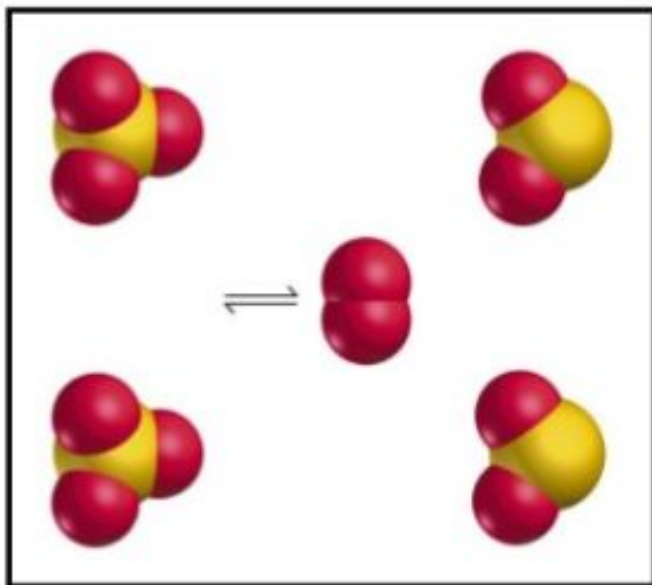
Reaccions irreversibles



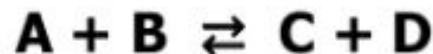
Una reacció és **irreversible** si es produeix en un únic sentit i té lloc fins que s'exhaureix un dels reactius (reactiu limitant).



Reaccions reversibles



Són aquelles en què la reacció es produeix **en els dos sentits simultàniament**. El reactius formen productes (**reacció directa**) i els productes també poden reaccionar entre si i formar reactius (**reacció inversa**).



Al final del procés al recipient tenim una **mescla de productes i reactius**.

[què és l'equilibri químic?](#)

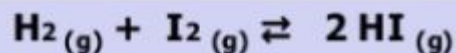
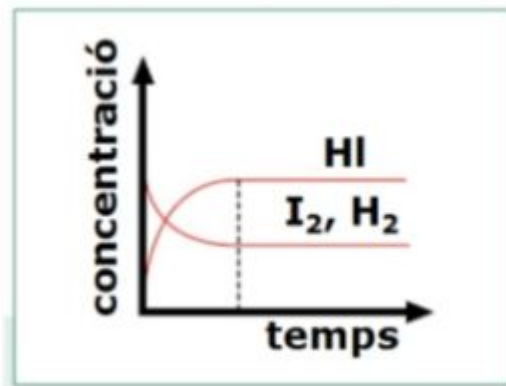
[simulació : equilibri químic](#)

Característiques de l'equilibri químic

En un recipient tancat (si les substàncies reaccionants són gasos) o en dissolució, després d'un temps les reaccions reversibles arriben a una **situació d'equilibri** en què:

Tenim una **barreja de productes i reactius** en el recipient.

La **velocitat de la reacció directa** ($R \rightarrow P$) és **igual a la de la reacció inversa** ($R \leftarrow P$): la **reacció no s'atura**, sino que part dels productes es transformen continuament en reactius i part dels reactius es converteixen en productes (**equilibri dinàmic**).



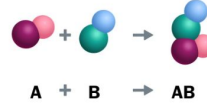
Una vegada assolit l'**equilibri químic** les **concentracions** de totes les substàncies es mantenen **constants**, no varien amb el temps.

Reaccions químiques

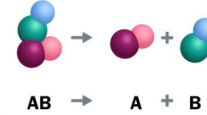
intercanvien

Àtoms

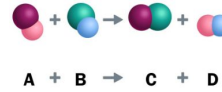
Síntesi



Descomposició



Substitució

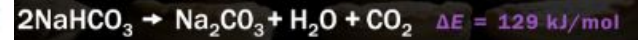


substitució simple: $Zn + CuCl_2 \rightarrow Cu + ZnCl_2$

substitució doble: $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

Energia

Endotèrmiques



Exotèrmiques



Partícules subatòmiques

Acidobàsiques

Redox

Reaccions de precipitació

Reaccions àcid-base

[proprietats dels àcids i les bases](#)

proprietats dels àcids



- Gust agre
- Corrosius
- Dissolucions amb poder dissolvent
- Canvien el color de colorants naturals
- Perden les seves propietats en reaccionar amb una base (neutralització)

proprietats de les bases



- Gust amarg
- Corrosives
- Dissolucions amb poder desengreixador
- Canvien el color de colorants naturals a un color diferent als àcids
- Perden les seves propietats en reaccionar amb un àcid (neutralització)

Teories àcid-base:

Teoria d'Arrhenius



Svante August Arrhenius

(1859–1927)  

La primera teoria sobre la naturalesa dels àcids i les bases la va fer el químic suec S.A. **Arrhenius** al 1884.

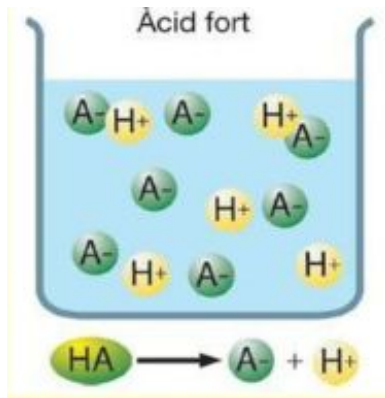
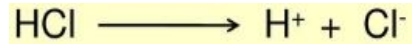
Un **àcid** és una substància que en dissolució aquosa es dissocia alliberant ions H^+ .

Una **base** és una substància que en dissolució aquosa es dissocia alliberant ions OH^- .

Un **àcid fort** en dissolució aquosa es dissocia totalment.

Exemple: àcid clorhídric (HCl)

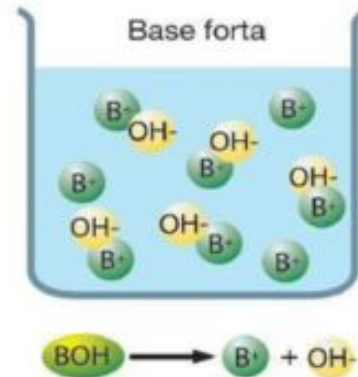
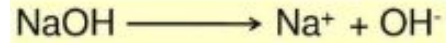
Teoria d'Arrhenius:



Una **base forta** en dissolució aquosa es dissocia totalment.

Exemple: hidròxid de sodi (Na OH)

Teoria d'Arrhenius:



Els àcids i les bases són **electròlits**, és a dir, en **dissolució aquosa** se separen en **ions** que **conduïxen el corrent elèctric**.

Si augmenta la **concentració d'ions**, augmenta la **conductivitat elèctrica** de la dissolució.



H_2SO_4
concentrat

Àcids forts i bases fortes

Acids

HCl
HBr
HI
 HClO_4
 HNO_3
 H_2SO_4^a

Bases

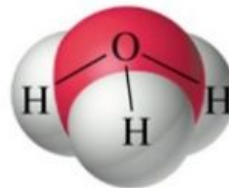
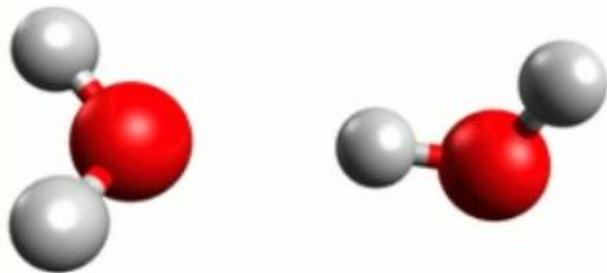
LiOH
NaOH
KOH
RbOH
CsOH
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{Sr}(\text{OH})_2$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

^a H_2SO_4 ionizes in two distinct steps. It is a strong acid only in its first ionization



NaOH

Reacció d'autoionització de l'aigua



ió hidroni
H₃O⁺

En dissolució aquosa, l'**ió hidrogen (H⁺)** es troba lligat a una molècula d'aigua formant l'**ió hidroni (H₃O⁺)**, també anomenat **oxoni**.

per poder explicar la basicitat de substàncies com l'amoniac.

Una **base** es tota substància que **tendeix a acceptar H⁺**

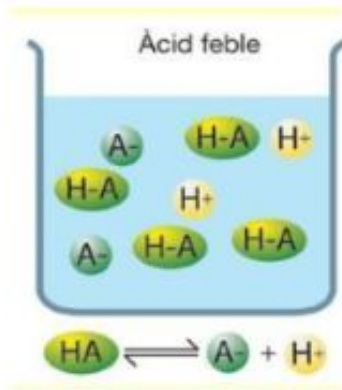
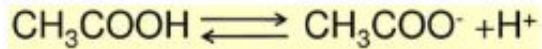


amoniac

Un **àcid feble** en dissolució aquosa es dissocia parcialment.

Exemple: àcid acètic (CH_3COOH)

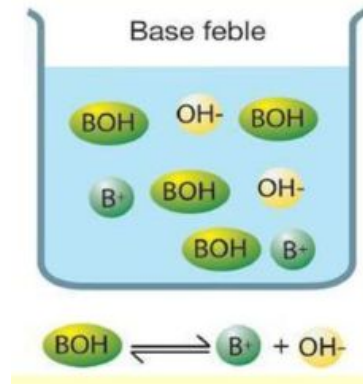
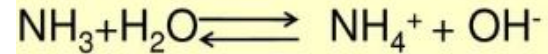
Teoria d'Arrhenius:



Una **base feble** en dissolució aquosa es dissocia parcialment.

Exemple: amoníac (NH_3)

Teoria d'Arrhenius:



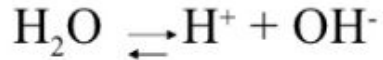
Com es mesura l'acidesa?

Càlcul del pH


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

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

Com l'aigua s'autoionitza:



$$K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

 constant d'ionització de l'aigua

A 25°C :

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



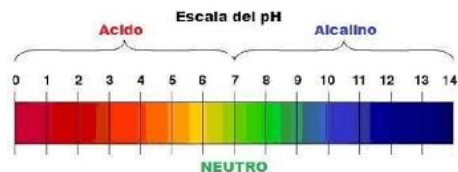
ph

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \text{ or } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

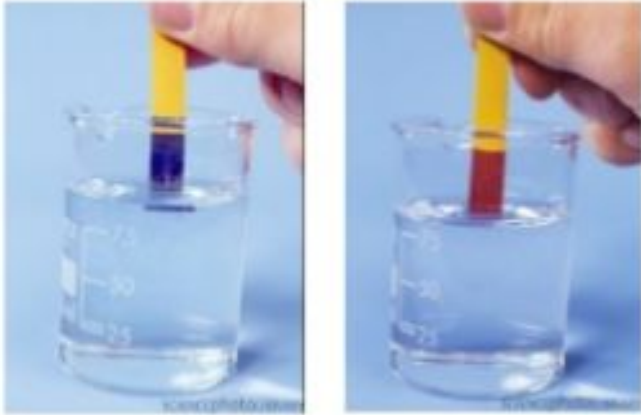
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ or } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

simulador àcid -base

escala ph



mesura de pH



**Paper
indicador**

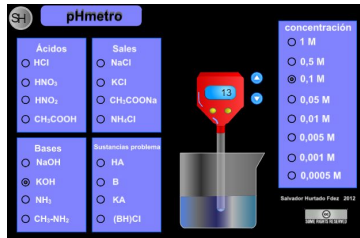
<https://www.sciencephoto.com/media/234591/view>



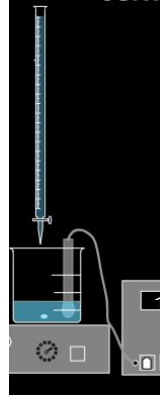
pH-metre



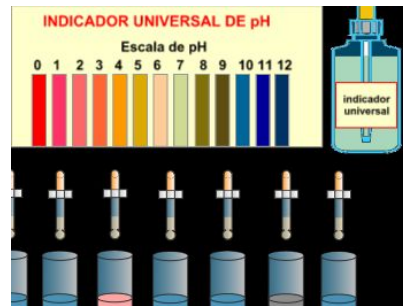
mesura pH



corbes de valoració àcid-base



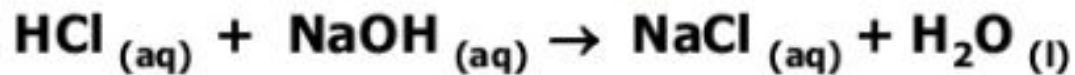
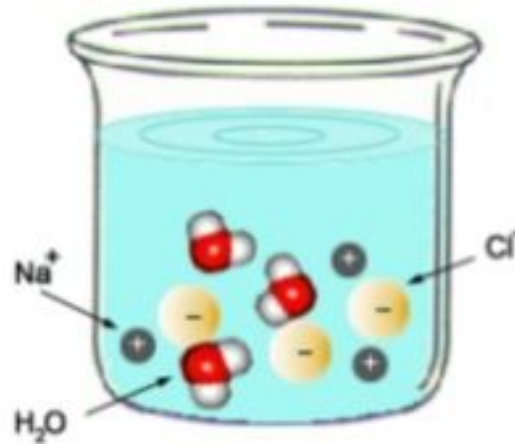
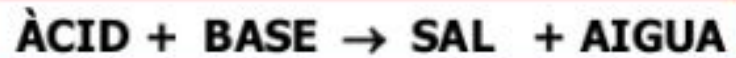
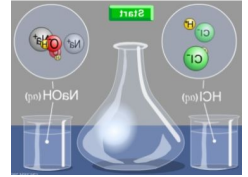
indicador universal



Reacció de neutralització

[reaccions de neutralització](#)

Quan un àcid i una base reaccionen, perden les seves propietats, es neutralitzen.



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.



Valoracions àcid-base

corbes de valoració àcid-base

Una **volumetria o valoració àcid-base** permet determinar la concentració d'un 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.

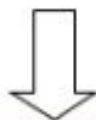
Alcalimetria: determina la concentració d'una dissolució bàsica.



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

Reaccions redox o d'intercanvi d'electrons

Oxidació

procés en el qual
una substància
perd electrons



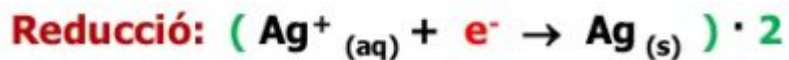
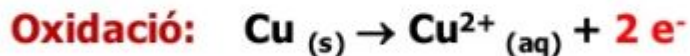
Reduïció

procés en el qual
una substància
guanya electrons

Tots dos processos, oxidació i reducció, **s'han de produir de manera simultània**; per això s'anomenen **reaccions d'oxidació-reducció (REDOX)** o **reaccions de transferència d'electrons**.

Reaccions redox

Cadascun dels processos que formen la reacció redox s'anomenen **semireaccions**:



Reductor

Substància que "redueix" (cedeix electrons a una altra substància).
Els reductors s'oxiden perquè perden electrons.

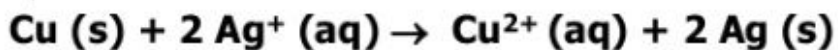
Oxidant

Substància que "oxida" (arrenca electrons a una altra substància)
Els oxidants es redueixen perquè guanyen electrons.

Reacció redox global:

Reductor

(s'oxida)



Oxidant

(es redueix)

Un **generador o cel.la galvànica** és un dispositiu que permet obtenir corrent elèctric a partir d'una reacció química redox. Es coneix popularment com a **pila**.

Pila Daniell

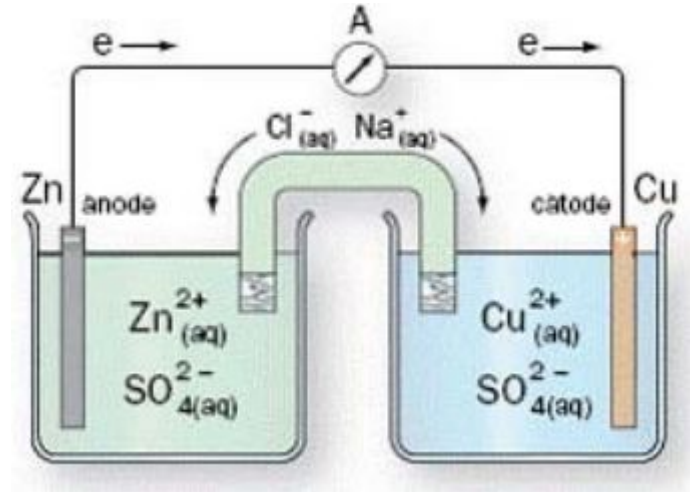
Reaccions en els elèctrodes

(-) ànode: oxidació $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^-$

(+) càtode: reducció $\text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$

Funcionament de la pila

- Els **electrons** es mouen **de l'ànode al càtode** a través del fil conductor.
- El **pont salí** (o una **paret porosa**) permet el **pas d'ions per compensar les càrregues** que es formen i desapareixen a cada elèctrode.

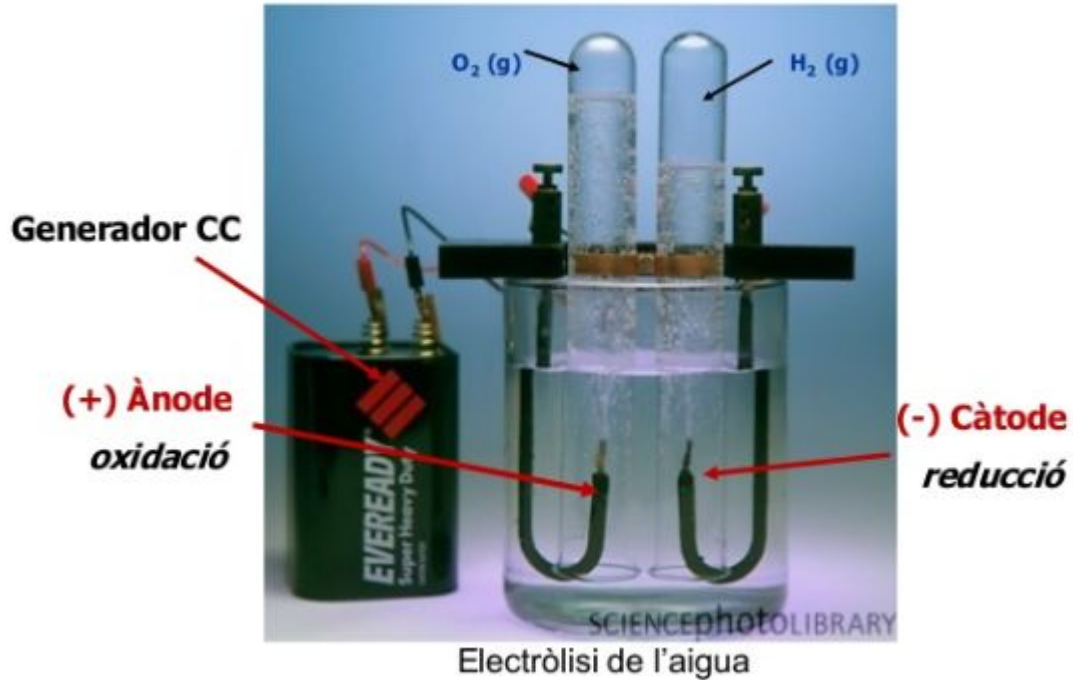


El pont salí és un tub en forma de U que conté un electròlit fort .

- Assegura la conductivitat (tanca el circuit)
- Manté la neutralitat de les càrregues iòniques.

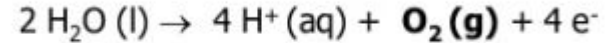
L'**electròlisi** és un procés químic on la reacció es produeix gràcies al corrent elèctric.

Electròlisi

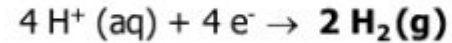


Reaccions en els elèctrodes

Oxidació (ànode):



Reducció (càtode):



Reacció redox global:

