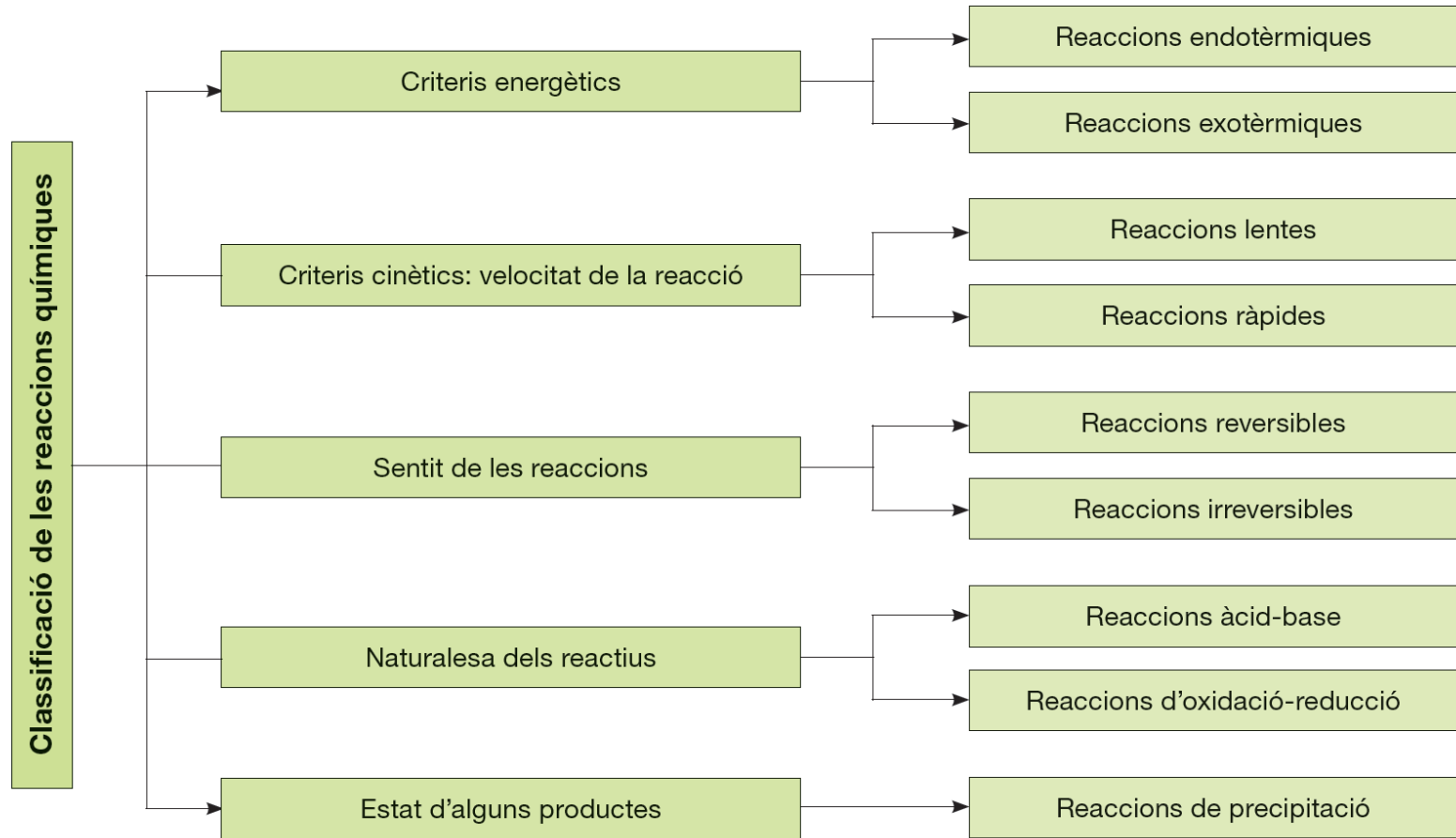


UNITAT 6

ESTUDI DE LES REACCIONS QUÍMIQUES

QUÍMICA
1 BATXILLERAT

Estudi de les reaccions químiques



Criteris energètics

Processos i reaccions exotèrmiques: alliberen energia a l'entorn.

Processos i reaccions endotèrmiques: absorbeixen energia de l'entorn.

Calor (Q)

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

On c és la calor específica.



- La calor específica de totes les substàncies està tabulada. En el cas de l'aigua líquida, en el SI, té un valor de $4186 \text{ J}/(\text{kg}\cdot\text{K})$.
- El kJ no és una unitat fonamental del sistema internacional, sinó un múltiple: $1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$.

Entalpia (H)

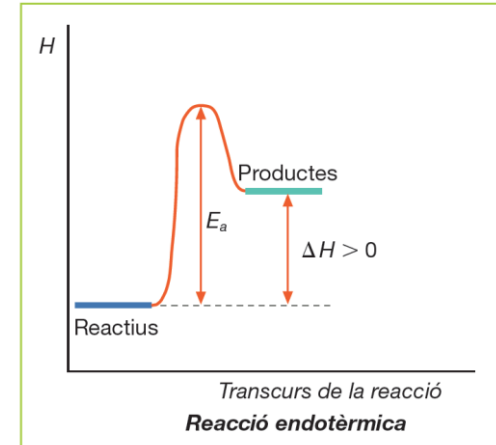
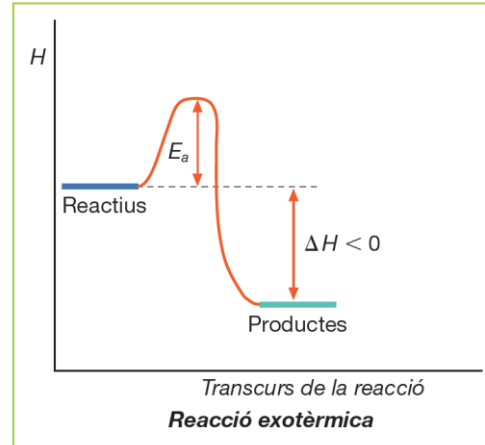
Si una reacció química es produeix a pressió constant, l'energia transferida en la reacció s'anomena **variació d'entalpia (ΔH)**.

Si $\Delta H > 0$, la reacció absorbeix calor (reacció endotèrmica).

Si $\Delta H < 0$, la reacció desprèn calor (reacció exotèrmica).

Criteris cinètics: velocitat de la reacció

Energia d'activació (E_a):
energia mínima necessària
per iniciar una reacció.



Factors que intervenen en la velocitat de les reaccions

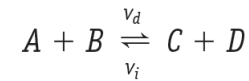
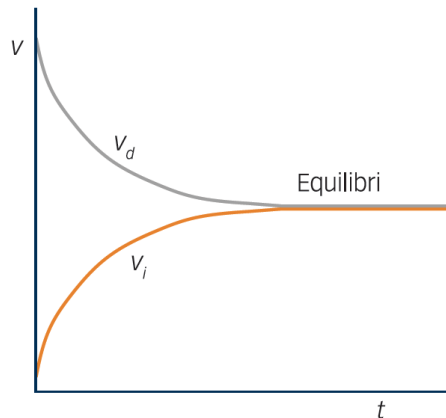
- Augment de la **concentració**.
 - Augment de la **temperatura**.
 - Augment de la **superfície de contacte** entre els reactius.
 - L'ús de **catalitzadors** modifica la velocitat de les reaccions, rebaixant-ne l' E_a . Per exemple: els enzims o biocatalitzadors.
- Augment de la velocitat de reacció.

Sentit de les reaccions

Reacció completa o irreversible: si la reacció té lloc fins que s'exhaureix el reactiu limitant en un sistema tancat.

Reacció reversible: la reacció es dona en els dos sentits.

- Reacció directa: els reactius passen a productes.
- Reacció inversa: els productes passen a reactius.



Inicialment: $v_d > v_i$

Equilibri: $v_d = v_i$

v_d : velocitat directa

v_i : velocitat inversa

En equilibri

- Les propietats macroscòpiques del sistema es mantenen invariables en el temps.
- En l'àmbit atomicomolecular, reactius i productes continuen reaccionant (equilibri dinàmic).

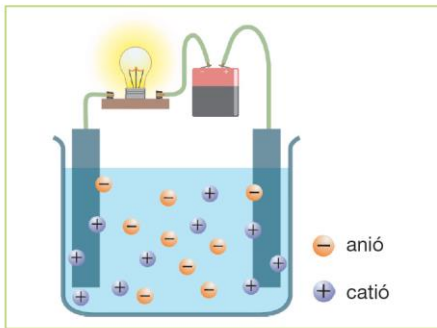
Reaccions àcid-base

Propietats d'àcids i bases o àlcalis:

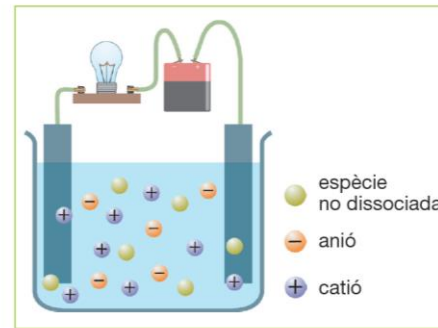
Àcids	Bases
<ul style="list-style-type: none">■ Tenen gust agre.■ Les seves solucions solen tenir poder dissolvent.■ Canvien el color d'alguns colorants naturals.■ Són corrosius.■ Perden les seves propietats en reaccionar amb una base.	<ul style="list-style-type: none">■ Solen tenir gust amarg.■ Les seves dissolucions tenen poder desgreixador.■ Canvien el color d'alguns colorants naturals.■ Solen tenir un tacte untuós i llefiscós quan estan concentrades.■ Són corrosives.■ Perden les seves propietats en reaccionar amb un àcid.

Electròlits

Teoria de la dissociació electrolítica d'Arrhenius: hi ha substàncies anomenades **electròlits** que, en dissolució aquosa, es dissocien en ions positius (cations) i ions negatius (anions), i donen una dissolució capaç de conduir el corrent elèctric.



Electròlit fort:
substància que
es troba
totalment
dissociada.



Electròlit feble:
substància que
es troba
parcialment
dissociada.

No-electròlit: substància que no es pot dissociar.

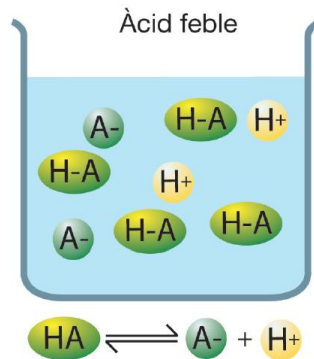
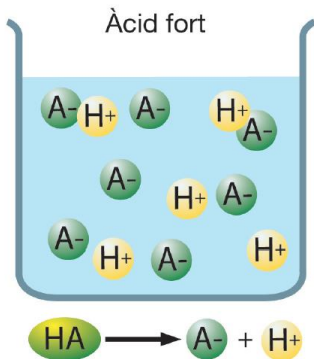
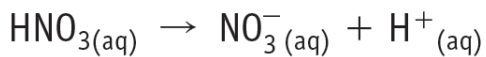
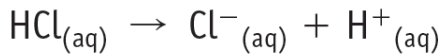
Segons d'Arrhenius existeixen:

- Àcids forts i febles.
 - Bases fortes i febles.
- } **Limitacions:** aplicable només a dissolucions aquoses i compostos que tinguin ions hidrogen o ions hidroxil.

Àcids i bases segons Arrhenius

Àcid és qualsevol electròlit que, en dissoldre's en aigua, es dissocia en ions hidrogen H^+ i en l'anió respectiu.

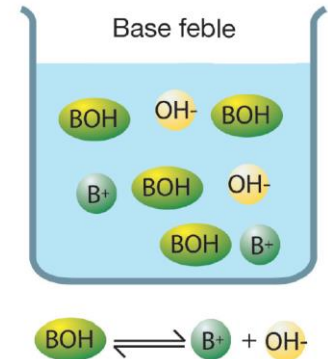
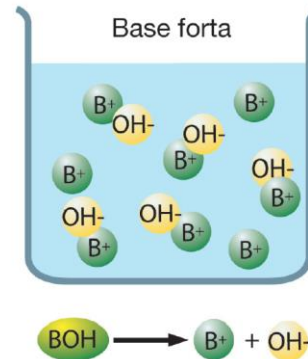
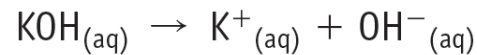
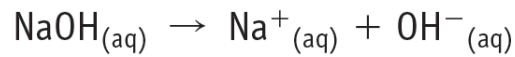
Exemples:



Àcids forts: HCl, HClO₄, HBr, H₂SO₄ i HNO₃.

Base és qualsevol electròlit que, en dissoldre's en aigua, es dissocia en ions hidroxil OH^{-} i en el catió respectiu.

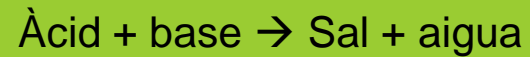
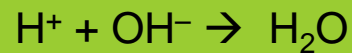
Exemples:



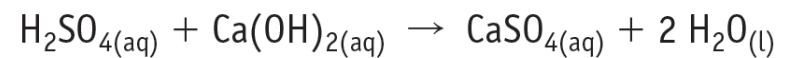
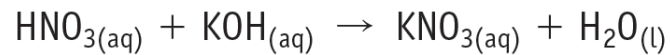
Bases fortes: NaOH, KOH i Ca(OH)₂.

Neutralització

La **neutralització** és la reacció que es dona entre els ions hidroxil d'una base i els ions hidrogen d'un àcid per formar molècules d'aigua.

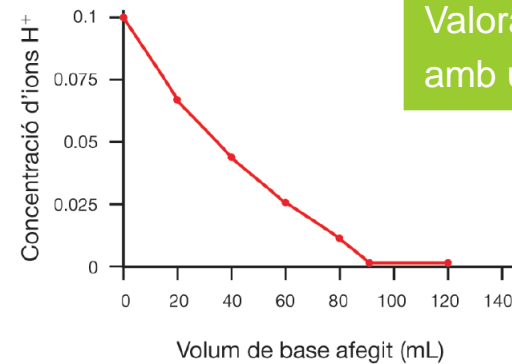
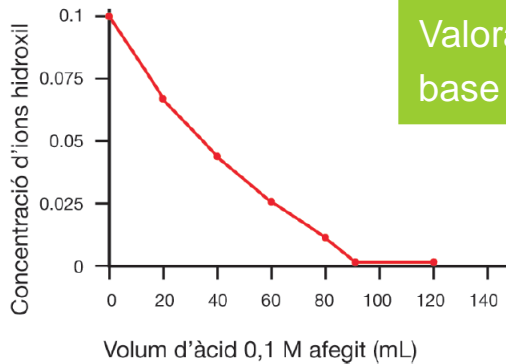


Exemples:



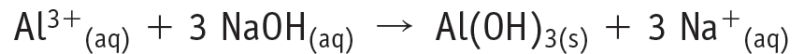
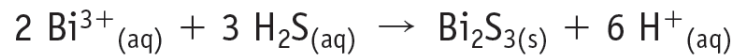
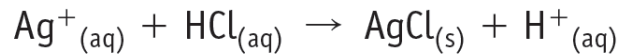
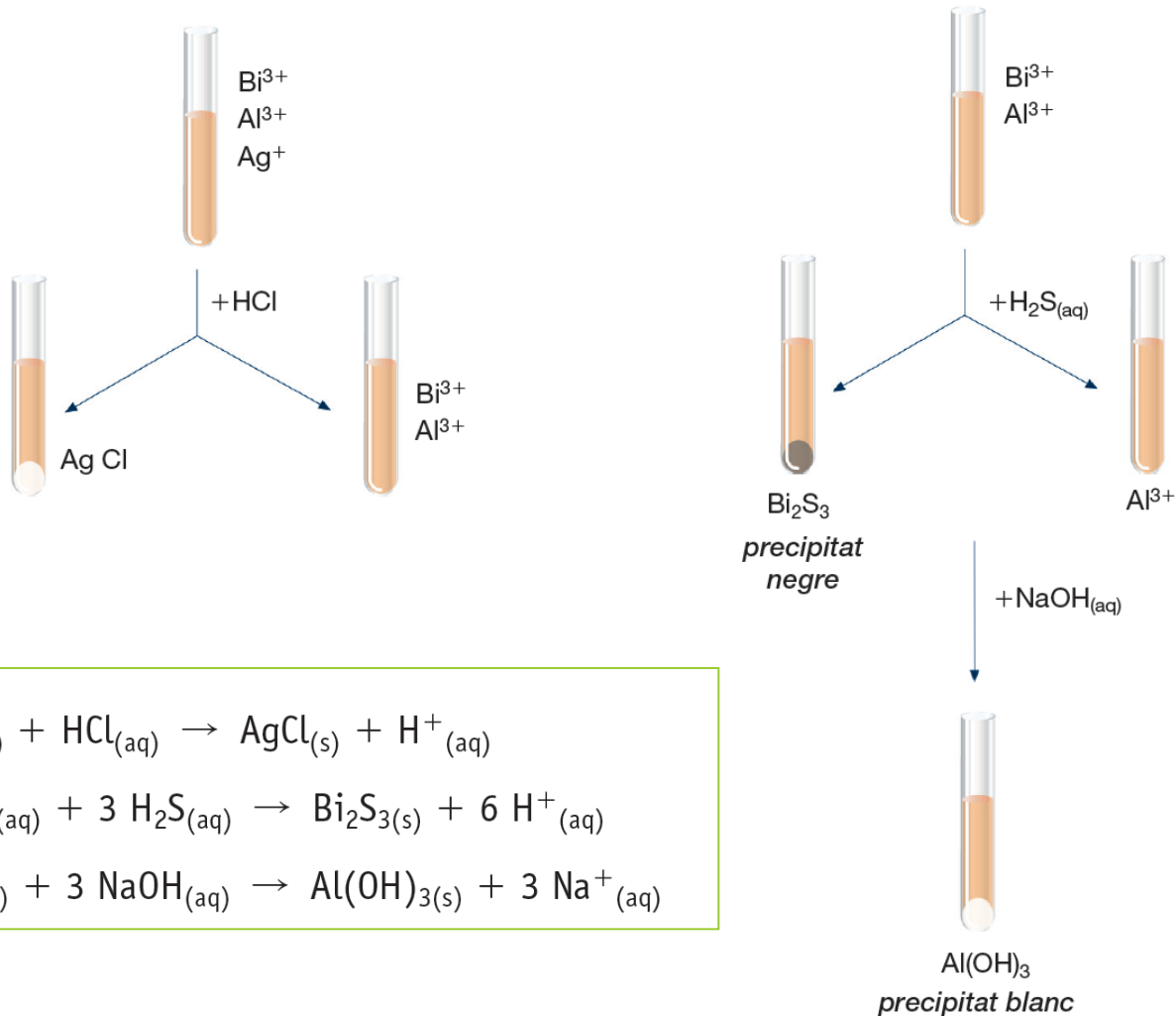
Valoracions àcid-base

Valoració àcid-base: el procés mitjançant el qual es determina la concentració d'àcid o de base que conté una dissolució determinada mitjançant la seva reacció amb una base o un àcid de concentració coneguda.



Reaccions de precipitació

Identificació de Bi^{3+} , Al^{3+} i Ag^+ en una dissolució:

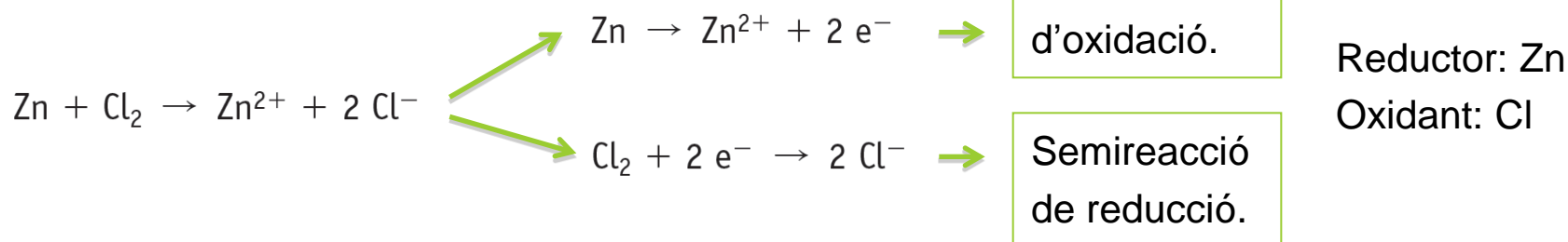


Reaccions d'oxidació-reducció

Les reaccions d'**oxidació-reducció (redox)** són les transformacions en les quals es produeix un intercanvi d'electrons entre reactius.

- **Oxidació:** procés en el qual una substància perd electrons.
- **Reducció:** procés en el qual una substància guanya electrons.

Exemple de reacció redox:



Reductor: espècie química que s'oxida, que perd electrons.
Reductor \rightarrow oxidant + $n \text{e}^-$.

Oxidant: espècie química que es redueix, que guanya electrons.
Oxidant + $n \text{e}^- \rightarrow$ reductor.

Nombre d'oxidació

El **nombre d'oxidació** d'un àtom en un compost es defineix com la càrrega que presentaria l'àtom si el compost estigués format per ions.

- Un augment en el nombre d'oxidació d'un àtom n'implica l'oxidació.
- Una disminució en el nombre d'oxidació d'un àtom n'implica la reducció.

Per determinar el **nombre d'oxidació d'un àtom**:

- ① En els ions monoatòmics, el nombre d'oxidació de l'àtom és igual a la càrrega de l'ió.
- ② El nombre d'oxidació d'un element és zero, igual que les seves formes al·lotròpiques.
- ③ El nombre d'oxidació de cada àtom d'oxigen en tots els compostos és -2 , excepte en els peròxids, en els quals és -1 .
- ④ El nombre d'oxidació de l'hidrogen és -1 , excepte en els hidrurs metàl·lics, en els quals és -1 .
- ⑤ En qualsevol compost, el nombre d'oxidació d'un metall alcalí és sempre -1 , i el d'un metall alcalinoterri, sempre és -2 .
- ⑥ El nombre d'oxidació de cada àtom d'un halogen en els halurs és -1 .
- ⑦ En un compost poliatòmic, s'ha de verificar que la suma resultant de multiplicar cada àtom pel nombre d'oxidació corresponent sigui igual a zero.
- ⑧ En un ió poliatòmic, la suma resultant de multiplicar cada àtom de l'ió pel seu nombre d'oxidació ha de ser igual a la càrrega de l'ió.

Igualació de les reaccions redox

Passos a seguir per igualar reaccions redox:

- ① Escriure l'equació química de la reacció tenint en compte les dissociacions de les sals i dels àcids i les bases presents en el medi de reacció.
- ② Determinar els nombres d'oxidació de tots els àtoms.
- ③ Identificar l'espècie que s'oxida i l'espècie que es redueix.
- ④ Escriure l'equació química de cadascuna de les semireaccions d'oxidació i de reducció.
- ⑤ Igualar el nombre d'àtoms de les equacions de semireacció posant els coeficients estequiòmètrics adequats i seguint aquest ordre:
 - a) Igualar el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen.
 - b) Igualar el nombre d'àtoms d'oxigen.
 - c) Igualar el nombre d'àtoms d'hidrogen.
- ⑥ Igualar les càrregues elèctriques, posant els electrons guanyats o perduts en cada semireacció en el costat de la reacció adequat.
- ⑦ Igualar el nombre d'electrons guanyats i perduts en cada semireacció, multiplicant globalment cada semireacció pel nombre d'electrons guanyats o perduts de l'altra semireacció.
- ⑧ Sumar les dues semiequacions i escriure l'equació redox completa en forma iònica.
- ⑨ Escriure la reacció completa en forma molecular, si és el cas.