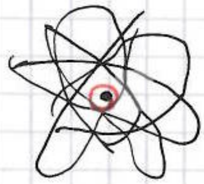
milijø kjemi og HMS

Sima Aria Nepal
24.08.2013

Kap 1: Atomer

Protoner +1
Nøytroner 0
Electroner −1

} Kjernen



1
H
1,008

1 → atom nummer, antall e^-/p^+

1,008 → atom masse, masse i gram av 1 mol av atomer.

$H \rightarrow e^- \rightarrow H^+$ kation

$H \leftarrow e^- \rightarrow H^-$ anion

NO_3^- ← ladningen
→ 3 oksygen atomer

NO_2^+ kation

SO_4^{2-} anion

Reaksjons ligning:

$2\,SO_4^{2-} + 3H^+ \rightarrow$

↑ antall molekyler som reagerer

Kap 2. Kjemiske bindinger

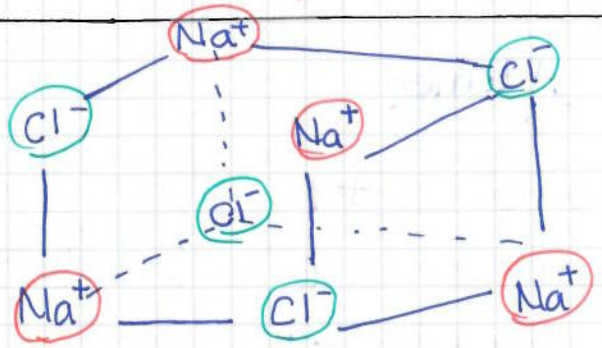
#1. Ionebinding

#2. Kovalent binding

Ionebindinger er bindinger mellom ioner

kationer ↔ anion

3D gitter strukturer (Lattice structure)



NaCl

$Mg^{2+} + 2Cl^- \rightarrow MgCl_2$

Kovalent bindinger - deling av e^-

C^{4+}

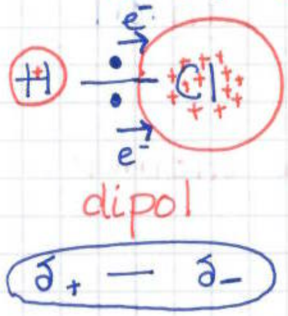
C^{4-}

H : H Kovalent bindinger

Hydrogen eksisterer som H_2

O :: O (dobbel kovalent binding)

HCl :



Blir tiltrukket av flere protone i klorid atomet. polart molekyl

Oksidasjonstall (O.T)

$Na \xrightarrow{e^-} Na^+$ O.T. = +1

SO_4^{2-} → ladningen til sulfat ikke O.T. !

Kap 3. Reaksjons likninger

Jeg vil reagere 112g Fe med S

$Fe + S \rightarrow FeS$

1 atom Fe trenger 1 atom S. Men hvor mye atomer (gram) av S trenger hvis jeg har 112 g

#1. Vi må gjøre gram om til atomer
#2. Så kan vi se hvor mange atomer S trengs fra likningen.
#3. Så kan vi gjøre antall atomer S om til gram.

Vi må finne ut hvor mye 1 atom Fe og 1 atom S veier.

Egentlig så finner vi ut hvor mye $6{,}022 \times 10^{23}$ atomer veier.

Def. 1 mol = 6.022×10^{23} mol (et tall)

Eks.
1 mol av Fe atomer
$= 6.022 \times 10^{23}$ Fe atomer
1 mol H_2O molekyler
$= 6.022 \times 10^{23}$ H_2O molekyler

Definisjon:

$\boxed{\text{massen av 1 mol av et grunnstoff} = \text{atom massen}}$

Formel masse = Σ atom massene

112 g Fe gram S ?
massen av 1 mol Fe = 56 g
men vi hadde 112g Fe
112g = 2 mol Fe

$$\underset{1\,\text{mol}}{Fe} + \underset{1\,\text{mol}}{S} \longrightarrow \underset{1\,\text{mol}}{FeS}$$

DEFN/ $\boxed{\text{Antall mol } n = \frac{\text{masse}}{\text{atom masse}} = \frac{\text{masse}}{\text{formel masse}}}$

Vi trenger 2 mol (svovel) S

$n = \frac{m}{A_m}$ $n = 2$

$A_S = 32$

$m = 2 \times 32 = \underline{\underline{64 g}}$

gram → mol → reaksjonslikning → mol av andre stoffene → gram

<u>Eks.</u> Hvor mye FeS ble laget?

$Fe + S \rightarrow FeS$

1 mol Fe gir 1 mol FeS
2 mol Fe gir 2 mol FeS

$n = \frac{m}{f_m}$ → FeS $2 = \frac{m}{56+32}$

$m = 2 \cdot 88 = \underline{\underline{176 g}}$

<u>oppgave</u>:

$f_m(O_2) = 2 \times 16 = 32$

$f_m(H_2O) = (2 \times 1) + 16 = 18$

$f_m(SO_4^{2-}) = 32 + (4 \cdot 16) = 96$

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (Balansert)

Hvor mye O_2 trengs for å reagere med 10g H_2

$n = \frac{m}{F_m} = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol } H_2$

2 H_2 trenger 1 O_2
5 H_2 trenger 5/2 O_2

O_2: $n = \frac{m}{f_m(O_2)} \Rightarrow \frac{5}{2} = \frac{m}{32}$, $\underline{\underline{m = 80g}}$

Hvor mye H_2O ble dannet ?

5 mol H_2 danner 5 mol H_2O

Antall mol H_2O : $n = \frac{m}{fm} \rightarrow 5 = \frac{m}{18}$

masse $m = 5 \times 18 = \underline{\underline{90\ g}}$

MILJØLÆRE

pensum (2-9) ingen kap. 9 spørsmål i eksamen

Kap 3. Luftforurensing.

→ Naturlig - skog brann, vulkan utbrudd, naturlige olje

→ Antropogen - menneskeskapte

Luftforurensingstyper. :

→ Global Drivhuseffekt

→ Regional sur ned bør.

→ Lokal bakke nært ozon, smog, partikler

Luft → 78% nitrogen

21% oksygen

0.93% Argon

0.04 Karbondioksid

Drivhusgasser og drivhuseffekten :

- kan bidra til global oppvarming eller klima endringer

- Klima endres av

  - Havstrømninger
  - solaktivitet
  - Aerosoler (partikler, dråper)

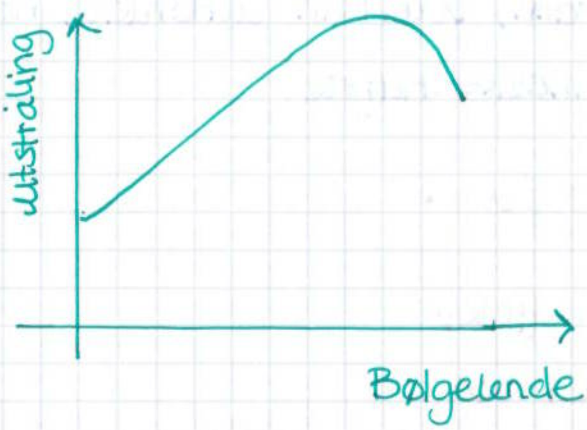
Drivhuseffekten :

1. Kort bølget stråling fra sola

2. langbølget stråling fra jorda
   - Infrarød stråling

3. Langbølget stråling delvis fanges opp av gassmolekyler i lufta.
   - H_2O, CO_2, CH_2, KFK, N_2O, O_3

4. Molekylene sender ut stråling, noe reflekteres mens andre blir til varme.



H_2O er den viktigste drivhuseffekten.

H_2O, CO_2 og drivhuseffekten

→ størst bidrag fra H_2O

→ største bidrag til økning i drivhuseffekten er fra CO_2.
   - Konsentrasjonen øker mest av alle drivhusgasse

Vann damp økningen ble ikke initiert av en økning i CO_2 konsentrasjon, men andre faktorer.

CO_2 og Karbonkretsløp

- CO_2 avgis til atmosfæren
   - Naturlig

- Nedbryting av organisk materiale
- Respirasjon hos planter, dyr og mennesker
- Naturlige branner (30% CO_2 kommer av dette).

28/08

Kap 3. Del 2.

$2Al + Fe_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe$

Blanser ligningen

Vi skal fremstille 0.5 kg jern (Fe). Hvor mye Al og Fe_2O_3 trenger vi?

Løsning: 0.5 kg = 500g Fe

mol Fe, $n = \frac{m}{A_m} = \frac{500g}{55.85} = 8.95$ mol

2 mol Fe trenger 2 mol Al

8.95 mol Fe trenger 8.95 Al

8.95 mol * 27 = 242 g Al

2 mol Fe trenger 1 mol Fe_2O_3

8,95 mol Fe trenger $\frac{8.95}{2}$ mol Fe_2O_3

$m = \frac{8.95}{2} \times 159.7 = \underline{\underline{715g\ Fe_2O_3}}$

$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Hvor mange gram H_2O og CO_2 kan jeg lage fra 88g C_3H_8.

88g C_3H_8, $n = \frac{m}{fm} = \frac{88}{44} = 2$ mol

1 mol propan → 3 mol CO_2 og 4 mol H_2O

2 mol C_3H_8 → 6 mol CO_2 og 8 mol H_2O

6 mol CO_2 : $6 \times Fm(CO_2) = 6 \times 44 = 264g$ CO_2

8 mol H_2O : $8 \times 18 = 144g$

10 mol O_2 : $10 \times 32 = 320g$

88g C_3H_8 + 320g O_2 ≡ 408g stoff

Prosent elementer i et stoff.

Hva er vekt % C i sukker $C_6H_{12}O_6$?

↳ 1 mol sukker = Fm

$= (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16)$

$= 180g$

% carbon $= \frac{72}{180} = 0.40$ eller $\underline{\underline{40\%}}$

eksempel :

Finn % C i CH_4 og C_8H_{18} (oktan)

↳ CH_4 : $fm = 12 + (4 \times 1) = 16$

$\%C = \frac{12}{16} \times 100 = \underline{\underline{75\%}}$

↳ C_8H_{18} : $fm = (8 \times 12) + (18 \times 1) = 114$

$\%C = 96/114 \times 100 = \underline{\underline{84.2\%}}$

oppgave :

Et stoff inneholder 24,75% K, 34,77% Mn og 40,48% O. Finn den enkleste kjemiske

formel $K_n Mn_m O_l$

100g stoff 24.75g K, 34.77g Mn og 40,48g O

Antall mol K $= \frac{24,75}{39,1} = \underline{0.633 \text{ mol K}}$

Antall mol Mn $= \frac{34.77}{54.94} = \underline{0.6329 \text{ mol Mn}}$

Antall mol O $= \frac{40.48}{16} = \underline{2.53 \text{ mol O}}$

n : m = 1 : 1

n/m : 1 = 1 : 4 $\Rightarrow \underline{\underline{KMnO_4}}$

3.18 fra boken :

En Industribedrift søker om utslippstillatelse for 100 kg SO_2 per time.

(a) Utslippet skyldes at de brenne olje med 2 vekt % S (svovel). Hvor mye olje kan de maksimalt brenne per døgn?

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Antall mol $SO_2 = \frac{m}{Fm} = \frac{100\,000}{64} = 1562,5$ mol/t

mol SO_2 per døgn : $1562.5 \times 24 = 37500$ mol

mol S per døgn : 37 500

g S $= 37\,500 \times 32$

$= 1,2$ tonn

mengde olje som kan forbrennes

$\Rightarrow 1.2 \times \frac{100}{2} = \underline{\underline{60 \text{ tonn olje}}}$

EKSOTERMISK – reaksjonen avgir energi

ENDOTERMISK – reaksjonen tar opp energi

eksotermisk :

$CH_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ + energi endotermisk:

$NH_4NO_3 + H_2O + varme \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$

Kap 4 Navnsetting (for uorganiske kjemikale

Binære forbindelser - alle ender med "-id."

HF - hydrogenfluroid

KCl - Kalium klorid

$BaBr_2$ = barium bromid

CaS - Kalsium sulfid

MgO - magnesium oksid

NaH - Natriumhydrid

BN - bornitrid

BrCl - brom klorid

anioner, viktig å huske:

fluorid - F^-	bromid - Br^-
klorid - Cl^-	sulfid - S^{2-}
iodid - I^-	hydrid - H^-
oksid - O^{2-}	

Vanelige oksosyrer.

syre		Anion	
H_2SO_4	svovelsyre	SO_4^{2-}	sulfation
H_2CO_3	{Kullsyre Karbonsyre	CO_3^{2-}	kabonat ion
H_3PO_4	fosfor	PO_4^{3-}	fosfat
$HClO_3$	klorsyre	ClO_3^-	klorat
HNO_3	salpetersyre	NO_3^-	nitrat

"Reduserende oksosyrer"

H_2SO_3 - svovelsyrling SO_3^{2-} sulfitt
H_3PO_4 - fosforsyrling PO_3^{3-} fosfitt
$HClO_2$ - klorsyrling ClO_2^- kloritt
HNO_2 - salpetersyrling NO_2^- - nitritt

-at har 1 oksygen atom mer enn -itt

Eksempel:

$LiNO_3$ - lithiumnitrat
Na_2CO_3 - Natrium karbonat
$Al_2(SO_4)_3$ - Alminium sulfat
K_2SO_3 - kalium sulfitt
$Ca(NO_2)_2$ - Kalsium nitritt
Barium nitrat - $Ba(NO_3)_2$
Kalsium fosfat - $Ca_3(PO_4)_2$
kalium karbonat - K_2CO_3
sinksulfat - $ZnSO_4$

Flerprotiske syrer

$H_2SO_4 \xrightarrow{-H^+} HSO_4^-$ (Hydrogen sulfat) $\xrightarrow{-H^+} SO_4^{2-}$

$H_2CO_3 \xrightarrow{-H^+} HCO_3^-$ $\xrightarrow{-H^+} CO_3^{2-}$
bi karbonat
Hydrogen karbonat

$H_3PO_4 \xrightarrow{-H^+} H_2PO_4^-$ $\xrightarrow{-H^+} HPO_4^{2-}$ (hydrogen fosfat) $\xrightarrow{-H^+} PO_4^{3-}$
di hydrogen fosfat

$K(HSO_4)$ - kalium hydrogen sulfat
$Al(H_2PO_4)_3$ - Alminium di hydrogen fosfat

Metaller utenom Gp I, II og Al
eks. Fe, Cu, Mn, Co, V, Ti

$M^{2+} \rightarrow$ metall(II)
$M^{3+} \rightarrow$ metall (III)
Romersk tall

$FeCl_3$: jern(III) klorid
Cu_2O^{-2} : Kobber(I) oksid
CuO : kobber(II) oksid

Forbindelser mellom ikke metaller.
N, S, Cl, O

N_2O : dinitrogenoksid
NO : nitrogen monooksid
N_2O_3 : dinitrogen trioksid
NO_2 : nitrogen di oksid
N_2O_5 : di nitrogen pentoksid
CO : carbonmono oksid

04/09

Kap 5. Løsninger

Gass løsning : gass + gass — luft

væske løsninger : gass + væske — CO_2 i vann

væske + væske — alkohol + vann

faststoff + væske — salt + vann

faststoff løsninger : gass + faststoff — H_2 i Pt

væske + faststoff — Hg + Ag

faststoff + faststoff — Cu + Zn

masseprosent = vekt % = antall g stoff per 100g løsning.

Eksempel :

150g NaCl løst i vann og fortynnet til 1 liter
Tetthet = 1.1 g/mol. Hva er masseprosent NaCl i løsningen?

Antall g løsning = 1000 ml × 1.1 g/ml
= 1100 g

1100 g løsning inneholder 150g NaCl
100 g løsning — " — $\frac{150\,g}{1100} \times 100 = 13.6g$

Masseprosent er 13,6 %

Molare løsninger

Konsentrasjon ·C = molaritet i mol/liter

[NaCl] = 0,1 M ← M = mol/l

"0,1 molar"

Regel : Antall mol n = Volum (i liter) × C

$$\boxed{n = V \times C}$$

Oppgave :

Hvordan kan vi lage 1 liter av en 1 M Na_2CO_3 løsning ?

↳ $n = V \times C = 1 \times 1 = 1\,mol$

$n = \frac{masse}{Fm} = \frac{m}{106}$

$m = 1 \times 106 = 106\,g$

veier ut 106 g Na_2CO_3 og har det opp i mindre enn 1 liter. Rist og løs alt opp - og tilsett mer vann til 1 liter.

Eksempel :

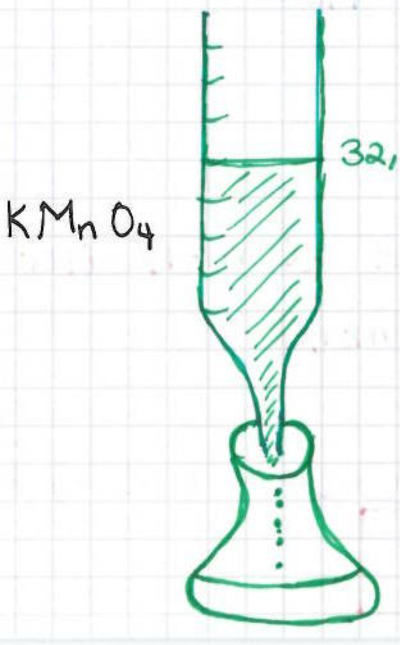
Hvor mange gram H_2SO_4 er det i 20,5 ml av en 0.1 M H_2SO_4 løsning ?

↳ $n = V \times C = \frac{m}{Fm}$

$n = \frac{20,5}{1000} \times 0.1 = 2,05 \times 10^{-3}\,mol$

$m = Fm \times n = 98 \times 2,05 \times 10^{-3}$

$= 0.201\,g$



Hvor mye Fe i en prøve ?

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4$

$Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

$2KMnO_4 + 10\,FeSO_4 + 8\,H_2SO_4$

$\rightarrow 5\,Fe_2(SO_4)_3 + 2\,MnSO_4 + 8H_2O$

$[KMnO_4] = 0{,}1\ M$

Titrer $KMnO_4$ inntil lilla farge til $KMnO_4$ er permanent i flasken. Vi trenger 32,1 ml $KMnO_4$ løsning.

↳ mol $KMnO_4 = V \times C = \frac{32{,}1}{1000} \times 0{,}1 = 3{,}21 \times 10^{-3}$ mol

2 $KMnO_4$ trenger 10 $FeSO_4$

1 $KMnO_4$ trenger 5 $FeSO_4$

$3{,}21 \times 10^{-3}$ $KMnO_4$ trenger 0,01605 mol $FeSO_4$

masse Fe = mol × Am

$= 0{,}01605 \times 55{,}85$

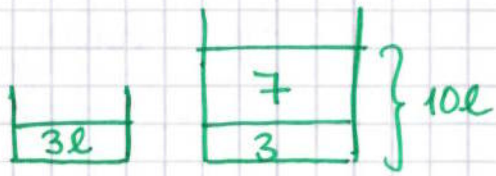
$= \underline{\underline{0{,}896\,g\ Fe}}$

Fortynning

Eks. Gitt 3 liter av 4 M NaOH løsning. Hvor mye vann må tilsettes for å lage 1,2 M løsning?

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

→ $n = V \times C = 3 \times 4 = 12$ mol



$n = V \times C_2$

$V = \frac{12\ mol}{1{,}2\ mol/l} = 10$ liter

⇒ $\underline{\underline{10 - 3 = 7\ liter}}$

Eks. Hvor mange ml av 12,4 M HCl trenger vi for å lage 5 liter av en 0,1 M HCl løsning?

↳ antall mol $n = V \times C = 5 \times 0{,}1 = 0{,}5$ mol

$0{,}5\ mol = V \times 12{,}4\ M$

$V = \frac{0{,}5}{12{,}4} = \underline{\underline{40{,}3\ ml}}$

$$2\ NaI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbI_2 + 2\ NaNO_3$$

Hvis jeg har 10 ml av en 0,1 M løsning av NaI, hvor mye av en 0,2 M $Pb(NO_3)_2$ løsning trenger jeg for å få et 100% utbytte av PbI_2.

↳ NaI mol $n = V \times C$

$$= 0{,}1\ M \times \frac{10}{1000} = 10^{-3}\ mol$$

2 mol NaI trenger 1 mol $Pb(NO_3)_2$

1 — " — $\frac{1}{2}$ mol $Pb(NO_3)_2$

10^{-3} mol — " — $\frac{10^{-3}}{2}$ mol — " —

mol $Pb(NO_3)_2$ = $n = V \times C$

$$\frac{10^{-3}}{2} = V \times 0.2\ M$$

$$\underline{\underline{V = 2{,}5\ ml}}$$

06/09 Kap 5 : fortsettelse :

For veldig lave konsentrasjoner :

ppm parts per million 10^6

ppb parts per billion. 10^9

Miljø forurensinger (Pb, Hg, Cd)

ppm : mg / kg ppb : µg / kg

cm^3 / m^3 $µg / m^3$

mg / m^3

<u>oppgave</u> :

Kvikksølv (Hg) forgiftning i fisk er 39 mg per kg fiske kjøtt. Hvor mange ppm er dette ?

↳ 1 kg = 10^3 g = 10^6 mg

39 ppm Hg i fisk.

<u>oppgave</u> :

Et marsvin ble drept av 10^{-7} g dioksin.
Hvor stor dose i ppb er dette ?
vekten til marsvin = 100g

↳ 10^{-7}g dioksin per 100g kjøtt

1g dioksin per 10^9 g kjøtt

⇒ 1ppb dioksin.

Kap 6 Gasser

Avogadro's lov : like volumer av 2 gasser inneholder like mange molekyler ved samme P, T

$$\boxed{PV = nRT}$$

P = trykk [Pa] eller [N/m²]

1 atm = $1{,}013 \times 10^5$ N/m² = 1,013 bar

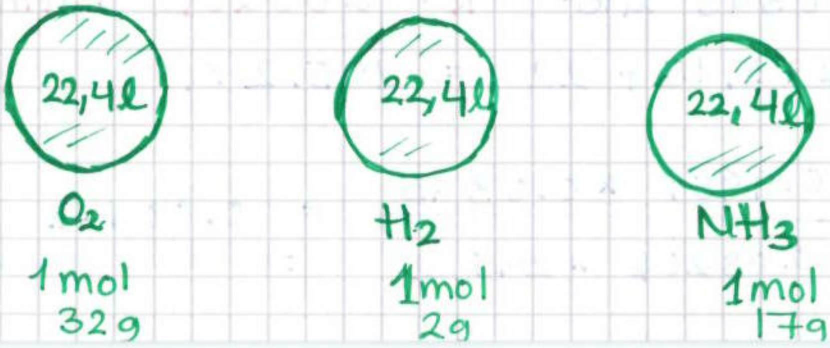
V = volum [m³] 1m³ = 1000 liter

n = antall mol gass

R = konstant 8,314 J/mol·K

= 0,08206 l. atm/mol·K

T = temperatur kelvin [K]



Hvor stor volum gass er 1 mol gass?

$$V = \frac{nRT}{P}$$

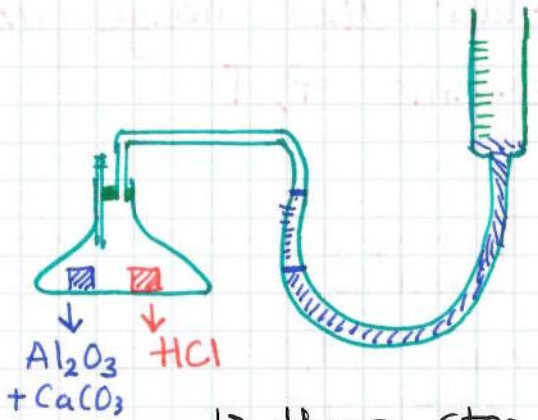
NTP (0°C, 1 atm)
V= 22,4 liter
STP = (20°C, 1 atm)
V = 24 liter

Tetthet til H_2 ved 0°C : $\frac{\text{vekten}}{\text{volum}} = \frac{2,01}{22,4} = 0.897$ g/l

mol $n = \frac{m}{Fm} = C \times V = \frac{PV}{RT}$
"fast" "løsning" "gass"

<u>oppgave</u> (eksamen)

$$CaCO_3 + 2HCl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} CaCl_2 + H_2O + CO_2$$



0, 2025 g $CaCO_3 / Al_2O_3$
34,5 mol CO_2 dannes
22°C 1,008 bar

↳ Hvor stor prosent $CaCO_3$ inneholder blandingen?

↳ $PV = nRT$

$n = \frac{PV}{RT}$ $\left(P = \frac{1.008 \text{ bar}}{1.013 \text{ bar/atm}} = 0.9951 \text{ atm}\right.$

V= 0.0345 liter R= 0.08206 l·atm/mol·K

T = 273,15 + 22 = 295.2 K

$$n = \frac{0.9951 \times 0.0345}{0.08206 \times 295,2} = \underline{\underline{0.00142 \text{ mol } CO_2}}$$

Det kom fra 0.00142 mol $CaCO_3$ $= \frac{m}{Fm}$

Masse $CaCO_3 = 0.00142 \times 100,08 = 0,142g$

% $CaCO_3$ $\frac{0,142}{0,2025} \times 100\% = \underline{\underline{70,1\% \ CaCO_3}}$

<u>oppgave</u> :

$2HCO_3^-{}_{(aq)} \longrightarrow CO_3^{2-}{}_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3\ (g)$

480 liter CO_2 ved STP per time blir produsert

Hvor mye $CaCO_3$ avleiring ble dannet per time?

↳ ved STP : 1 mol = 24 liter gass

vi har $\frac{480}{24} = 20$ mol CO_2 /time

vi fikk 20 mol $CaCO_3$. $= \frac{m}{Fm} = \frac{m}{100}$

$m\ CaCO_3/t = 20 \times 100 = 2000g$

$= \underline{2\,kg/t}$

11.09.13 Kap 7 <u>Kjemisk likevekt</u>

Reaksjoner kan gå i begge retninger.

$\left.\begin{array}{l} A + B \rightarrow C + D \\ C + D \rightarrow A + B \end{array}\right\}$ $A + B \rightleftarrows C + D$

reversibel reaksjon

Etter en vis tid vil reaksjonene gå like fort

begge veier ⇒ LIKEVEKT

$H_2 + I_2 \underset{K_2}{\overset{K_1}{\rightleftarrows}} 2HI$

ved likevekt : $K_1[H_2][I_2] = K_2[HI][HI]$

$$\frac{k_1}{k_2} = \boxed{K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}}$$

K: likevekts konstant

Eksempel:

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

0,1 mol HI er tilsatt et tomt kar på 1 liter, ved T_1, ved likevekt er det 0.01 mol H_2 i karet. Hva er [HI] og $[I_2]$ ved likevekt?

↳

ved start	ved likevekt
0,1 mol HI	? mol HI
0 mol H_2	0,01 mol H_2
0 mol I_2	? mol I_2

ved likevekt 0,01 mol/l H_2 = $[H_2]$

0,01 mol/l = $[I_2]$

mol HI ved likevekt = 0,1 − 0,02

[HI] = 0.08 mol/l

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.08)^2}{(0.01)(0.01)} = \underline{\underline{64}}$$

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Guldberg Waage's lov (massevirkningslov)

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

← Produktene "teller"

← reagentene "nevner"

Husk: [fast stoff] = 1
[H_2O] = 1 bare for vannløsninger

eksempel:

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$$

$$K = \frac{[CO_2] \cdot 1}{1} = [CO_2]$$

eksempel: i vannfase

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightleftharpoons 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

$$K = \frac{[NaCl]^2 \cdot [CO_2]}{[HCl]^2 \cdot [Na_2CO_3]}$$

oppgave:
Gitt likevekt:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

(a) Skriv uttrykket for likevekts konstanten
(b) Vi slipper SO_3 inn i tom kar med V = 1 liter
Ved likevekt er det 0,1 mol O_2 i karet. Hvor mye SO_3 ble ført inn i beholderen? K = 100

(a) ↳ $K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$

(b)

ved start	ved likevekt
0 mol SO_2	? SO_2
0 mol O_2	0,1 mol O_2
(x) ? SO_3	? SO_3

$[O_2] = 0{,}1 \text{ mol}/\ell$

$[SO_2] = 0{,}2 \text{ mol}/\ell$

$[SO_3] = (x - 0{,}2) \text{ mol}/\ell$

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

$$100 = \frac{(x-0{,}2)^2}{(0{,}2)^2(0{,}1)} \qquad x = 0{,}83 \text{ mol } SO_3 \text{ i karet}$$

(c) Analyse viser ved likevekt at beholderen inneh. like mange mol SO_2 og SO_3. Hva er $[O_2]$?

svar → $[SO_2] = [SO_3]$

$$K = \frac{[\cancel{SO_3}]^2}{[\cancel{SO_2}]^2[O_2]} = \frac{1}{[O_2]} = 100$$

$[O_2] = \underline{\underline{0{,}01 \text{ mol}/\ell}}$

<u>eksempel</u>:

$$N_2(s) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Vi blander N_2 og H_2 i forholdet 1:3 i et kar med V = 1 liter. T = 300°C. Ved likevekt er det 0,15 mol NH_3 til stede K = 20. ved T = 300°C.

Hva er $[N_2]$ og $[H_2]$ ved likevekt?

ved start — ved likevekt

n mol N_2 — ? N_2

3n mol H_2 — ? H_2

0 mol NH_3 — 0,15 mol NH_3

$[N_2] = n - 0{,}15/2$

$[H_2] = 3n - 3 \times 0.15/2$

$$K = \frac{(0,15)^2}{(n - 0.075)(3n - 0,225)^2} = 20$$

$\therefore \underline{n = 0,155 mol}$

$[N_2] = 0.155 - 0.15/\ell = 0.08$ mol/ℓ

$[H_2] = 3 \times 0.08 = 0.24$ mol/ℓ

$= 3 \times 0.155 - 0.225.$

13.09.13 Kap 7. Del 2 likevekt

Hvor ligger likevekten ?

$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]}$$

K<< 1 reaksjonen mest til venstre

K>> 1 reaksjonen er mest til høyre

K = 0,1 – 10 mye av alle stoffene

eksempel

$N_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2NO (g)$

$K = 1,32 \times 10^{-4}$ ved 1500 :

$$= \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

Hvor ligger likevekten?

↳ $K \ll 1$ Reaksjonen er mes til venstre.

Eksempel:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$$

$$K = 2 \times 10^{81} = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2[O_2]}$$ ⇒ Reaksjonen fullstendig til høyre.

Eksempel:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons \underbrace{CH_3COOC_2H_5}_{\text{ester}} + H_2O$$

$$K = 4 = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]}$$ = Begge vier

Er systemet i likevekt?

#1. Beregn konsentrasjonene av alle stoffene

#2. Finn Q - på samme måte som du finner K

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

#3. Vurder Q vs. K

$Q = K$ likevekt!

$Q < K$ øke produkt minke reagentene.

$Q > K$ mindre produkt og øke reagentene

Eksempel 8

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$$

vi har 0.02 mol CO_2, 0,02 mol H_2O

0,2 mol CO_2

0.2 mol H_2

(a) Er systemet i likevekt ?

(b) Vil reaksjonen gå mot høyre eller venstre ?

(c) Finn likevekts konsentrasjonene, gitt V = 1 liter

↳

(a) $Q = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0.02/1 \times 0,02/1}{0,2/1 \times 0,2/1} = 0,01$

K gitt som 0,043

$K \neq Q$ ingen likevekt

(b) $Q < K$

For lite CO og H_2O og derfor vil reaksjonen gå mot høyre for å lage mer CO og H_2O.

(c) $\overset{-x}{CO_2} + \overset{-x}{H_2} \rightleftharpoons \overset{x}{CO} + \overset{x}{H_2O}$

ved start	ved likevekt
0,2 mol CO_2	$0,2 - x$ mol CO_2
0,2 mol H_2	$0,2 - x$ mol H_2
0,02 mol CO	$0,02 + x$ mol CO
0,02 mol H_2O	$0,02 + x$ mol H_2O

$K = 0,043 = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{(0,02+x)(0.02+x)}{(0,2-x)(0.2-x)}$

$\therefore \underline{x = 0.018}$

$[CO_2] = [H_2] = 0.2 - 0.018 = 0,182$ mol/l

$[CO] = [H_2O] = 0.02 + 0,018 = 0,038$ mol/l

Le Chatelier's Prinsipp

Et system i likevekt utsatt for en forandring vil flytte i den retningen som virker mot forandringen

Eksempel :

$N_2 (g) + 3H_2 (g) \rightleftharpoons 2NH_3 (g)$ + varme (eksotermisk)

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$ ved likevekt

Tilsett mer NH_3 - reaksjonen flytter mer til venstre.

fjern NH_3 - reaksjonen flytter mer til høyre

øk trykket : reaksjonen flyttes til høyre pga. av antall molekyler på venstre og høyre sic

øk temperaturen : reaksjonen flyttes mer til venstre (endotermisk, tar opp varme).

Katalysator : Det får en reaksjon til å gå raskere uten at stoffet i seg selv blir brukt opp. eks. Cl· fra ozonlaget ødeleggels

Industri : NH_3, H_2SO_4, polyetyler

Kroppen : enzymer.

18/09 Kap 8. Syrer og baser

Syre - et stoff som kan spalte av protoner, H^+

eks

$HB \longrightarrow H^+ + B^-$

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

$HB^- \longrightarrow H^+ + B^{2-}$

Husk : $H^+ \equiv H_3O^+$ i vannløsning

$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$ (oxonium ion)

Base - et stoff som kan ta opp protoner, H^+

eks. $B^- + H^+ \longrightarrow HB$ eks. HCl

$B + H^+ \longrightarrow BH^+$ eks. NH_4^+

eksempel :

$HCN \rightarrow H^+ + CN^-$

$CN^- + H^+ \rightarrow HCN$

1. ↳ $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$ likevekt

2. $NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$

3. $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$

4. $H_2SO_4 \longrightarrow H^+ + HSO_4^- \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$

eksempel Baser

1. $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$

2. $OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$

3. $HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3$ (kullsyre)

4. $HSO_4^- + H^+ \longleftarrow H_2SO_4$ HSO_4^- ikke en base

OBS! HCO_3^- kan virke som syre eller baser

De kalles amfoterisk !

Protolyse reaksjon : protoner (H^+) blir tatt opp eller avgitt.

$NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$

Syre base (korresponderende base til NH_4^+)

alltid en syre og en base i reaksjons linkningen

Oppgave :

Hvis at HPO_4^{2-} er amfoterisk.

$\underset{\text{(base)}}{HPO_4^{2-}} + H^+ \longrightarrow \underset{\text{(ko.syre)}}{H_2PO_4^-}$

$\underset{\text{(syre)}}{HPO_4^{2-}} \longrightarrow \underset{\text{(kor. base)}}{PO_4^{2-}} + H^+$

Oppgave

Vis at H_2O er amfoterisk.

$$\underset{\text{(base)}}{H_2O} + H^+ \longrightarrow \underset{\text{(syre)}}{H_3O^+}$$

$$\underset{\text{(syre)}}{H_2O} \rightleftarrows H^+ + \underset{\text{(base)}}{OH^-}$$

Syre styrke

sterk syre - en syre som har stor evne til å spalte H^+. eks HCl (salt syre)

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

ingen likevekt, går fulstendig over til produktene.

↳ HCl, HNO_3, H_2SO_4

svak syre - lite evne til å spalte H^+

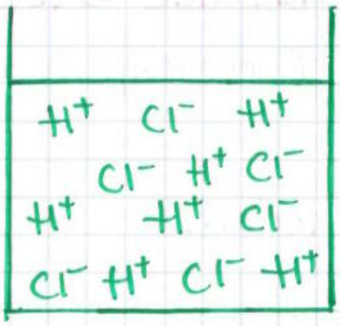
eks. $\underset{>99\%}{HF} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + \underset{<1\%}{F^-}$

alltid likevekt

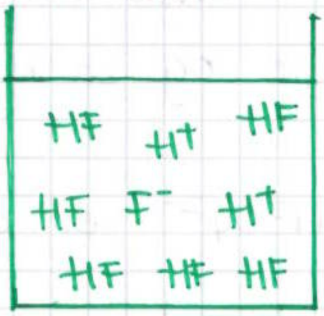
$$\underset{\text{syrekonstant}}{Ka} = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

(HF : flussyre)

$Ka \ll 1$ for svake syrer



Sterk syre
HCl



Svak syre
HF

Eksempel

a) Skriv syrekonstantene for de svake syrene HF, NH_4^+, HSO_4^-

↳ $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$

$$k_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = 7 \times 10^{-4}$$

↳ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$

$$k_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = 5.6 \times 10^{-10}$$

↳ $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$$k_a = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]} = 1.2 \times 10^{-2}$$

(b) Hvilken av syrene er sterkest eller svakest?

HSO_4^- har den høyeste verdien for k_a og er derfor den sterkeste syren

NH_4^+ har den laveste k_a verdi og er derfor den svakeste syren.

Base styrke

sterk base - stor evne til å ta opp H^+

$OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$ nesten 100% til høyre

(hydro oksid ion)

Svak base - lite evne til å ta opp H^+

$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

mye lite lite

20/09 Base styrke forts.........

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \text{ (basisk)}$$

$$K_B = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]}$$

Base kons.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][B^-]}{[HB]}$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+]\cancel{[B^-]}\cancel{[HB]}[OH^-]}{\cancel{[HB]}\cancel{[B^-]}}$$

$$= [H_3O^+][OH^-]$$

$$\boxed{K_a \cdot K_b = K_w = 1 \times 10^{-14}}$$ ved 25°C

Eksempel :

Borsyre H_3BO_3 , $K_a = 5.8 \times 10^{-10}$

(a) Er dette en svak syre ?

(b) Finn denne syras korresp. base. Skriv ligningen for basens reaksjon med vann.

(c) Skriv uttrykket for K_b og beregn verdien K_b.

↳ (a) K_a er svært liten ⇒ svak syre.

(b) $H_3BO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2BO_3^-$

$H_2BO_3^-$ er den korrespon. base.

$$H_2BO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3BO_3 + OH^-$$

↳ kalles for korresp. base

(c) $$K_b = \frac{[H_3BO_3][OH^-]}{[H_2BO_3^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1\times10^{-14}}{5.8\times10^{-10}} = \underline{\underline{1.7\times10^{-5}}}$$

Reaksjon mellom sterksyre og sterkbase

Sterk syre - mange H_3O^+
Sterk base - mange OH^-

Reaksjonen mellom sterk syre og sterk base kalles nøytralisering.

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

$$K = \frac{1}{[H_3O^+][OH^-]} = \frac{1}{K_w} = 10^{14}$$

$K >> 1$

$$\boxed{pH = -\log[H_3O^+] \;;\; pOH = -\log[OH^-]}$$

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

Oppgave :

Jeg løser 0.0588 g svovelsyre (H_2SO_4) i vann og fortynner til 200 ml. Hva blir pH ?

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$ (antakelse)

$$\text{mol } n = \frac{m}{Fm} = \frac{0.0588}{98} = 6\times10^{-4}\text{ mol}$$

$$n = V\times C \Rightarrow C = \frac{n}{V} = \frac{6\times10^{-4}\text{ mol}}{200/1000\text{ l}} = 0.003\text{ mol/l}$$

$$[H_3O^+] = 2\times 0.003\text{ mol/l} = 0.006\text{ mol/l}$$

$$pH = -\log(0.006) = \underline{2,2}$$

Oppgave

Hvor mye 0,01 M KOH må bli tilsatt 1 liter 0,01 M H_2SO_4 for å oppnå en nøytral løsning ?

↳ mol H_2SO_4 = $V \times C$ = $1 \times 0,01$
= 0,01 mol

mol H_3O^+ = $2 \times 0,01$ = 0,02 mol

$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

0.01 mol   0.01 mol   0.01 mol

nøytralisering :

$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$

0.02 mol   0.02 mol

mol OH^- = 0,02 = $V \times C$

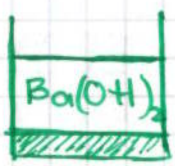
$$V = \frac{0,02}{C} = \frac{0,02}{0,01\,M} = \underline{\underline{2 \text{ liter}}}$$

Oppgave

Hva blir pH når 1 liter 0,03 M HCl blir tilsatt 0,7 liter 0,05 M $Ba(OH)_2$?

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$



0,7 liter $Ba(OH)_2$ inneholder $V \times C \times 2$ OH^- ioner
= $2 \times 0,7$ liter $\times 0,05$ M = $\underline{0,07 \text{ mol } OH^-}$

mengde H_3O^+ = 1×0.03
= $\underline{0.03 \text{ mol } H_3O^+}$

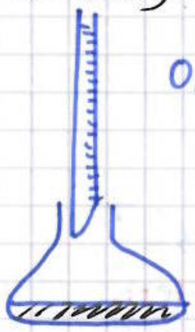
mengde OH^- igjen etter nøytralisering
= 0.07 − 0.03 = 0.04 mol OH^-

$[OH^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.04 \text{ mol}}{1.7 \text{ liter}} = 0{,}0235 \text{ M}$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0{,}0235\text{M}) = 1.62$

$pH = 14 - pOH = \underline{\underline{12{,}4}}$

Titrering



0,1 M HCl

KOH + pH indikator

En ukjent masse KOH blir tilsatt vann. Tilsetter HCl løsning → fargeendring ved nøytralisering.

Hvis 24,2 ml HCl ble brukt, hvor mye KOH hadde vi?

$n_{HCl} = V \cdot c = \frac{24{,}2}{1000} \ell \cdot 0.1 \text{ M} = 0.00242 \text{ mol HCl}$
$= 0{,}00242 \text{ mol } H_3O^+$

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$
0.00242   0.00242

$OH^- \leftarrow KOH$
0.00242

$m_{KOH} = M_m \cdot n = 56 \cdot 0{,}00242 = \underline{\underline{0{,}136 \text{ g}}}$

25.09.13

Salter i vann og pH

$NaCl(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ pH : 7

$NaAc \longrightarrow Na^+ + Ac^-$

$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$ pH > 7
CH_3COOH NaOH   (acetat)

$CH_3COO^- + H_2O \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$
Basisk

CH_3COOH - svak syre "stabil"
$NaOH$ - sterk base "ustabil"

$$Na^+ + H_2O \underset{100\%}{\rightleftarrows} \underset{\text{sterk base}}{NaOH} + \underset{\text{sterk base}}{H^+}$$ (ingen produkter blir laget)

Na^+ er stabil i vann.

$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{svak base}}{NH_3} + \underset{\text{sterk syre}}{H_3O^+}$$

$$Cl^- + H_2O \xleftarrow{100\%} HCl + OH^-$$ (stabilt i vann)

oppgave:

Finn K_a for 0,01 M eddiksyre (HAc eller CH_3COOH gitt at pH = 3,38.

$$HAc + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Ac^-$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 3,38$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3,38} = 4,17 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[Ac^-] = [H_3O^+] = 4.17 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[HAc] = 0,01 - 4,17 \times 10^{-4} = 0.00958 \text{ mol/l}$$

$$K_a = \frac{(4.17 \times 10^{-4})^2}{0.00958} = \underline{1.8 \times 10^{-5}}$$

Oppgave

Finn pH av 0.1 M maursyre ($HCOOH$)

$K_a = 1,8 \times 10^{-4}$

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

Vi må finne $[H_3O^+]$ for å finne pH.

La $[H_3O^+] = x$

$[HCOO^-] = x$

$[HCOOH] = 0,1 - x \approx 0,1$ (tilnærming) x må være veldig lav

$$K_a = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1,8 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 1.8 \times 10^{-4} x - 1,8 \times 10^{-5} = 0$$

$$\underline{x = 4,2 \times 10^{-3}} \text{ mol/l}$$

$$pH = -\log x = \underline{\underline{2,4}}$$

Felles ioneffekt

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons \overset{\text{litt}}{H_3O^+} + \overset{\text{(formation)}}{\underset{\text{litt}}{HCOO^-}}$$

Hva skjer hvis vi tilsetter $HCOONa$ (natrium format) til $HCOOH$?

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$HCOONa$ er en vanelig lettløselig salt

$$HCOONa \longrightarrow \underset{\text{mye}}{HCOO^-} + Na^+ \quad 100\%$$

Le chatelie's prinsipp, hvis vi øker $[HCOO^-]$ går reaksjonen til venstre.

Mer $HCOOH$ dannes fra $HCOO^- + H_3O^+$
mindre H_3O^+ og derfor mer basisk ⇒ pH øker

$HCOO^-$ er et felles ion og har et felles ion effekt

<u>Oppgave</u>

Ammoniakk er tilsatt vann. Hvilken effekt har videre tilsetning av NH_4Cl på pH?

$$\underset{\text{svak base}}{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{svak syre}}{\overset{\text{litt}}{NH_4^+}} + \underset{\text{sterk base}}{OH^-}$$

○ = felles ion

$$NH_4Cl \longrightarrow \underset{\text{mye}}{NH_4^+} + Cl^- \quad 100\%$$

vi øker $[NH_4^+]$

⇒ Reaksjonen går mot venstre

⇒ $[OH^-]$ avtar

⇒ $[H_3O^+]$ øker

⇒ pH ned (mindre basisk)

<u>Oppgave</u>

0,1 mol $HCOOH$ + 0,1 mol $HCOONa$ løst i vann til 1 liter. Finn pH gitt at $K_a[HCOOH] = 1.8 \times 10^{-4}$.

$$HCOONa \longrightarrow \overset{\text{mye}}{HCOO^-} + Na^+ \quad 100\%$$

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{litt}}{HCOO^-} + \underset{\text{litt}}{H_3O^+}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

siden HCOOH er en svak syre :

$[HCOO^-] \approx 0.1\ M$ (tilnærming)

$[HCOOH] \simeq 0.1\ M$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][0.1]}{[0,1]} = 1.8 \times 10^{-4}$$

$[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-4}$

$\Rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = \underline{\underline{3.7}}$

27.09.13 **Kap 8 : Syrer og baser**

Buffer løsninger :

pH lite endret ved tilsetning av moderate mengder syre eller base

1. Svak syre + korresp. svak base

$HCOOH + HCOO^- Na^+$

2. Svak base + Korresp. svak syre

$NH_3 + NH_4^+ Cl^-$

Blodet pH 7,35 - 7,45

Hvordan virker en buffer ?

$\underset{\text{mye}}{HAc} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{lite}}{H_3O^+} + \underset{\text{lite}}{Ac^-}$

$\underset{\text{ingen}}{NaAc} \xrightarrow[100\%]{} \underset{\text{mye}}{Na^+} + \underset{\text{mye}}{Ac^-}$

#1 Vi tilsetter litt sterk syre HCl

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$H_3O^+ + \underset{\text{svamp}}{Ac^-} \rightleftharpoons HAc + H_2O$

2. Vi tilsetter litt sterk base, NaOH

$$NaOH \xrightarrow{100\%} Na^+ + OH^-$$

$$OH^- + HAc \rightleftharpoons Ac^- + H_2O$$

svam for OH^-

Vanlig Buffer : svak syre + saltet til syren

$$HB \rightleftharpoons B^- + H_3O^+$$

$$Ka = \frac{[B^-][H_3O^+]}{[HB]}$$

$$\boxed{[H_3O^+] = Ka \frac{[HB]}{[B^-]}}$$

$$pH = -pKa + \log \frac{[B^-]}{[HB]}$$

Oppgave :

Hva er pH til en blanding av 0.1 mol (i 1 liter) HAc og 0.1 mol NaAc ? $Ka(HAc) = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\underset{\text{mye}}{HAc} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{lite}}{H_3O^+} + \underset{\text{lite}}{Ac^-}$$

$$NaAc \longrightarrow \underset{\text{mye}}{Ac^-} + \underset{\text{mye}}{Na^+}$$

Vi kan se bort fra $[Ac^-]$ fra HAc

$[Ac^-] = 0.1$ mol/l

$[HAc] \approx 0.1$ mol/l

$$[H_3O^+] = Ka \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.1}$$

$$pH = \log [H_3O^+] = \underline{\underline{4,745}}$$

Hvor mye forandres pH når vi tilsetter litt sterk syre til en buffer?

Del 1: 1 mol 1,0 M HCl tilsatt 1 liter vann

rent vann har pH = 7. Hva blir pH nå?

mol HCl = $V \times C = \frac{1}{1000} \times 1 = 10^{-3}$ mol HCl

som betyr 10^{-3} mol H_3O^+

$$H_2O + HCl \xrightarrow{100\%} H_3O^+ + Cl^-$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 3$$

$\Delta pH = 7 - 3 = \underline{4}$

Del 2: 1 mol, 1 M HCl blir tilsatt 1 liter av en buffer av 0.1 mol HAc og 0.1 mol NaAc. Hva blir pH nå?

Vi tilsetter 10^{-3} H_3O^+

$$\left.\begin{array}{l} \text{mye } HAc + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Ac^- \\ NaAc \longrightarrow \underset{\text{mye}}{Na^+} + \underset{\text{mye}}{Ac^-} \end{array}\right\} \text{BUFFER}$$

Vi tilsetter HCl [10^{-3} mol H_3O^+]

$$\underset{\substack{10^{-3}\text{ mol} \\ \text{tilsatt}}}{H_3O^+} \quad \underset{\substack{10^{-3}\text{ mol} \\ \text{brukt}}}{Ac^-} \rightleftharpoons \underset{\substack{10^{-3}\text{ mol} \\ \text{ekstra}}}{HAc} + H_2O$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[0.1 - 0.001]}{[0.1 + 10^{-3}]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{0,101}{0.099} \times \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1}$$

$$[H_3O^+] = 1.836 \times 10^{-5} \ \text{mol/l}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.836 \times 10^{-5})$$

$$= \underline{4.736}$$

$$\Delta pH = 4,745 - 4,736 = \underline{\underline{0,009}} \ !$$

HCO_3^- / H_2CO_3 er en buffer i sjøen

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

svam for base $\leftarrow$ $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$

$NaHCO_3 \longrightarrow Na^+ + HCO_3^-$ $\rightarrow$ svam for syre

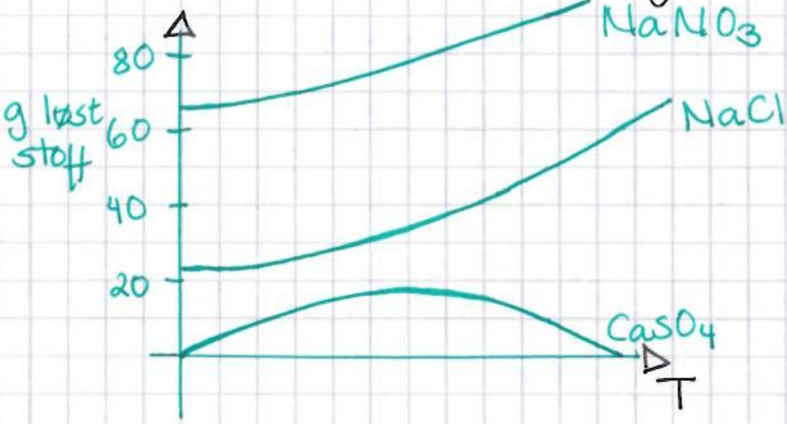
02/10/13

Kap 9. VANNLØSELIGHET

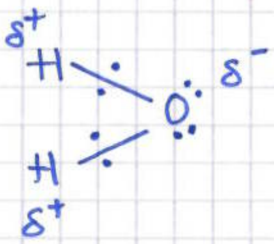
Løslighet = Konsentrasjon av stoffet i en mettet løsning.

Umettet løsning - mulig å løse mer stoff
Overmettet løsning - ustabil løsning, mer stoff enn mettet løsning.

Løselighet er temperatur avhengig. De fleste stoffene er mer løselige med økende T.



Hvorfor er vann et godt løsningsmiddel?



Litt mer negativ ladning for O.

Oksygen er mer elektronegativ enn H
Når vi tilsetter et stoff til vann 2 ting skjer

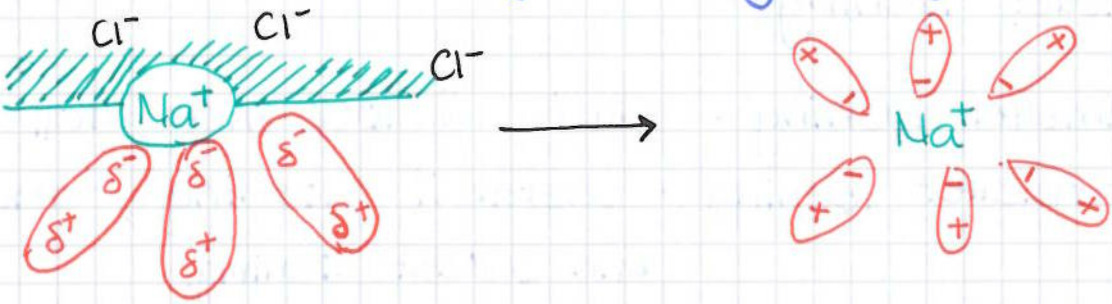
bruker energi — # 1. Vi bryter gitteret til stoffet

energi tilbake — # 2. Molekyler eller ioner blir omgitt av vann molekyler. ⇒ Hydratisering

Eksempel

Vi tilsetter NaCl og AgCl til vann.

Kamp mellom hydratisering ⟷ gitter energi



AgCl er motsatt - Sterkere gitter struktur enn NaCl (covalent bindinger). tungtløselig.

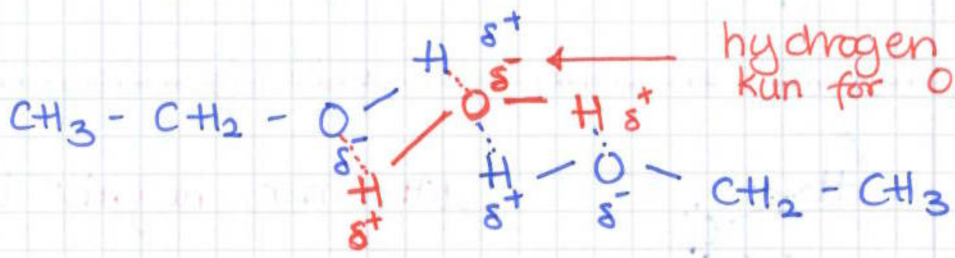
Vanskelig å predikere løselighet til saltet

⇒ Bruker tabeller.

Vann er polar. Polare kovalente i vann.

Polarer kovalente molekyler i vann

etanol: $CH_3 - CH_2 - OH$



hydrogen bindinge
kun for O, N, F

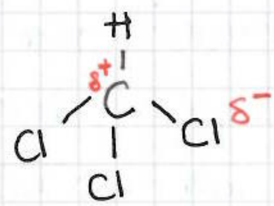
etanol er vannløselig.

eks. CH_3COOH, $HCOOH$, sukker, NH_3, HF

$\underbrace{CH_3COOH,\ HCOOH,\ \text{sukker},}_{\text{OH binding}}$

svak polare - tungtløselige - upolare molekyler

$CHCl_3$ →

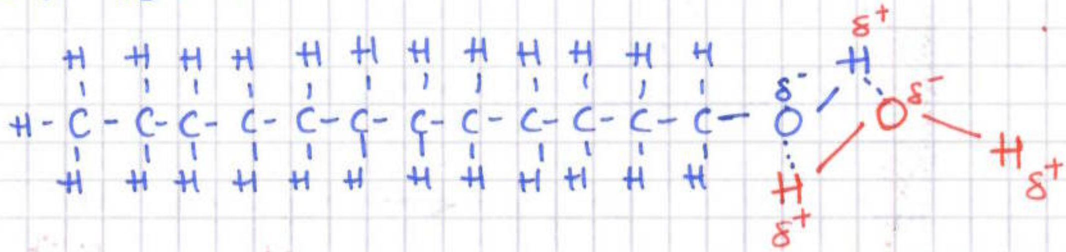


svak polare og ikke løselige i vann

andre eksempler: BrCl

Upolare molekyler: N_2 ($N \equiv N$) O_2 ($O=O$), CH_4, Benzin, Olje

$C_{12}H_{25}OH$



Dette er tungt løselig. polar gruppen er for liten i forhold til resten av molekylet.

Hva skjer når vi blander 2 løselige salter i vann? Blir det utfelling?

Regler for løslighet til salter

→ salter av Gp I og NH_4^+ kationer er lett-løselige.

→ Salter av Gp II kationer + -1 anion lettløselig

→ salter av Gp II kationer + -2 eller -3 anioner er tungtløselige. SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}

NO_3^- og Ac^- salter er nesten alltid løselige.

Eksempel

1. $NaNO_3\ (aq) + NH_4Cl\ (aq) \longrightarrow$?

↳ $NaNO_3 \longrightarrow Na^+ + NO_3^-$

$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

2. $CaCl_2(aq) + K_2SO_4 \longrightarrow$

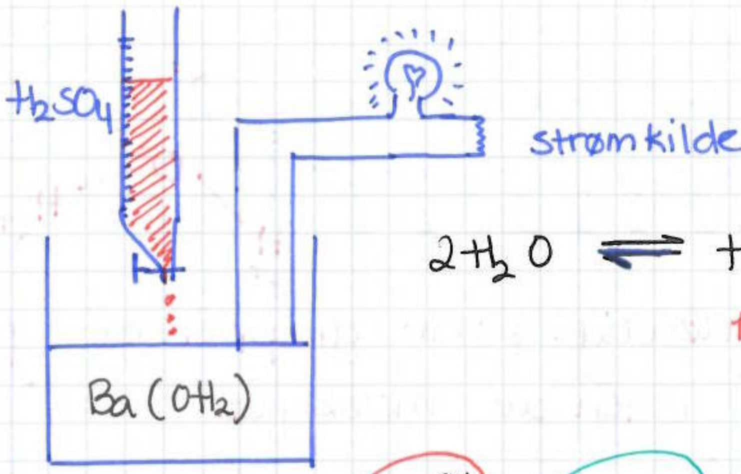
$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$

KCl løselig

$CaSO_4$ (s) tungt løselig.

3. $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$



$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$
10^{-7} mol 10^{-7} mol

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$$
$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$$
$+2H_2O$

NØYTRALISERING
lav løs styrke

overskudd av $H_2SO_4 \rightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$

04.10 Kap 9. Vannløselighet Del 2.

Løslighetsprodukt :

Kvantifisering av løslighet av et ionisk produkt

Obs ! løselighet ≠ løselighets produkt

Eksempel :

$$BaSO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$$

Vi får en likevekt med en mettet løsning eller et overskudd av fast stoff ($BaSO_4$)

$$K_{sp} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$
løslighetsprodukt

Generelt for AnBm

$$A_nB_m \rightleftharpoons nA^{m+} + mB^{n-}$$

$$K_{sp} = [A^{m+}]^n[B^{n-}]^m$$

Eksempel:

(i) $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$

$K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}] = 2 \times 10^{-10}$

(iii) $Bi_2S_3 \rightleftharpoons 2Bi^{3+} + 3S^{2-}$

$K_{sp} = [Bi^{3+}]^2 [S^{2-}]^3 = 1.6 \cdot 10^{-72}$

Oppgave:

Hva er løsligheten av en mettet AgCl løsning.

$\overset{x}{AgCl} \rightleftharpoons \overset{x}{Ag^{+}} + \overset{x}{Cl^{-}}$

$K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

La x være [AgCl] ved likevekt

$\Rightarrow K_{sp} = x \cdot x = 1.6 \times 10^{-10}$ (fra tabell)

$[AgCl]\ \underline{\underline{x = 1.26 \cdot 10^{-5}\ mol/l}}$

Hva er løsligheten av $BaCO_3$ ved likevekt?

$BaCO_3 \rightleftharpoons Ba^{2+} + CO_3^{2-}$

$K_{sp} = [Ba^{2+}][CO_3^{2-}] = 8,1 \times 10^{-9}$

La $[BaCO_3] = x$

$K_{sp} = x \cdot x = 8.1 \times 10^{-9}$

$x\ [BaCO_3] = 9 \times 10^{-5}\ mol/l$

for AB, $[AB] = \sqrt{K_{sp}}$ løsligheten øker med økende Ksp.

Hvilken er mest løselig CuS som mol/l.
CuS? eller Bi_2S_3?

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{2+} + S^{2-}$$

$$K_{sp} = 8,5 \times 10^{-45}$$

$$[CuS] = \sqrt{K_{sp}} = \underline{9,2 \times 10^{-23} \text{ mol/l}}$$

$$\underset{x}{Bi_2S_3} \rightleftharpoons \underset{2x}{2Bi^{3+}} + \underset{3x}{3S^{2-}}$$

ha $x = [Bi_2S_3]$

$$K_{sp} = [Bi^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3$$

$$= (2x)^2 \cdot (3x)^3 = 108x^5 = 1.1 \cdot 10^{-73}$$

$$x = 1,10^{-15} \text{ mol/l}$$

⇒ Bi_2S_3 er mer løselig enn CuS selv om Ksp verdien til Bi_2S_3 er mindre

<u>oppgave</u> :

Havvann inneholder 1,22 g Mg som Mg^{2+} per liter. $Mg(OH)_2$ kan bli utfelt ved tilsetning av $Ca(OH)_2$. Etter en visst mengde $Ca(OH)_2$ blir tilsatt inneholder likevekts løsning $1, \times 10^{-3}$ mol/l OH^- ioner. Hvor stor er rest-konsentrasjonen av Mg^{2+} ioner i vannet.

$K_{sp}(Mg(OH)_2) = 1 \times 10^{-11}$

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2OH^-$$

$$K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1 \times 10^{-11}$$

$$= [Mg^{2+}][10^{-3}]^2 = 1 \times 10^{-11}$$

$$[Mg^{2+}] = \frac{1 \cdot 10^{-11}}{(1 \cdot 10^{-3})^2} = \underline{\underline{1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}}}$$

Hvor høy prosent Mg^{2+} ble utfelt ?

$$\% \text{ utfelt} = \frac{1,22 - ?\ (x)}{1.22}$$

masse $m\ Mg^{2+} = Am \times n$

$= 24 \times 1,0 \times 10^{-5}$

$(x) = \underline{0,00024\ g}$

$$\% \text{ utfelt} = \frac{1.22 - 0.00024}{1.22} = \underline{\underline{99,98\ \%}}$$

Fellesioneffekt

Vi løser AgCl i vann.

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ fellesion

Vi tilsetter NaCl til AgCl løsningen.

$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$ felles

Le Chatelier's prinsipp => Mer AgCl utfelt.

Oppgave :

a) Hvor mye $SrSO_4$ kan jeg løse i 1 liter vann?

$$SrSO_4 \rightleftharpoons \underset{x}{Sr^{2+}} + \underset{x}{SO_4^{2-}}$$

La $x = [SrSO_4]$

$K_{sp} = x \cdot x = 2.8 \times 10^{-7}$

$x = [SrSO_4] = \sqrt{K_{sp}} = 5,3 \times 10^{-4}$ mol/l

(b) Hvor mye $SrSO_4$ kan jeg løse i 0.1 M Na_2SO_4 løsning ?

$$Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

0,1 M 0.2 M 0.1 M

$\Rightarrow K_{sp} = \underset{x}{[Sr^{2+}]}\,\underset{x+0.1}{[SO_4^{2-}]}$

La $x = [SrSO_4]$

$K_{sp} = x \cdot (x + 0.1) = 2.8 \times 10^{-7}$

fordi $K_{sp} \approx 10^{-7}$
$x + 0.1 \cong 0,1$

$K_{sp} = x \cdot 0.1 = 2.8 \times 10^{-7}$

$x = 2,8 \times 10^{-6}$ mol/l $= SrSO_4$

Oppgave

Hva er pH til en mettet løsning ave $Fe(OH)_2$?
$K_{sp} = 6 \times 10^{-15}$.

$$Fe(OH)_2 \rightleftharpoons \underset{x/2}{Fe^{2+}} + 2\underset{x}{OH^-}$$

$K_{sp} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = 6 \times 10^{-15}$

La $[OH^-] = x$

$K_{sp} = x/2 \cdot x^2 = 6 \times 10^{-15}$

$= x^3/2 = 6 \times 10^{-15}$

$x = 2.29 \times 10^{-5} = [OH^-]$

$pOH = -\log[OH^-]$
$= -\log(2.29 \times 10^{-5})$
$= 4.64$

$pH = 14 - pOH = 14 - 4.64 = 9.36$

Kap 10. oksidasjon og reduksjon

Fra før:

$$\overset{+}{Na}\overset{-}{OH} + \overset{+}{H}\overset{-}{Cl} \longrightarrow \overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + H_2O$$

$$BaSO_4 \rightleftharpoons \underset{(II)}{Ba^{2+}} + SO_4^{2-}$$ ← ladning

↑ oksidasjonstall

SO_4^{2-} – ladning

OT = +6   O·T = −2

oksidasjon: elektroner avgitt oksidasjonstall (O.T.) øker

eks. $\overset{0}{Na} \longrightarrow \overset{+1}{Na^+} + e^-$
$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

reduksjon: elektroner tatt opp
O.T. minker

eks. $Na^+ + e^- \longrightarrow Na$
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$

Reduksjon og oksidasjon skjer samtidig. Et stoff tar opp e^-, et stoff avgir e^-

Redoksreaksjoner

I en redoks reaksjon antall e^- avgitt og tatt opp må være like dvs. ladningene må balanseres på hver side av en ligning.

Eksempel:

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow \overset{2+}{Cu}\overset{-1\times 2}{Cl_2}$$

Cu er oksidert $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Cl_2 er redusert $2e^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$

} halv reaksjoner

Cu er et reduksjonsmiddel - gir vekk elektroner

Cl_2 er et oksidasjonsmiddel - ta imot e^-

Eksempel

$$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$$

skriv halv-reaksjoner og nevn oksidasjons-middelet.

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ reduksjon

$2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2e^-$ oksidasjon

oksidasjons middel er Cl_2

Beregning av oksidasjonstall (O.T)

Regel 1: Kationer i Gp I = +1

eks. Na^+, K^+

Kationer i Gp II = +2

eks. Mg^{2+}, Ca^{2+}

Alminium = +3 , Hydrogen = +1

Oksygen = -2

Regel 2 : Grunnstoff O.T. = 0

eks Na, Cl_2, S_8

Regel 3 : Summen av O.T = ladning på stoffet

eksempel :

HCO_3^- ← ladningen

H: +1, C: x, O_3: $-2 \cdot 3$

$$1 + x + (3 \times -2) = -1$$

$$\underline{x = +4} \Rightarrow C^{4+}$$

Oppgave

Finn O.T. for Cr i

(a) Cr_2O_3

(b) $K_2Cr_2O_7$

(c) CrO_4^{2-}

(a) Cr_2O_3 : $2x + (3 \cdot -2) = 0$

$$\underline{x = +3}$$

(b) $K_2Cr_2O_7$: $(2 \cdot +1) + 2x + (7 \cdot -2) = 0$

$$\underline{\underline{x = +6}}$$

(c) CrO_4^{2-} : $x + (4 \cdot -2) = -2$

$$\underline{\underline{x = +6}}$$

Balansering av Redoksligninger

#1. Finn O.T. til alle atomer i redoks ligning.

#2. Skriv de 2 halv-ligninger.

3. Multipliser halv-ligninger så at summen av de to ligningene har null e^-
4. Summer de multiplisert ligningene
5. Blanser tilskuerioner

<u>Eksempel</u>

Blanser $Zn + H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$

1. $Zn^0 + H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2^0$

2. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (A)

$2e^- + 2H^+ \longrightarrow H_2$

$(Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+})$

(A) + (B)

$Zn + \cancel{2e^-} + 2H^+ \longrightarrow \cancel{2e^-} + H_2 + Zn^{2+}$

$\underline{\underline{Zn + 2H^+ \Longrightarrow Zn^{2+} + H_2}}$

<u>Eksempel</u>

$Fe^{2+} + \overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4^-} + \overset{+1}{H^+} \longrightarrow \overset{+3}{Fe^{3+}} + \overset{+2}{Mn^{2+}} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$ oksidasjon $| \cdot 5$

$MnO_4^- + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}$ reduksjon $| \cdot 1$

$5Fe^{2+} \longrightarrow 5Fe^{3+} + 5e^-$

$MnO_4^- + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}$

$5Fe^{2+} + MnO_4^- + \cancel{5e^-} \longrightarrow 5Fe^{3+} + \cancel{5e^-} + Mn^{2+}$

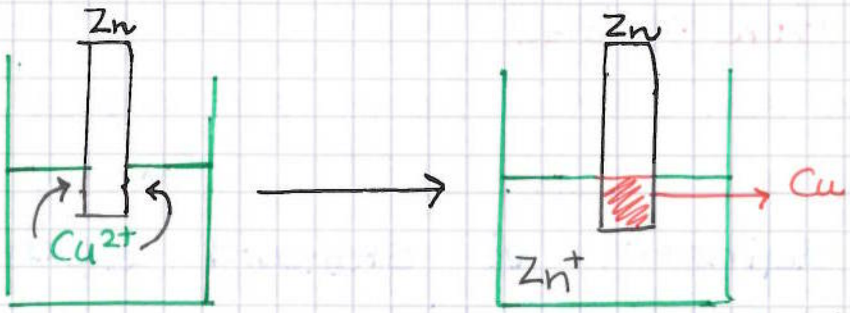
$$\overset{+17}{5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+} \rightarrow \overset{+17}{5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O}$$

Kap 11. elektrokjemi

11.10.13 Redoks reaksjon :

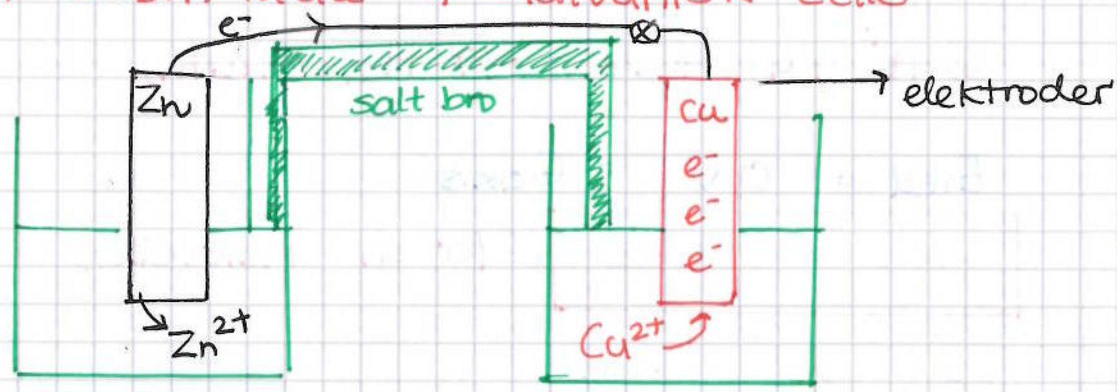
$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

$\left.\begin{array}{l} Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+} \\ Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow a \end{array}\right\}$ halv reaksjoner



Hvis vi atskiller 2 halv - reaksjoner kan vi tvinge elektronene til å gå gjennom en ledning.

⇒ strøm kilde ⇒ Galvanisk celle



OKSIDASJON REDUKSJON

ANODE KATODE

Tørrelement - batteri

Akkumulator - batteri bly / H_2SO_4

Brenselcelle -

$E_{celle} = 1{,}1\ V$

molar løsning ↓ ↑ saltbro

$Zn \mid Zn^{2+}(1{,}0\ M) \parallel Cu^{2+}(1{,}0\ M) / Cu$

Anode skrives alltid først!!

Daniels celle er en kombinasjon av 2 halv celle eller 2 halv-potensialet.

$$\left.\begin{array}{ll} Zn \rightarrow Zn^{2+} & E_{oks} \\ Cu^{2+} \rightarrow Cu & E_{red} \end{array}\right\} E_{celle}$$

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red}$

Derfor vi kan ikke måle potensialet for en halvcelle som $Zn \rightarrow Zn^{2+}$ i Daniels celle.

Derfor definerer vi standard elektrode som vi setter til 0 Volt og måle andre potensialer i forhold til dette.

Standard elektrode

$2H^+ (1M) + 2e^- \rightarrow H_2 (1atm)$

$E_{red} = 0V = E_{oks}$

$\boxed{E_{oks} = -E_{red}}$ (for en halvcelle)

E° el. $E^\ominus$ normalt potensialet
(1M, 25°C, 1atm)

$Zn | Zn^{2+}(1,0M) || H^+ (1,0M) | H_2 (Pt)$

Venstre halv celle $Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$

Høyre halvcelle $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

men i hvilken retning går disse reaksjonene

I følge målingen blir H- elektroden den posetive polen (tar opp e^-)

H^+ tar opp e^- lettere en Zn^{2+}

$\Rightarrow$ $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ oksidasjon $\Rightarrow$ anode
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ Reduksjon. $\Rightarrow$ katode

voltmeter viser 0.76 V = E_{celle}
siden vi definerte $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
er $E^\circ = 0$ V så vet at hele 0.76 V kommer
fra $Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red}$
$0.76 = 0.76 + 0$

E_{oks} er for $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
$E_{oks} = 0.76$ V
$E_{red} = -0.76$ V.

$H^+(1M) \mid H_2(1atm)(Pt) \parallel Cu^{2+}(1M) \mid Cu$

Cu atomer er nå den positive polen.
Cu^{2+} tar opp e^- lettere enn H^+
Cu atomer er katoder $\Rightarrow$ Reduksjon

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ Ered

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red}$
$0.34 = 0 + E_{red}$
$E_{red} = +0.34$

$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

$Zn \mid Zn^{2+} (1M) \parallel Cu^{2+} (1M) \mid Cu$ (Daniels celle)

anode
oksidasjon

katode
reduksjon

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red}$

$E_{oks} = -E_{red}$ $Zn \rightarrow Zn^{2+}$

$= -(-0.76)$

$E_{red} = 0,34\ V$

$E_{celle} = 0.76 + 0{,}34 = \underline{1,1\ V}$

16.10 Elektrokjemi : Del 2

Elektrokjemiske spenningsrekka

1. Alle E° skrives som reduksjoner
2. Jo høyere reduksjonspotensialet jo sterkere oksidasjons midlet. ($E^\circ red$)

   Best eks. $F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$ $E^\circ red = +2.87 V$

$\Rightarrow$ F er et veldig sterk oksidasjons middel

Oppgave

Hvilke av følgende er oksidasjonsmidlet?

K, F_2, Cl^-, MnO_4^- (i H^+), Br_2, Mg, Fe^{2+}

svar : oksidasjonsmidlet finnes til venstre i spenningsrekka. Fe^{2+}, F_2,

$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ $E^\circ_{red} = -0.44V$

$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$ $E^\circ_{red} = +1.07V$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ $E^\circ_{red} = +1.51V$

$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$

K, Cl^- og M er reduksjonsmidler

Potensial beregninger ut ifra spenningsrekke

$\boxed{E^\circ_{red} = -E^\circ_{oks} \text{ for en halv reaksjon}}$

2 halv reaksjon = redoksreaksjon

Potensialet for en redoksreaksjon:

$\boxed{E_{celle} = E_{red} + E_{oks}}$

katode anode

Beregn celle potensialet for reaksjonen i Daniel's celle.

$Zn + Cu^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + Cu$

Gå til spenningsrekke:

$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$ $E^\circ_{red} = -0.76V$

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $E^\circ_{oks} = 0.76 V$

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $E^\circ_{red} = 0.34V$

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red} = 0.76 + 0.34 = \underline{1.1V}$

Hvis $E_{celle} > 0$ går reaksjonen spontant til høyre.

$\Rightarrow$ Vi får Zn^{2+} og Cu som produkter

Oppgave

Vil Zn, Fe, Cu reagere med 1,0 M HCl ?

Zn : $Zn + HCl \equiv Zn + H^+ + Cl^-$ (i vann)

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$
$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$$

Spenningsrekke :

$$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn \qquad E^\circ red = -0{,}76V$$
$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 \qquad E^\circ red = 0\ V$$

Vi har 2 måter å løse denne oppgaven

Regel 2 :

Det høyeste E° red er den som skjer.
dvs $\longrightarrow$ til høyre.

$0 > -0.76$ derfor vil $H^+ \rightarrow H_2$ og dette er en reduksjon, så Zn må gå andre vei for å ha en oksidasjon.

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^- \quad \text{(red.)}$$
$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 \quad \text{(oks.)}$$

$$\underline{\underline{Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2}}$$

Regel 1 $E_{celle} > 0$ spontant til høyre

Du må sette opp en redoks ligning.

$$Zn + H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$$

$\epsilon_{oks} + \epsilon_{red} = \epsilon_{red}$

$-(-0.76) + 0 = +0.76 > 0$ spontant til høyre

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ $\epsilon^\circ_{red} = +1.36\,V$

går alltid til høyre, så Cl^- er veldig stabil, ingenting kan oksidere den tilbake til Cl_2.

Fe : $Fe \rightarrow Fe^{2+}$

$H^+ \rightarrow H_2$

Spenningsrekken :

$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$ $\epsilon^\circ_{red} = -0.44V$ ⟵ oks

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ $\epsilon^\circ_{red} = 0V$ ⟶ red

Hydrogen går til høye og jern til venstre.

$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ $\epsilon^\circ_{oks} = 0.44V$

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\epsilon^\circ_{red} = 0V$

$Fe + 2H^+ \longrightarrow Fe^{2+} + H_2$, som skjer spontant så produktene $Fe^{2+} + H_2$ går til høye.

Cu :

Spenningsrekken :

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $\epsilon^\circ_{red} = 0.34V$ ⟶ red

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ $\epsilon^\circ_{red} = 0\,V$ ⟵ oks

$0.34 > 0$ så produktene er Cu og $2H^+$

Ingen reaksjon.

oppgave :

Reagerer Cu med HNO_3 ?

$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$

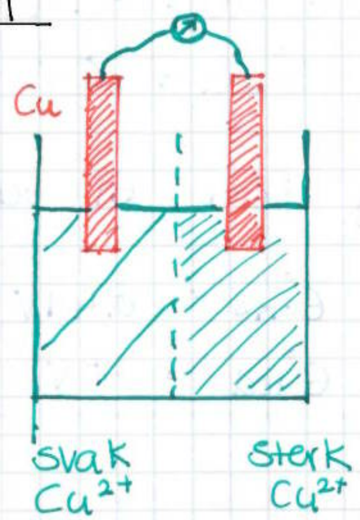
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$ $\longrightarrow$ $E^\circ red = +0.96$

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $\longleftarrow$ $E^\circ red = +0.34$

$0.96 > 0.34$

Cu^{2+}, NO og H_2O dannes

18.10 Potensial beregninger når løsning ikke er 1.0M



Konsentrasjons celle

Anode :

Oksidasjon : $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Katode :

Reduksjon : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Kvantitati Beregninger

$aA + bB + \ldots \longrightarrow pP + qQ + \ldots\ldots$

Nernst ligning :

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \log \frac{[P]^p [Q]^q \ldots}{[A]^a [B]^b \ldots}$$

$$E_{celle} = E^{\circ} - \frac{0.059}{n} \lg Q$$

n: antall e^- overført

Q: likevekts konstanten til reaksjonen

Hvis $E_{celle} = 0$ da har vi likevekt

$\Rightarrow$ Ingen strøm

$$E^{\circ} = +\frac{0.059}{n} \log K$$

Eksempel

$Zn \mid Zn^{2+} (0,1)M \parallel Cu^{2+} (0,01\,M) \mid Cu$

anode $\Rightarrow$ oksidasjon   Katode $\Rightarrow$ reduksjon

Finn E_{celle}

Celle: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

Finn E°_{celle} først:

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

$E^{\circ}_{oks} = -(-0.76\,V) = \underline{0.76\,V}$

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

$E^{\circ}_{red} = 0,34\,V$

$E^{\circ}_{celle} = E^{\circ}_{red} + E^{\circ}_{oks} = 0.34 + 0.76 = 1.1\,V$

$$E_{celle} = E^{\circ}_{celle} - \frac{0.059}{n} \log Q$$

$$= E^{\circ}_{celle} - \frac{0.059}{2} \cdot \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$= 1.1\,V - \frac{0.059}{2} \cdot \log \frac{0.1}{0.01}$$

$$= \underline{\underline{1,07\,V}}$$

Figur 11.14

$Pt \mid Fe^{2+}(0{,}1\,M), Fe^{3+}(0{,}01\,M) \parallel Ag^{+}(1\,M) \mid Ag$

Anode - oksidasjon

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-}$

$\varepsilon^{o}_{oks} = -\varepsilon^{o}_{red} = -(+0.771) = -0.771\,V$

$e^{-} + Ag \rightarrow Ag \qquad \varepsilon^{o}_{red} = 0.8\,V$

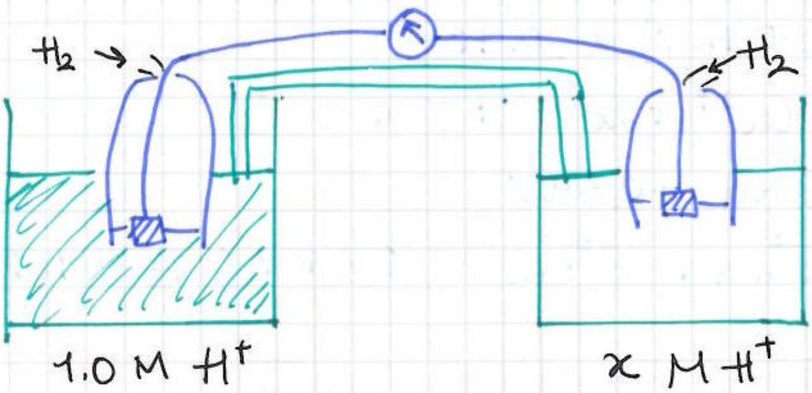
$\varepsilon^{o}_{celle} = \varepsilon^{o}_{oks} + \varepsilon^{o}_{red} = 0.8 - 0.771\,V = \underline{0.029\,V}$

$$\varepsilon_{celle} = \varepsilon^{o}_{celle} - \frac{0.059}{1} \cdot \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]\cdot[Ag^{+}]}$$

$$= 0.029 - 0.059 \cdot \frac{0.01}{0.1 \cdot 1} = \underline{\underline{0.088\,V}}$$

eksempel :

Vi lager en celle av 1.0 M $H^{+} \mid H_2$ og x M $H^{+} \mid H_2$. Pt elektroder.



Hvis $x < 1$ M skjer det følgende :

$H_2 \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$ høyere halv-celle

$2H^{+}(1\,M) + 2e^{-} \rightarrow H_2$ venstre halvcelle

$$E_{celle} = E^\circ_{celle} - \frac{0.059}{2} \cdot \log Q$$

$$= 0V - \frac{0.059}{2} \cdot \log \frac{[H^+]^2_{x M}}{[H^+]^2_{1 M}}$$

$$= \frac{-0.059}{\cancel{2}} \cdot \cancel{2} \log \frac{[H^+]_{x M}}{[H^+]_{1 M}}$$

$$= -0.059 \log [H^+]_{x M}$$

$E_{celle} = +0.059 \cdot pH$ ved å bruke det på pH

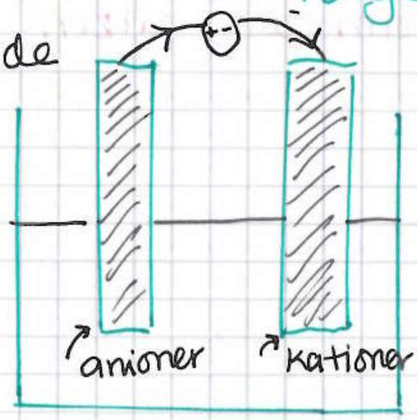
23.10.13

Elektrokjemi DEL 4

Fra før - Galvanisk celle.
spontane reaksjoner
lager strøm $E_{celle} > 0$

Men hvis $E_{celle} < 0$ må vi tilføre energi for å få reaksjon til å gå til høyre

$\Rightarrow$ Elektrolyse.



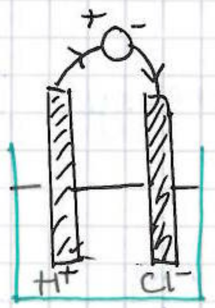
⊕ - strømkilde

Elektrolyse er for varm løsninger og smeltede ioniske forbindelser.

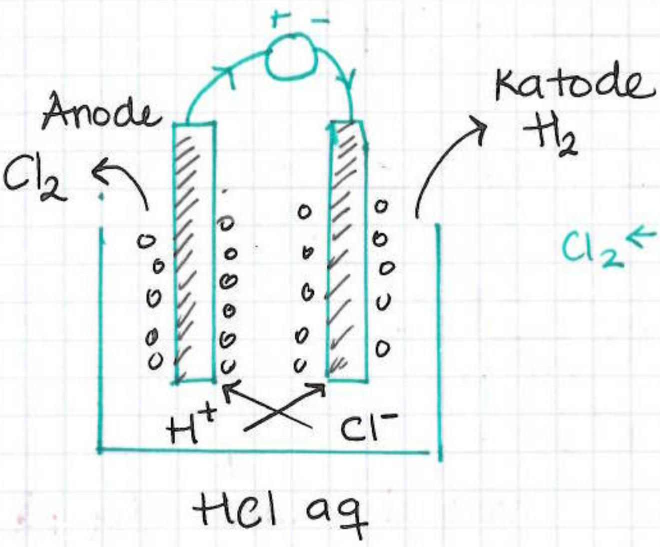
Katode $\longrightarrow$ Reduksjon $2H^+ \rightarrow H_2$
$Na^+ \rightarrow Na$

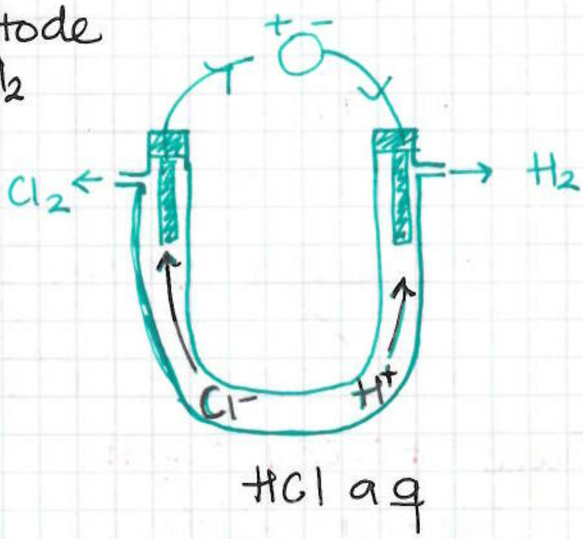
Anode $\longrightarrow$ oksidasjon $Cl^- \rightarrow Cl_2$
$O^{2-} \rightarrow O_2$

Eksempel



HCl aq





Anode : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ $\quad E^\circ oks = -1.36V$

Katode : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\quad E^\circ red = 0V$

$2Cl^- + 2H^+ \rightarrow Cl_2 + H_2$

$E^\circ celle = E^\circ oks + E^\circ red$

$= -1.36 + 0 = -1.36 < 0$

vi trenger energi i form av strøm som heter elektrolyse.

$Al_2O_3(l) \xrightarrow{elektrolyse} Al + O_2$

$NaCl(aq) \xrightarrow{-''-} NaOH + Cl_2$

$NaCl(l) \xrightarrow{-''-} Na + Cl_2$

Stoffmengde utskilt vs. strøm mengde.

Figur 11.18

Hvor mye strøm trenger jeg for å få utfelt et mol Ag?

vi vet $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

1 mol Ag trenger 1 mol Ag^+ og 1 mol e^-

1 mol e^- = $6{,}022 \times 10^{22}$ e^-

Ladningen per e^- = $1{,}6023 \times 10^{-19}$ Amper sek.
As = Coloumb

1 mol elektroner = $6{,}022 \times 10^{23} \times 1.6023 \times 10^{-19}$
= 96 500 As = 26,8 Ah

⇒ for å få utfelt 1 mol Ag (107,9 g) trenger vi 26.8 Ah i energi.

Hva med 1 mol Cu fra Cu^{2+}?

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

vi trenger 2 e^- per. Cu atom.

⇒ vi trenger $2 \times 26{,}8 = 53.6$ Ah

$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$

Det betyr for 1 mol Al trenger vi
$3 \times 26{,}8 = 80{,}4$ Ah

Regel:

$$\boxed{\text{Antall mol utfelt} = \frac{I \times \text{tid (i timer)}}{26{,}8 \times n}}$$

n: antall e^- overført
I: strømstyrke

$$\text{Energi (kWh)} = \frac{I \cdot U \cdot h}{1000} = \frac{\text{Amp} \times \text{volt} \times \text{time}}{1000}$$

oppgave

Vi gjør fornikling $Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni$

Hvor mye nikkel blir utfelt når strømmen er 5A for 30 minutter?

løsning:

Antall mol Ni: $\frac{I \times t}{26{,}8\, n} = \frac{masse}{Am}$

$$masse = \frac{I \times t \times Am}{26{,}8 \cdot n} = \frac{5 \times 0.5 \times 58.71}{26{,}8 \times 2} = \underline{\underline{2{,}7g}}$$

oppgave

Jeg ønsker å belegge en gjenstand med 30g sølv. Hvor lang tid tar det med 6,0A?

Løsning:

mol Ag $= \frac{I \times t}{26{,}8\, n} = \frac{masse}{Am}$

$$t = \frac{26{,}8n \times masse}{I \times Am} = \frac{26{,}8 \times 1 \times 30g}{6 \times 107{,}9}$$

$\underline{\underline{t = 1{,}24 \text{ timer}}} = 1$ time 14,5 min

oppgave

Magnesium blir fremstilt ved smelte elektrolyse av $MgCl_2$. Hva skjer ved katoden og anoden? Hvor mange kg Mg og m^3 Cl_2 ved (NTP) blir dannet per time når strømmen er 10 000 A.

NTP = 1 mol gass V = 22,4 liter

Løsning

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{smelter}} Mg^{2+}(l) + 2Cl^-(l)$$

Anode (oks.) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

Katode (red) $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$

så produktene er Cl_2 og Mg

Antall mol Mg $= \frac{I \times t}{26{,}8\,n} = \frac{\text{masse}}{A_m}$

masse Mg $= \frac{I \times t \times A_m}{26{,}8 \cdot n} = \frac{10000 \cdot 1 \times 24{,}31}{26{,}8 \times 2}$

$= 4530\,g = \underline{\underline{4{,}53\,kg}}$

Antall mol Cl_2 $= \frac{I \times t}{26{,}8\,n} = \frac{10000 \times 1}{26{,}8 \times 2}$

$= \underline{186{,}57 \text{ mol}}$

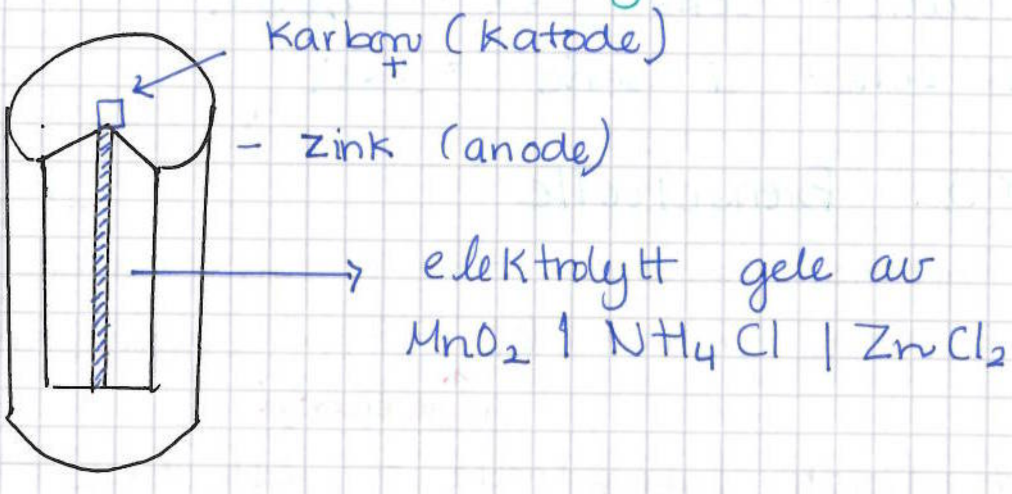
1 mol gass ved NTP = 22,4 liter

volum Cl_2 $= 22{,}4 \times 186{,}57$

$= 4179$ liter $= \underline{\underline{4{,}18\,m^3}}$

25.10.13 Elektrokjemi : Del 5 - Batterier

#1. Tørrelement (uingen vann / væske)



Sink - Karbon batteri

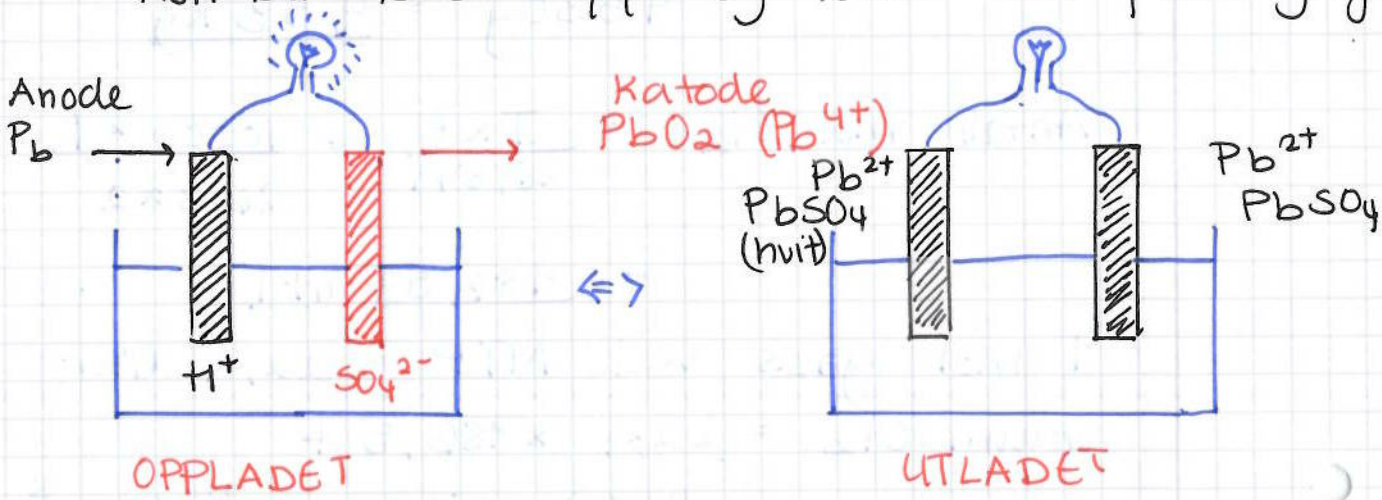
Anode: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $E_{oks} = +0.76 V$

Katode: $2 MnO_2 + NH_4^+ 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + NH_3 + OH^-$
$E_{red} = +0.74 V$

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red}$
$= 0.76 V + 0.74 V = \underline{1.5 V}$

2. Blyakkumulator

- er et reversibelt element dvs. det kan bli ladet opp og ladet ut flere ganger



Anode: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$ $E_{oks} = 0.35V$

Katode: $PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$ $E_{red} = 1.7 V$

$E_{celle} = E_{oks} + E_{red} = \underline{2,05 V}$

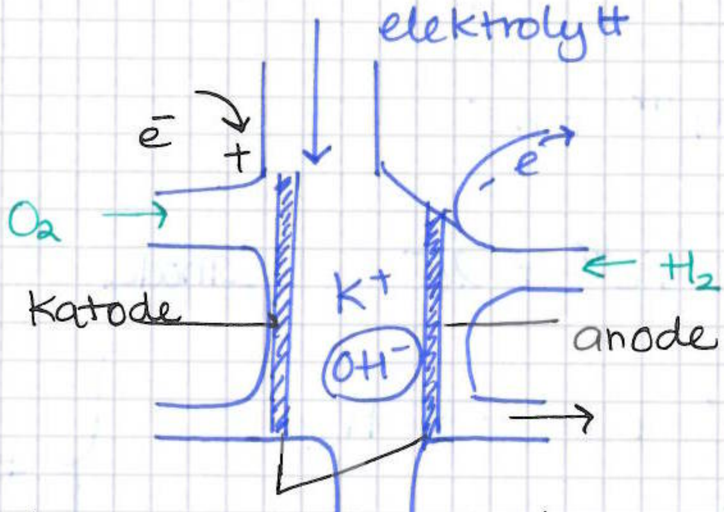
6 celler i serie $= \underline{12V}$

3. Brenselcelle

Kjemisk energi → elektrisk energi med en virkningsgrad = 60 - 75%. (varme kraftverk = 30-50%.)

mye energi

vanligste brenselcelle - $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$



elektroder av porøst nikkel

<u>Anode</u> : $2H_2 + 4OH^- - 4e^- \rightarrow 4H_2O$

<u>Katode</u> : $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

Summen : $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

$E_{celle} = 1.23V$

Brukt i u-båter, romskip, biler

Kilde til H_2 : H_2, CH_3OH

H_2 i C

hydrider (H^-) eks. NaH

<u>Lithium Batteri</u> :

Lett metall eller som Li^+, Høyt potensial

Li | Li $E^\circ_{red} = -3,05V$

<u>NiCd batterier</u>

<u>Sølv oksid batterier</u>

<u>Korrosjon</u>

Angrep på et metall forårsaket av luft og/eller vann og av stoffer som luft eller vann inneholder eks. salter eks. NaCl

O_2, H_2O, (Cl^-)

Metaller blir oksidert

$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$

<u>Eksempel</u>

$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ <u>anode</u>

pH < 6 - 7

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

pH > 6 - 7

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$

} <u>Katode</u>

elektrolytt er vann (salter øker korrosjons-prosessen).

$2H_2O \rightleftharpoons \underset{10^{-7}M}{OH^-} + \underset{10^{-7}M}{H_3O^+}$

Ved nøytral pH = 7

$Fe^{2+} + OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$ (mørk grønn)

$\downarrow O_2$

(Rust)

$Fe_2O_3 \cdot nH_2O \leftarrow Fe(OH)_3$ (Rød brun)

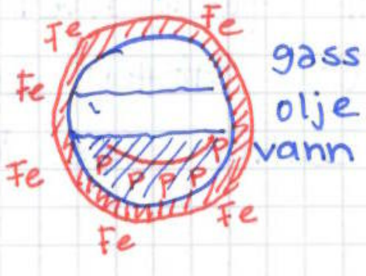
<u>Korrosjons beskyttelse</u>

1. Maling

2. Offer anode

Dekk stål (Fe) med en anode laget av en mer reaktivt metall : $Zn \rightarrow Zn^{2+}$ (galvanisering)

3. Korrosjonshemmere



30.10.13

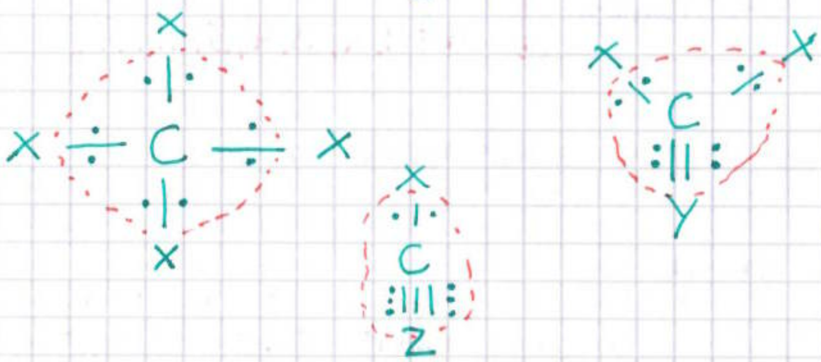
ORGANISK KJEMI

Karbon kjemi

$C = 1s^2 \underbrace{2s^2\, 2p^2}_{\text{4 valens elektroner}}$

oktet regel - $8e^-$ er best i det ytre skallet.

C vil helst lage 4 kovalente bindinger.



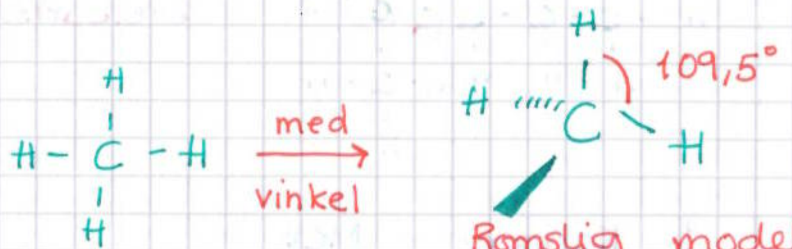
oktet regel tilfreds

Hydrocarboner H, C

- Alifatiske HKer
  - Alkaner
  - Alkener
  - Alkyner
- Aromatiske HKer

Alkaner

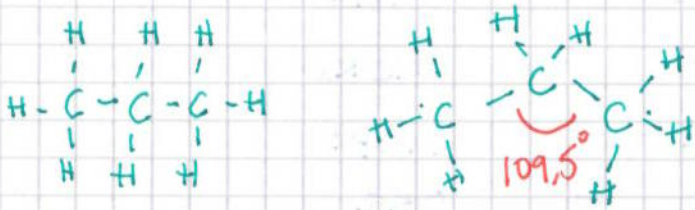
- metan : CH_4



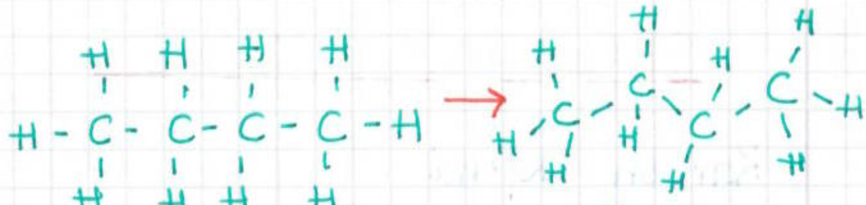
Romslig modell

- Etan : C_2H_6

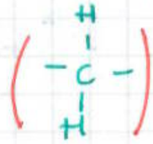
- Propan : C_3H_8



- Butan C_4H_{10} :



Vi adderer en ekstra $-CH_2-$



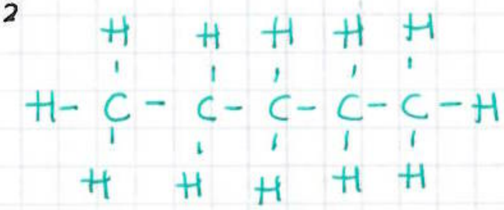
Homolog serie :

5 C atomer "$C_4H_{10} + CH_2$" → C_5H_{12} (pentan)

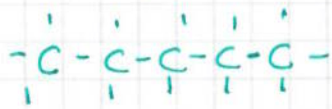
$\boxed{\text{Alkaner} = C_nH_{2n+2}}$ $n = 1, 2, 3, 4, 5, \ldots\ldots$

Pentan kan ha flere strukturer :

C_5H_{12}

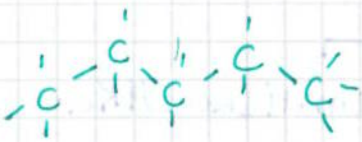


eller

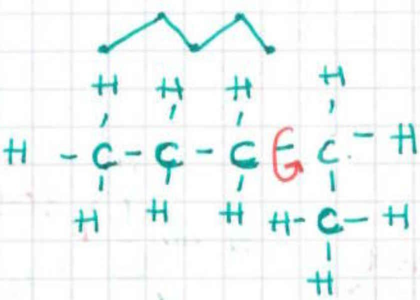


Best

eller



eller $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ eller

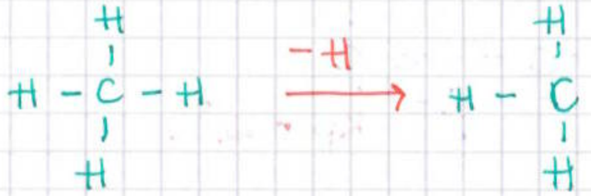


Dreibarhet pentan!

1 Karbon - Met
2 C - Et
3 C - Prop
4 C - But
5 C - Pent
6 C - Heks
7 C - Hept
8 C - Okt

Alkyl

gruppe ≡ Alkan − Hatom



methyl gruppe

1 C - metyl

2 C - Etyl

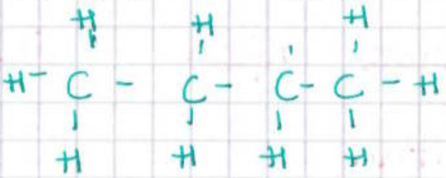
3 C - propyl   osv.........

Alkyl gruppe er veldig reaktive.

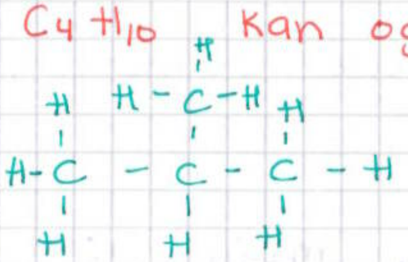
Isomeri

Isomerer: stoffet med samme bruttoformeler men forskjellige strukturformel (og kjemiske og fysiske egenskaper)

Butan: C_4H_{10}



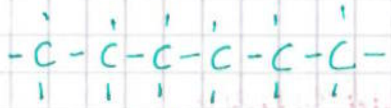
C_4H_{10} kan også være:



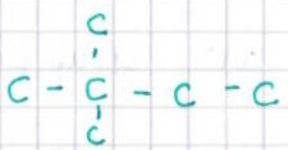
Isomerer

2 - metyl propan

Heksan C_6H_{14}

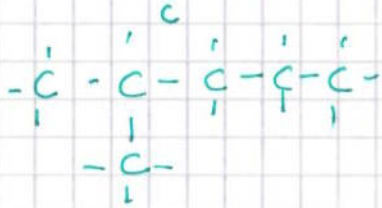


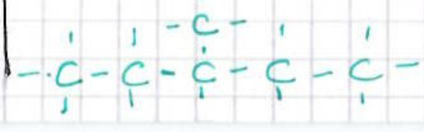
og



og

og

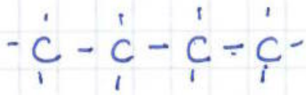




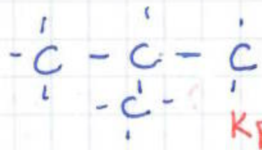
5 Isomerer

Jo mer forgreining jo lavere kokepunkt.

Butan

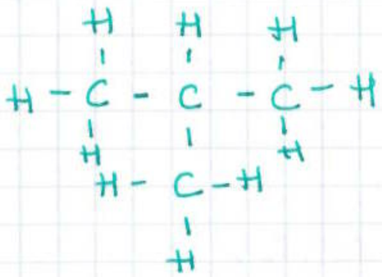


Kp $-0,5°C$



Kp $-12°C$

0.1.11.13 ORGANISK KJEMI 2 - Navnesetting

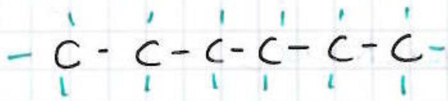


2-methyl propan

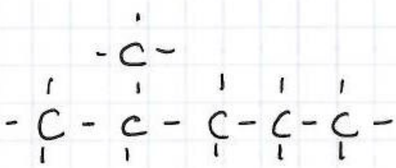
Regelen :

1. Finn den lengste karbonkjeden i molekylet

Eks.



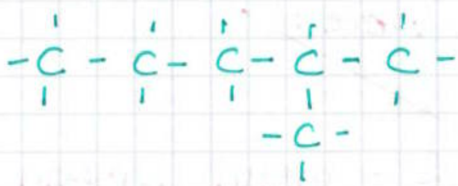
lengste kjede = 6 C
heksan



lengste kjede = 5C

↳ 2-metylPentan

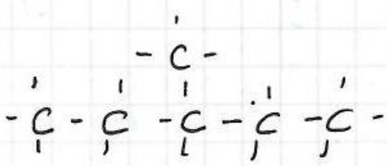
OBS!



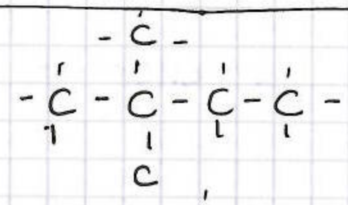
også 2-metyl Pentan

2. Bruk det laveste som mulig, hvor du teller for grupper.

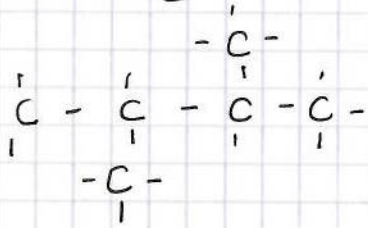
Eks.



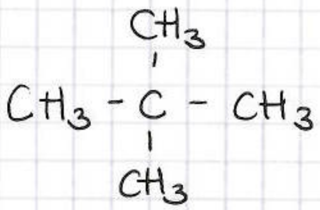
3-metylPentan



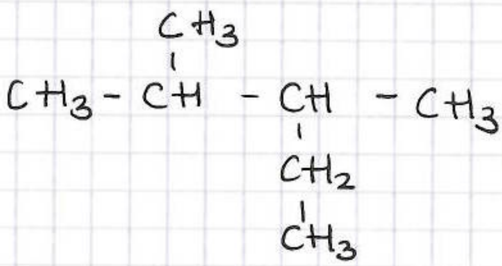
2,2-dimetyl Butan



2,3 dimetylbutan



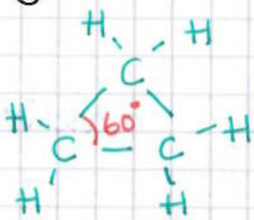
2,2 dimetylpropan



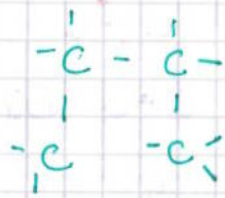
2,3 dimetyl pentan

Sykloalkaner

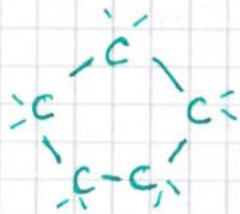
$C_n H_{2n}$



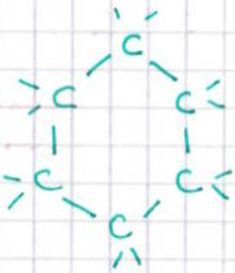
syklopropan (ustabil)



syklobutan



Syklopentan (stabile)



syklo heksan (stabil)

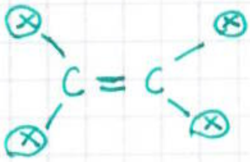
syklopropan er veldig reaktiv, Ring åpner lett pga. vinkelen.

Umettede Hydrokarboner

Alkaner - mettede, 4 atomer bindet til hver karbon atom

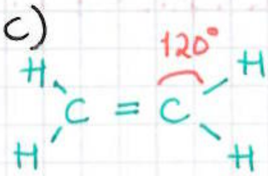
Umettede hydrokarboner har 2 eller 3 atomer bundet til hver C atom

<u>Dobbel</u> <u>Trippel</u>

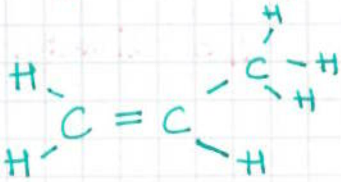


Alkener (C=C)

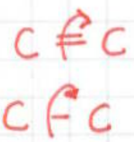
- Eten



- Propen



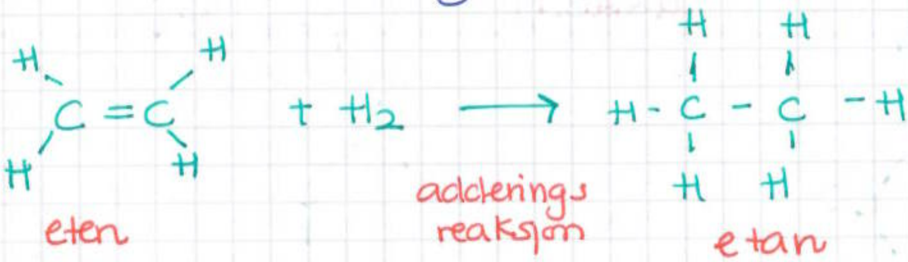
Husk:

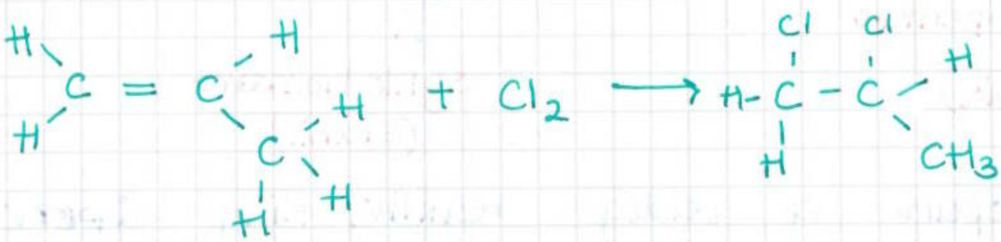


Nei !

Ja !

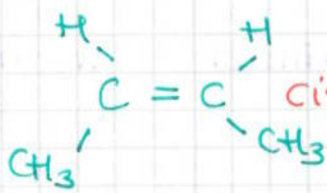
Dobbel C=C binding gjør alkener reaktive ift. alkane



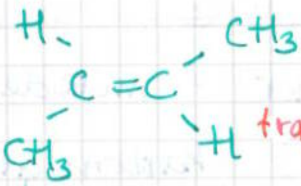


propen

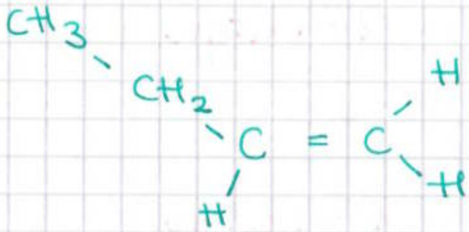
Cis - trans Isomeri



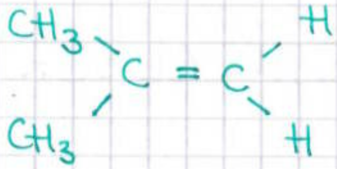
cis-2-buten



trans-2-buten



1- buten

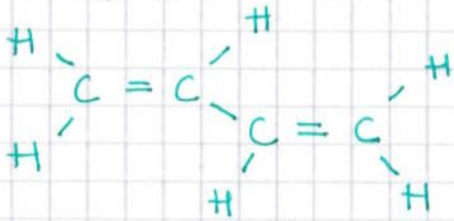


2-metyl propen

Hvis du har 2 C=C · dien

Hvis du har 3 C=C - trien

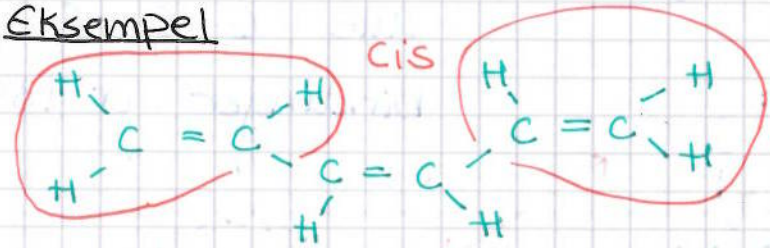
Eksempel



1,3 butadien

Eksempel

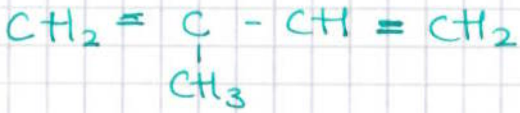
cis



cis-1,3,5, heksatrien

oppgave

Navnsett :



2-metyl1,3- butadien

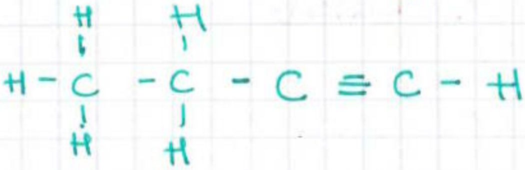
Alkyner $-C \equiv C-$ veldig reaktive

$H-C \equiv C-H$ etyn

$CH_3-C \equiv C-H$ propyn

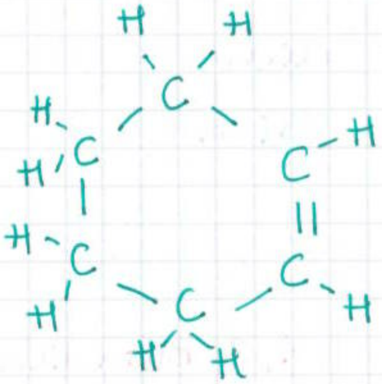
oppgave : Skriv formel og navn til de alkynene som inneholder 1 $C \equiv C$ trippelbinding og 4 C atomer

2- butyn



1 - butyn

0.6.11 AROMATISKE FORBINDELSER

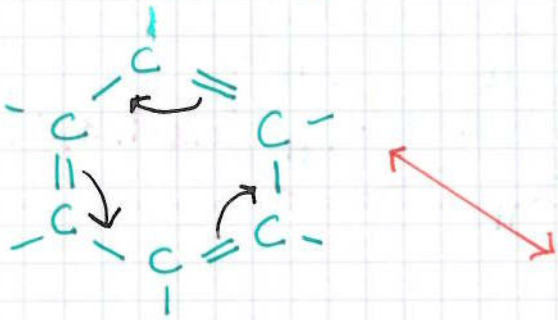


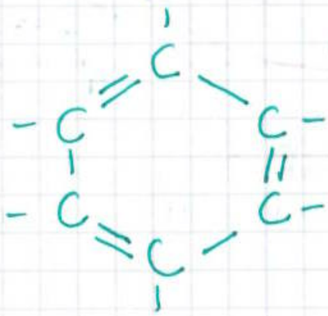
C= C 133 pm

C- C 154 pm

3 dobbel bindinger

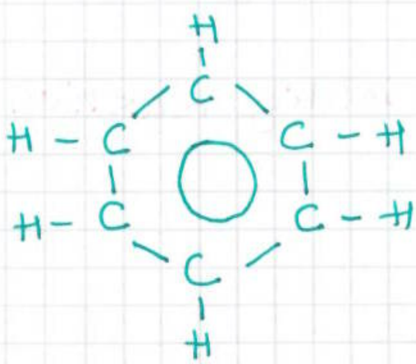
alle 6 C-C bindinger er 139 pm





Forkortelse :

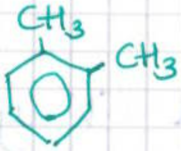
eller

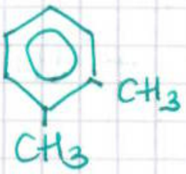


Benzen , veldig stabil. mer enn alkener.

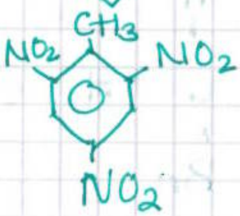
Benzen reagerer ikke med Br_2 . men alkener gjør dette. C= C alken

 → metyl benzen

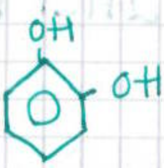
 → 1,2 dimetyl benzen

 → 1, 2 dimetyl benzen

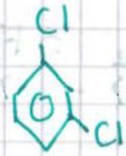
 → nitrobenzen

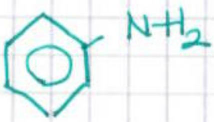
 → 1 -metyl. 2,4,6 trinitro benzen

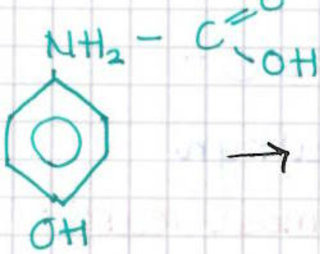
 → fenol

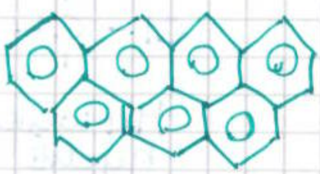
 → 1,2 - dihydrooksi benzen

 → Klorbenzen

 → 1,3 diklorbenzen

 → fenylamin

 → paraset

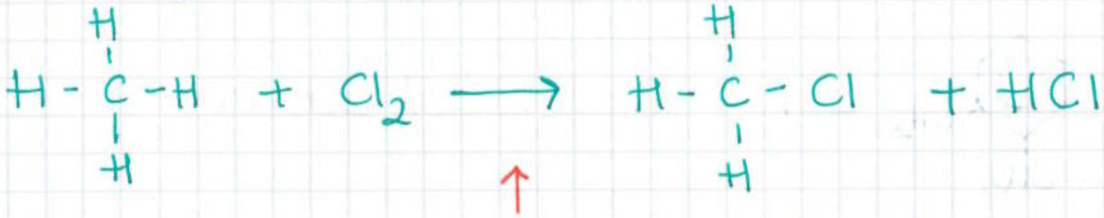


Polyaromatisk hydrokarbon (PAH)

Halogenerte Hydrokarboner

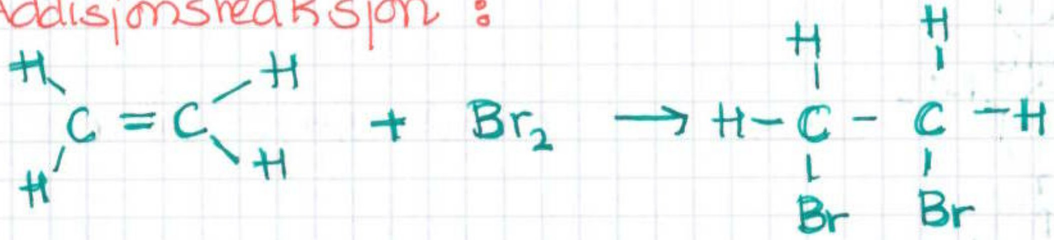
F_2, Cl_2, Br, I_2

De reagerer med alkaner med UV lys :



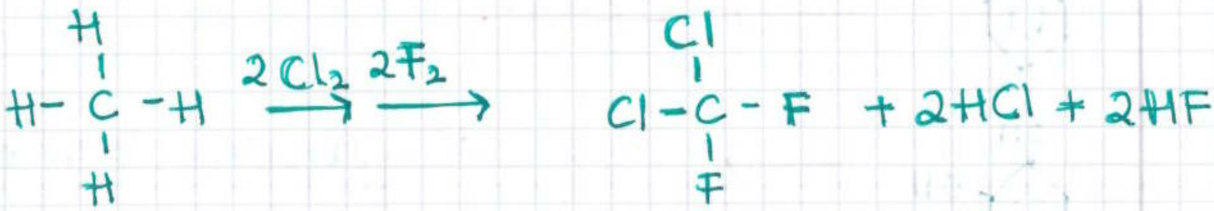
substitusjons reaksjon

Addisjonsreaksjon :

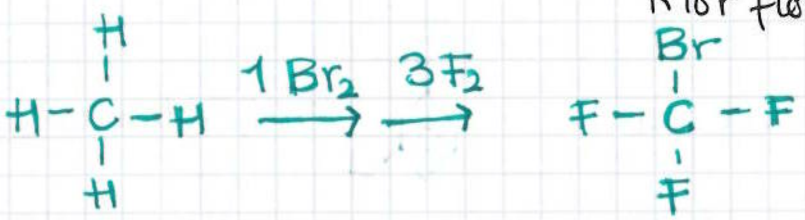


(etan)

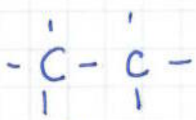
1,2 di brometan



Klor flour karbon (KFK)

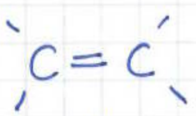


Oppsumering :



alkan

lite reaktiv

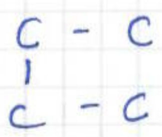


alken

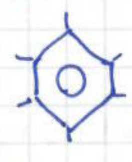
middel reaktiv

alkyn

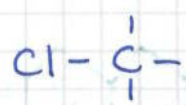
mest reaktiv



sykloalkaner



benzen
aromatiske



Halogenerte hydro karboner

Alkyl grupper

CH_3 - metyl

CH_3-CH_2 - etyl

R-: alkyl gruppe" forkortelse for alle alkyl grupper"

R - X , eks. $CH_3 - X$

X = halogen eks. R-Cl , R-Br, R-F

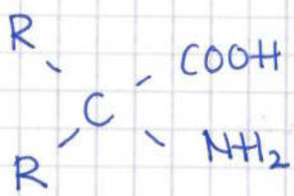
X = OH alkoholer R-OH , CH_3-OH

X = NH_2 aminer , CH_3-NH_2 (metylamin)

X = COOH Karboksylsyre CH_3-COOH (etansyre)

X = CHO aldehyd , CH_3-CHO (etanal)

X = $\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R$ Ketoner

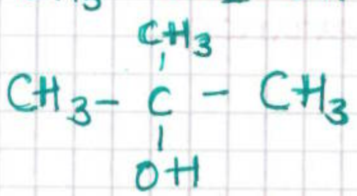
X =  aminosyre

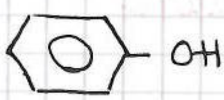
0.8.11.13 Alkoholer

R-OH

CH_3-OH metanol giftig

CH_3-CH_2-OH etanol

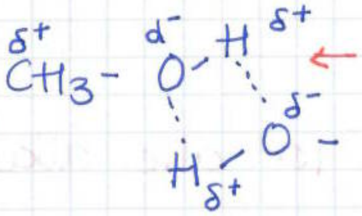
 2-metyl-2 propanol

 fenol

Alkoholer har høyere kokepunkter enn alkaner med tilsvarende formelvekt pga. H-binding

Metan CH_4 Kpt. $-162°C$

metanol CH_3-OH Kpt $+65°C$

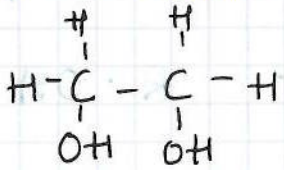


OH bindinger

Flerverdige Alkoholer

2 - OH ..... diol

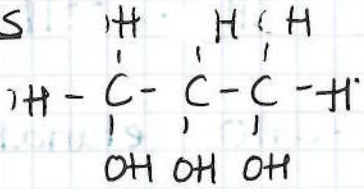
eks.



1,2 - etadiol 160° kpt

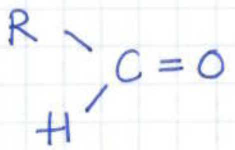
3 - OH ..... triol

eks

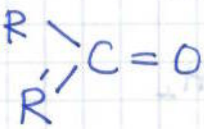


1,2,3 - propan triol 290°C kpt

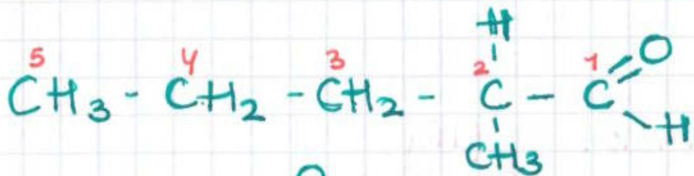
Aldehyder og ketoner



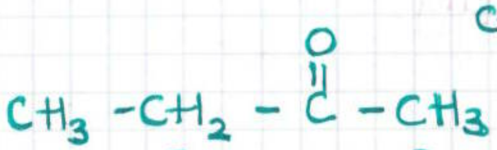
aldehyd



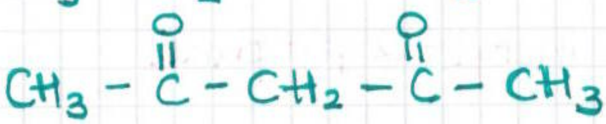
Keton



2metylpentanal



(2-) butanon

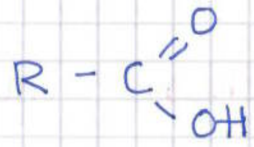


2,4, pentadion

popcorn

Karboksylsyrer

$R-COOH$

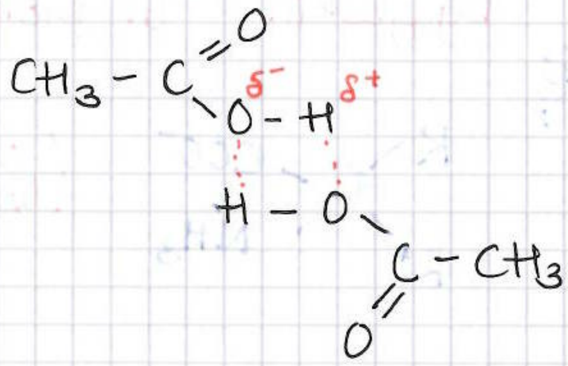


$H-COOH$ metansyre

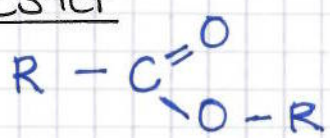
CH_3-COOH etansyre

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

H-binding $\longrightarrow$ høye kokepunkt



Ester



perfyme, de lukter godt

Aminer

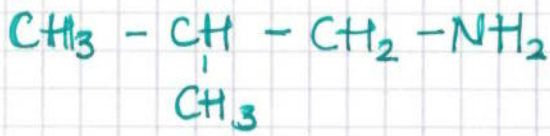
$R-NH_2$ $\longleftarrow$ primær amin

sekundær amin $\longrightarrow$

$\longleftarrow$ Tertiær amin

eks.

CH_3-NH_2 metylamin



2-metylpropylamin

- fenylamin

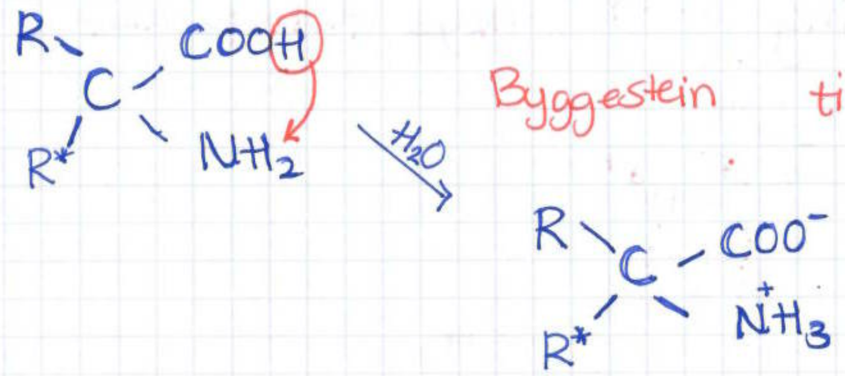
$H_2N - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$

1, 6 di amino heksan eller 1,6- heksadia min

NH_3 - basisk i vann

$R-NH_2$ - basisk i vann

<u>Aminosyre</u>

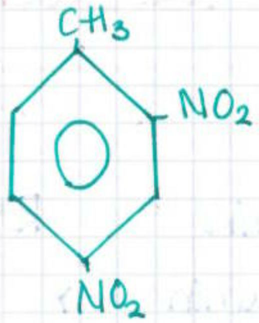


Byggestein til protein i kroppen

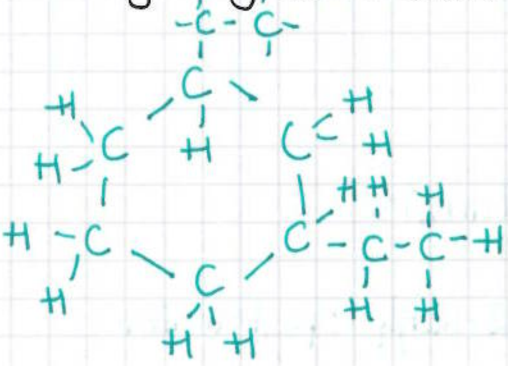
(veldig løselig i vann)

<u>eksempel</u>

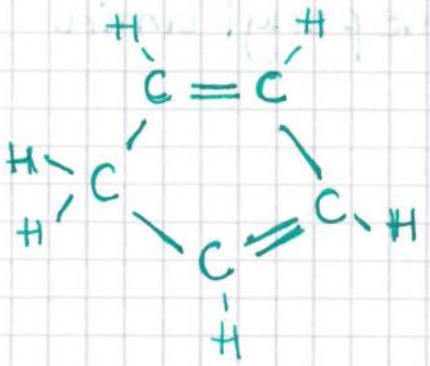
1 - metyl -2,4- di nitro benzen



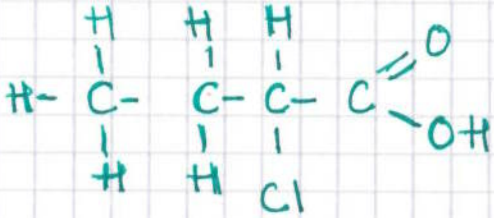
1,3, di etyl syklo heksan



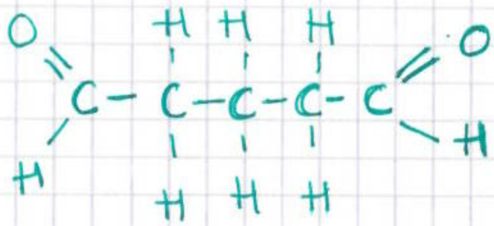
1, 3, syklo pentadien

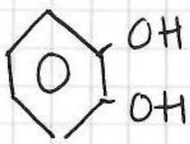


2- klor butansyre

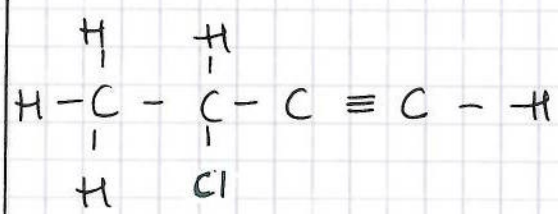


1, 5, pentadial

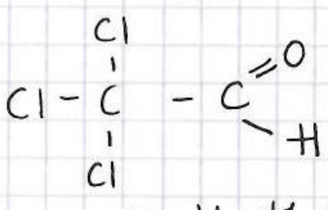




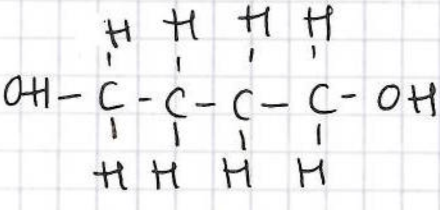
1, 2 di hydro oksi benzen



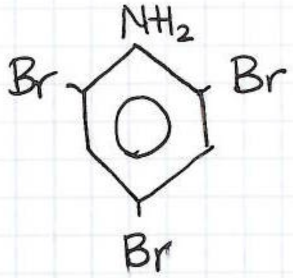
3-klor-1-butyn



2, 2, 2-triklor etanal (kloral)



1,4 butan diol



2,4,6 tri bromofenyl amin