QUÍMICA 2 BATXILLERAT

Unitat 8

REACCIONS DE TRANSFERÈNCIA D'ELECTRONS

Unitat 9

APLICACIONS DE LES REACCIONS REDOX



Índex

- Concepte d’oxidació/reducció
- *Igualació de reaccions redox*
- Volumetries redox
- Piles (cel·les galvàniques)
- Força electromotriu
- Electròlisi

Concepte d'oxidació/reducció

Les reaccions de transferència d'electrons s'anomenen reaccions d'oxidació-reducció (reaccions redox).

Oxidació: procés en què una espècie química (àtom, molècula o ió) perd electrons.

Reducció: procés en què una espècie química guanya electrons.

Tenen lloc simultàniament les semirreaccions d'oxidació i de reducció.

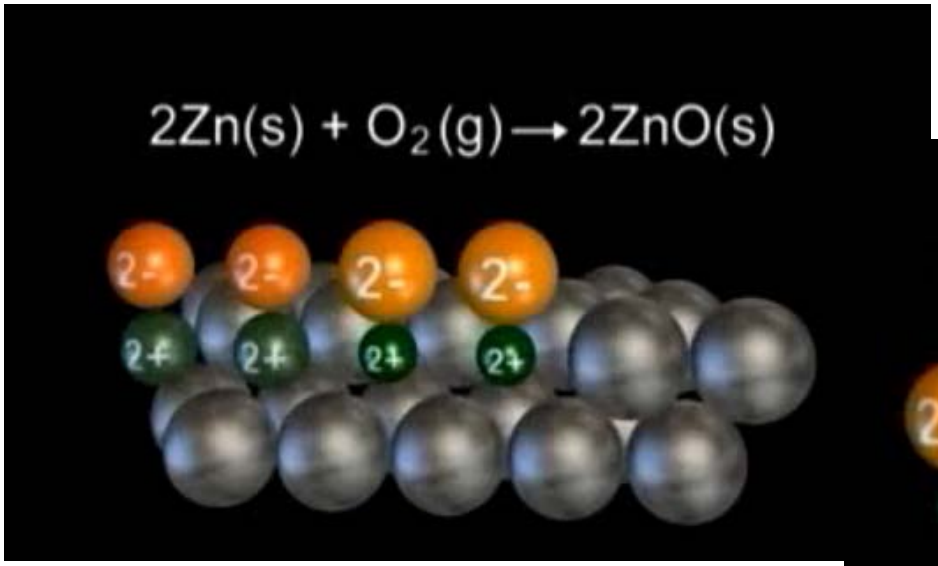
Oxidació: $Zn\ (s) \leftrightarrow \mathbf{Zn^{2+}}\ (aq) + 2\ e^-$

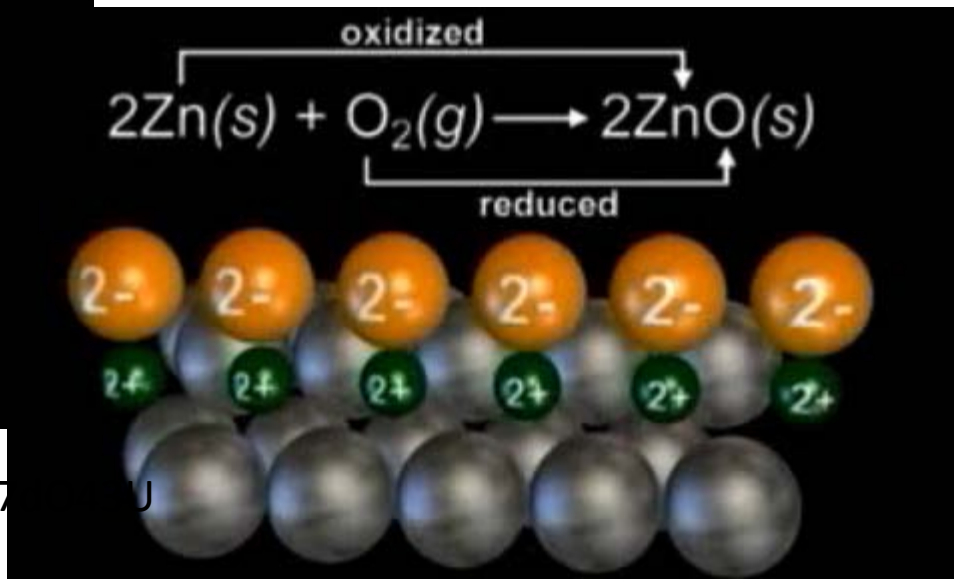
Reducció: $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \leftrightarrow \mathbf{Cu\ (s)}$

Redox global: $Cu^{2+}\ (aq) + Zn\ (s) \leftrightarrow \mathbf{Cu\ (s) + Zn^{2+}}\ (aq)$

Sempre que una espècie química guanyi electrons, n'hi ha d'haver una altra que simultàniament en perdi.

Concepte d'oxidació/reducció





http://www.youtube.com/watch?v=r1qeV

Els electrons es transfereixen d'una espècie química a una altra.

Concepte d'oxidació/reducció

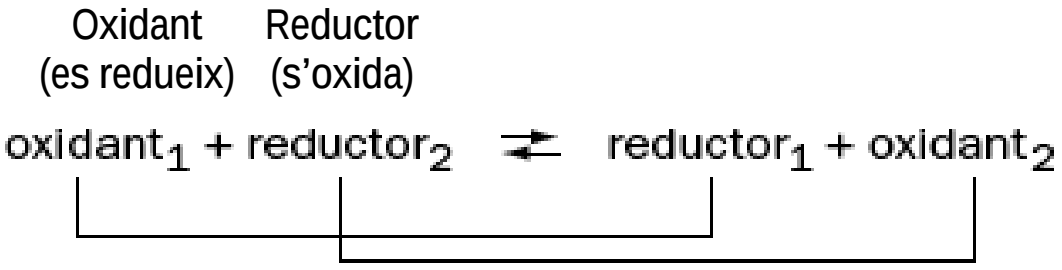
Oxidant: tota espècie química que pot provocar una oxidació. Un oxidant en reaccionar, es redueix.

Reductor: tota espècie química que pot provocar una reducció. Un reductor, en reaccionar s'oxida.

Oxidació: $Zn\ (s) \leftrightarrow \mathbf{Zn^{2+}}\ (aq) + 2\ e^-$

Reducció: $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \leftrightarrow \mathbf{Cu\ (s)}$

Redox global: $Cu^{2+}\ (aq) + Zn\ (s) \leftrightarrow \mathbf{Cu\ (s) + Zn^{2+}}\ (aq)$



En la reacció global, el nombre d'electrons guanyats per l'oxidant és igual al nombre d'electrons perduts pel reductor.

Concepte d'oxidació/reducció

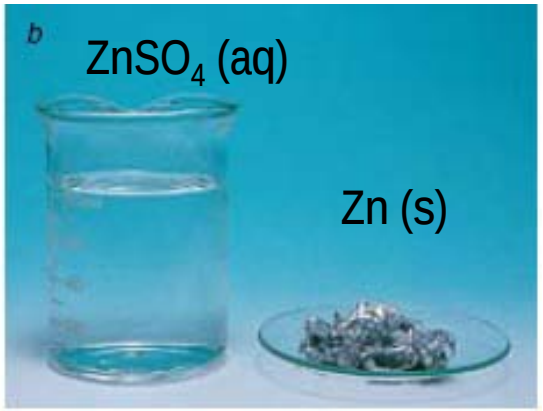
Redox global: Cu^{2+} (aq) + Zn (s) ↔ **Cu (s) + Zn^{2+}** (aq)

Oxidant (es redueix) Reductor (s'oxida)

$$\text{oxidant}_1 + \text{reductor}_2 \rightleftharpoons \text{reductor}_1 + \text{oxidant}_2$$

Exemples de parells conjugats



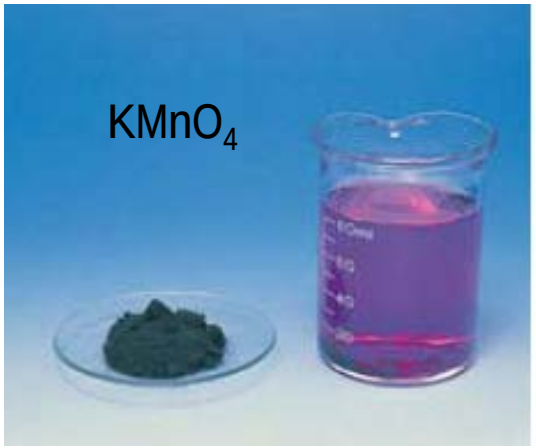


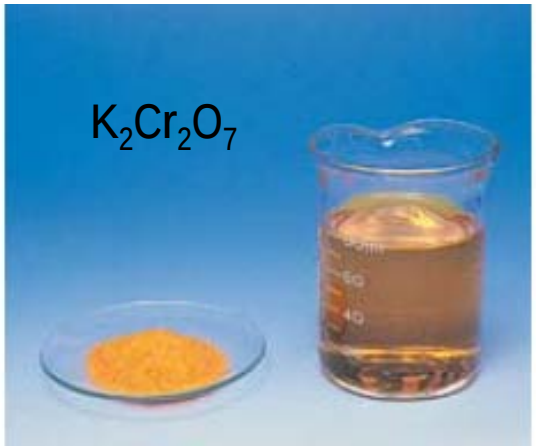
Concepte d'oxidació/reducció

Agents reductors habituals:
-Monòxid de carboni (CO)
- Sofre i fòsfor
- Metalls com l'alumini, magnesi, sodi i potassi

Agents oxidants habituals:
- O_2 i O_3
- Halògens: F_2, Cl_2, Br_2, I_2,
- Lleixiu (NaClO (aq)) i clorats (ClO_3^-)
- Àcid nítric (HNO_3) i àcid sulfúric (H_2SO_4)

Exemples d'agents oxidants





Concepte d'oxidació/reducció

El nombre d'oxidació (NO) d'un àtom és la seva càrrega elèctrica, real o teòrica.

Recordatori:

- El NO d'un àtom d'un element lliure és zero.
- El NO de qualsevol ió monoatòmic és igual a la seva càrrega elèctrica.
- El NO del fluor és sempre –I.
- El NO de l'oxigen és –II, excepte en els compostos amb fluor (és II) i en els peròxids (-I).
- L'hidrogen presenta NO I quan es combina amb els no metalls.
- L'hidrogen presenta NO –I quan es combina amb els metalls.
- Tots els metalls alcalins presenten sempre NO I, mentre que els metalls alcalinoterris presenten sempre NO II (i l'alumini +III).
- Hi ha elements que poden tenir diferents NO segons el compost que formen. Ex. $SbCl_3$, antimoni +III; $SbCl_5$, antimoni +V.
- La suma algebraica dels NO d'un compost neutre ha de ser zero.

Concepte d'oxidació/reducció

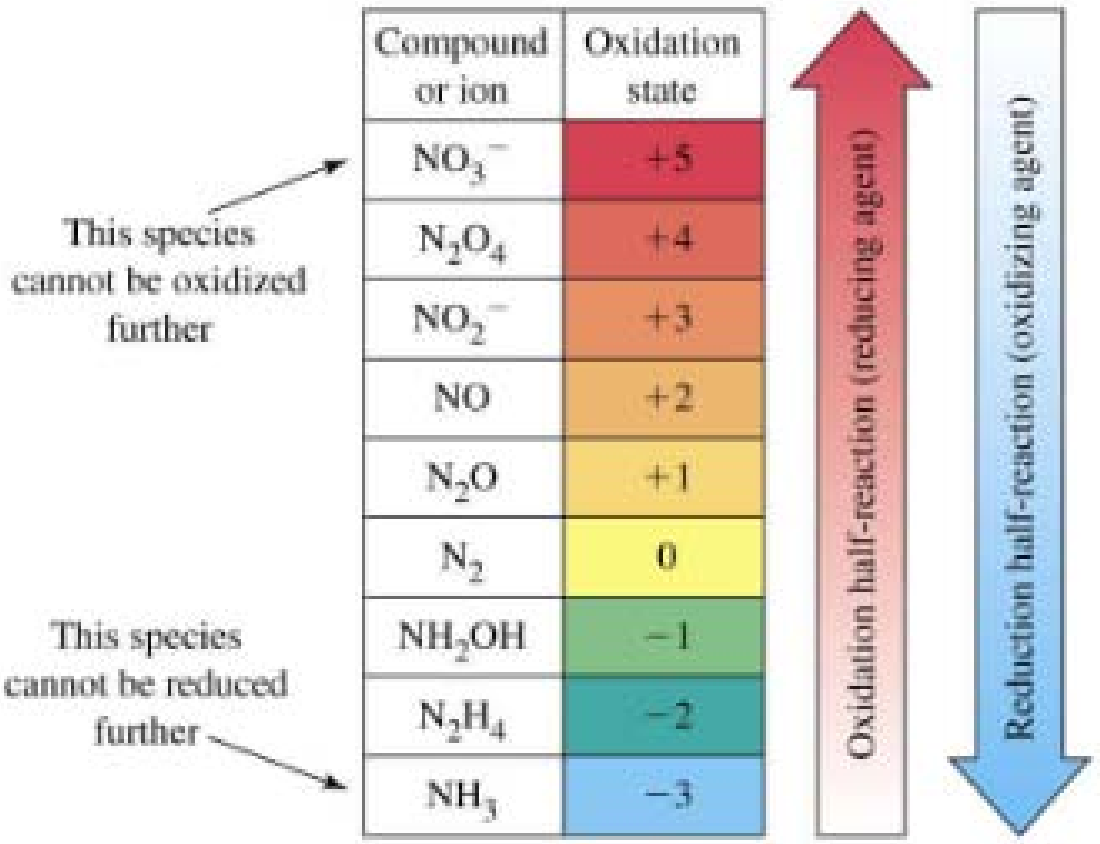
	Nombre d'oxidació		Nombre d'oxidació
Cu	0	H_2O	H = I; O =-II → **2**·I – II = 0
Ag^+	I	HClO	H= I; O = -II; Cl = I → I – II +I = 0
Cu^{2+}	II	$HClO_3$	H= I; O = -II; Cl = V → I + 3·(– II) +V = 0
Cl^-	-I	NO_3^-	O = -II; N = V → 3·(– II) +V = -1
Cl_2	0	$KMnO_4$	O = -II; K = I; Mn = VII → 4·(– II) + I + VII = 0

Calculeu el nombre d'oxidació del S i del Cr:

H_2SO_4

$Cr_2O_7^{2-}$

Concepte d'oxidació/reducció



Indiqueu en quina de les fórmules següents el clor està en la forma més oxidada i en quina està en la més reduïda:

$HClO_4$; HCl; $HClO_3$; ClO_2^-

Concepte d'oxidació/reducció

En una oxidació, el nombre d'oxidació augmenta:

$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$

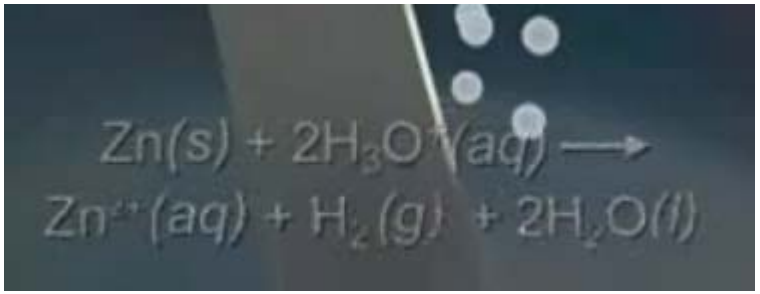
0 +II

En una reducció, el nombre d'oxidació disminueix:

$Ag^+\ (aq) + e^- \rightarrow Ag\ (s)$

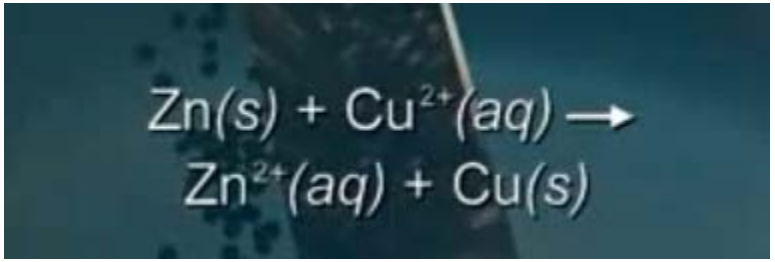
+I 0

Concepte d'oxidació/reducció



$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

reducing agent



$$2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2H_2O$$

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

oxidizing agents

http://www.youtube.com/watch?v=wVYyCEfGrG

Exercici

Identifica l'oxidant i el reductor:

a) $4\ Na\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ Na_2O\ (s)$

b) $Zn\ (s) + S\ (s) \rightarrow ZnS\ (s)$

c) $2\ Al\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \rightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$

d) $Mg\ (s) + F_2\ (g) \rightarrow MgF_2\ (s)$

Oxidant: espècie que es redueix.

Reductor: espècie que s'oxida.

a) $4\ Na\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ Na_2O\ (s)$

0 0 +I -II

Reductor Oxidant

S'oxida Es redueix

Exercici

Identifica l'oxidant i el reductor:

a)4 Na (s) + O_2 (g) → 2 Na_2O (s)

b)Zn (s) + S (s) → ZnS (s)

c)2 Al (s) + 6 HCl (aq) → 2 $AlCl_3$ (aq) + 3 H_2 (g)

d)Mg (s) + F_2 (g) → MgF_2 (s)

Oxidant: espècie que es redueix.

Reductor: espècie que s'oxida.

a) 4 Na (s) + O_2 (g) → 2 Na_2O (s)

0 0 +I -II

Reductor Oxidant

S'oxida Es redueix

c) 2 Al (s) + 6 HCl (aq) → 2 $AlCl_3$ (aq) + 3 H_2 (g)

0 -I +III 0

Reductor Oxidant

S'oxida Es redueix

Els clorurs no s'oxiden ni es redueixen: són ions espectadors.

Exercici

Escriviu la reacció redox i indiqueu qui és l'oxidant i qui és el reductor:

El sofre reacciona amb el sodi i s'obté sulfur de sodi.



Exercici

Escriviu la reacció redox i indiqueu qui és l'oxidant i qui és el reductor:
El sofre reacciona amb el sodi i s'obté sulfur de sodi.

En aquesta reacció, el sofre guanya electrons, és l'oxidant, i el sodi els perd, és el reductor.

$$S\ (s) + 2\ Na\ (s) \rightarrow Na_2S\ (s)$$

0 0 +I -II

Oxidant Reductor

Es redueix S'oxida



Oxidant: espècie que es redueix.

Reductor: espècie que s'oxida.

Concepte d'oxidació/reducció

$$\underset{\text{Oxidació}}{\text{Re}\,ductor \rightarrow \text{Pr}\,oducte + e^-}$$

*Dis*min*ució d'electrons* — *Augment del nombre d'oxidació*

$$\underset{\text{Reducció}}{Oxidant + e^- \rightarrow \text{Pr}\,oducte}$$

Guany d'electrons — *Dis*min*ució del nombre d'oxidació*

Oxidació: procés de pèrdua d'electrons per part d'un reductor.

Reducció: procés de guany d'electrons per part d'un oxidant.

Concepte d'oxidació/reducció

Compostos de carboni

alcà < alquè < alquí < alcohol < aldehid o cetona < àcid carboxílic

augment del nombre d'oxidació del C en els diferents grups funcionals

ex. CH_3-CH_3 < CH_2=CH_2 < CH≡**CH** < **CH**$_3$-CH_2OH < CH_3-CHO < CH_3-COOH

✓ Una substància s'oxida si incorpora oxigen o perd àtoms d'H

✓ Una substància es redueix si perd oxigen o incorpora àtoms d'H

Totes les combustions de compostos de carboni són redox. Ex.:

CH_4 (g) + 2 O_2 (g) → CO_2 (g) + 2 H_2O (g)

-IV 0 IV -II

Igualació de reaccions redox

Per igualar les reaccions redox cal:

- ✓ un balanç de masses
- ✓ un balanç de càrregues

Escriviu la reacció següent:

El sofre reacciona amb el sodi i s'obté sulfur de sodi.



Igualació de reaccions redox

El sofre reacciona amb el sodi i s'obté sulfur de sodi.

$$S\,(s) + 2\,Na\,(s) \rightarrow Na_2S\,(s)$$

0 0 +I -II

Oxidant Reductor

Es redueix S'oxida



semirreacció de reducció: $S + 2\,e^- \rightarrow S^{2-}$

semirreacció d'oxidació: $(Na \rightarrow Na^+ + 1\,e^-) \cdot 2$

---

redox global: $S\,(s) + 2\,Na\,(s) \rightarrow Na_2S\,(s)$

- ✓ balanç de masses
- ✓ balanç de càrregues

Igualació de reaccions redox

Mètode de l'ió-electró: mètode sistemàtic que es pot seguir per igualar les reaccions redox (cal un balanç de masses i de càrregues):

1. Escrivim l'equació química de la reacció tenint en compte les dissociacions de sals, àcids i hidròxids que poden experimentar en medi aquós algunes de les espècies que intervenen en la reacció.
2. Esbrinem el nombre d'oxidació de cada àtom.
3. Identifiquem l'espècie que s'oxida i l'espècie que es redueix.
4. Escrivim l'equació química de cada semireacció d'oxidació i reducció.
5. Igualem el nombre d'àtoms de les semireaccions segons l'ordre següent:
   a) Igualem el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen.
   b) Igualem el nombre d'àtoms d'oxigen.
   c) Igualem el nombre d'àtoms d'hidrogen.
6. Igualem les càrregues, indicant els electrons guanyats o perduts en cada semireacció.
7. Igualem el nombre d'electrons guanyats i perduts en cada semireacció.
8. Sumem les dues semiequacions i escrivim l'equació redox completa, en forma molecular.

Igualació de reaccions redox

Ex. Reacció en medi àcid: .....HNO_3 + ...HI → **.....NO + ...I_2** + ...H_2O

1. Equació redox en forma iònica (només es dissocien àcids, sals i hidròxids!):

$H^+ + NO_3^- + H^+ + I^- \rightarrow$ **NO + I_2** + H_2O

2. Esbrinem el nombre d'oxidació de cada àtom.

$H^+ + NO_3^- + H^+ + I^- \rightarrow$ **NO + I_2** + H_2O

I V -II I -I II -II 0 I -II

3. Identifiquem l'espècie que s'oxida i l'espècie que es redueix.

$H^+ + NO_3^- + H^+ + I^- \rightarrow NO + I_2 + H_2O$

V -I II 0

es redueix s'oxida

4. Escrivim l'equació química de cada semireacció d'oxidació i reducció.

oxidació: $I^- \rightarrow$ **I_2**

reducció: $NO_3^- \rightarrow$ **NO**

Igualació de reaccions redox

5. Igualem el nombre d'àtoms de les semireaccions segons l'ordre següent:

a) Igualem el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen.

b) Igualem el nombre d'àtoms d'oxigen.

c) Igualem el nombre d'àtoms d'hidrogen.

a) oxidació: $2\ I^- \rightarrow \mathbf{I_2}$

a,b) reducció: $NO_3^- \rightarrow \mathbf{NO} + 2\ H_2O$ (en solució àcida, per cada àt. d'O que falti s'hi afegeix una molècula d'H_2O)

c) reducció: $NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow \mathbf{NO + 2\ H_2O}$

6. Igualem les càrregues, indicant els electrons guanyats o perduts en cada semireacció.

oxidació: $2\ I^- \rightarrow \mathbf{I_2} + 2\ e^-$

reducció: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow \mathbf{NO + 2\ H_2O}$

Igualació de reaccions redox

7. Igualem el nombre d'electrons intercanviats en les dues semireaccions.

oxidació: $3 \cdot (2\ I^- \rightarrow \mathbf{I_2} + 2\ e^-)$

reducció: $2 \cdot (NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow \mathbf{NO + 2\ H_2O})$

oxidació: $6\ I^- \rightarrow \mathbf{3\ I_2} + 6\ e^-$

reducció: $2\ NO_3^- + 8\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow \mathbf{2NO + 4\ H_2O}$

redox global: $2\ NO_3^- + 8\ H^+ + 6\ I^- \rightarrow \mathbf{2\ NO + 4\ H_2O}$ (és l'equació iònica ajustada)

8. Sumem les dues semiequacions i escrivim l'equació redox completa, en forma molecular.

redox global: $2\ HNO_3 + 6\ HI \rightarrow \mathbf{2\ NO + 4\ H_2O} + 3\ I_2$ (és l'equació molecular ajustada)

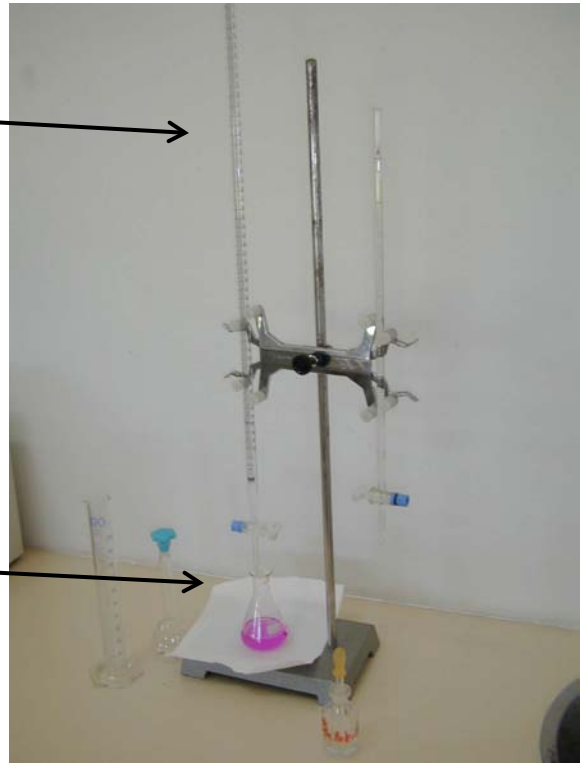
Valoracions redox

Una volumetria redox ens permet conèixer la concentració d'una solució d'un reductor, fent-lo reaccionar amb un oxidant de concentració coneguda i viceversa.

La tècnica de la valoració redox és la mateixa que la d'una valoració àcid-base i es realitza afegint progressivament una dissolució **valorant** col·locada en una **bureta** sobre un **volum exactament mesurat** de la dissolució problema.

bureta
solució valorant de concentració coneguda

erlenmeyer
solució problema de concentració desconeguda (volum conegut)

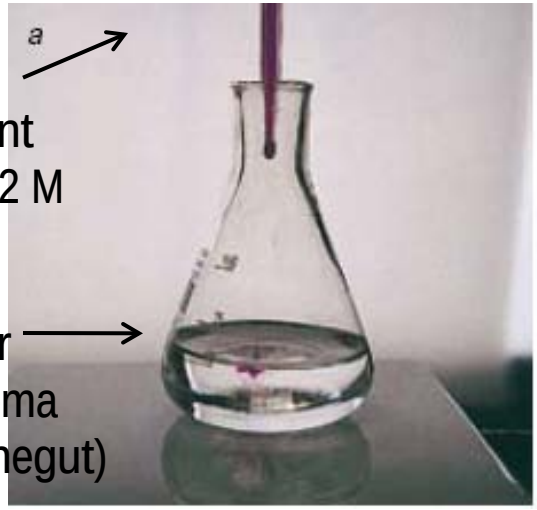


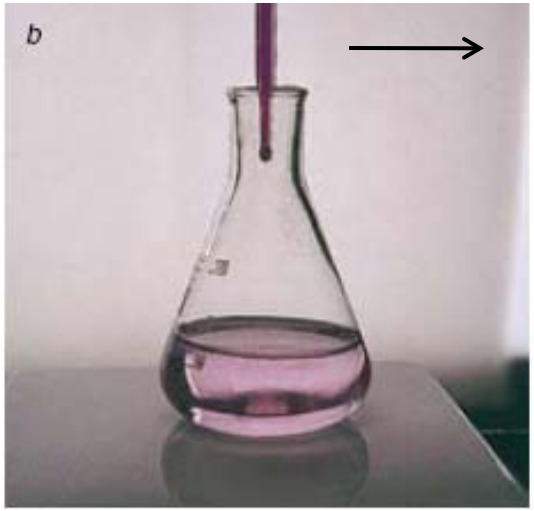
Valoracions redox

El procés de valoració acaba quan l'indicador usat canvia de color i això succeeix en el moment en que hi ha quantitats equivalents d'oxidant i de reductor (**punt d'equivalència**). A vegades no cal utilitzar indicador i és suficient la diferència de coloració que presenten les formes oxidada i reduïda d'un parell redox.

bureta
sol. valorant
$KMnO_4$ 0,02 M

erlenmeyer
sol. problema
(volum conegut)





Punt d'equivalència: a partir del volum de sol. valorant emprat podrem saber la concentració de H_2O_2 en la sol. problema

Valoració de peròxid d'hidrogen amb permanganat de potassi 0,02 mol dm^{-3}.
a) La decoloració immediata dels ions permanganat indica que a l'erlenmeyer hi ha peròxid d'hidrogen sense reaccionar.
b) Punt final de la valoració.
En aquesta volumetria redox s'utilitza com a indicador el mateix reactiu valorant (ió MnO_4^-).

Valoracions redox

Exercici:

10,0 cm^3 d'aigua oxigenada s'acidulen amb un excés d'àcid sulfúric i es valoren amb una solució 0,10 mol dm^{-3} de permanganat de potassi. Per assolir el punt d'equivalència, es gasten 12,0 cm^3 d'aquesta última solució.

Calcula els grams de peròxid d'hidrogen dissolts en cada dm^3 de solució valorada (concentració en massa).

Resposta: 10,2 g dm^{-3}