

Kafli 4

Efnahvörf í vatnslausnum

Hvörf í vatnslausnum

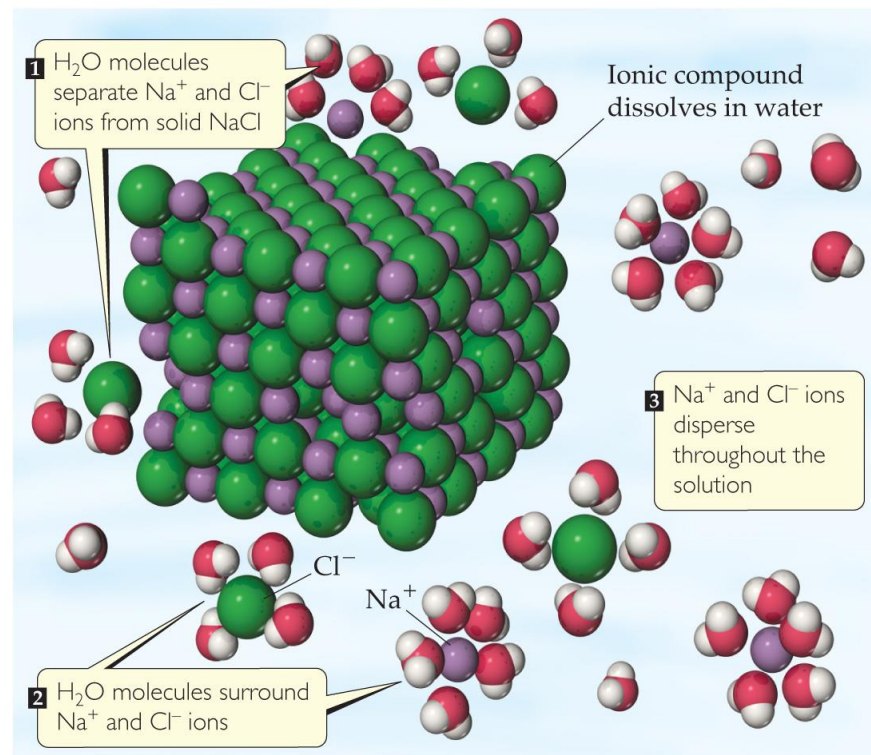
- Nær tveir þriðju hlutar af yfirborði jarðar eru þaktir vatni.
- Vatn hefur margvíslega eiginleika eins og t.d. að vera góður leysir og mynda auðveldlega **vatnslausnir**.
- Skilningur á efnahvörfum í vatnslausnum er mikilvægur m.a. vegna þess að efnahvörf í líkamanum fara fram í vatnslausn.

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

- Lausnir eru einsleitar efnablöndur tveggja eða fleiri efna.
 - Efnið sem er í mestu magni í lausn er kallaður **leysir** og efnið eða efnin sem eru í minna magni kallast **uppleyst efni**.
 - T.d. Saltvatnslausn
 - Vatn: Leysirinn
 - Matarsalt: Uppleysta efnið

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

- Þegar auðleyst jónaefni eru leyst upp þá klofnar það í þær jónir sem efnið er samsett úr.
- Vatnið klýfur jónirnar frá hver annarri.
- Skammstöfun fyrir vatnslausnir er **(aq)**.
- Dæmi: NaCl leyst upp í vatni:



(a) Ionic compounds like sodium chloride, NaCl, form ions when they dissolve

© 2012 Pearson Education, Inc.

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Eðli rafvaka

- **Rafvakar** eru efni sem mynda lausnir sem leiða rafstraum.
 - Til þess að flytja rafstraum í lausn þarf lausnin að innihalda agnir með hleðslu (jónir).
 - Rafvakar flokkast í **ramma** og **daufa** rafvaka eftir því hversu vel þeir klofna í jónir.
- **Rafdeyður** eru lausnir sem leiða ekki rafstraum.
- Almennt gildir að sameindaefni flokkast sem rafdeyður og jónaefni sem rafvakar.

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

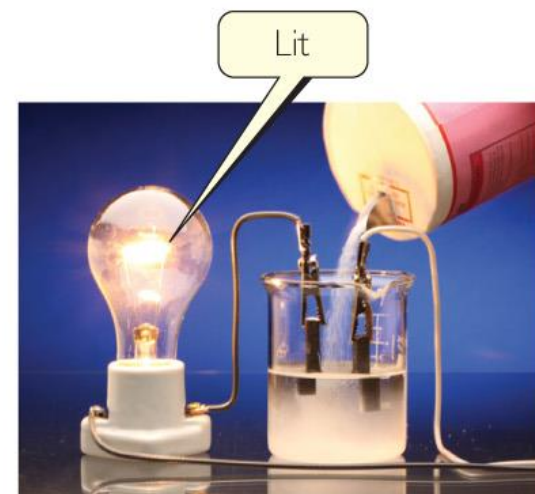
- Til að meta hvort lausn innihaldi rafvaka má gera prófanir á rafleiðni.



Pure water,
 $\text{H}_2\text{O}(l)$
does not conduct electricity



Sucrose solution,
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(aq)$
Nonelectrolyte
does not conduct electricity



Sodium chloride solution,
 $\text{NaCl}(aq)$
Electrolyte
conducts electricity

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Jónaefni í vatni

- Jónaefni klofna í jónir í vatnslausnum og verða umkringdar vatnssameindum.
- Jónirnar gera það að verkum að hægt er að leiða rafstraum í vatnslausn.

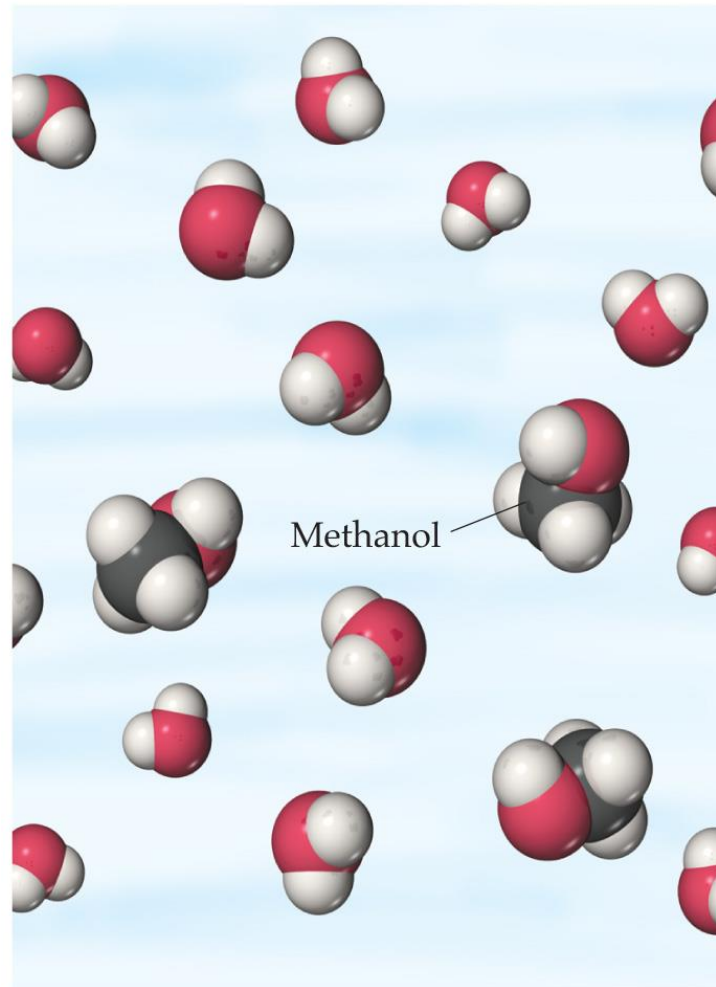
Sameindaefni í vatni

- Þegar sameindaefni eru leyst upp í vatni klofna sameindirnar frá hver annarri.
- Sameindir í lausn eru óhlaðnar og leiða því ekki rafstraum.

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Dæmi um
sameindaefni í
vatni:

Vatnslausn af
metanóli.



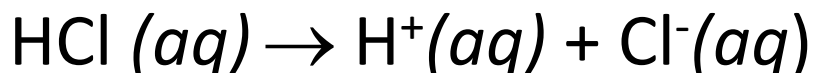
(b) Molecular substances like methanol,
 CH_3OH , dissolve without forming ions

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Rammir og daufir rafvakar

- Jónaefni sem klofna fullkomlega í jónir eru **rammir rafvakar**.

Dæmi: Saltsýra (HCl) klofnar fullkomlega í jónir í vatnslausn og er því rammur rafvaki.

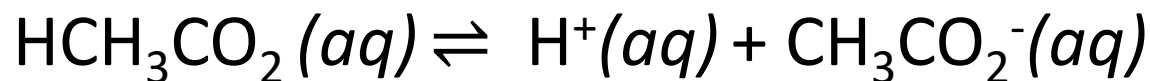


- Örin í aðra átt gefur til kynna að um ramman rafvaka sé að ræða.
- Auðleyst jónaefni, rammar sýrur og rammir basar eru allt rammir rafvakar.

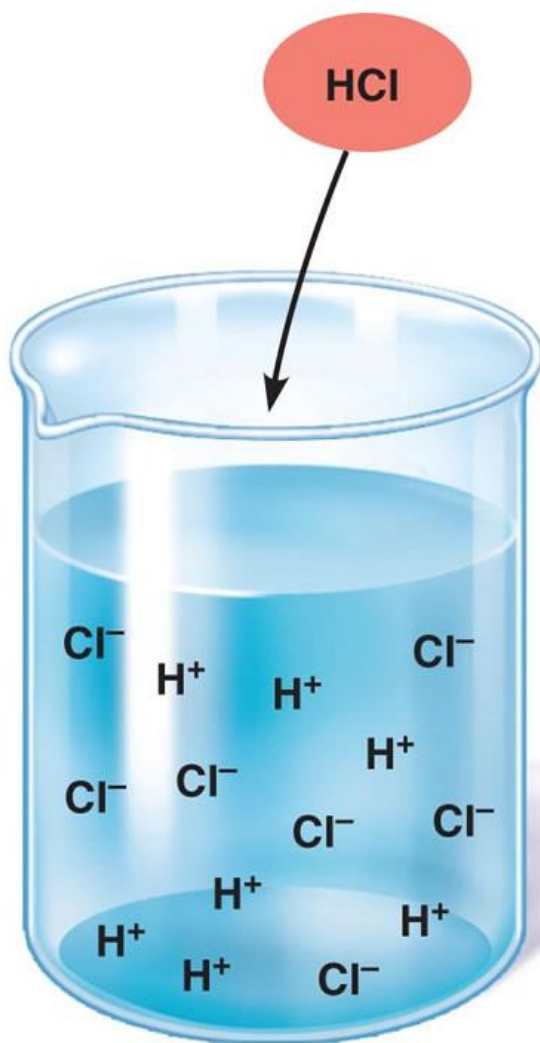
4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

- Efni sem ekki klofna fullkomlega í jónir þegar þau eru leyst upp í vatni kallast **daufir rafvakar**.

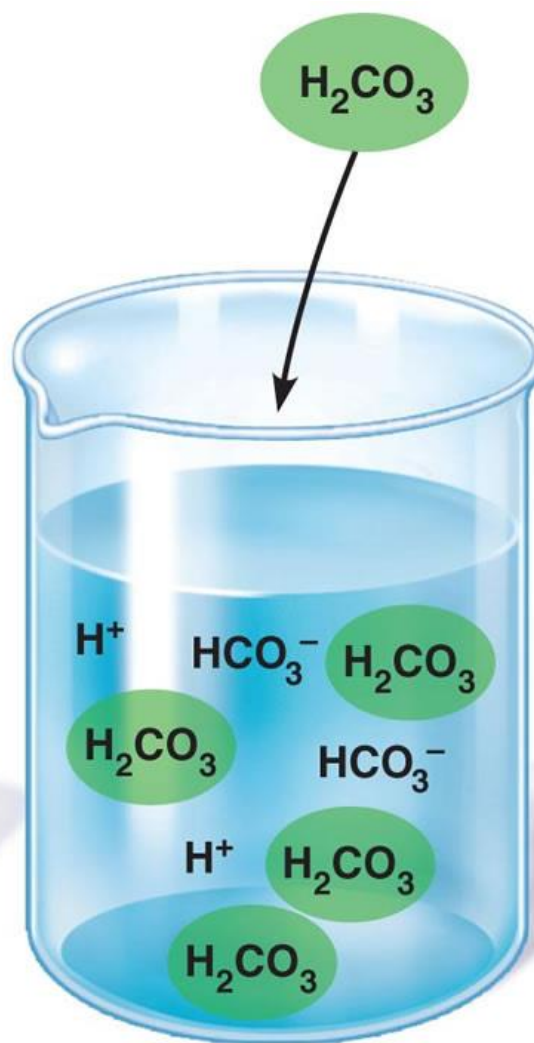
Dæmi: Ediksýra (HCH_3CO_2) klofnar að hluta til í jónir í vatnslausn og er því daufur rafvaki.



- Örin í báðar áttir gefur til kynna að efnið klofnar ekki fullkomlega heldur myndar svokallað **efnajafnvægi**.
- **Daufar sýrur og daufir basar eru daufir rafvakar.**



(a) A strong acid such as HCl dissociates completely into its ions.



(b) A weak acid such as H_2CO_3 does *not* dissociate completely.

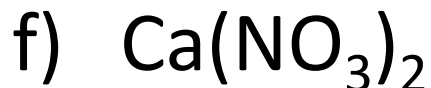
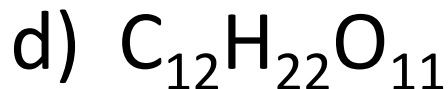
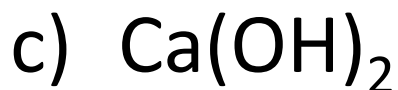
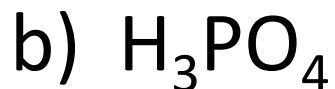
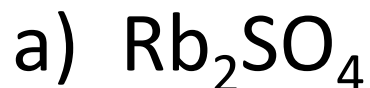
4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Dæmi 2: Flokkaðu eftirfarandi efnasambönd í ramma rafvaka, daufa rafvaka eða rafdeyður:

Efnasamband	Rammur rafvaki	Daufur rafvaki	Rafdeyða
HNO_2			
CO_2			
K_2S			
HBr			
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$			

4.1 Algengir eiginleikar vatnslausna

Dæmi 1: Hvaða agnir eru til staðar í lausn þegar eftirfarandi efni eru leyst upp í vatni:



Jónatafla

Áljón	Al^{3+}	Asetatjón	CH_3COO^-
Ammóníumjón	NH_4^+	Brómíðjón	Br^-
Barínjón	Ba^{2+}	Brómatjón	BrO_3^-
Blý(II)jón	Pb^{2+}	Brómítjón	BrO_2^-
Blý(IV)jón	Pb^{4+}	Díkrómatjón	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Gull(I)jón	Au^+	Flúoríðjón	F^-
Gull(III)jón	Au^{3+}	Fosfíðjón	P^{3-}
Járn(II)jón	Fe^{2+}	Fosfatjón	PO_4^{3-}
Járn(III)jón	Fe^{3+}	Hýdriðjón	H^-
Kadínjón	Cd^{2+}	Hýdroxíðjón	OH^-
Kalínjón	K^+	Hýpóbrómítjón	BrO^-
Kalsínjón	Ca^{2+}	Hýpóklórítjón	ClO^-
Kóbalt(II)jón	Co^{2+}	Karbíðjón	C_2^{2-}
Kóbalt(III)jón	Co^{3+}	Karbónatjón	CO_3^{2-}
Kopar(I)jón	Cu^+	Klóratjón	ClO_3^-
Kopar(II)jón	Cu^{2+}	Klóriðjón	Cl^-
Króm(II)jón	Cr^{2+}	Klórítjón	ClO_2^-
Króm(III)jón	Cr^{3+}	Krómatjón	CrO_4^{2-}
Kvikasilfur(I)jón	Hg_2^{2+}	Manganatjón	MnO_4^{2-}
Kvikasilfur(II)jón	Hg^{2+}	Nítratjón	NO_3^-
Lítínjón	Li^+	Nítríðjón	N^{3-}
Magnínjón	Mg^{2+}	Nítrítjón	NO_2^-
Mangan(II)jón	Mn^{2+}	Oxíðjón	O^{2-}
Natrínjón	Na^+	Perklóratjón	ClO_4^-
Nikkel(II)jón	Ni^{2+}	Permanganatjón	MnO_4^-
Oxóníumjón	H_3O^+	Peroxíðjón	O_2^{2-}
Sesínjón	Cs^+	Súlfatjón	SO_4^{2-}
Silfurjón	Ag^+	Súlfíðjón	S^{2-}
Sinkjón	Zn^{2+}	Súlfitjón	SO_3^{2-}
Strontínjón	Sr^{2+}	Sýaníðjón	CN^-
Tin(II)jón	Sn^{2+}	Vetniskarbónatjón	HCO_3^-
Tin(IV)jón	Sn^{4+}	Vetnisfosfatjón	HPO_4^{2-}
Vetnisjón	H^+	Vetnissúlfatjón	HSO_4^-

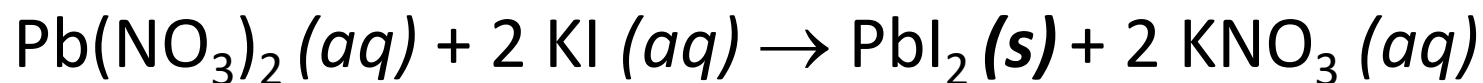
Tafla 4.2 Algengar rammar sýrur	Algengir rammir basar
Saltsýra, HCl	Hýdroxíð alkalímálma
Vetnisbrómíð, HBr	LiOH , NaOH , KOH ,
Vetnisjoðið, HI	RbOH , CsOH
Klórsýra, HClO_3	og jarðalkalímálmanna
Perklórsýra, HClO_4	Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 ,
Saltpéturssýra, HNO_3	Ba(OH)_2 .
Brennisteinssýra, H_2SO_4	

4.2 Fellingahvörf

- Þegar tveimur lausnum sem innihalda uppleystar jónir er blandað saman getur myndast **botnfall** vegna efnahvarfa milli efnanna í lausnunum.
- Slík efnahvörf kallast **fellingahvörf**.
- Í fellingahvörfum dragast jónir með gagnstæðar hleðslur að hver annarri með svo sterkum aðdráttarkröftum að **torleyst** efnasamband myndast.

4.2 Fellingahvörf

Dæmi: Þegar vatnslausn af blýnitrati og vatnslausn af kalíumjoðiði er blandað saman myndast gult botnfall af blýjoðiði.



PRECIPITATION REACTION

Reactions that result in the formation of an insoluble product are known as precipitation reactions.



4.2 Fellingahvörf

Leysni-Leiðbeiningar fyrir jónaefni

- **Leysni** efnis er það magn efnisins sem hægt er að leysa upp í ákveðnu magni leysis.
- Ef leysni efnis er undir 0,01 mól/L þá flokkast það sem torleyst.
- Hægt er að spá fyrir um leysni jónaefna með ákveðnum viðmiðunarreglum.

Tafla 4.1 Yfirlit yfir leysni algengra jónaefna í vatni

Auðleyst jónaefni		Mikilvægar undantekningar
Í efninu er	NO_3^- $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ Cl^- Br^- I^- SO_4^{2-}	Engin Engin Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} og Pb^{2+}
Torleyst jónaefni		Mikilvægar undantekningar
Í efninu er	S^{2-} CO_3^{2-} PO_4^{3-} OH^-	Efnasambönd NH_4^+ , alkalímálma, Ca^{2+} , Sr^{2+} og Ba^{2+} . Efnasambönd NH_4^+ og alkalímálma. Efnasambönd NH_4^+ og alkalímálma. Efnasambönd NH_4^+ , alkalímálma, Ca^{2+} , Sr^{2+} og Ba^{2+} .

4.2 Fellingahvörf

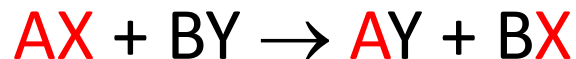
Dæmi: Flokkaðu eftirfarandi efni eftir því hvort þau eru torleyst eða auðleyst í vatni.

- a) Na_2CO_3
- b) PbSO_4
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- d) K_2CO_3
- e) AlBr_3
- f) ZnS
- g) Kóbalt(II)hydroxíð
- h) Barínnítrat
- i) Ammóníumfosfat

4.2 Fellingahvörf

Víxlhvörf

- Þegar vatnslausnum sem innihalda uppleyst jónaefni er blandað saman, þá eiga sér oft stað **víxlhvörf**.
- Víxlhvörf eru efnahvörf þar sem katjónir og anjónir víxlast.
- Víxlhvörf má tákna svona:



Dæmi: $\text{AgNO}_3 (aq) + \text{KCl} (aq) \rightarrow \text{AgCl} (s) + \text{KNO}_3 (aq)$

- Hér hafa katjónirnar Ag^+ og K^+ víxlað á anjónum (Cl^- og NO_3^-) og botnfall myndast ($\text{AgCl} (s)$)

4.2 Fellingahvörf

Dæmi 1: Skrifaðu stillta efnajöfnu fyrir eftirfarandi fellingahvörf:

a) $\text{BaCl}_2(aq)$ og $\text{K}_2\text{SO}_4(aq)$ er blandað saman.

b) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(aq)$ og $\text{LiOH}(aq)$ er blandað saman.

4.2 Fellingarhvörf

Dæmi 2: Verður botnfall þegar:

a) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(aq)$ og $\text{NaOH}(aq)$ er blandað saman?

b) $\text{LiNO}_3(aq)$ og $\text{K}_2\text{CO}_3(aq)$ er blandað saman?

Tafla 4.1 Yfirlit yfir leysni algengra jónaefna í vatni

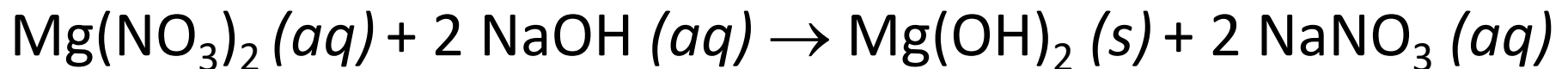
Auðleyst jónaefni		Mikilvægar undantekningar
Í efninu er	NO_3^- $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ Cl^- Br^- I^- SO_4^{2-}	Engin Engin Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Ag^+ , Hg_2^{2+} og Pb^{2+} Efnasambönd Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} og Pb^{2+}
Torleyst jónaefni		Mikilvægar undantekningar
Í efninu er	S^{2-} CO_3^{2-} PO_4^{3-} OH^-	Efnasambönd NH_4^+ , alkalímálma, Ca^{2+} , Sr^{2+} og Ba^{2+} . Efnasambönd NH_4^+ og alkalímálma. Efnasambönd NH_4^+ og alkalímálma. Efnasambönd NH_4^+ , alkalímálma, Ca^{2+} , Sr^{2+} og Ba^{2+} .

4.2 Fellingahvörf

Jónahvörf

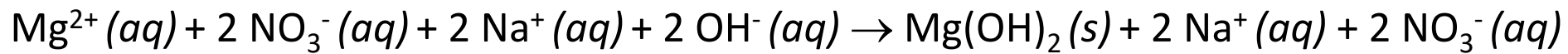
- Efnahvörfum milli jónaefna í vatnslausn er lýst með efnajöfnum.
- Formúlujöfnur** eru stilltar efnajöfnur sem sýna efnaformúlur hvarfefna og myndefna.

Dæmi:

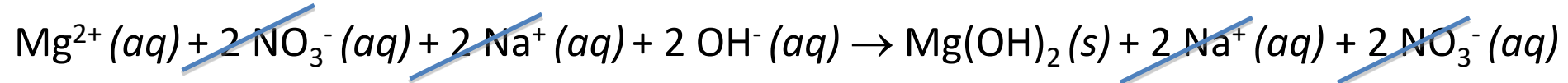


4.2 Fellingahvörf

- **Heildarjónajöfnur** sýna allar jónir sem eru í lausn.

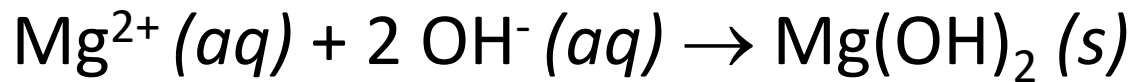


- Na^+ og NO_3^- eru til staðar í lausn fyrir og eftir efnahvarfið og kallast **meðjónir**.
- **Lokajónajöfnur** sýna þær jónir sem mynda botnfall ef botnfall myndast í efnahvarfinu.
- Jónir sem eru til staðar í lausn fyrir og eftir efnahvarf kallast **meðjónir** og eru strikaðar út þegar lokajónajöfnur eru ritaðar.



4.2 Fellingahvörf

- Lokajónajafnan er því:



4.2 Fellingahvörf

- Þegar lokajónajöfnur eru ritaðar þá er ákveðinni röð aðgerða fylgt:
 1. Fyrst er skrifuð stillt **formúlujafna**.
 2. Jafnan er svo endurskrifuð þannig að allar jónirnar sem myndast þegar að rafvakarnir klofna í vatnslausninni eru sýndar (**heildarjónajafna**).
 3. Jónirnar sem eru til staðar fyrir og eftir efnahvarf eru strikaðar út (meðjónir).
 4. Lokajónajafna er svo rituð með þeim jónum sem eru eftir.

4.2 Fellingahvörf

Dæmi 1: Skrifaðu stillta formúlujöfnu, heildarjónajöfnu og lokajónajöfnu fyrir fellingahvarfið sem á sér stað þegar vatnslausnum af kalsínklóríði og natríncarbónati er blandað saman

4.2 Fellingahvörf

Dæmi 2: Skrifaðu stillta formúlujöfnu, heildarjónajöfnu og lokajónajöfnu fyrir fellingahvarfið sem á sér stað þegar vatnslausnum af silfurnítrati og kalínfosfati er blandað saman.

4.3 Sýru-basa hvörf

Sýrur

- Sýrur eru efni sem gefa frá sér H^+ jónir eða **róteindir**.
 - Sýrur auka styrk H^+ jóna í vatnslausn.
- Sýrur eru almennt skrifaðar með H fremst í efnaformúlunni.
 - Dæmi um sýrur: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4

4.3 Sýru-basa hvörf

- **Einróteindasýrur** eru sýrur sem losa eina róteind (eina H^+ jón).
 - Dæmi: $\text{HBr} (aq) \rightarrow \text{H}^+ (aq) + \text{Br}^- (aq)$
 $\text{HNO}_3(aq) \rightarrow \text{H}^+ (aq) + \text{NO}_3^- (aq)$
- **Fjölróteindasýrur** eru sýrur sem geta gefið frá sér fleiri en eina róteind.
 - Dæmi: $\text{H}_2\text{CO}_3 (aq) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ (aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$
 - H_2CO_3 er tvíróteindasýra.

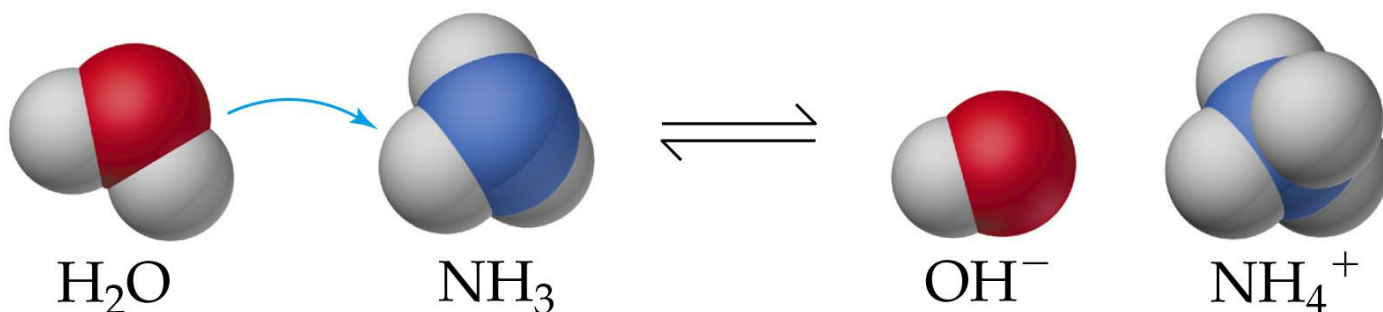
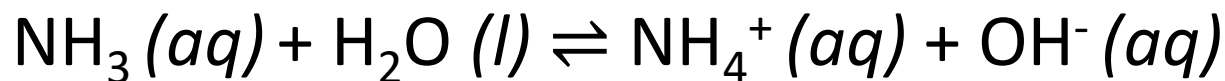
4.3 Sýru-basa hvörf

Basar

- **Basar** eru efni sem geta hvarfast við H^+ jónir.
- Algengt er að basar séu jónaefni sem samsett eru úr katjón og OH^- jón/um.
- Þegar basar sem innihalda hydroxíðjónir eru leystir upp í vatni þá losna OH^- jónir.
 - Þ.e. basar auka styrk OH^- jóna í vatnslausn.
 - Dæmi: $\text{KOH} (aq) \rightarrow \text{K}^+ (aq) + \text{OH}^- (aq)$
 $\text{Ba(OH)}_2 (aq) \rightarrow \text{Ba}^{2+} (aq) + 2 \text{OH}^- (aq)$

4.3 Sýru-basa hvörf

- Efni sem ekki innihalda OH^- geta einnig verið basar eins og t.d. NH_3 .
- NH_3 getur tekið til sín H^+ jón frá vatni og myndað þannig OH^- jón.



4.3 Sýru-basa hvörf

Rammar sýrur og basar

- Sýrur og basar sem klofna fullkomlega í jónir í vatnslausn kallast **rammar sýrur** og **rammir basar**.
- Sýrur og basar sem jónast eingöngu að hluta til í lausn kallast **daufar sýrur** og **daufir basar**.
- Tafla 4.2 sýnir lista yfir algengar rammar sýrur og ramma basa.

Tafla 4.2 Algengar rammar sýrur	Algengir rammir basar
Saltsýra, HCl Vetnisbrómíð, HBr Vetnisjoðið, HI Klórsýra, HClO_3 Perklórsýra, HClO_4 Saltpéturssýra, HNO_3 Brennisteinssýra, H_2SO_4	Hýdroxíð alkalímálma LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH og jarðalkalímálma Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

4.3 Sýru-basa hvörf

Greining á römmum og daufum rafvökum

- Auðleyst efnasambönd má flokka í rafdeyður, daufa rafvaka og ramma rafvaka.
- Flest sameindaefni eru rafdeyður.
- Sýrur (H fremst í efnaformúlunni) eru sameindaefni en klofna í jónir í vatnslausn.
 - Ef efnasamband er sýra þá getur hún verið römm eða dauf (Tafla 4.2).
- Ef efnið er jónaefni þá er það rammur rafvaki.

4.3 Sýru-basa hvörf

Tafla 4.3 Eiginleikar rafvaka og sameindaefna

	Rammur rafvaki	Daufur rafvaki	Efni sem ekki er rafvaki
Jónaefni Sameindaefni	Öll Rammar sýrur, sjá töflu 4.2.	Ekkert Daufar sýrur, daufir basar	Ekkert Öll önnur efnasambönd

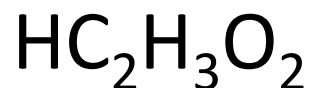
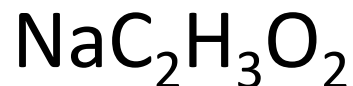
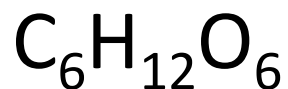
4.3 Sýru-basa hvörf

Dæmi: Flokkaðu eftirfarandi efnasambönd í ramma rafvaka, daufa rafvaka eða rafdeyðu:

- a) CaCl_2
- b) HNO_3
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- d) HCHO_2
- e) KOH

4.3 Sýru-basa hvörf

Dæmi: Fjórar ólíkar 1 L vatnslausnir innihalda 0,1 mól af eftirfarandi efnum:



Raðaðu lausnunum eftir hækkandi rafleiðni.

4.3 Sýru-basa hvörf

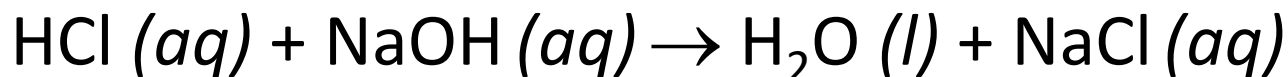
Hlutleysingarhvörf og sölt

- Sýrur og basar hafa mjög ólíka eiginleika.
- Þegar vatnslausnum sem innihalda annars vegar sýru og hins vegar basa er blandað saman verður hlutleysingarhvarf.
- Í hlutleysingarhvörfum búa myndefnin hvorki yfir eiginleikum sýrulausna eða basalausna.
- Hlutleysingarhvarf á milli sýru og málmhýdroxíðs (basa) myndar vatn og salt.

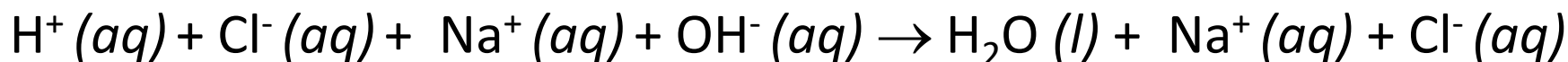
4.3 Sýru-basa hvörf

- Jónaefnið myndast úr katjóninni úr basanum og anjóninni úr sýrunni.
- H^+ jónir úr sýrunni og OH^- jónir úr basanum sameinast og mynda vatn.

Dæmi: Efnahvarf milli saltsýru og natrínhydroxíðs:



Heildarjónajafna fyrir hvarfið er:



Lokajónajafnan er því: $\text{H}^+ (aq) + \text{OH}^- (aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$

4.3 Sýru-basa hvörf

Dæmi: a) Skrifaðu stillta efnajöfnu fyrir hvarf saltpéturssýru (HNO_3) og kalínhydroxíðs (KOH).

b) Skrifaðu heildarjónajöfnu efnahvarfsins.

c) Skrifaðu lokajónajöfnu efnahvarfsins.

4.3 Sýru-basa hvörf

Dæmi: a) Skrifðu stillta efnajöfnu fyrir hvarf
vetnisflúoríðsýru, $\text{HF}(aq)$, og kalsínhýdroxíðs,
 $\text{Ca}(\text{OH})_2(aq)$.

b) Skrifðu heildarjónajöfnu efnahvarfsins.

c) Skrifðu lokajónajöfnu efnahvarfsins.

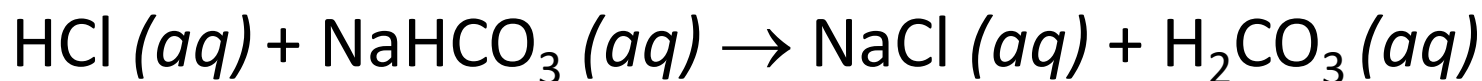
4.3 Sýru-basa hvörf

Sýru-basahvörf með gasmyndun

- Í mörgum sýru-basahvörfum losna gastegundir.
- Sem dæmi þá hvarfast basar sem innihalda karbónöt (CO_3^{2-}) og vetniskarbónöt (HCO_3^-) við sýrur og losa CO_2 gas með því að mynda fyrst kolsýru (H_2CO_3).

Dæmi: Hvarf saltsýru við lausn af matarsóða

($\text{NaHCO}_3 (aq)$)

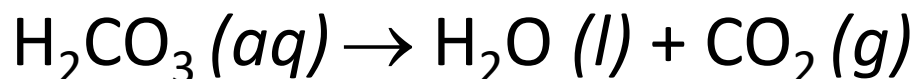


4.3 Sýru-basa hvörf

Dæmi (frh.):

- Við efnahvarfið myndast vatnslausn af NaCl og kolsýru (H_2CO_3).

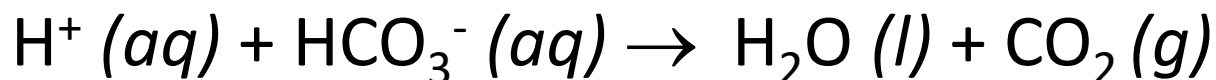
- Kolsýra klofnar auðveldlega í vatn og koldíoxíð:



- Formúlujafna efnahvarfsins er því:



- Lokajónajafnan er:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- Fellingahvörf: Katjónir og anjónir sameinast og mynda torleyst myndefni.
 - T.d. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2 \text{KI}(aq) \rightarrow \text{PbI}_2(s) + 2 \text{KNO}_3(aq)$
- Hlutleysingarhvörf: H^+ jónir og OH^- jónir sameinast og mynda vatnssameindir.
 - T.d. $\text{HCl}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- Oxunar-afoxunar efnahvörf: Rafeindir flytjast á milli hvarfefnanna.
 - T.d. $2 \text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CaO}(s)$

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- **Oxun: Þegar efni gefur frá sér rafeind/-ir.**
 - Atóm, sameind eða jón fær meiri jákvæða hleðslu en það hafði.
 - Atóm oxast við að gefa rafeind.
- **Afoxun: Þegar efni tekur til sín rafeind/-ir**
 - Atóm, sameind eða jón fær meiri neikvæða hleðslu en það hafði.
 - Atóm afoxast við að taka til sín rafeind.
- Oxun og afoxun fylgjast alltaf að; þegar eitt efni missir rafeindir (oxast) tekur annað efni við þeim (afoxast).

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

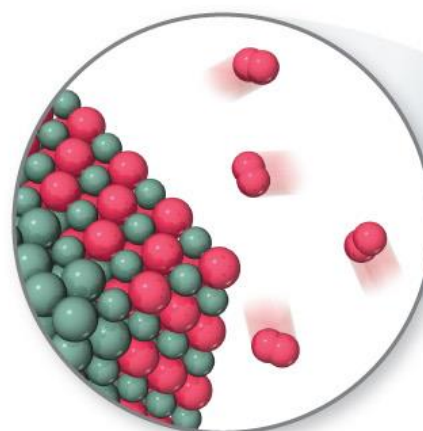
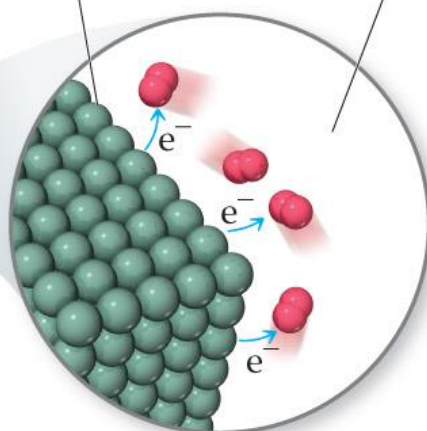
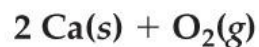
Ca(s) is oxidized
(loses electrons)

O₂(g) is reduced
(gains electrons)

Ca²⁺ and O²⁻ ions
combine to form CaO(s)



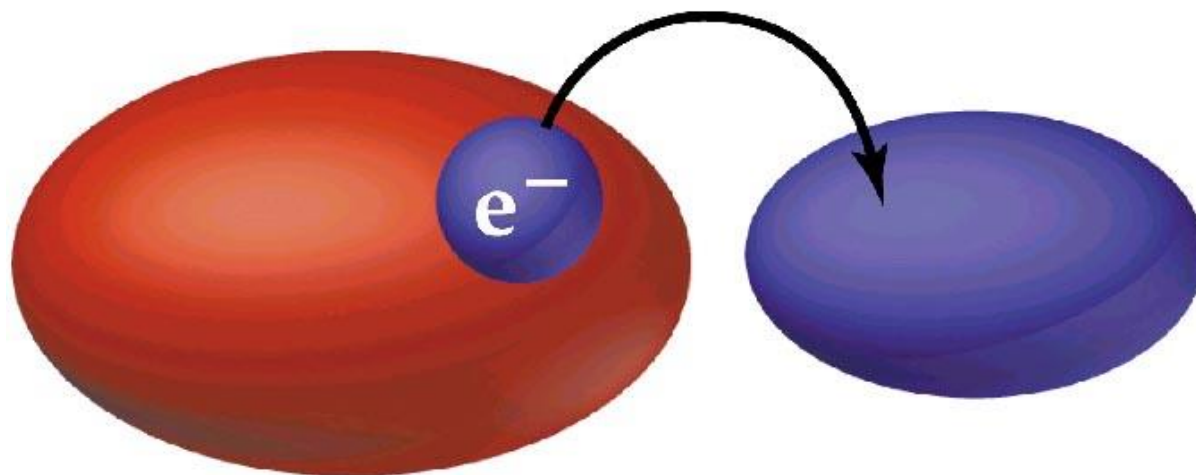
Reactants



Products

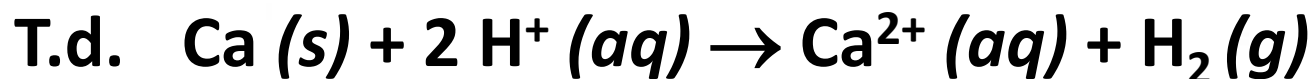


4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

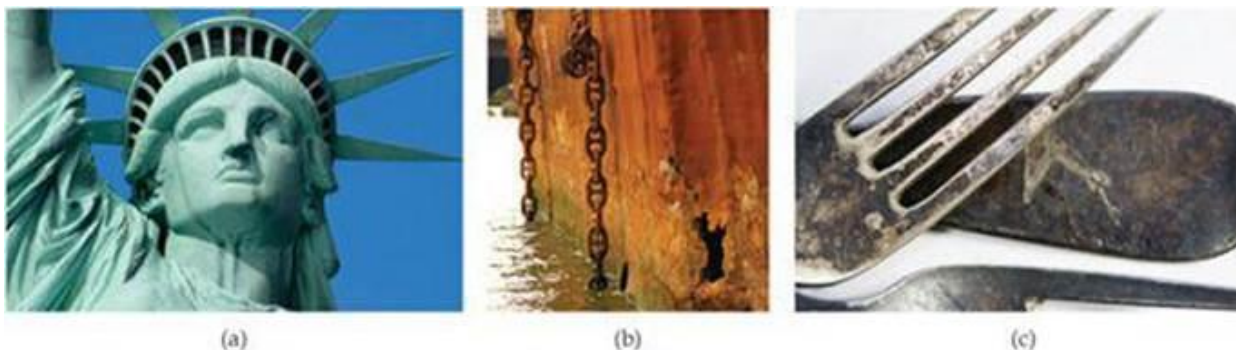


Efni oxast
við að missa
rafeind

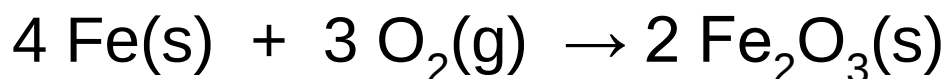
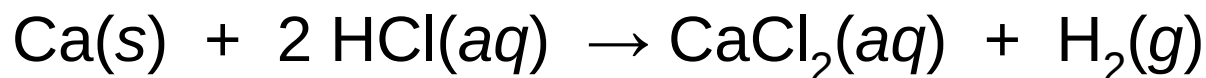
Efni afoxast
við að taka
rafeind



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf



- Þegar málmur tærist eða ryðgar eiga oxunar-afoxunarefnahvör sér stað.
- Málmurinn missir rafeindir (oxast) og myndar málmkatjónir.
- Dæmi:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- Þegar eitthvert hvarfefni missir rafeindir þá verður eitthvað annað hvarfefni að taka við þeim rafeindum.
- **Oxun** og **afoxun** fylgjast því alltaf að þ.e. þegar eitt efni oxast þá mun annað afoxast.
- Efnið sem oxast er kallað **afoxari**.
- Efnið sem afoxast er kallað **oxari**.

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Oxunartölur

- Oxunartala er tala sem er gefin hverju atómi í efnasambandi í þeim tilgangi að segja til um hvort atómið hefur bætt við sig rafeindum, gefið frá sér rafeindir eða hvorugt.
- Frumefni **oxast** þegar oxunartala þess **hækkar** við efnahvarf.
- Frumefni **afoxast** þegar oxunartala þess **lækkar** við efnahvarf.
- Oxunartölu atóms í efni má ákvarða samkvæmt ákveðnum reglum.

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

1. Oxunartala atóma í **frumefni** er alltaf **núll**.

Dæmi: O_2 , H_2 , Cl_2 , P_4 , Fe o.s.frv.

(0) (0) (0) (0) (0)

2. Oxunartala einatóma jónar er alltaf jöfn hleðslu jónarinnar.

Dæmi: Na^+ , Cl^- , S^{2-} , Mg^{2+} o.s.frv.

(+1) (-1) (-2) (+2)

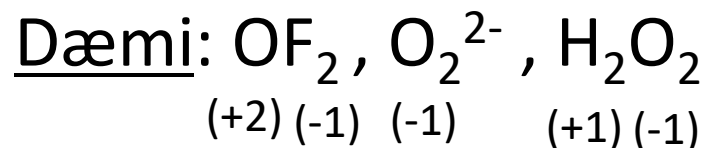
4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

3. Málmleysingar hafa oftast neikvæðar oxunartölur en það er þó breytilegt:

a) Oxunartala flúors (F) er alltaf -1 í öllum efnasamböndum.

b) Oxunartala súrefnis (O) er oftast -2 í efnasamböndum en á því eru undantekningar.

- Meginundantekningarnar eru efnasambönd flúors og súrefnis og peroxíðjónir



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

3. c) Oxunartala vetnis (H) er +1 þegar það tengist málmleysingjum en -1 þegar það tengist málmum.

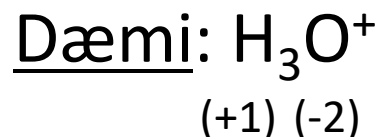
Dæmi: H_2O , NaH
(+1) (-2) (+1) (-1)

d) Halógenarnir (Cl, Br og I) hafa oftast oxunartöluna -1 nema í efnasamböndum við súrefni eða flúor.

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

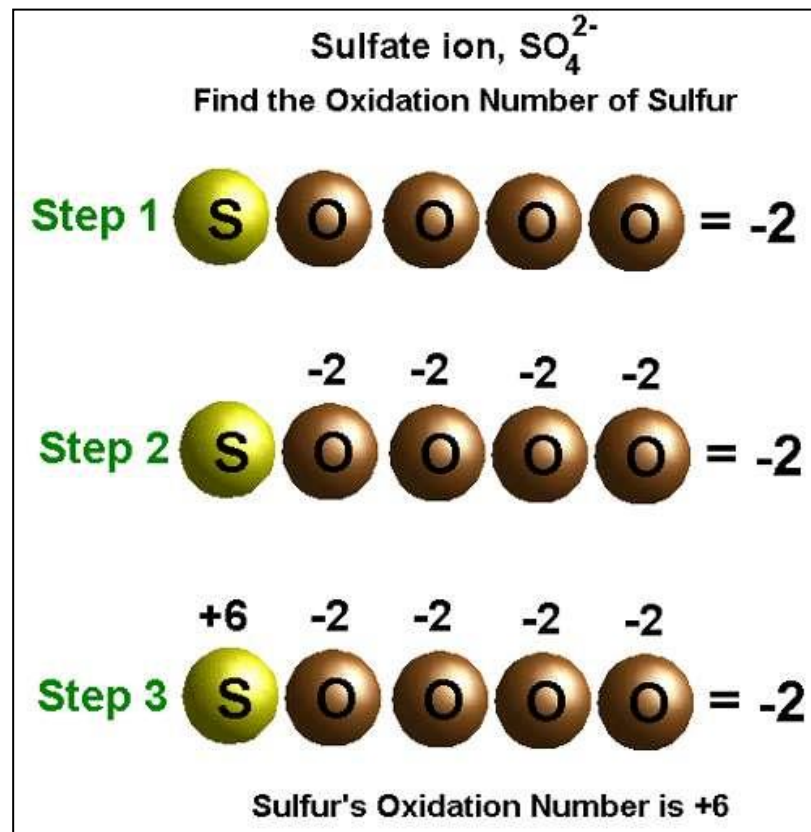
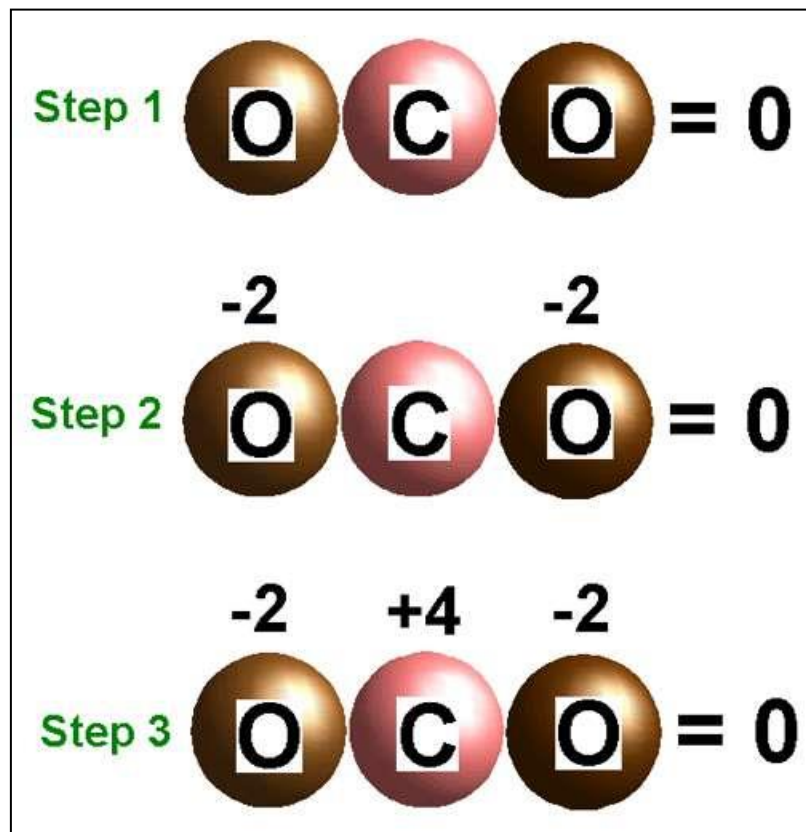
4. **Summa oxunartalna** í hlutlausum efnasamböndum er alltaf núll.

Summa oxunartalna í sameindajónum er alltaf jöfn
hleðslu jónarinnar.



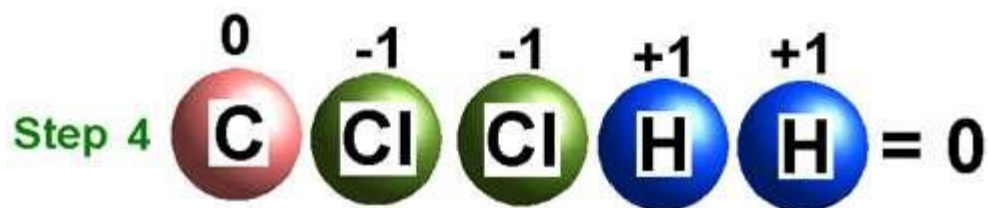
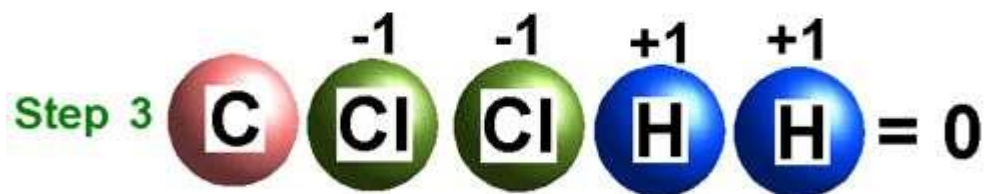
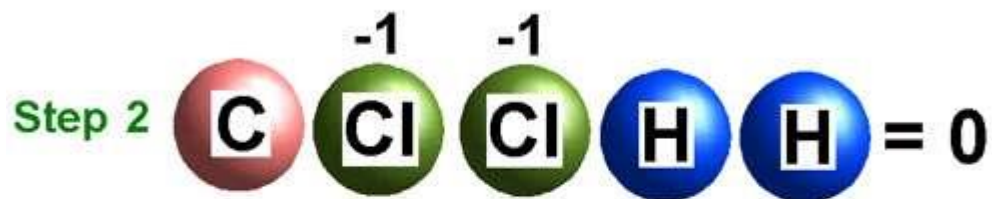
4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Dæmi:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Dæmi:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

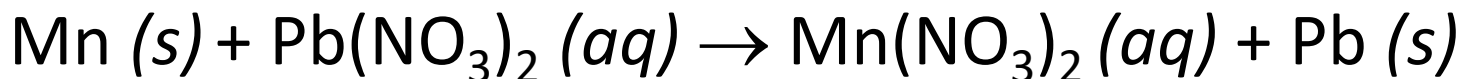
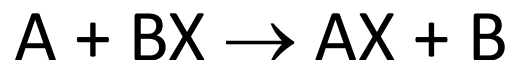
Dæmi: Finndu oxunartölu:

- a) C í CH_4
- b) S í H_2SO_4
- c) N í NO_3^-
- d) S í S_8
- e) C í Na_2CO_3
- f) P í P_2O_5
- g) H í NaH
- h) Sn í SnBr_4
- i) Cr í $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Oxun málma með sýrum og söltum

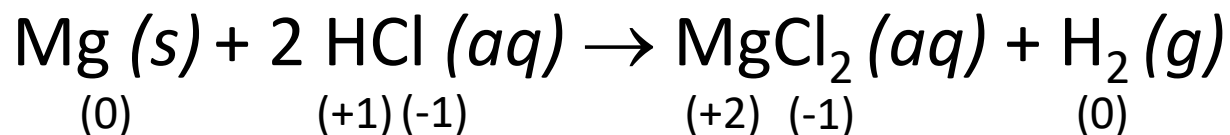
- Þó nokkrar mismunandi tegundir oxunar-afoxunarhvarfa eru þekktar.
- Hvarf málms við sýru eða málmsalt er hægt að tákna á eftirfarandi hátt:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- **Umskiptihvörf** eru efnahvörf þar sem málmur skiptir um stöðu við jón í lausn.
- Málmar geta tekið þátt í umskiptahvörfum við sýrur og mynda þannig jónaefni og vetnisgas.

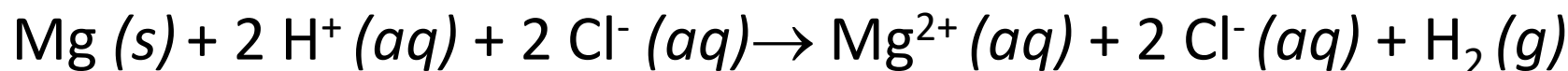
Dæmi: Hvarf magnesíummálms og saltsýru til myndunar á magnesíumklóríði og vetnisgasi.



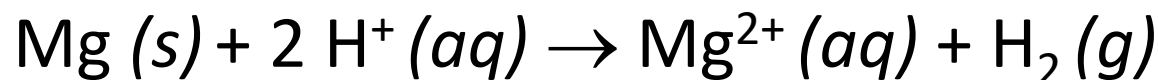
4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Oxunartala málmsins hækkar (oxast) og oxunartala H^+ lækkar (afoxast).

Heildarjónajafna fyrir hvarfið:



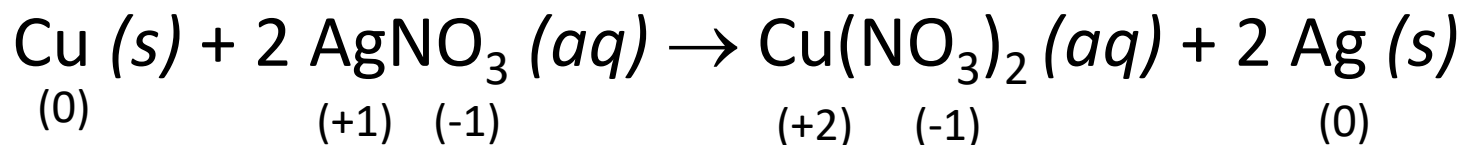
Lokajónajafna er því:



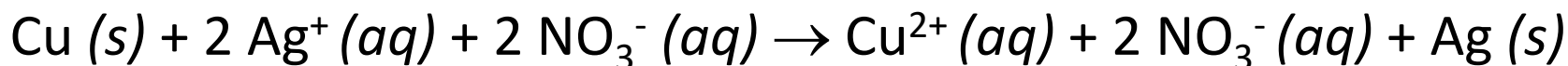
4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- Málmar geta einnig oxast í lausnum sem innihalda jónaefni.

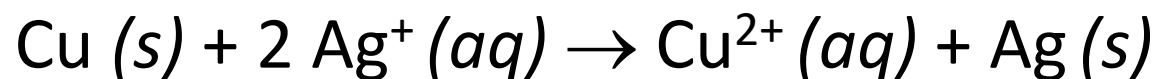
Dæmi: Kopar oxast í $\text{Ag}(\text{NO}_3)_2$ lausn.



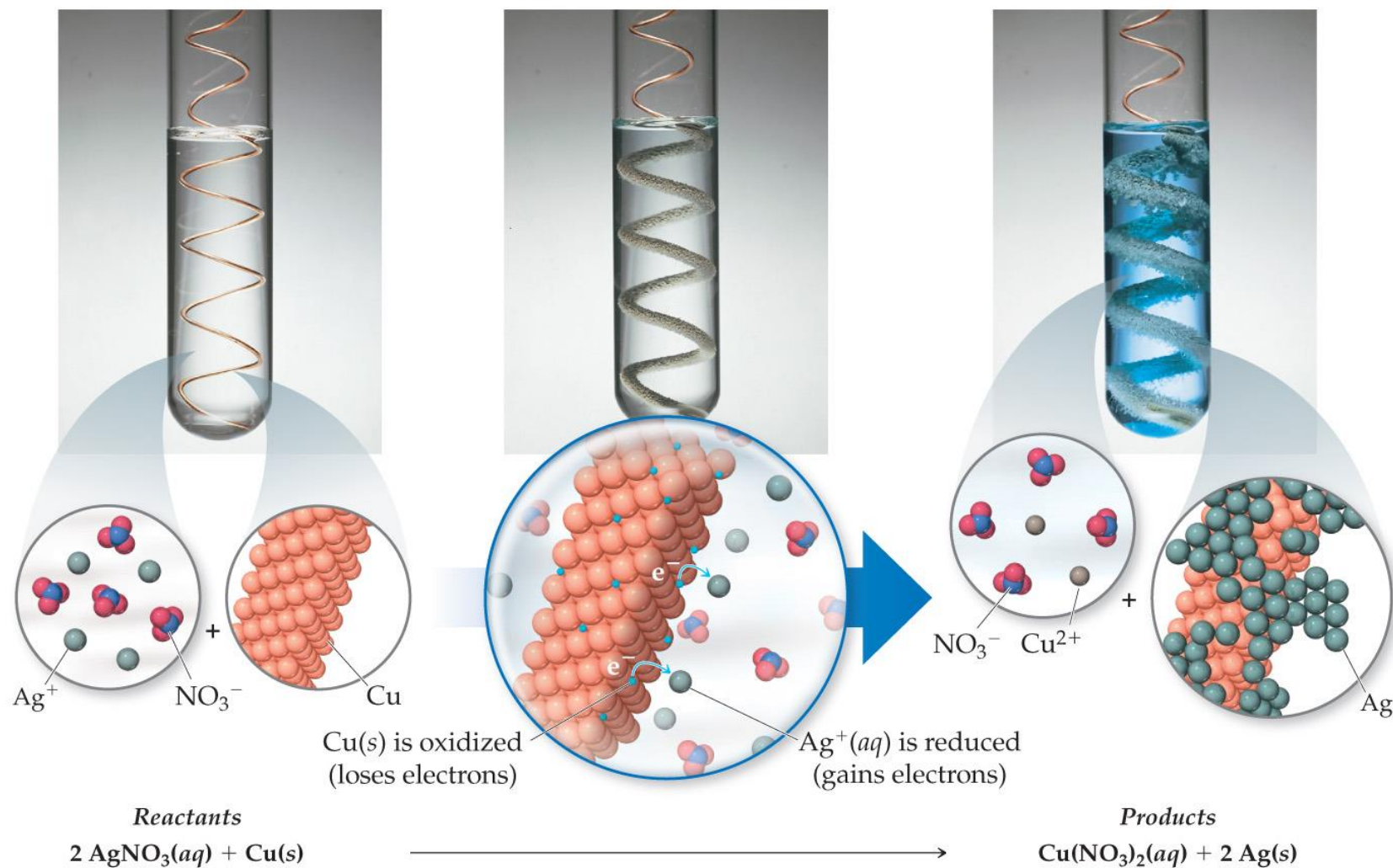
Heildarjónajafna:



Lokajónajafna:



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Virkniröð (spennuröð)

- Til að meta hvort að málmur oxast í lausnum sem innihalda sýrur eða jónaefni þá er hægt að notast við **virkniröð** málma.
- Hvarfgirni málma er mismunandi og þeir hafa mismunandi tilhneigingu til að oxast eða afoxast.
- Tafla 4.5 sýnir virkniröð algengra málma í vatnslausnum þ.e. hversu auðveldlega málmanir oxast.

TABLE 4.5 • Activity Series of Metals in Aqueous Solution

Metal	Oxidation Reaction
Lithium	$\text{Li}(s) \longrightarrow \text{Li}^+(aq) + e^-$
Potassium	$\text{K}(s) \longrightarrow \text{K}^+(aq) + e^-$
Barium	$\text{Ba}(s) \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2e^-$
Calcium	$\text{Ca}(s) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2e^-$
Sodium	$\text{Na}(s) \longrightarrow \text{Na}^+(aq) + e^-$
Magnesium	$\text{Mg}(s) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^-$
Aluminum	$\text{Al}(s) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(aq) + 3e^-$
Manganese	$\text{Mn}(s) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Zinc	$\text{Zn}(s) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Chromium	$\text{Cr}(s) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^-$
Iron	$\text{Fe}(s) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-$
Cobalt	$\text{Co}(s) \longrightarrow \text{Co}^{2+}(aq) + 2e^-$
Nickel	$\text{Ni}(s) \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^-$
Tin	$\text{Sn}(s) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^-$
Lead	$\text{Pb}(s) \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2e^-$
Hydrogen	$\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}^+(aq) + 2e^-$
Copper	$\text{Cu}(s) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^-$
Silver	$\text{Ag}(s) \longrightarrow \text{Ag}^+(aq) + e^-$
Mercury	$\text{Hg}(l) \longrightarrow \text{Hg}^{2+}(aq) + 2e^-$
Platinum	$\text{Pt}(s) \longrightarrow \text{Pt}^{2+}(aq) + 2e^-$
Gold	$\text{Au}(s) \longrightarrow \text{Au}^{3+}(aq) + 3e^-$



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

- Auðveldast er að oxa málmana efst í töflunni.
- Sé málmur í virkniröðinni settur út í lausn sem inniheldur jón frumefnis sem er fyrir neðan málminn í röðinni þá oxast hann.
- Málmur afoxar jónir frumefna sem eru neðar í virkniröðinni.
- Jónir oxa málma sem eru ofar í virkniröðinni.

4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Dæmi: Zinkmálmur er settur út í vatnslausn af járn(II)klóríði. a) Mun málmurinn oxast í lausninni?

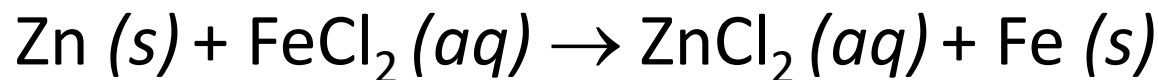
b) Ef svo er, ritaðu þá lokajónajöfnu hvarfsins

Lausn: a) Til þess að zinkmálmurinn oxist þá þarf hann að vera ofar en járneð í virkniröðinni

Finnur zink og járn í töflu 4.5

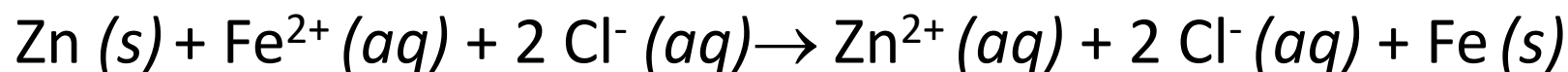
Zink er fyrir ofan járn => **Efnahvarf**

b) Byrjum á að rita formúlujöfnu fyrir umskiptahvarf milli zinks og járn(II)klóríð



4.4 Oxunar-afoxunar efnahvörf

Þá ritum við heildarjónajöfnu:



Lokajónajafna:



4.5 Styrkur lausna

- Eiginleikar efna í vatnslausn ráðast af gerð efnanna og **styrk** þeirra.
- **Styrkur** efnis í lausn segir til um hversu mikið magn efnis er uppleyst í ákveðnu rúmmáli leysis.
- Styrkur efnis eykst eftir því sem meira er af uppleystu efni í lausn.

Mólstyrkur

- **Mólstyrkur (M)** lýsir því hve mörg mól af efni eru uppleyst í ákveðnu rúmmáli
- Einingin fyrir mólstyrk kallast **mólar** og er táknuð **mól/L** eða **M**

4.5 Styrkur lausna

$$\text{Mólstyrkur} = \frac{\text{Mól af uppleystu efni}}{\text{Rúmmál lausnar í lítrum}}$$

(mólar)

- Mólstyrkur er einnig táknaður með C , fjöldi móla með n og rúmmál með V .
- Jöfnu fyrir mólstyrk má því rita á eftirfarandi hátt:

$$C = \frac{n}{V}$$

- 1,00 molar lausn inniheldur því 1,00 mól af efni uppleyst í hverjum lítra lausnar

4.5 Styrkur lausna

Dæmi 1:

Reiknaðu mólstyrk lausnar sem er gerð með því að leysa upp 5,00 g af glúkósa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) í nákvæmlega 100 mL af vatni.

Dæmi 2:

Reiknaðu mólstyrk lausnar sem gerð er með því að leysa 39,9 g af koparsúlfati (CuSO_4) í vatnslausn sem er nákvæmlega 250 mL.

Aðferðin við að blanda lausnir með ákveðnum mólstyrk



(a)



(b)



(c)



(d)

Útbúa skal 0,250 L af 1,00 M CuSO_4 vatnslausn. Þá þarf að byrja á því að vigta 39,9 g (0,250 mól) af CuSO_4 dufti.

CuSO_4 duftið er sett í 0,250 L mæliflösku. Vatn er sett út í flöskuna til að leysa upp CuSO_4 og mynda vatnslausn.

Meira vatni er bætt út í lausnina þar til að allt CuSO_4 hefur leysts upp.

Að lokum er vatni bætt út í lausnina að marki (þ.e. kvarðanum sem sýnir 0,250 L). Lausninni er svo blandað vel saman.

4.5 Styrkur lausna

Umreikningar á mólstyrk, mólum og rúmmáli

- Skilgreining á mólstyrk inniheldur þrjár magnbundnar stærðir þ.e. mólstyrk, fjölda móla og rúmmál.

$$C = \frac{n}{V}$$

- Ef tvær þessara stærða eru þekktar þá má reikna þá þriðju.
- Ef mólstyrkur og rúmmál lausnar eru þekkt má reikna mólfjölda á eftirfarandi hátt:

$$n = C \times V$$

4.5 Styrkur lausna

Umreikningar á mólstyrk, mólum og rúmmáli

Dæmi 1:

Hversu mörg mól af KMnO_4 eru í 125 mL af 0,0850 M KMnO_4 lausn?

Dæmi 2:

Hvert er rúmmál 0,30 M HNO_3 lausnar sem inniheldur 2,0 mól af HNO_3 ?

4.5 Styrkur lausna

Umreikningar á mólstyrk, mólum og rúmmáli

Dæmi 3:

Hve mörg grömm af Na_2SO_4 eru í 15 mL af 0,50 M Na_2SO_4 lausn?

Dæmi 4:

Hversu margir mL af 0,50 M Na_2SO_4 lausn þarf til að gefa 0,038 mól af Na_2SO_4 ?

4.5 Styrkur lausna

Styrkur rafvaka gefin til kynna

- Þegar jónaefni eru leyst upp í vatni fer styrkur jóna eftir efnaformúlu efnisins.
 - T.d. Í 1,0 M NaCl lausn, er styrkur $\text{Na}^+ = 1,0 \text{ M}$ og styrkur $\text{Cl}^- = 1,0 \text{ M}$ ($\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$).
 - T.d. Í 1,0 M Na_2SO_4 lausn, er styrkur $\text{Na}^+ = 2,0 \text{ M}$ og styrkur $\text{SO}_4^{2-} = 1,0 \text{ M}$ ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$).
- Styrk rafvaka má gefa til kynna með tilliti til efnisins sem er uppleyst (t.d. 1,0 M Na_2SO_4) eða allra jóna sem eru í lausninni (2,0 M Na^+ og 1,0 M SO_4^{2-}).

4.5 Styrkur lausna

Styrkur rafvaka gefin til kynna

Dæmi 1: Hver er styrkur kalínjóna í 0,015 M lausn af kalínkarbónati?

Dæmi 2: Hver er styrkur hvorrar jónar fyrir sig í 0,025 M lausn af kalsínnítrati?

4.5 Styrkur lausna

Þynning

- Til að fá lausnir með ákveðnum mólstyrk má t.d. **þynna** lausnir af hærri styrk með leysi (vatni).
- Þegar þynning er framkvæmd varðveitist mólfjöldi leysta efnisins, þ.e. :

- Mólfjöldi (n) er óbreyttur fyrir og eftir þynningu:

$$n_{\text{fyrir}} = n_{\text{eftir}}$$

- mól uppleysts efnis **fyrir** þynningu = mól uppleysts efnis **eftir** þynningu.

4.5 Styrkur lausna

Þynning

- Mól má reikna út frá styrk og rúmmáli skv.

$$C_{fyrir} \times V_{fyrir} = C_{eftir} \times V_{eftir}$$

Eða:

$$C_{ópynnt} \times V_{ópynnt} = C_{pynnt} \times V_{pynnt}$$

Styrkur ópynntu lausnarinnar er
hærri en styrkur þynntu lausnarinnar

Rúmmál þynntu lausnarinnar er
hærra en rúmmál ópynntu
lausnarinnar

4.5 Styrkur lausna

Þynning

Dæmi 1: Útbúa á 250 mL af 0,100 M CuSO_4 úr 1,00 M CuSO_4 lausn. Hve marga mL af 1,00 M lausninni þarf til að útbúa lausnina?

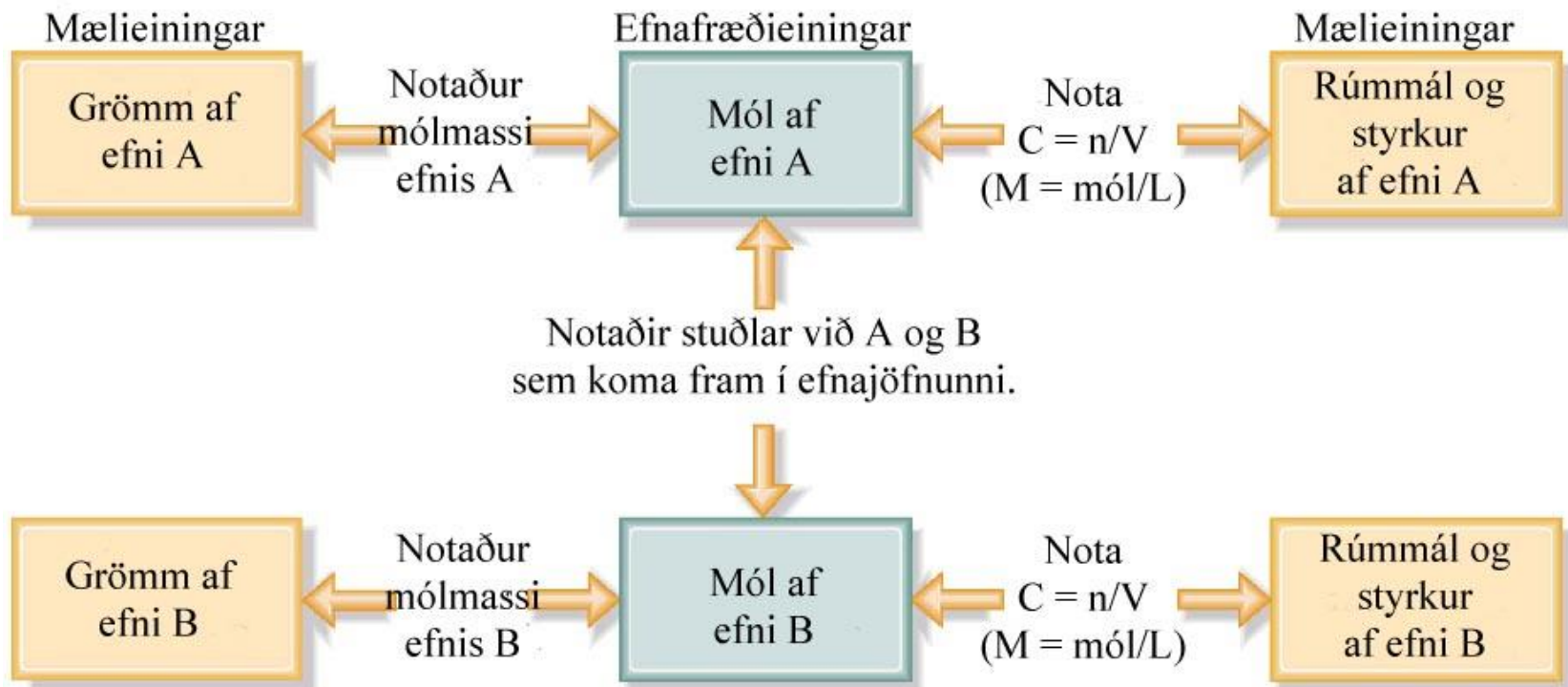
Dæmi 2: Hver verður mólstyrkur lausnar ef 10,0 mL af 10,0 M NaOH lausn er þynnt í 250 mL?

Dæmi 3: Hversu marga millilítra af 5,0 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ lausn þarf að taka til að útbúa 250 mL af 0,10 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ lausn?

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

- Hlutföll í efnahvörfum má nota til að ákvarða magn og/eða styrk efna.
- Ef massi efnis A í ákveðnu efnahvarfi er þekktur þá má ákvarða mólfjölda efnisins.
- Sama gildir ef að styrkur og rúmmál efnis A er þekkt.
- Mólfjölda efnis B má svo ákvarða út frá hlutföllum í stilltri efnajöfnu.

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar



4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Dæmi: Hversu mörg g af Ca(OH)_2 þarf til að hlutleysa 25,0 mL af 0,100 M H_2SO_4 lausn?

Leiðin til að leysa dæmið:

- Til að ákvarða massa Ca(OH)_2 þarf að þekkja mólfjölda Ca(OH)_2 .
- Til að ákvarða mólfjölda Ca(OH)_2 þarf að vita hlutföll á milli hvarfefna þ.e. stillta efnajöfnu.

Lausn dæmisins:

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Dæmi: Hversu marga lítra af 0,500 M HCl (aq) þarf til að hvarfast fullkomlega við 0,100 mól af $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq) þannig að myndist allt það botnfall af PbCl_2 (s) sem mögulegt er?

Leiðin til að leysa dæmið:

- Til að ákvarða rúmmál sem þarf af HCl lausninni, þarf að þekkja mólfjölda HCl.
- Til að ákvarða mólfjölda HCl þarf að vita hlutföll á milli hvarfefna þ.e. stillta efnajöfnu.

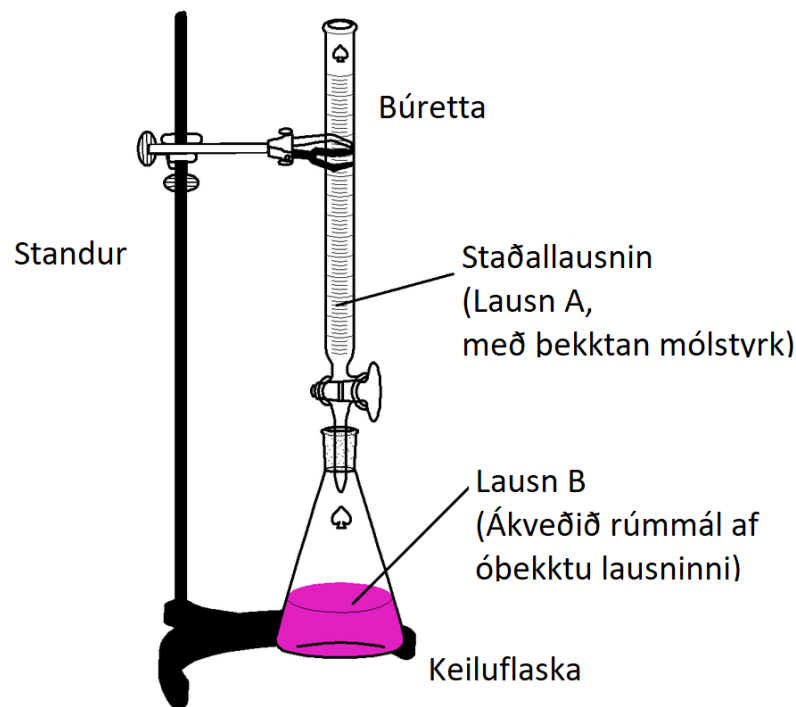
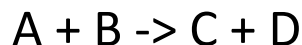
Lausn dæmisins:

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Títranir

• **Títrun** er efnagreiningaraðferð þar sem magn eða styrkur leysts efnis er ákvarðaður með lausn af þekktum styrk (**staðallausn**).

- Tvær lausnir.
 - Lausn A hefur þekktan mólstyrk (staðallausn).
 - Lausn B hefur óþekktan styrk (eða magn) leysts efnis.
 - Þekkt efnahvarf á sér stað á milli lausnanna.



4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Títranir frh.

- Staðallausn úr búrettu er látin drjúpa út í keiluflösku. Í keiluflöskunni er lausn með þekkt rúmmál sem inniheldur efnið sem á að greina.
- Dropað er úr búrettunni þar til **jafngildispunkti** er náð.
- **Jafngildispunktur** er það rúmmál sem notað er af **staðallausn**.
 - Endapunktur títrunar. Nákvæmlega það rúmmál af þekktu lausninni (A) hefur verið látið drjúpa í keiluflöskuna til að hvarfast við allt það rúmmál sem var til staðar af óþekktu lausninni (B).

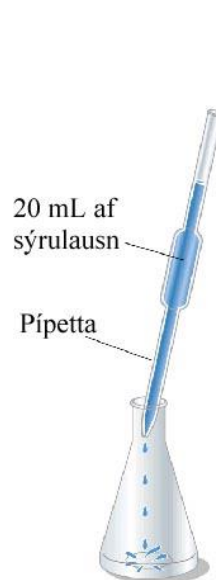
4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

- Til að fylgjast með því hvenær jafngildispunkti er náð er oft notast við **litvísa** sem eru efni sem taka litabreytingum við ákveðnar aðstæður.
- Ef bæði rúmmál og styrkur staðallausnar er þekktur, má ákvarða mólfjölda sem notað var af staðallausninni.
- Ef svo mólfjöldi staðallausnarinnar og hlutföll í efnahvarfi eru þekkt, má reikna mólfjölda af uppleysta efninu og þar með styrk þess eða magn.

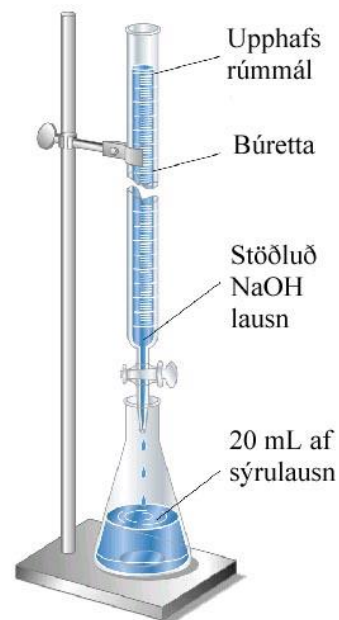
4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Títrun frh.

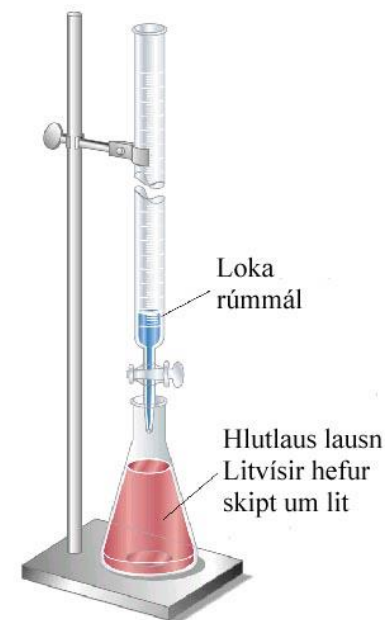
Dæmi: Saltsýrulausn ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) hefur óþekktan mólstyrk. 20,0 mL skammtur af saltsýrulausninni er títraður með 0,100 M NaOH staðallausn. Nota þarf 18,2 mL af staðallausninni til að hlutleysa* sýruna og ná jafngildispunkti títrunar.



(a)



(b)



(c)

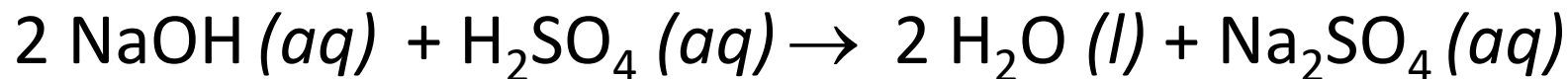
Hver er mólstyrkur HCl lausnarinnar?

* Hlutleysing er hvarf milli sýru og basa til myndunar á vatni og salti.

Lausn dæmisins:

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

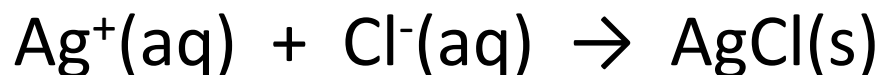
Dæmi: Hver er mólstyrkur NaOH lausnar ef 48,0 mL þarf til að hlutleysa 35,0 mL af 0,144 M H_2SO_4 ?



Lausn dæmisins:

4.6 Hlutfallaefnafræði og efnagreiningar

Dæmi: Magn klóríðjóna (Cl^-) í drykkjarvatni má ákvarða með títrun við silfurjónir (Ag^+)



Hve mörg grömm af Cl^- jónum eru í vatnssýni ef 20,2 mL af 0,100 M Ag^+ þarf til að hvarfast við allar klóríðjónirnar í sýninu?

Lausn dæmisins: