



UNITAT 5. ESTUDI DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

Química I Batxillerat

ÍNDEX

1. Energia de les reaccions químiques
2. Velocitat de la reacció: cinètica
3. Sentit de les reaccions químiques
4. Reaccions àcid – base
5. Reaccions de precipitació
6. Reaccions d'oxidació – reducció (redox)

1. L'ENERGIA DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

Energia de les reaccions

Les molècules que formen les substàncies químiques emmagatzemen **energia** en els seus **enllaços**.

Una **reacció química** consisteix en el **trencament d'enllaços** en les molècules dels reactius i la **formació de nous enllaços** en les molècules dels productes.

Entalpia d'enllaç

És l'**energia necessària per trencar l'enllaç** entre dos àtoms.

Es mesura en **KJ · mol⁻¹**.

Com més gran és l'entalpia d'enllaç, **més fort** és l'enllaç químic.

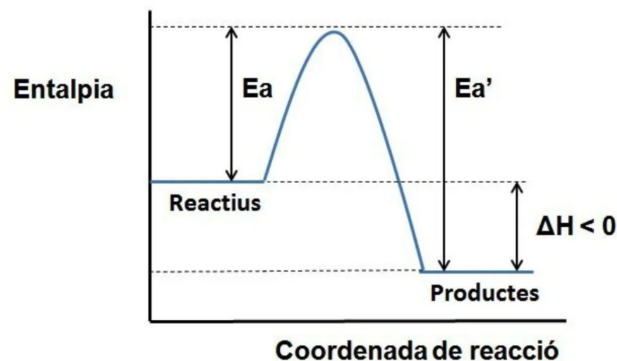
Entalpías de enlace promedio (kJ/mol)							
Enlaces sencillos							
C—H	413	N—H	391	O—H	463	F—F	155
C—C	348	N—N	163	O—O	146		
C—N	293	N—O	201	O—F	190	Cl—F	253
C—O	358	N—F	272	O—Cl	203	Cl—Cl	242
C—F	485	N—Cl	200	O—I	234		
C—Cl	328	N—Br	243			Br—F	237
C—Br	276			S—H	339	Br—Cl	218
C—I	240	H—H	436	S—F	327	Br—Br	193
C—S	259	H—F	567	S—Cl	253		
		H—Cl	431	S—Br	218	I—Cl	208
Si—H	323	H—Br	366	S—S	266	I—Br	175
Si—Si	226	H—I	299			I—I	151
Si—C	301						
Si—O	368						
Si—Cl	464						
Enlaces múltiples							
C=C	614	N=N	418	O ₂	495		
C≡C	839	N≡N	941				
C=N	615	N=O	607	S=O	523		
C≡N	891			S=S	418		
C=O	799						
C≡O	1072						

1. L'ENERGIA DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

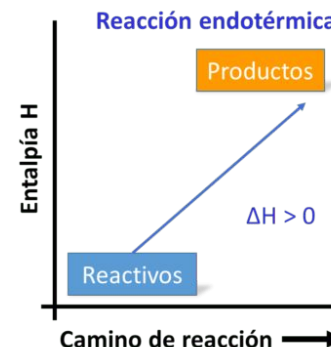
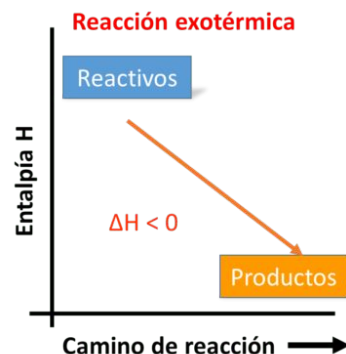
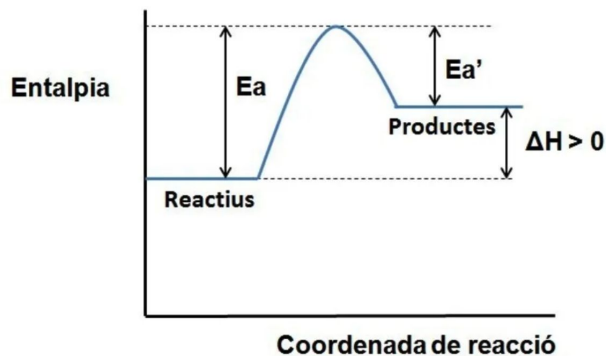
Diagrama d'energia d'una reacció

Depenent de la diferència d'energia entre els reactius i els productes, les reaccions poden anar acompanyades d'un **alliberament** o d'una **absorció d'energia**.

Reacció exotèrmica



Reacció endotèrmica



Variació d'entalpia (ΔH)

És la **calor intercanviada** (absorbida o alliberada) en una reacció que tingui lloc a **pressió constant**. Es mesura en $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La majoria de les reaccions que observem tenen lloc a **pressió atmosfèrica** (es manté pràcticament durant tota la reacció).

Reaccions endotèrmiques
(absorbeixen calor) $\Delta H > 0$

Reaccions exotèrmiques
(alliberen calor) $\Delta H < 0$

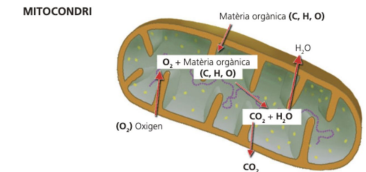
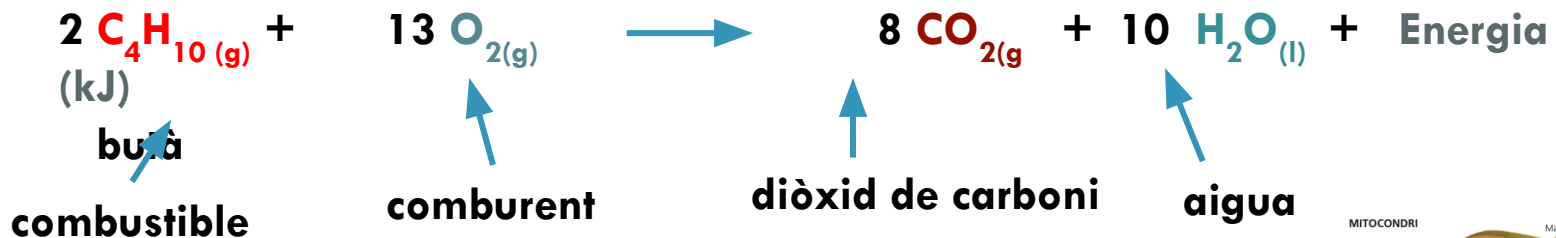
1. L'ENERGIA DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

Exemples

Reaccions exotèrmiques

Combustions

Són aquelles en les quals una substància, el **combustible**, reacciona amb una altra, el **comburent** i es desprèn una gran quantitat d'energia; per tant, són reaccions **exotèrmiques**.



Respiració cel·lular



Funcions vitals pels
organismes

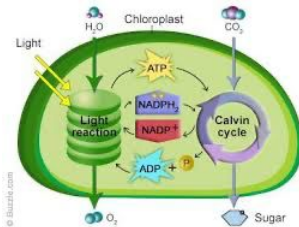
1. L'ENERGIA DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

Exemples

Reaccions endotèrmiques

Fotosíntesi

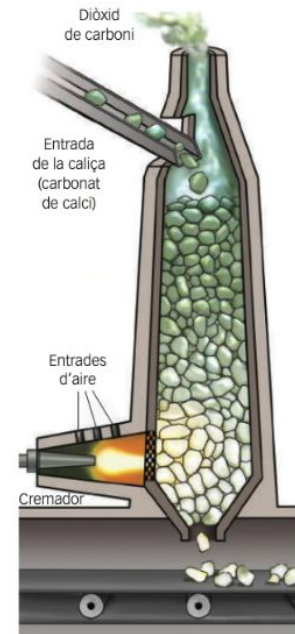
Hi ha altres formes d'intercanvi d'energia amb l'entorn, absorció i producció de llum (luminescència), treball mecànic, energia elèctrica, etc.



Descomposició del carbonat de calci



Ex. Perquè es descompongui 1 kg de carbonat de calci fan falta 1,78 kJ. Quina quantitat de calor s'haurà fet servir si el diòxid de carboni obtingut és recollit en un recipient de 15 L, a 50 °C, exercint una pressió de 3,5 atm.?



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Cinètica química

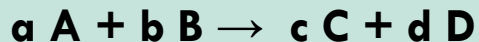
Estudia els factors que afecten a la velocitat de les reaccions.

La **velocitat d'una reacció** química indica com varia amb el temps la concentració dels reactius o dels productes.

Les unitats de la **velocitat d'una reacció** son $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Equació de velocitat

Relaciona la velocitat de la reacció amb les concentracions dels **reactius** presents en aquell moment.



$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

v = velocitat de reacció ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)

k = **constant de velocitat** (depèn de la T)

$[A]$, $[B]$ = **concentracions** dels reactius ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

α i β = **ordres parcials** respecte a cada reactiu

L'ordre **global** de la reacció és la suma dels ordres parcials.

2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Teoria de les col·lisions

Per tal que es puguin trencar els enllaços inicials, les molècules dels reactius han de **xocar de manera “eficaç”** i això depèn de dos factors.

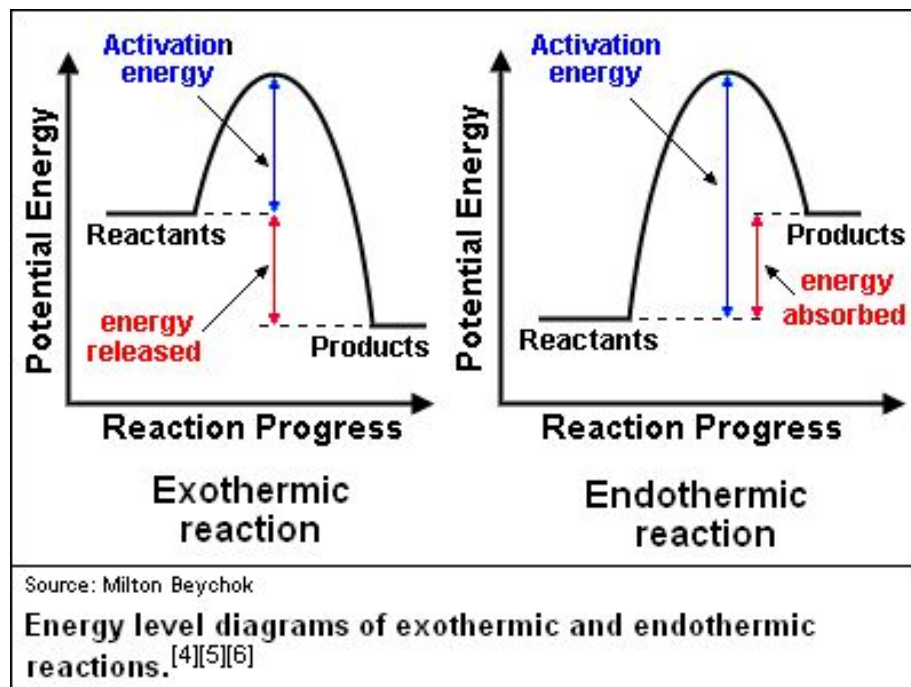
1. Xoc amb **orientació espacial adient**

<https://www.youtube.com/watch?v=-RQIfEefAzg>

2. Xoc amb **prou energia** (Energia xoc > Energia d'activació)

Energia d'activació

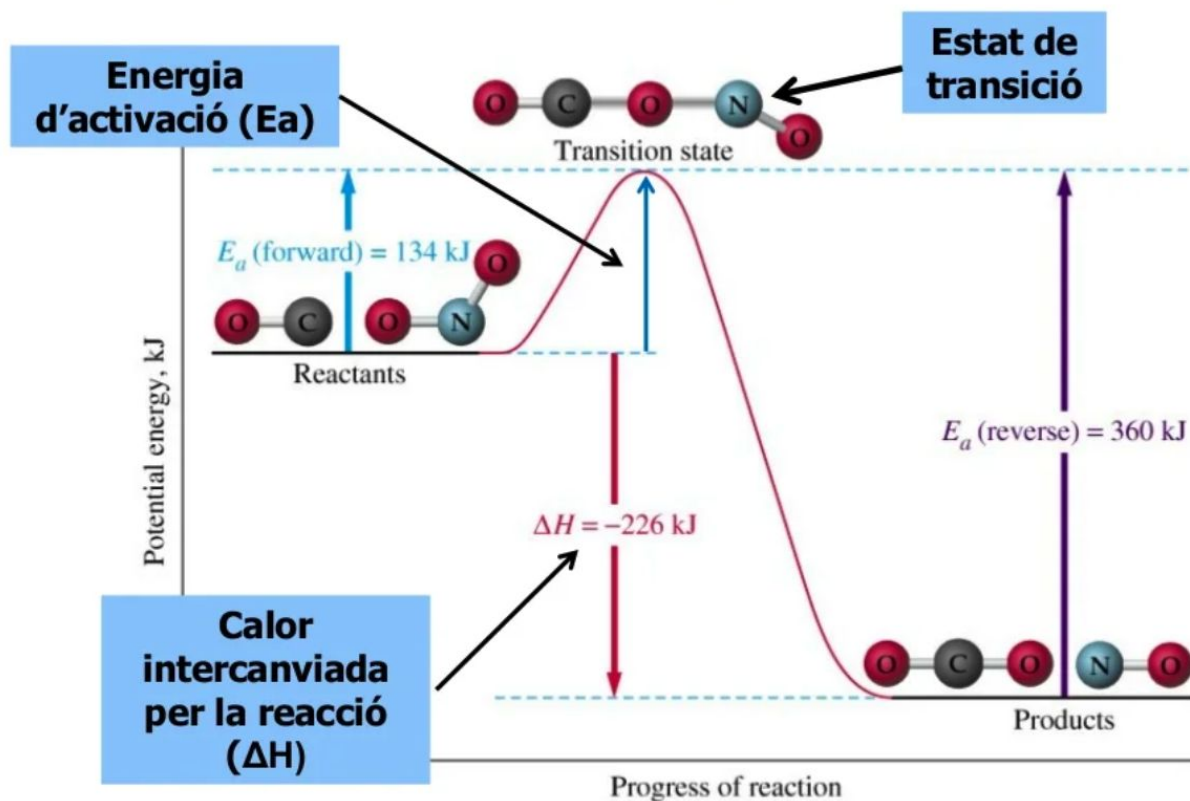
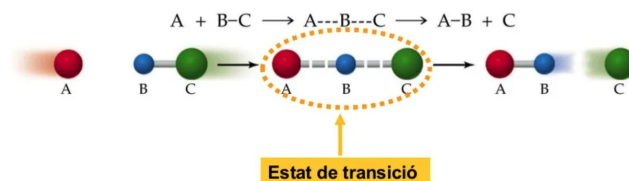
Energia mínima necessària per iniciar una reacció.



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Teoria de l'estat de transició

Quan les molècules dels reactius s'apropen i xoquen, s'origina un **agregat d'àtoms d'energia elevada** i de vida curta anomenat **estat de transició**.



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Quins factors influeixen en la velocitat d'una reacció?

TEMPERATURA

Un augment de la temperatura produeix un **augment de la velocitat de reacció**.

Justificació (model de col·lisions)

Si s'eleva la temperatura, creix l'**energia cinètica** de les molècules dels reactius, augmenta l'**energia dels xocs** i més molècules tenen prou energia per a transformar-se en productes (més xocs efectius).



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Quins factors influeixen en la velocitat d'una reacció?

CONCENTRACIÓ DELS REACTIUS

Un augment de la concentració implica un **augment de la velocitat de reacció**.

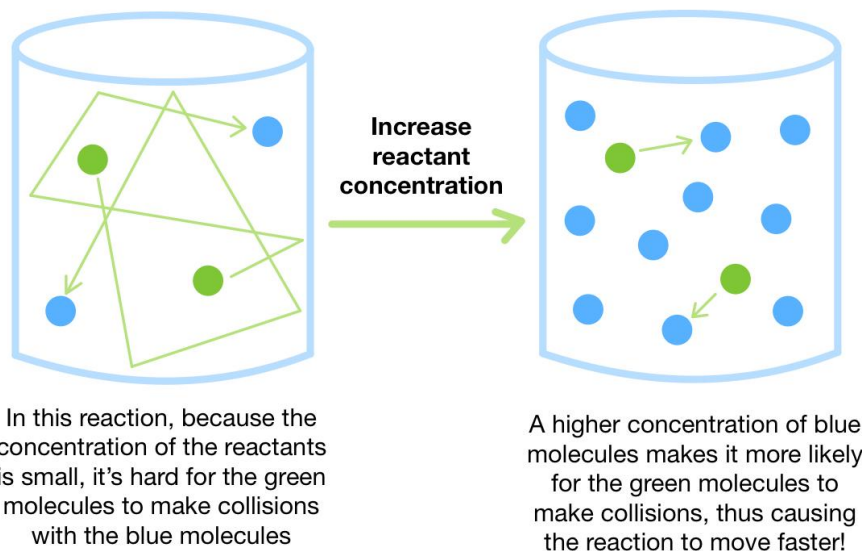
Justificació (model de col·lisions)

Un augment de la concentració prova l'augment de la **probabilitat de xocs** entre les molècules dels reactius.

$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

Justificació (lleï de velocitat)

Un augment de la concentració dels reactius, augmenta la velocitat de reacció.



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Quins factors influeixen en la velocitat d'una reacció?

ESTAT FÍSIC DELS REACTIUS

Com més gran sigui el **contacte** entre les partícules, més ràpida serà la reacció.

$v(\text{gas}) > v(\text{líquid, dissolució}) > v(\text{sòlid})$

Justificació (model de col·lisions)

Si augmenta el contacte entre els reactius també augmenta la probabilitat que es produeixin més xocs efectius entre les molècules.



2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Quins factors influeixen en la velocitat d'una reacció?

ENERGIA DELS ENLLAÇOS DE LES MOLÈCULES DELS REACTIUS

Justificació (model de col·lisions)

Com més **enllaços** tinguin les molècules de reactius i **més forts** siguin aquests enllaços, més gran serà l'**energia d'activació** i més lenta serà la reacció.

Si els reactius són **ions en dissolució**, normalment no cal trencar enllaços i les reaccions acostumen a ser ràpides.

ENERGIA D'ACTIVACIÓ

És l'energia addicional que han d'absorbir les molècules dels reactius perquè, en xocar, formin el complex activat.

Justificació (model d'estat de transició)

Com més gran sigui E_a , més lenta serà la reacció.

2. VELOCITAT DE LA REACCIÓ: CINÈTICA

Quins factors influeixen en la velocitat d'una reacció?

CATALITZADORS

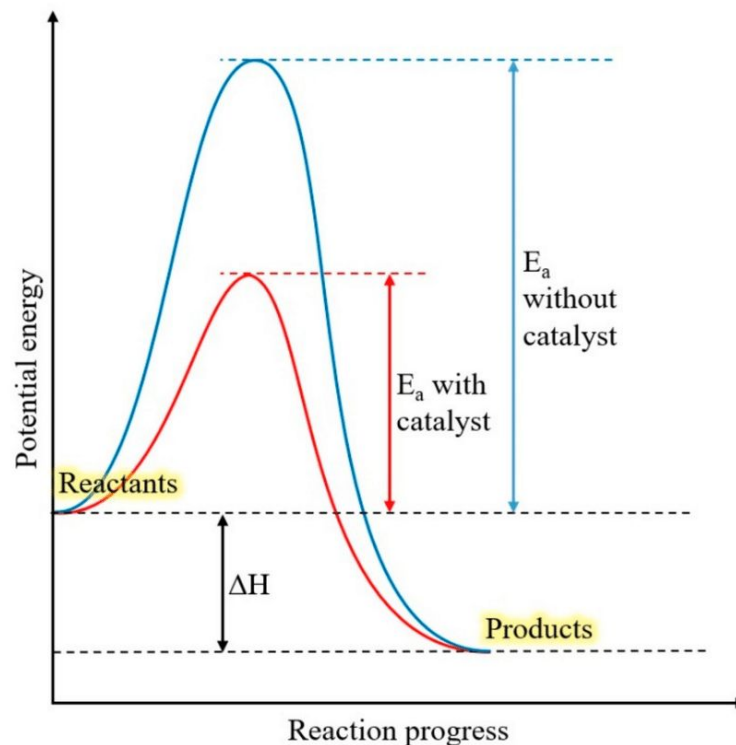
Son substàncies que modifiquen la velocitat **sense que es consumeixin** en el transcurs de la reacció.

Els **catalitzadors positius** subministren nous camins pels quals es pot produir la reacció amb una **energia d'activació menor** (augmenten la velocitat).

Modifiquen el valor de l'**energia d'activació**, però no el de la **variació d'entalpia (ΔH)**.

Justificació (model de transició)

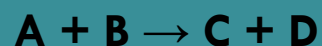
Si disminueixen l' E_a , més ràpida serà la reacció.



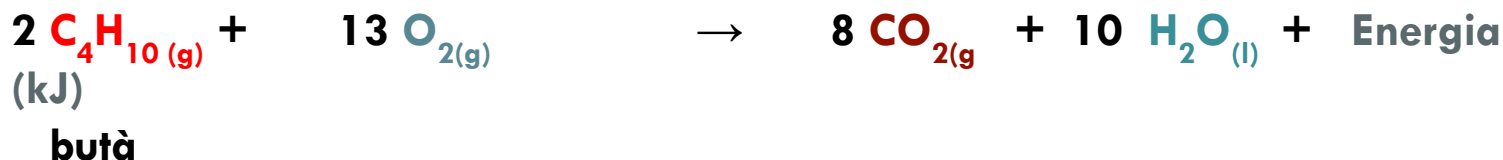
Enzims o biocatalitzadors son proteïnes que catalitzen moltíssimes **reaccions bioquímiques**

3. SENTIT DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

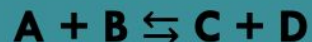
Reaccions irreversibles



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



Reaccions reversibles

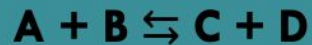


Són aquelles en què la reacció es produeix en els dos sentits simultàniament. Els reactius formen productes (**reacció directa**) i els productes també poden reaccionar entre si i formar reactius (**reacció inversa**).



3. SENTIT DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

Equilibri químic



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

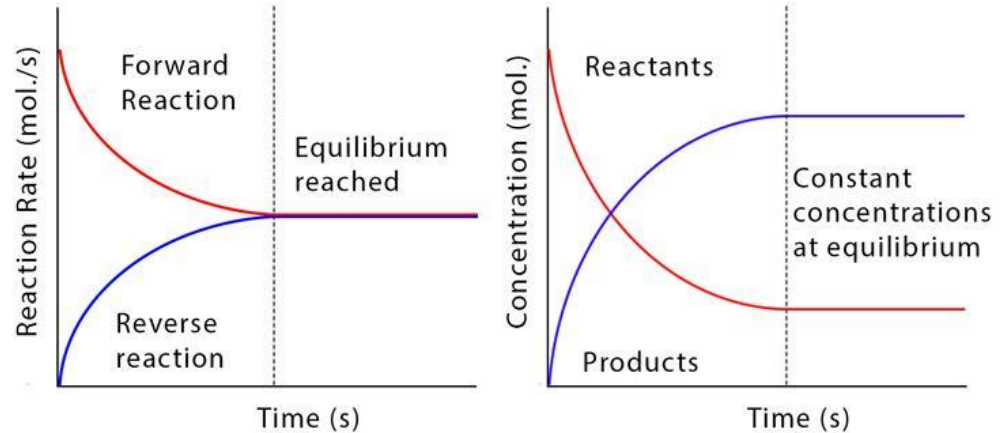
1. Tenim una **barreja de productes i reactius** en el recipient.
2. La **velocitat de la reacció directa** ($R \rightarrow P$) és **igual a la de la reacció inversa** ($R \leftarrow P$): la **reacció no s'atura**, sinó que part dels productes es transformen contínuament en reactius i part dels reactius es converteixen en productes (**equilibri dinàmic**).

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

Tipus d'equilibri

Homogeni: totes les substàncies són a la mateixa fase.

Heterogeni: les substàncies es troben en fases diferents.



4. REACCIONS ÀCID – BASE

Propietats empíriques dels àcids i les bases

ÀCIDS

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



BASES



- Gust amarg
- Corrosius
- Dissolucions amb poder desgreixador
- Canvien el color de colorants naturals a un color diferent dels àcids
- Perden les seves propietats en reaccionar amb un **àcid** (neutralització)

4. REACCIONS ÀCID – BASE

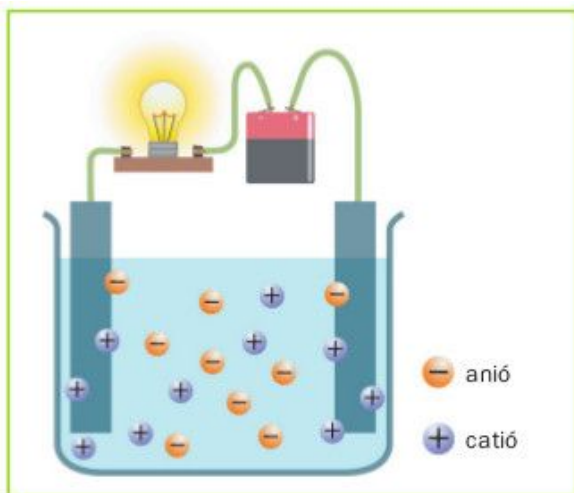
Electròlits

Els àcids i les bases són **electròlits**, és a dir, en **dissolució aquosa** es dissocien en **ions** (**cations o anions**) que **conduïxen el corrent elèctric**.

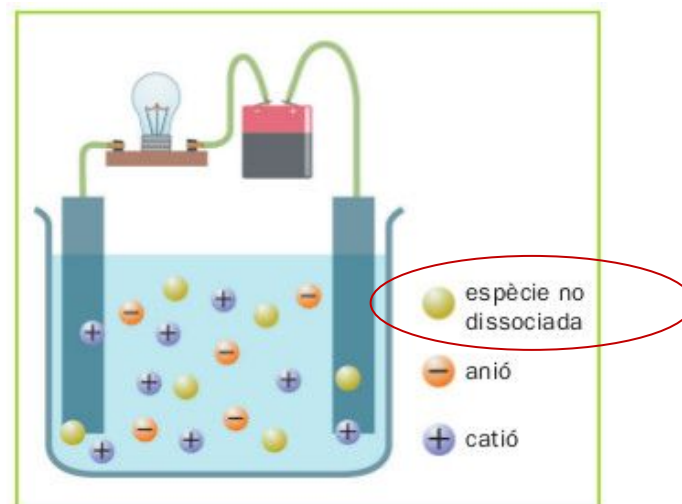
Si augmenta la **concentració d'ions**, augmenta la **conductivitat elèctrica** de la dissolució.

Tipus d'electròlits

Electròlit fort: substància que en dissolució aquosa es dissocia totalment en els seus respectius ions.



Electròlit feble: substància que en dissolució aquosa es dissocia parcialment en els seus respectius ions.

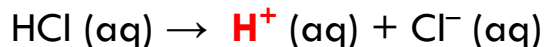


Svante August Arrhenius

4. REACCIONS ÀCID – BASE

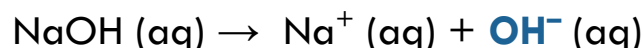
Teoria d'Arrhenius

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



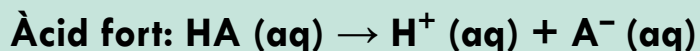
Àcid clorhídric

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

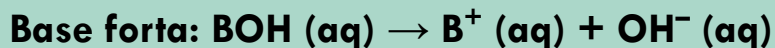


Hidròxid de sodi

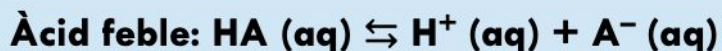
Força relativa dels àcids



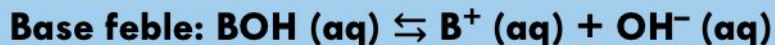
Exemples: HCl , $HClO_3$, HBr , H_2SO_4 , HNO_3



Exemples: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$



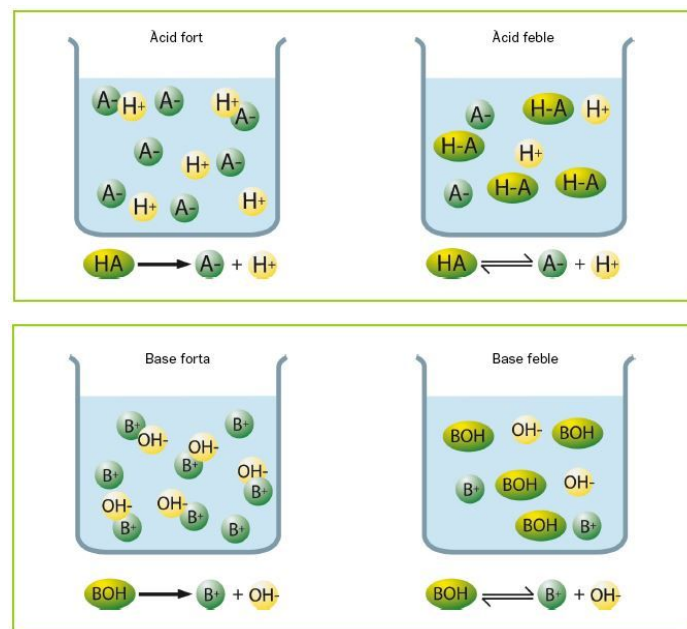
Exemples: àcid acètic, àcid acetilsalicílic, fenols



Exemples: amoníac, amines



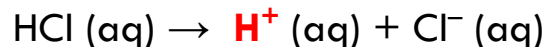
(1859 – 1927)



4. REACCIONS ÀCID – BASE

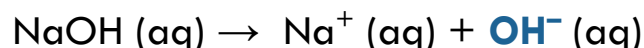
Teoria d'Arrhenius

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



Àcid clorhídric

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



Hidròxid de sodi



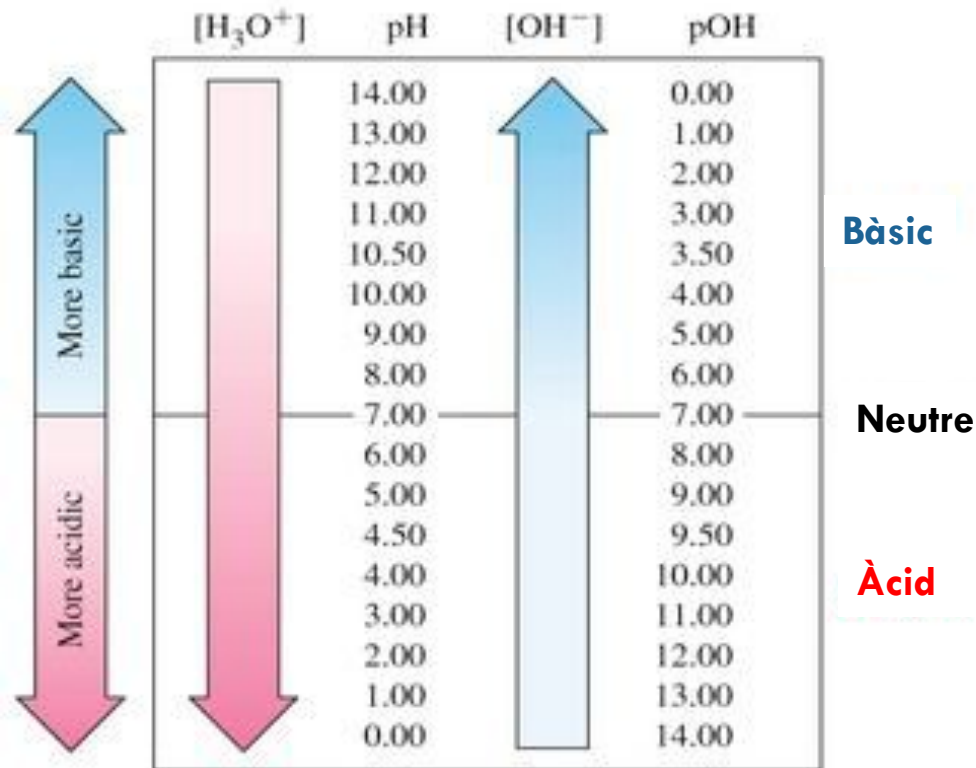
(1859 – 1927)

Dissociació dels àcids i bases

Hidràcids	$HCl(aq)$	aigua	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
	$H_2S(aq)$	aigua	$2H^+(aq)$	+	$S^{2-}(aq)$
Oxoàcids	$HNO_2(aq)$	aigua	$H^+(aq)$	+	$NO_2^-(aq)$
	$H_2SO_4(aq)$	aigua	$2H^+(aq)$	+	$SO_4^{2-}(aq)$
Hidròxids (bases)	$Al(OH)_3(aq)$	aigua	$Al^{3+}(aq)$	+	$3OH^-(aq)$
	$CuOH(aq)$	aigua	$Cu^+(aq)$	+	$OH^-(aq)$

4. REACCIONS ÀCID – BASE

Escala de pH



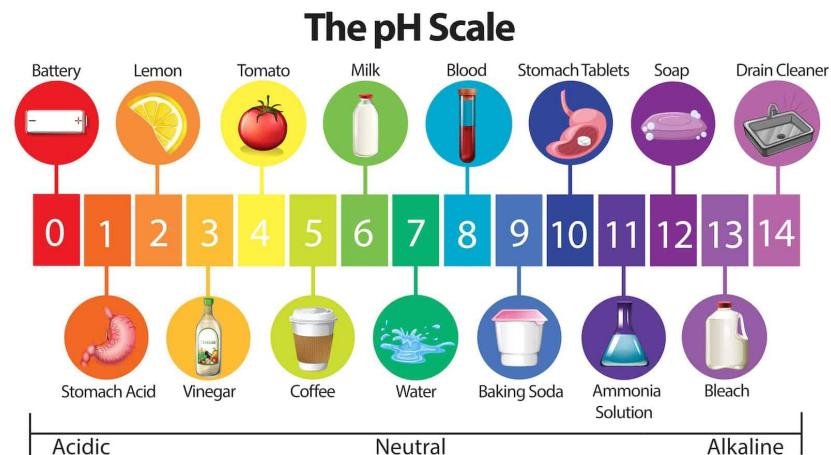
És una escala del 0 al 14. El valor **pH = 7** correspon a un medi **neutre**.

- Com **més baix** sigui el **pH**, més **àcid** és el medi.
- Com **més alt** sigui el **pH**, més **bàsic** és el medi.



S. P. L. Sorensen
(1868 – 1939)

Sorensen va ser un bioquímic danès que va proposar l'**escala de pH** per mesurar el grau d'acidesa a través de la concentració d'ions hidrogen presents en la dissolució.



4. REACCIONS ÀCID – BASE

Concepte de pH

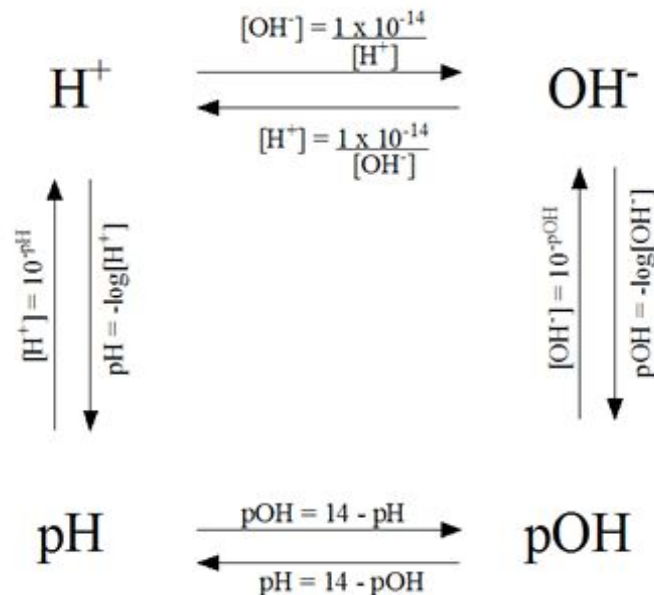
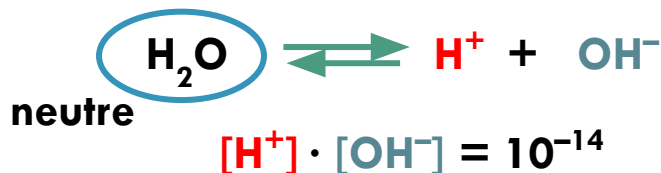
El pH permet quantificar el **grau d'acidesa** o basicitat d'una dissolució aquosa.

Es pot **calcular** a partir de la **concentració d'ions hidrogen (H^+)** presents en la dissolució:

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

Es compleix que **pH + pOH = 14**
(dissolucions aquoses a 25°C)

L'**aigua** té la mateixa concentració dels dos ions, per això el seu **pH és neutre**.



- En un medi neutre $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \rightarrow \text{pH} = 7$
- En un medi àcid $[H^+] > 10^{-7}$ i $[OH^-] < 10^{-7} \rightarrow \text{pH} < 7$
- En un medi bàsic $[OH^-] > 10^{-7}$ i $[H^+] < 10^{-7} \rightarrow \text{pH} > 7$

4. REACCIONS ÀCID – BASE

Mesura del pH

Paper indicador



El paper està impregnat amb una barreja d'indicadors i quan l'introduïm en un medi agafa el color corresponent al pH d'aquest medi

Indicadors de laboratori

Indicador	Color en àcid	Color en base
Tornassol	Vermell	Blau
Fenolftaleïna	Incolor	Rosa
Vermell de fenol	Groc	Vermell
Taronja de metil	Vermell	Groc

pH-metre

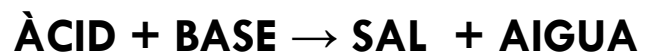
Indica el valor del pH del medi



4. REACCIONS ÀCID – BASE

Reaccions de neutralització

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



ions espectadors (formen la sal)



Els **antiàcids** son medicament que actuen neutralitzant l'**acidesa gàstrica** (excés d'HCl a l'estómac).

Alguns dels més comuns són el bicarbonat de sodi, el carbonat de calci, l'hidròxid d'alumini i l'hidròxid de magnesi (llet de magnèsia).



Ex. Es vol neutralitzar 50 mL d'una dissolució de HClO_3 0,2 M. Quants mL d'una dissolució 0,4 M de Ca(OH)_2 es necessiten?

4. REACCIONS ÀCID – BASE

Valoracions àcid – base

Permeten determinar la **concentració d'un àcid** (o d'una base) que conté una dissolució determinada.

El seu fonament químic és la reacció de **neutralització**.

Per conèixer el **punt final** de la reacció s'hi afegeix un **indicador**. Els indicadors són substàncies que posseeixen la propietat de canviar de color segons el pH del medi.

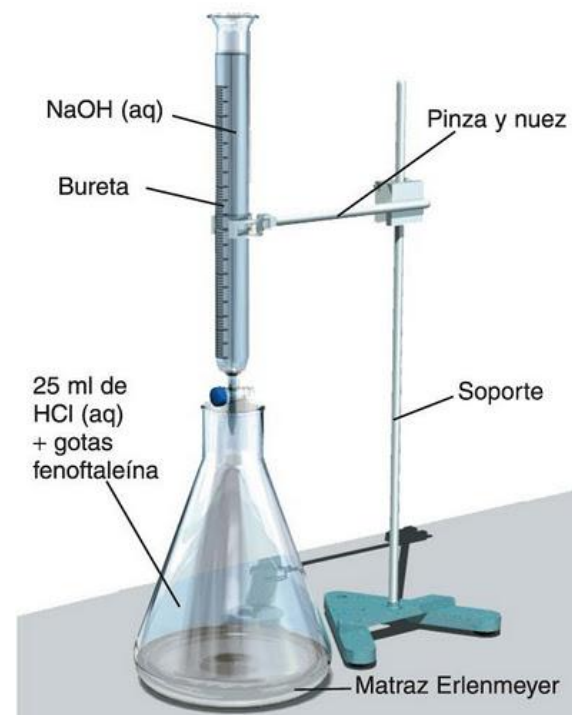
1r. Col·locar a l'Erlenmeyer un volum conegut de la dissolució (àcida o bàsica) a valorar.

2n. Afegir unes gotes de l'indicador àcid – base adient.

3r. Omplir la bureta amb la dissolució (àcida o bàsica) de concentració coneguda perquè es neutralitzi la de l'Erlenmeyer.

4t. Obrir la clau de la bureta perquè caigui la dissolució gota a gota i anar movent suaument l'Erlenmeyer per afavorir la reacció.

5è. El viratge, canvi de color de l'indicador, permet determinar el moment en què s'assoleix el punt d'equivalència, quan s'ha completat la reacció.

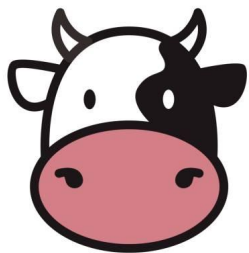


4. REACCIONS ÀCID – BASE

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 (L)
 C_A = [àcid] (mol/L)
 a = n° d' H^+ que conté l'àcid

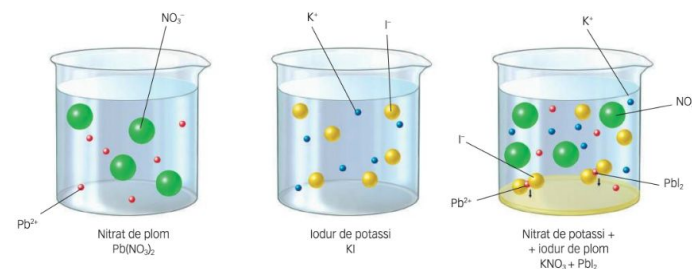
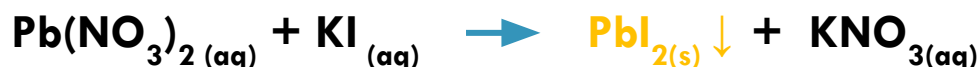
V_B = volum base (L)
 C_B = [base] (mol/L)
 b = n° d' OH^- que conté la base

També podem fer servir **factors de conversió!**

Ex. Per neutralitzar 25 mL d'una dissolució d'hidròxid de sodi hem necessitat 20 mL d'una dissolució 0,48 M d'àcid sulfúric. Quina és la concentració de la dissolució d'hidròxid de sodi problema?

5. REACCIONS DE PRECIPITACIÓ

Son aquelles en què en mesclar-se dissolucions de sals solubles formen un producte insoluble anomenat **precipitat**.

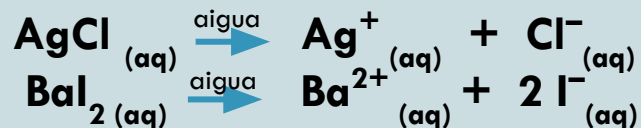


Els **electròlits** es descomponen en els ions corresponents en un medi aquós.

SALS

Es descomponen donant sempre el **catió del metall** i l'**anió del no-metall**.

**Sals d'hidràcids
(binàries)**



**Sals d'oxoàcids
(ternàries)**



Anàlisi d'aigües

- AgNO_3 precipita ions Cl^- presents en forma de AgCl (blanc)
- BaSO_4 precipita ions Ca^{2+} presents en forma de CaSO_4 (blanc)

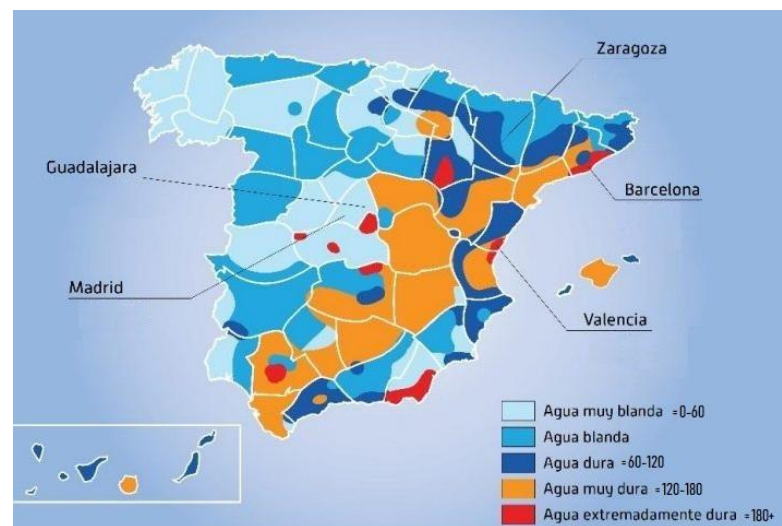
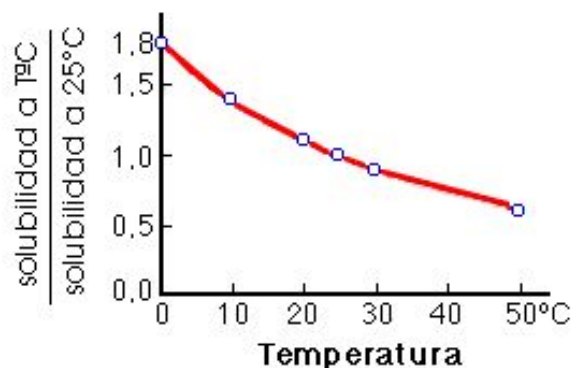
5. REACCIONS DE PRECIPITACIÓ

Duresa de l'aigua

Està relacionada amb la concentració de **sals de calci** i de **magnesi** que conté l'aigua.

Es mesura en **mg de CaCO_3 per litre d'aigua**.

Nivel de dureza (mg/l)	Clasificación
0-17	Agua blanda
17-60	Agua ligeramente dura
60-120	Agua moderadamente dura
120-180	Agua dura
>180	Agua muy dura



Duresa temporal

Presència de **carbonats de Ca i Mg** pot ser **eliminada fent bullir l'aigua** (precipiten perquè són menys solubles en aigua calenta que freda).

Duresa permanent

Presència de **sulfats i/o clorurs de Ca i Mg** NO pot ser **eliminada fent bullir l'aigua**.

5. REACCIONS DE PRECIPITACIÓ

Duresa de l'aigua

Problemes

- Mal gust de l'aigua.
- Precipitació dels sabons impedit que realitzin la seva funció netejadora.
- Dipòsit de carbonats en rentadores, calderes, canonades, etc.

Eliminació de la duresa

- Productes antical (*Calgon*)
- Reacció amb àcids (acètic, cítric)
- Resines intercanviadores d'ions



6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

REDOX

Oxidació

procés en el qual una substància **perd electrons**

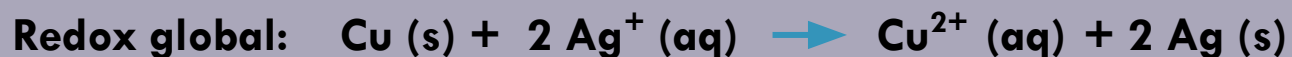
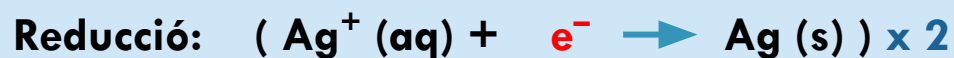


ReduCCIó

procés en el qual una substància **guanya electrons**

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

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



6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

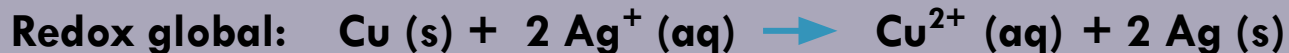
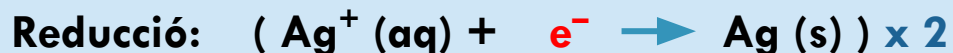
REDOX

Oxidant

Substància que “**oxida**” (arrenca electrons a una altra). Els oxidants es redueixen perquè guanyen electrons

Reductor

Substància que “**redueix**” (cedeix electrons a una altra). Els reductors s'oxiden perquè perden electrons.



Reductor

s'oxida

Oxidant

es redueix

6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

REDOX

Agents oxidants més habituals

- O_2 i O_3
- Halògens: F_2 , Cl_2 , Br_2 i I_2
- Lleixiu ($NaClO$ (aq)) i clorats (ClO_3^-)
- Àcid nítric (HNO_3) i àcid sulfúric (H_2SO_4)
- Crom hexavalent Cr^{6+}
- Permanganat de potassi ($KMnO_4$)
- Aigua oxigenada (H_2O_2)

Agents reductors més habituals

- Carbó
- Monòxid de carboni (CO)
- Sofre i fòsfor
- Metalls com l'alumini, magnesi, sodi i potassi



6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Nombre d'oxidació

d'un àtom és la seva càrrega elèctrica, real o teòrica

Determinació del nombre d'oxidació d'
àtoms, molècules de **substàncies
elementals** i **ions monoatòmics**

Cu	0
Ag ⁺	+1
Cu ²⁺	+2
Cl ⁻	-1
Cl ₂	0

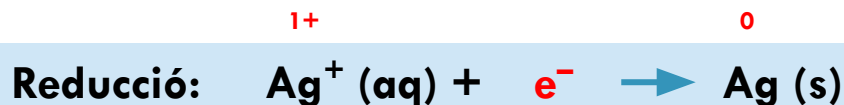
Determinació del nombre d'oxidació de
molècules i **ions poliatòmics**

H ₂ O	H = +1 ; O = -2
HClO	H = +1 ; O = -2 ; Cl = +1
HClO ₃	H = +1 ; O = -2 ; Cl = +5
NO ₃ ⁻	O = -2 ; N = +5
KMnO ₄	O = -2 ; K = +1 ; Mn = +7

En una **oxidació** el nombre d'oxidació augmenta:



En una **reducció** el nombre d'oxidació disminueix:



Combustions són reaccions redox!

6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Aplicacions de les reaccions redox

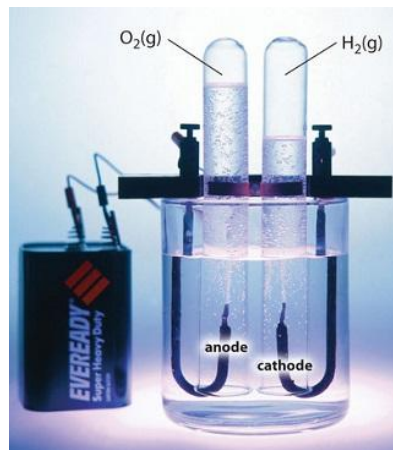
Piles



Obtenció de metalls



Electròlisi



Recobriments galvànics



This species cannot be oxidized further

Compound or ion	Oxidation state
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

This species cannot be reduced further

Oxidation half-reaction (reducing agent)

Reduction half-reaction (oxidizing agent)

6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

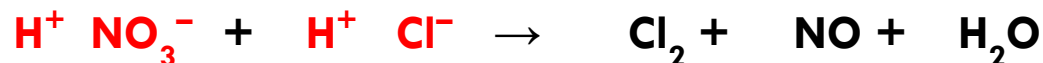
Igualació de reaccions redox

Mètode de l'ió-electró

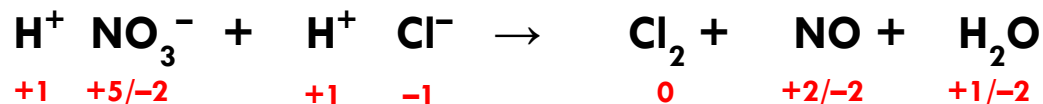
Els passos que s'han de seguir per igualar aquest tipus de reaccions son els següents (en **medi àcid** o **neutre**):



1r. Dissociació iònica en medi aquós



2n. Determinar els nombres d'oxidació de tots els àtoms



6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Igualació de reaccions redox

Mètode de l'ió-electró



3r. Identificar quina espècie s'oxida i quina es redueix i escriure les semireaccions



-1

0



+5

+2

4t. Igualar el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen



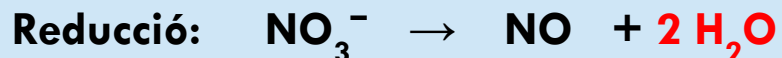
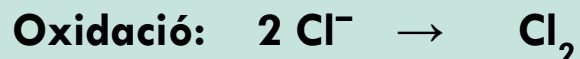
6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Igualació de reaccions redox

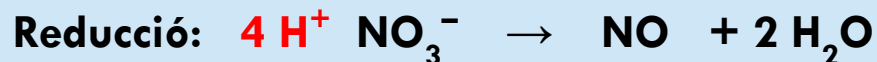
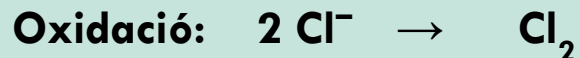
Mètode de l'ió-electró



5è. Igualar el nombre d'àtoms d'oxigen afegint **molècules d'aigua**



6è. Igualar el nombre d'àtoms d'hidrogen afegint **protons** (ions hidrogen)



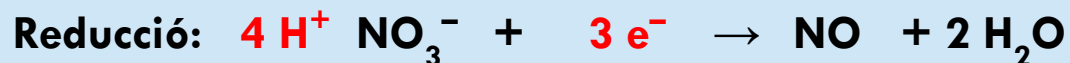
6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Igualació de reaccions redox

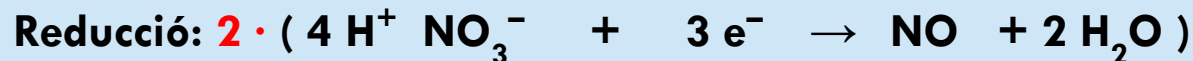
Mètode de l'ió-electró



7è. Igualar les càrregues afegint electrons



8è. Igualar el nombre d'electrons intercanviats



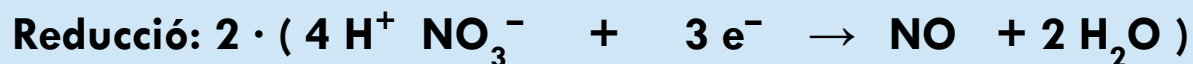
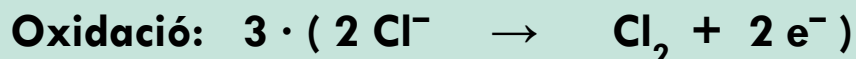
6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Igualació de reaccions redox

Mètode de l'ió-electró



9è. Sumar les dues semireaccions



Equació iònica ajustada

10è. Escriure l'equació molecular ajustada



6. REACCIONS D'OXIDACIÓ – REDUCCIÓ

Volumetries redox

Permeten determinar la **concentració d'un oxidant (o reductor)** mitjançant una reacció redox amb una dissolució de reductor (o oxidant) de concentració coneguda.

El **punt d'equivalència** s'assoleix quan el nombre d'electrons aportats pel reductor son els necessaris per reduir completament l'espècie oxidant.

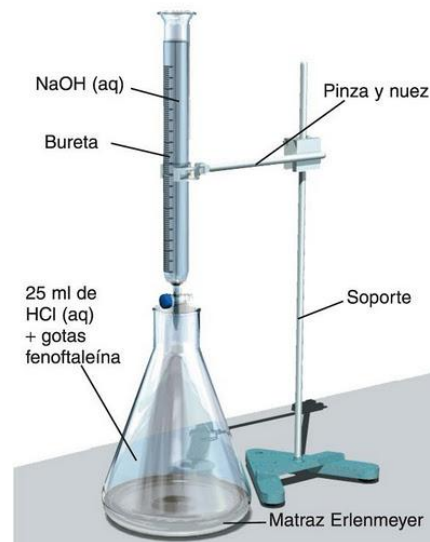
$$V_{\text{oxidant}} \cdot C_{\text{oxidant}} \cdot n_{\text{oxidant}} = V_{\text{reductor}} \cdot C_{\text{reductor}} \cdot n_{\text{reductor}}$$

També podem fer servir **factors de conversió!**

V = volum de la dissolució (L o mL)

C = concentració (mol/L)

n = n° e⁻ guanyats o cedits



**Similar valoracions
àcid – base**