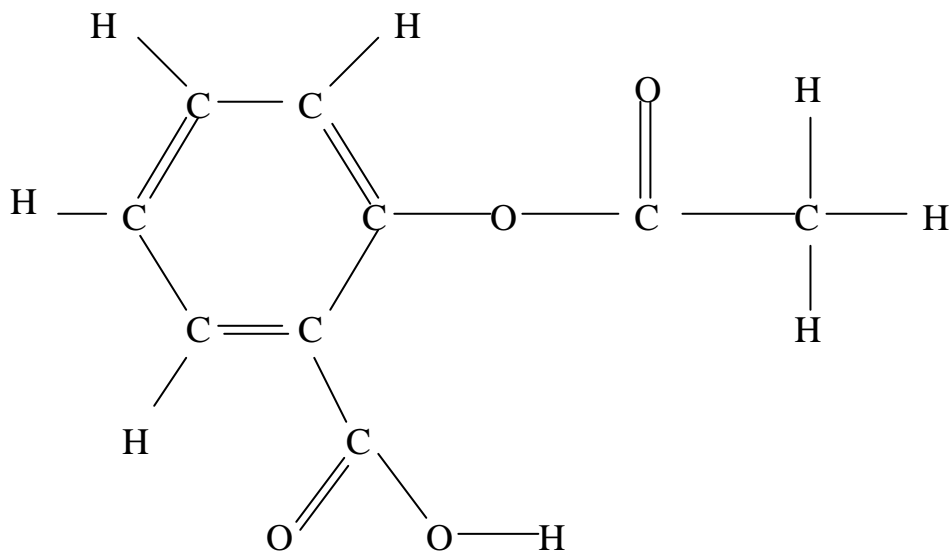


Naturfag - naturligvis

af

Kenneth Hansen

2. Kemi



Acetylsalicylsyre (bedre kendt som aspirin)

2. Kemi

Indhold

1.	Grundstoffer og kemiske forbindelser	2
2.	Atomets opbygning	5
3.	Det periodiske system	7
4.	Oktetreglen	10
5.	Covalente forbindelser	12
6.	Ionforbindelser	17
7.	Reaktionsskemaer	20
8.	Fældningsreaktioner	22
9.	Stofmængde og molmasse	24
10.	Kemisk mængdeberegning	26
11.	Opløsningers koncentration	29
12.	Syrer og baser	31
13.	<i>pH</i> og syrestyrke	33
14.	Redox-reaktioner	36
	Facitliste	38

Øvelsesvejledninger

A.	Identifikation af negative ioner	40
B.	Soda og bagepulver	41
C.	Titration af eddikesyre og ascorbinsyre	43
D.	<i>pH</i> i vandige opløsninger af salte	44
E.	Spændingsrækken	46

Tabeller

Grundstoffernes navne	47
Nogle ioner	48
Opløselighed af salte	49
Det periodiske system	50

1. Grundstoffer og kemiske forbindelser

Alt stof er sammensat af molekyler, som igen er sammensat af atomer. Hvad menes der egentligt med det?

Tager man et stykke sukker, så kan man dele det op i to mindre stykker. Begge mindre stykker består stadigvæk af sukker; det kan man konstatere ved f.eks. at smage på det. Denne proces kan man fortsætte og fortsætte og fortsætte - man får til stadighed mindre og mindre stykker sukker. Men processen stopper på et tidspunkt - pludselig står man med et meget, meget lille stykke sukker, som ikke kan opdeles i to mindre stykker sukker - man taler om et *molekyle*.

Man kan ganske vist opdele suktermolekylet i mindre dele, men disse mindre dele er ikke længere sukker!

Faktisk viser det sig, at vi kan opdele suktermolekylet i 48 mindre dele. Disse dele kaldes *atomer*, og de kan ikke opdeles yderligere. Undersøger man de 48 atomer nøjere, ser man, at 12 af dem faktisk er kul-atomer, 24 er hydrogen-atomer og 12 oxygen-atomer. Det er lidt underligt, fordi sukker umiddelbart ikke rigtigt har noget at gøre med stofferne kul, hydrogen eller oxygen: Kul er et sort, fast stof, som kan brænde, og hydrogen og oxygen er farveløse gasser.

Tager vi nu et andet stof - f.eks. gassen svovlbrinte (der lugter som rådne æg!), og opdeler og opdeler, så ender vi igen med et svovlbrinte-molekyle, som kan opdeles i et svovl-atom og to hydrogen-atomer.

Dette kan man gøre med alle mulige stoffer., og det viser sig, de alle er sammensat af atomer. Heldigvis findes der kun omkring 100 slags atomer, så i princippet er det til at overskue, hvad der sker.

Disse ca. 100 slags atomer er atomer af stoffer, som kaldes *grundstoffer*. Nogle eksempler er kul, oxygen (ilt), hydrogen (brint), nitrogen (kvælstof), svovl, jern, guld, sølv og kobber.

I stedet for at skrive, at sukker indeholder 12 kulatomer, 24 hydrogenatomer og 12 oxygenatomer, har man indført nogle grundstofsymboler. Kul forkortes C, hydrogen H og oxygen O, og den kemiske formel for sukker bliver derfor $C_{12}H_{24}O_{12}$. Tilsvarende forkortes svovl S, så formlen for svovlbrinte (eller hydrogensulfid) bliver H_2S .

De forskellige kemiske symboler for de mange grundstoffer findes i det periodiske system sidst i hæftet.

Bemærk, at de kemiske symboler består af ét eller to bogstaver. Anvender man to bogstaver, så skal det første bogstav være stort og det sidste lille. Følger man ikke denne regel, så kan man komme ud i problemer. F.eks. er Co symbolet for grundstoffet kobolt, mens CO er symbolet for den kemiske forbindelse kulmonoxid (eller kulilte).

Somme tider anvender man parenteser i de kemiske formler, f.eks. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Her indeholder et molekyle et Ca-atom, 2 N-atomer og hele 6 O-atomer.

Nu lyder over 100 grundstoffer som mange stoffer, man skal holde rede på, men heldigvis skal vi kun beskæftige os med de vigtigste, og dem er der kun ca. 25 af. Der kommer en liste senere i dette kapitel.

Man kan opdele grundstofferne på forskellige måde. Den første inddeling er i *metaller* og i *ikke-metaller*.

Metaller er velkendte fra dagligdagen, f.eks. jern, kobber, sølv, guld, aluminium og platin, samt legeringerne messing og bronze. (En legering er en blanding af et eller flere metaller. Legeringer er altså ikke grundstoffer).

Alle metaller har en række fælles egenskaber. De har *metalglans*, dvs. blanke, spejlende overflader, og de er gode til at lede elektrisk strøm og varme.

Mange metaller har et højt smeltepunkt, men der findes undtagelser. Den mest markante undtagelse er kviksølv, som smelter ved -39°C , og som derfor er en væske ved stuetemperatur.

De fleste metaller er 'hvide' som jern eller sølv, undtagelser er det røde kobber og det gule guld.

Endvidere opfører metallerne sig stort set på samme måde kemisk set.

Ikke-metallerne er en meget mere blandet gruppe, men de fælles træk er, at de ikke har metalglans, og de er dårlige til at lede elektrisk strøm og varme.

Nogle ikke-metaller er gasser ved stuetemperatur - det gælder nitrogen, oxygen, chlor, fluor, helium, neon, argon m.fl. Brom er en brunlig væske, mens svovl og kul er faste stoffer.

Endelig findes der nogle grundstoffer - halvmetallerne - der både kan opfattes som metaller og ikke-metaller. Hermed menes, at de af udseende ligner metaller, men at de kemisk set kan reagere som ikke-metaller. Heldigvis er der ingen af disse halvmetaller blandt de vigtigste grundstoffer.

Læg mærke til, at de fleste grundstoffer faktisk er metaller, men at de vigtigste er ikke-metaller. Derfor kan man regne med, at hvis man støder på et grundstof, som man stort set intet ved om, så er det nok et metal.

Endvidere er alle grundstoffer, hvis navn ender på *-ium*, metaller. De eneste undtagelser er helium, som ikke optræder i nogle kemiske forbindelser, og halvmetallet silicium.

Mange grundstoffer har både det almindeligt anvendte kemiske navn og et trivialnavn. I tabellen nedenfor over de vigtigste stoffer er begge navne og grundstofs symbolet anført. Man bør undgå at bruge trivialnavne, især de tre 'slemme', ilt, brint og kvælstof.

De vigtigste grundstoffer

symbol	kemisk navn	trivialnavn	symbol	kemisk navn	trivialnavn
H	hydrogen	brint	Cl	chlor	-
C	kul	-	K	kalium	-
N	nitrogen	kvælstof	Ca	calcium	-
O	oxygen	ilt	Fe	jern	-
F	flour	-	Cu	kobber	-
Na	natrium	-	Br	brom	-
Mg	magnesium	-	Ag	sølv	-
Al	aluminium	-	I	iod	-
P	phosphor	-	Ba	barium	-
S	svovl	-	Au	guld	-

Opgaver

- 1.1 Hvilke af de vigtigste grundstoffer er metaller?
- 1.2 Følgende grundstoffer er du sikkert stødt på i ren tilstand et eller andet sted. Hvor, og hvad hedder grundstofferne egentligt?

N, O, Ar, C, Al, Fe, Cu, Ag, Au, Pt, Ni, Sn, Hg

- 1.3 Angiv antallet af hver slags atom i hvert af følgende molekyler:

- a) CH_3COOH (eddikesyre)
b) Na_2CO_3 (soda)
c) Na_2SO_4
d) Al_2O_3
e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
f) $(\text{HOOCCH}_2)_2\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})$ (citronsyre)

2. Atomets opbygning

For at kunne forstå kemi skal man kunne forstå atomets opbygning:

Et atom er opbygget af tre forskellige mindre partikler: *Protoner*, som har en positiv elektrisk ladning, *neutroner*, som er elektrisk neutrale og *elektroner*, som er negativt ladede. Protonerne og neutronerne sidder inde i *kernen*, mens elektronerne svæver rundt om kernen i de såkaldte *elektronskyer* eller *orbitaler*.

Protonens positive og elektronens negative ladning er lige store, så et atom, som indeholder lige mange protoner og elektroner, er elektrisk neutralt.

Protonen og neutronen vejer (næsten) lige meget, nemlig omkring $1,660 \cdot 10^{-27}$ kg, mens elektronen vejer meget mindre, $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg. Dette er ca. 1/1820-del af protonens masse.

Et atom kan opfattes som en lille kugle med en radius på omkring 10^{-10} m. Dette er i virkeligheden elektronskyernes størrelse, for kernen er meget mindre, ca. 10^{-13} m. Dette er bemærkelsesværdigt: Kernen fylder kun en tusindedel af atomet, men indeholder næsten hele atomets masse.

Antallet af protoner i et atom kaldes atomets *atomnummer*, og man bruger normalt symbolet *Z* for atomnummeret. Det er atomnummeret, der bestemmer, hvilket slags grundstof atomet er.

Antallet af neutroner kan variere indenfor atomer af det samme stof. F.eks. findes der oxygen-atomer (ilt-atomer), som indeholder 8, 9 eller 10 neutroner. Alle oxygen-atomer indeholder 8 protoner. Atomer af det samme stof, men med forskelligt neutrontal, kaldes *isotoper*. Isotoper spiller stort set ingen rolle indenfor kemien, men er meget vigtige i kernefysikken.

Atomer er normalt elektrisk neutrale, dvs. antallet af protoner og elektroner er det samme. Hvis atomet af en eller anden grund indeholder flere eller færre elektroner end antallet af protoner, så er atomet elektrisk ladet, og man taler om en *ion*. Ioner optræder meget hyppigt indenfor kemien.

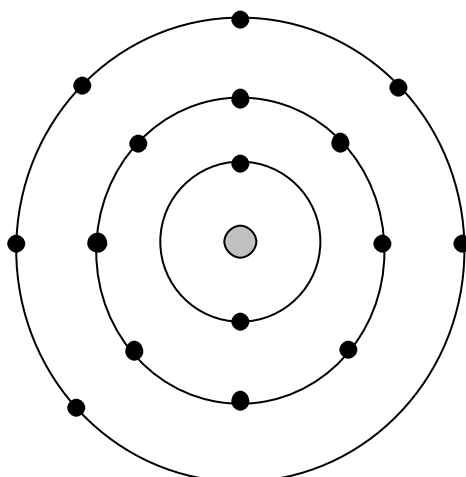
Ioner symboliseres ved det oprindelige atoms symbol samt et antal plusser eller minusser, som angiver ionens ladning. F.eks. indeholder et nitrogenatom normalt 7 elektroner (og 7 protoner), og symbolet er N. Fjerner vi en elektron, får vi en ion med en enkelt **positiv** ladning (husk, at elektronen er negativt ladet), og vi får ionen N^+ . Fjerner vi to elektroner, fås ionen N^{++} , og fjerner vi tre ioner, fås N^{+++} (eller N^{3+}).

Tilfører vi derimod en elektron, bliver atomet negativt ladet, og vi får ionen N^- . Tilføres endnu en elektron, fås N^{2-} , og efter endnu en elektron N^{3-} .

Et atoms kemiske egenskaber bestemmes udelukkende af dets elektroner og hele elektronsystemets opbygning. Dette er i virkeligheden et meget kompliceret emne, så vi vil nøjes med at skitsere et par hovedtræk.

Elektronerne sidder i *skaller*. Hver skal har kun plads til et fast antal elektroner - således kan den første skal indeholde maksimalt 2 elektroner, den 2. skal 8 elektroner, den 3. skal 18 elektroner osv. (Generelt gælder, at den n 'te skal indeholder højst $2n^2$ elektroner.)

Atomet placerer sine elektroner så tæt på kernen som muligt, dvs. i de laveste skaller. Betragt vi f.eks. et svovl-atom, med atomnummeret 16, så vil den inderste skal indeholde 2 elektroner, den næstinderste 8 elektroner og den 3. skal de resterende 6 elektroner.



Opgaver

- 2.1 Grundstoffet magnesium (Mg) har atomnummeret 12. Hvorledes sidder magnesiums elektroner i skallerne?
- 2.2 Solen består næsten udelukkende af hydrogen (brint). Et hydrogenatom vejer ca. det samme som en proton. Solen vejer ca. $2,0 \cdot 10^{30}$ kg. Hvor mange atomer indeholder Solen?
- 2.3 Vand består af H_2O -molekyler med en masse på ca. 20 protonmasser. Hvor mange vandmolekyler er der i en liter vand (som vejer 1 kg) ?

3. Det periodiske system

Man kender 108 grundstoffer, og det er mange at holde rede på. Heldigvis kan man sætte alle grundstofferne ind i et system - *det periodiske system*.

Det viser sig, at grundstofferne kan opdeles i grupper af stoffer, der ligner hinanden meget. Nogle eksempler er:

Ædelgasserne (eller de inaktive gasser). Dette er He, Ne, Ar, Kr, Xe og Rn. Fælles for disse er, at de er gasformige og at de ikke vil reagere kemisk med andre stoffer.

Halogenerne, som består af F, Cl, Br, I og At. Dette er grundstoffer, som meget gerne vil reagere med andre grundstoffer. Disse grundstoffer forekommer altid som to-atomige molekyler, dvs. som F_2, Cl_2, Br_2, I_2 og At_2 . De danner enkeltladede negative ioner: $F^-, Cl^-, Br^-, I^-, At^-$.

Alkalimetallerne, som er Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. Dette er bløde metaller med meget lave smeltepunkter, og der dannes altid enkeltladede positive ioner, f.eks. Na^+ . Alle metallerne reagerer kraftigt med vand.

Jordalkalimetallerne, som er Be, Mg, Ca, Sr, Ba og Ra. Dette er meget hårde metaller med højt smeltepunkter, og der dannes altid dobbeltladede positive ioner, f.eks. Ca^{++} .

Man kan pusle alle grundstofferne ind i et system, således at grundstofferne kommer i rækkefølge (efter atomnummer), og således at grundstoffer, som er i familie, står under hinanden. Dette er det periodiske system, som man kan se i detaljer bag i hæftet.

Man kan inddеле det periodiske system i vandrette rækker og lodrette søjler. De vandrette rækker kaldes perioder:

				1. periode					
				2. periode					
				3. periode					
				4. periode					
				5. periode					
				6. periode					
				7. periode					
				(6. periode)					
				(7. periode)					

1. periode består altså kun af H og He; 2. periode af Li, Be, B, C, N, O, F og Ne. Bemærk, at man af praktiske grund har fraspaltet dele af 6. og 7. periode. Herved undgår man, at det periodiske system bliver alt for bredt.

Den lodrette inddeling er mere interessant. Man har inddelt grundstofferne i hovedgrupperne, undergrupperne og to 'under-undergrupper'.

H									
1. H G	2. H G	under-grupperne				3. H G	4. H G	5. H G	6. H G
lanthaniderne									
actiniderne									

Her betyder HG naturligvis hovedgruppe. Hydrogen står lidt for sig selv over 1. hovedgruppe, som er alkalimetallerne - det er jo lidt mystisk at kalde gasse hydrogen for et (alkali-)metal! 2. hovedgruppe er jordalkalimetallerne, 7. hovedgruppe er halogenerne og 8. hovedgruppe er ædelgasserne.

Nogle gange inddeler man også undergrupperne i 8 undergrupper; men dels er der ikke enighed om navnene på eller opdelingen af disse undergrupper, dels er denne inddeling ikke synderlig nyttig, så det gør vi ikke her.

Endelig har man lanthaniderne (eller de sjældne jordarter) og aktiniderne, som er en slags 'under-undergrupper'.

Grunden til, at stofferne i samme hovedgruppe ligner hinanden, er den ganske simple, at **alle grundstoffer i samme hovedgruppe har det samme antal atomer i yderste skal!**

Ser vi f.eks. på alkalimetallerne, så har Li 3 elektroner, som fordeler sig 2, 1; Na har 11 elektroner, som fordeler sig 2, 8, 1; K har 19 elektroner, som fordeler sig 2, 8, 8, 1 etc. Idet det er elektronsystemets struktur, og især den yderste skal, der bestemmer et stofs kemiske egenskaber, må man forvente, at alle alkalimetallerne opfører sig nogenlunde ens.

Faktisk er der mening i nummereringen af hovedgrupperne. Alle stoffer i 1. hovedgruppe har en elektron i yderste skal, alle stoffer i 2. hovedgruppe har 2 elektroner i yderste skal, etc. Specielt har alle ædelgasserne i 8. hovedgruppe 8 elektroner i den yderste skal (pånær helium, der kun har to elektroner i 1. skal).

Ydermere kan man se, at metallerne befinder sig til venstre i det periodiske system, mens ikke-metallerne er i øverste højre hjørne. På nedenstående figur er metallerne mørkegrå, halvmetallerne lysegrå og ikke-metallerne hvide.

Endelig har vi markeret de 20 vigtigste grundstoffer fra sektion 2.1 med gråt nedenfor. Bemærk, at næsten alle vigtige grundstoffer er hovedgruppetoffer.

Opgaver

3.1 For nedenstående grundstoffer skal du finde deres navn, deres periode, og undersøge, om de står i en hovedgruppe, en sidegruppe eller er lanthanider/actinider.

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) Rb | b) He | c) Se |
| d) Fr | e) Sm | f) Pu |
| g) Br | h) Hg | i) As |

4. Oktetreglen

Som tidligere nævnt har ædelgasserne 8 elektroner i den yderste skal. Dette viser sig at være en ganske attraktiv tilstand. Hermed menes, at **alle atomer tilstræber at komme til at ligne en ædelgas** - eller sagt på en anden måde, alle atomer vil gerne have 8 elektroner i den yderste skal. Dette kaldes *oktetreglen*.

Lad os f.eks. betragte alkalimetallet natrium, som har atomnummeret 11. Natrium har 2 elektroner i 1. skal, 8. elektroner i 2. skal og 1 elektron i 3. skal. Hvordan kan natrium komme til at ligne en ædelgas?

En mulighed er at blive en ion. Mister natrium-atomet sin elektron i yderste skal, så får resten samme elektronstruktur som ædelgassen Ne, og det er jo i overensstemmelse med oktetreglen. Altså, natrium vil gerne blive til ionen Na^+ .

I teorien kunne man forestille sig en anden mulighed, nemlig at vi fyldte 3. skal op med 7 ekstra elektroner, således at vi fik ionen Na^{7-} med samme elektronstruktur som ædelgassen Ar. Dette sker ikke i praksis. Når man skal lave Na^{7-} -ionen, så er man først nødt til at lave en Na^{6-} -ion og derefter sætte en ekstra elektron på. Men den negativt ladede elektron vil blive frastødt meget kraftigt af den meget negativt ladede Na^{6-} -ion, og derfor er det meget svært at lave Na^{7-} -ionen. Af samme grund optræder ioner med mere end 3 plus- eller minus-ladninger faktisk aldrig i kemien.

Det samme gælder for de andre stoffer i 1. hovedgruppe - den nemmeste måde at komme til at ligne ædelgasserne på er ved at danne positive enkeltladede ioner.

I anden hovedgruppe har atomerne 2 elektroner i den yderste skal, og den nemmeste måde at opfylde oktetreglen på er at afgive to elektroner og danne dobbeltladede positive ioner, f.eks. Ca^{++} .

Endelig vil stofferne i 3. hovedgruppe danne tripelladede positive ioner, f.eks. Al^{3+} .

I fjerde hovedgruppe skulle man forvente, at stofferne dannede ioner med enten 4 plusladninger eller 4 minusladninger, men som nævnt før kan ioner ikke have så stor en ladning. Stofferne i 4. hovedgruppe er derfor nødt til at finde på en anden udvej - de danner *covalente forbindelser*, som vi skal høre mere om senere.

I 5. hovedgruppe har atomerne 5 elektroner i yderste skal. Det er for bøvellet at afgive alle disse 5 elektroner, så disse stoffer danner ikke positive ioner. I stedet kan atomerne optage tre elektroner for at opnå ædelgasstruktur,. F.eks. vil nitrogen danne ionen N^{3-} , som har samme elektrostruktur som argon.

I 6. hovedgruppe optager atomerne to elektroner og danner ioner med ædelgasstruktur. Eksempler er O^{2-} og S^{2-} .

Endelig vil stofferne i 7. hovedgruppe optage en elektron og danne ioner som F^- og Cl^- .

Hydrogen kan gå begge veje. Hydrogen kan optage en elektron og blive til H^- , som har samme struktur som helium, eller det kan afgive en elektron og blive til H^+ , som i virkeligheden er en nøgen atomkerne. (H^+ -ionen optræder imidlertid aldrig frit, da den binder sig lynhurtigt til andre molekyler.)

I nedenstående skema er vist nogle af de ioner af hovedgruppematerialer, der dannes ifølge oktetreglen.

H^-								
Li^+	Be^{++}			N^{3-}	O^{2-}	F^-		
Na^+	Mg^{++}		Al^{3+}	P^{3-}	S^{2-}	Cl^-		
K^+	Ca^{++}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{++}				Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{++}						

Disse ioner har specielle navne.

Positive ioner kaldes grundstoffets navn efterfulgt af *-ion*. F.eks. hedder Na^+ en 'natrium-ion', mens Al^{3+} er en aluminium-ion.

Negative ioner kaldes grundstoffets navn efterfulgt af *-id* (efterfulgt af *-ion*). Således er Cl^- en *chlorid-ion*, I^- en *iodid-ion* og O^{2-} en *oxid-ion*. (Nitrogen og phosphors ioner sammentrækkes ligeledes til *nitrid* og *phosphid*).

Undergruppemetallerne kan også danne ioner, men disse følger ikke oktetreglen. For at gøre tingene værre kan nogle af undergruppemetallerne danne flere forskellige ioner. I disse tilfælde navngiver man ionen som grundstoffets navn, ionens ladning i romertal og endelsen *-ion*. De vigtigste undergruppemetallers ioner er

Fe^{2+} : jern(II)-ion

Fe^{3+} : jern(III)-ion

Cu^+ : kobber(I)-ion

Cu^{2+} : kobber(II)-ion

Ag^+ : sølv-ion

Au^+ : guld-ion

5. Covalente forbindelser

Grundstofferne i 4. til 7. hovedgruppe har en anden udvej, når de skal opfylde oktetreglen - de kan dele elektroner mellem flere atomer. Herved dannes der *covalente bindinger*:

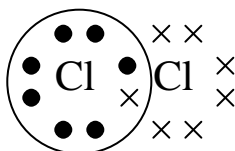
To chlor-atomer kan gå sammen og danne molekylet Cl_2 . Dette foregår som følger: Hvert chlor-atom har 7 elektroner i yderste skal - for overskuelighedens skyld repræsenterer vi det ene atoms elektroner med krydser, det andet med prikker:



Disse to atomer går altså sammen i en covalent binding:



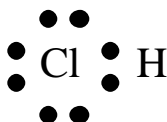
Her er fordelingen for begge atomer, at de nu 'tror' at de har 8 elektroner i den yderste skal:



Her er verden, som atomet til venstre opfatter den, illustreret. Cirklen viser, at atomet har fyldt sin yderste skal ud med de 8 elektroner, og så er alt jo godt!

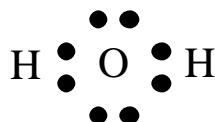
Figuren ovenfor kaldes en *elektronprikformel*, og den er ganske nyttig til at illustrere covalente bindinger. Vi giver nogle flere eksempler:

Molekylet HCl (saltsyre er en opløsning af gassen HCl i vand):

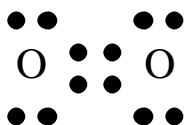


Her har Cl -atomet leveret 7 elektroner, og H -atomet har leveret den sidste. Umiddelbart ser det ud som om, at H -atomer ikke opfylder oktetreglen, men husk, at hydrogen kommer til at ligne ædelgassen helium med bare 2 elektroner i den yderste skal.

Vand, H₂O:

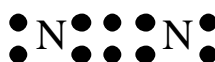


Oxygen-molekylet, O₂:

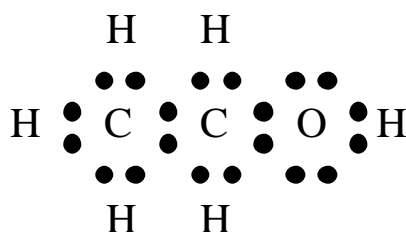


Her deler de to atomer hele 4 elektroner - man taler om en *dobbeltbinding*.

I nitrogen-molekylet, N₂, er der tale om en *tripelbinding*, hvor der deles 6 elektroner:

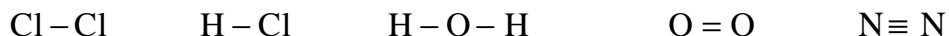


Endelig har vi et mere kompliceret molekyle: Ethanol, bedre kendt som sprit eller alkohol, og med formelen CH₃CH₂OH:

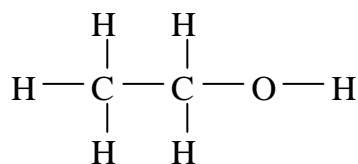


Som man ser, bliver disse elektronprikformler hurtigt meget komplicerede. Man indfører derfor de såkaldte *stregformler*. I disse er delte elektronpar erstattet af en streg mellem de to molekyler. Dobbelt- og tripel-binder symboliseres ved dobbelt- og tripel-streger.

Molekylerne ovenfor bliver i stregformler:



og for ethanol:



Der gælder nogle regler for stregformler: Hvert enkelt atom har en *valens*, som er antallet af streger, som går ud fra atomet. Stoffer i 4. hovedgruppe har valensen 4,

5. hovedgruppe valensen 3, 6. hovedgruppe valensen 2 og 7. hovedgruppe valensen 1.

Valensen for nogle udvalgte atomer

atom	valens	atom	valens
H	1	O	2
F	1	S	2
Cl	1	N	3
Br	1	P	3
I	1	C	4

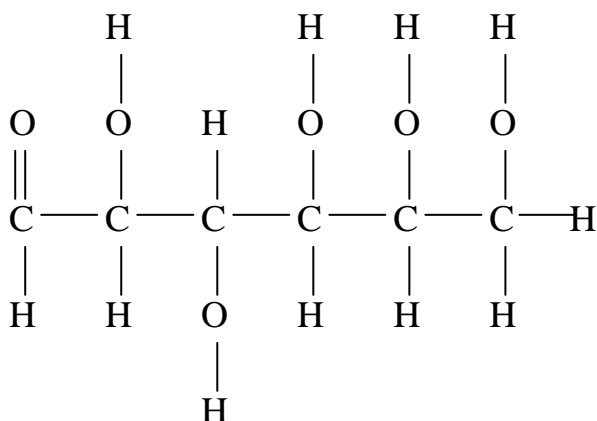
I en stregformel skal alle atomers streger ramme et andet atom, og hvert atom må ikke have flere streger end dets valens.

En god tommelfingerregel, når man skal lave stregformler, er, at atomer med højst valens sidder i midten og skal placeres først. En anden god regel er, at C-atomerne gerne vil forbinde sig med hinanden og danne lange kæder.

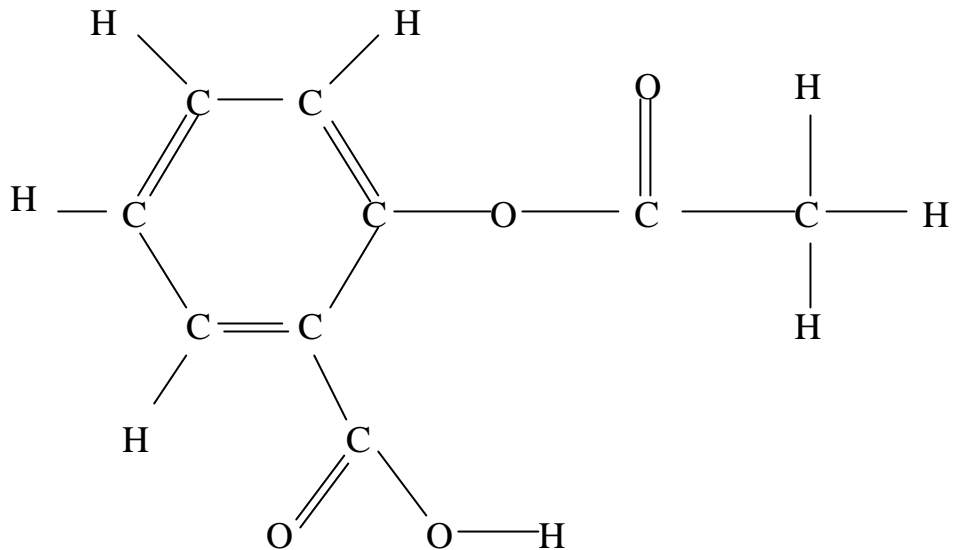
Når man har et stofs stregformel, så er det en smal sag at lave elektronprikformlen - husk, at hver streg svarer til et delt elektronpar.

Stregformler giver mulighed for at lave rumlige molekylmodeller med et molekylbyggesæt. I dette byggesæt er hvert atom repræsenteret af en lille plastikkugle. I kuglen er der huller svarende til atomets valens. Bindingerne repræsenteres af plastikstænger.

Stregformler er vigtige, fordi de fleste stoffer, især indenfor den *organiske kemi*, kan repræsenteres vha. stregformler. Se bare eksemplerne nedenfor. (Man inddeler kemien i den *organiske kemi* og den *uorganiske kemi* - organiske stoffer er stoffer, der indeholder kul-atomer, mens uorganiske stoffer ikke indeholder kulstof. Alle stoffer, som optræder i biokemien er organiske).



Glykose (eller druesukker)



Acetylsalicylsyre (eller aspirin)

Desværre findes der molekyler, hvor man kan lave prikformler, men ikke stregformler. Eksempler herpå er følgende *sammensatte ion*, SO_4^{2-} , kaldet sulfat-ionen: Her er der i alt 32 elektroner, nemlig 6 fra hvert af de 5 atomer (som allt er i 6. hovedgruppe) og 2 ekstra elektroner - vi har jo en ion.

Prikformlen er placeret i den firkantede parentes, netop fordi der er tale om en ion.

Endelig findes der stoffer, som ikke opfylder oktetreglen, f.eks. CO (kulmonoxid eller kulilte) og NO_2 .

Når man skal navngive covalente forbindelser, så angiver man antallet af de forskellige slags atomer i stoffets molekylformel ved at sætte de græske talord foran grundstoffets navn. Man sætter *-id* på det sidste grundstof.

De græske talord er

1 = <i>mono</i>	2 = <i>di</i>	3 = <i>tri</i>	4 = <i>tetra</i>
5 = <i>penta</i>	6 = <i>hexa</i>	7 = <i>hepta</i>	8 = <i>octa</i>
9 = <i>nona</i>	10 = <i>deca</i>		

Eksempler:

SO_2 = <i>svovldioxid</i>	SO_3 = <i>svovltrioxid</i>
N_2O = <i>dinitrogenoxid</i>	NO_2 = <i>nitrogendioxid</i>
NO = <i>nitrogenoxid</i>	

Opgaver

5.1 Lav stregformler, og derefter elektronprikformler, for følgende stoffer:

- a) HI b) CO₂ c) NH₃ d) HClO
e) O₃ f) CH₂O g) H₂O₂

5.2 Lav stregformler for følgende molekyler:

- a) HF b) N₂H₄ c) CH₃COOH
d) HCN e) CS₂

5.3 Lav elektronprikformler for følgende sammensatte ioner:

- a) NH₄⁺ b) PO₄³⁻ c) OH⁻
d) ClO₃⁻ e) CN⁻ f) I₃⁻

5.4 Navngiv nedenstående molekyler:

- a) ClO₂ b) ICl₃ c) PCl₃ d) CS₂
e) SeO₂ f) N₂O₃ g) CO h) CO₂
i) P₂O₅ j) SF₆ k) HCl

Hvilke af stofferne opfylder *ikke* oktetreglen?

5.5 I denne opgave skal vi arbejde med et molekylbyggesæt.

- a) Lav modeller for molekylerne i opgaverne 5.1 og 5.2
b) Stoffet ozon, O₃, er temmeligt ustabil. Byg en molekylmodel og forklar hvorfor.
c) Der findes to forskellige molekyler med formlen C₂H₆O. Byg modeller af begge.
d) Der findes to forskellige molekyler med formlen C₃H₆. Byg modeller af begge. (Vink: Tænk i trekanter)
e) Lav en model af benzen: C₆H₆
(Vink: I benzen sidder de 6 C-atomer i en ring med skiftevis enkelt- og dobbeltbindinger)

6. Ionforbindelser

Metaller har ikke mulighed for at indgå i covalente forbindelser. Betragt f.eks. natrium. Hvis et sådant atom skal indgå i en covalent forbindelse, så skal det dele 7 andre elektroner med andre atomer, og det er der ganske simpelt ikke plads til omkring det stakkels natriumatom. Det er derfor meget lettere at blive til en ion!

For at natrium kan blive til en ion, så skal der være et andet stof, som kan optage den overskyldende elektron. Det kræver nemlig energi at rive elektronen væk fra natrium-atomet, og kun hvis et andet atom kan optage elektronen og samtidigt afgive energi, går regnskabet op!

Lad os anbringe et Na-atom og et Cl-atom i nærheden af hinanden. Na-atomet vil gerne af med en elektron, og Cl vil gerne optage den. Vi får altså to ioner, nemlig Na^+ og Cl^- . Nu tiltrækker modsatte ladninger hinanden, så disse to ioner vil have en tendens til at hænge sammen - vi har en ionforbindelse.

Denne ionforbindelse - *natriumchlorid* - er i øvrigt ganske almindeligt salt.

I praksis har man jo ufatteligt mange Na^+ - og Cl^- -ioner samtidigt, og disse vil hænge sammen i et *iongitter*. Vi ser dette iongitter som et saltkrystal.

En ionforbindelse er altså en forbindelse mellem en positiv og en negativ ion. I daglig, og upræcis tale, kalder man ofte ionforbindelser for *salte*.

Et andet eksempel er forbindelsen mellem Ca og Cl. Nu danner Ca jo ionen Ca^{2+} under afgivelse af **to** elektroner, og der skal derfor være **to** Cl-atomer til at optage disse. I iongitteret sidder der dobbelt så mange Cl^- -ioner som Ca^{2+} -ioner, vi skal jo have et elektrisk neutral iongitter, så formlen for dette salt er CaCl_2

Et tredje eksempel er aluminiumoxid, som dannes af ionerne Al^{3+} og O^{2-} . I iongitteret skal der være lige mange positive og negative ladninger, og det kan der kun være, hvis der er 2 Al^{3+} -ioner for hver 3 O^{2-} -ioner. Formlen bliver derfor Al_2O_3 .

Generelt gælder, at i en ionforbindelse skal ladningen af de positive ioner ophæve ladningen af de negative ioner. Dette justeres ved antallet af de forskellige ioner.

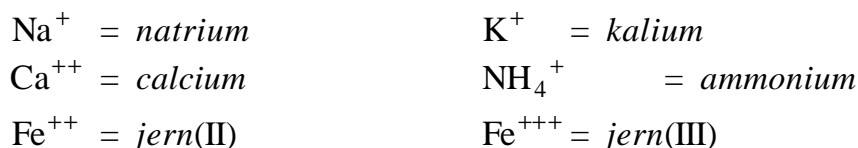
Også sammensatte ioner kan optræde. Fra sidste kapitel kender vi sulfat-ionen SO_4^{2-} . Ionforbindelsen mellem Na og sulfat bliver Na_2SO_4 , fordi der skal to enkeltladede Na^+ 'ere til at ophæve den dobbeltladede SO_4^{2-} .

Aluminiumsulfat får formlen $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. (Hvorfor?)

Her skriver vi ikke $\text{Al}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$, men bruger i stedet parenteser. Det har den fordel, at man straks kan se, at der er tale om en sulfat-ion.

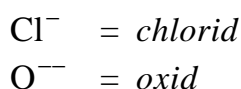
Når man skal navngive ionforbindelser, så angiver man navnet for den positive ion efterfulgt af navnet for den negative ion. Ingen græske talord.

De positive ioner har normalt samme navn som det tilsvarende metal. I visse tilfælde (nemlig der, hvor metallet kan optræde som ioner med forskellig slags ladning) sættes ionens ladning efter metallets navn som et romertal i parentes.

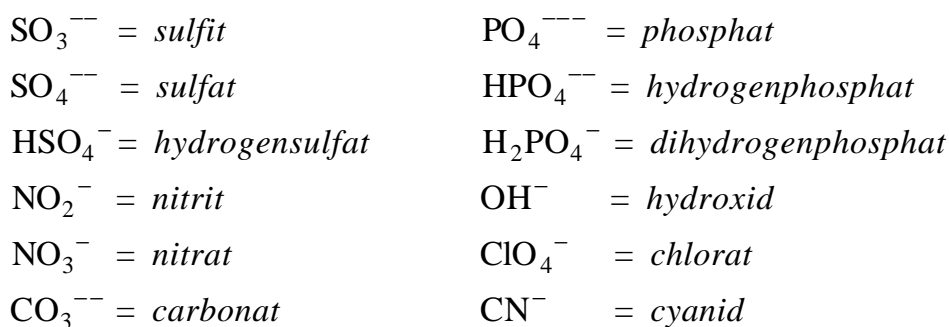


Den eneste sammensatte positive ion er ammonium, NH_4^+ .

Den negative ion har altid et særligt navn. Ved ioner bestående af et atom er det ganske simpelt atomets navn efterfulgt af *-id*:

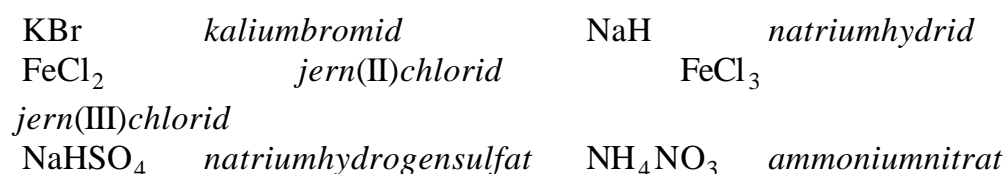


Sammensatte ioner har mere komplicerede navne:



Se bag i hæftet for en udførlig liste over ioner, deres navne og ladninger.

Nogle eksempler på navne er:



Opgaver

6.1 Navngiv nedenstående salte. (Find først ud af, hvilke ioner, de indeholder)

- | | | |
|---------------------|--------------------|-----------------------------|
| a) MgCl_2 | b) AgNO_3 | c) Li_2CO_3 |
| d) CaSO_3 | e) CaSO_4 | f) FeHPO_4 |
| g) CaS | h) CrCl_2 | i) CrCl_3 |
| j) NaClO_2 | k) CuO | l) Cu_2O |

6.2 Opskriv formlerne for nedenstående salte:

- | | |
|----------------------|---------------------|
| a) magnesiumbromid | b) sølvsulfid |
| c) aluminiumsulfat | d) bariumphosphat |
| e) guldnitrat | f) kaliumcyanid |
| g) natriumhydroxid | h) ammoniumcarbonat |
| i) jern(III)phosphat | j) kobber(II)oxid |
| k) kobber(I)oxid | l) kobber(II)sulfat |
| m) aluminiumcarbonat | n) kaliumchlorat |

6.3 Når man skal afgøre, om et stof er en covalent forbindelse eller en ionforbindelse, så er følgende en god tommefingerregel:

Stoffer, der indeholder metaller, er ionforbindelser
Stoffer, der kun indeholder ikke-metaller er covalente forbindelser.

Der findes dog undtagelser - især ionforbindelser indeholde ammoniumionen, NH_4^+ , kan snyde.

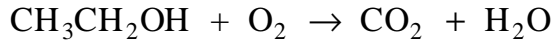
Afgør for hvert af følgende stoffer, om de er covalente forbindelser eller ionforbindelser. Navngiv derefter stofferne:

- | | | |
|---------------------------|-------------------|------------------|
| a) BaCO_3 | b) HCl | c) NaCl |
| d) NH_4Cl | e) NCl_3 | f) BF_3 |

7. Reaktionskemaer

Hvis man tager noget ethanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, og sætter en tændstik til, så brænder det. Dette skyldes, at ethanolen reagerer med luftens oxygen, O_2 , og danner vand og kuldioxid.

Vi skal opsummere denne reaktion i nedenstående *reaktionskema*:



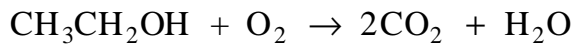
Dette skal læses som:

Ethanol reagerer med oxygen og danner kuldioxid og vand.

Der er noget galt med reaktionskemaet: På venstre side er der to C-atomer, på højre side kun ét. Tilsvarende passer antallet af H- og O-atomer heller ikke.

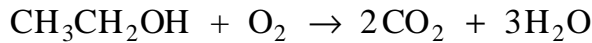
Dette kan vi reparere ved at *afstemme* reaktionskemaet:

Det er to C-atomer til venstre, og kun ét til højre. Pengene ville passe, hvis et molekyle ethanol brændte til **to** molekyler kuldioxid. Dette skriver vi som:

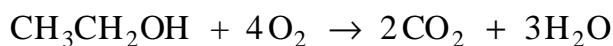


hvor to-tallet foran CO_2 betyder, at der er to molekyler kuldioxid.

Tilsvarende har vi 6 H-atomer til venstre og kun 2 til højre. Men hvad nu hvis der dannes 3 molekyler vand?



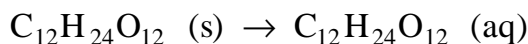
Nu er det kun antallet af O'er, der ikke passer. Til venstre har vi 3, og til højre 7. Dette kan justeres på flere måder, idet O indgår i alle molekylerne. Men det er bedst kun at pille ved tallet foran O_2 , da vi ellers bringer uorden i antallet af C'ere og H'ere. Bruger vi 4 O_2 -molekyler, så passer pengene:



Vi har afstemt reaktionskemaet!

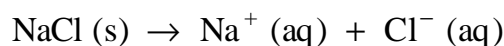
Hvis reaktionskemaet indeholder ioner, så skal vi, udover antallet af de forskellige atomer, også sørge for, at den totale ladning er den samme på begge sider.

Somme tider anvender man forskellige symboler, som beskriver de reagerende stoffers tilstand og reaktionens forløb. Opløser man f.eks. sukker i vand, kan dette beskrives som



Her betyder s'et, at sukkeret er på fast form, mens aq'et betyder, at sukkeret er opløst i vand. Bemærk, at vand som kemisk stof ikke indgår i reaktionen.

Opløser man en ionforbindelse i vand, så opsplittes iongitteret i de enkelte ioner. Eksempelvis kan opløsningen af natriumchlorid i vand skrives som



De anvendte symboler er

(s)	: fast stof	(l)	: væske
(g)	: gas	(aq)	: opløst i vand
(↓)	: bundfældes	(↑)	: gasudvikling

Opgaver

7.1 Afstem følgende reaktionsskemaer:

- | | | | |
|----|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|---------------------------------------------------------------------------------|
| a) | $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | b) | |
| | $\text{I}_2 \text{ (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{ICl} \text{ (g)}$ | | |
| c) | $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{HCl}$ | d) | $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$ |
| e) | $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb(OH)}_6^-$ | f) | $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2(\uparrow)$ |
| g) | $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ | | |
| h) | $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_2$ | i) | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ |
| j) | $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ | k) | $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| l) | $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | m) | $\text{Fe} + \text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ |

7.2 I nedenstående opgaver der der i ord beskrevet en række kemiske reaktioner. Opskriv reaktionsskemaerne. (Vink: Find først de indgående stoffers kemiske formler).

- Hydrogen reagerer med nitrogen og danner ammoniak (NH_3)
- Jern og svovl danner jern(II)sulfid
- Jern og svovl danner jern(III)sulfid
- Methan (CH_4) brænder, dvs. reagerer med oxygen og danner vand og kuldioxid.
- Kaliumnitrat spaltes i kaliumnitrit og oxygen.
- Ammoniak og oxygen danner nitrogenoxid og vand.
- Nitrogenoxid reagerer med oxygen og danner nitrogendioxid.
- Jern og vand danner jern(III)oxid og hydrogen
- Natrium og flour danner natriumflourid

7.3 Færdiggør og afstem følgende reaktionsskemaer

- | | | | |
|----|---------------------------------------|----|--------------------------------------|
| a) | $\text{Ca} + \text{I}_2 \rightarrow$ | b) | $\text{Na} + \text{S} \rightarrow$ |
| c) | $\text{Na} + \text{Br}_2 \rightarrow$ | d) | $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$ |

8. Fældningsreaktioner

Alle salte kan opløses i vand, men nogle kan opløses mere end andre. F.eks. kan man opløse 36 g NaCl i 100 mL vand, mens man kun kan opløse 0,00019 g AgCl i 100 mL vand. I praksis siger vi, at NaCl er *letopløseligt*, mens AgCl er *tungtopløseligt*.

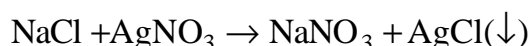
Bag i hæftet er der en liste over let- og tungtopløselige salte. Bemærk, at alle natrium- og kaliumsalte, og alle nitrater, er letopløselige!

Blander vi en opløsning af NaCl med en opløsning af AgNO₃, så kommer der et *bundfald*, dvs. væsken bliver uklar, og venter man et lille stykke tid, kan man se et hvidligt pulver på bunden af reagensglasset. Vi har gennemført en fældningsreaktion.

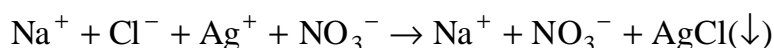
Bundfaldet består af det tungtopløselige AgCl. Det kan vi argumentere for:

I de to oprindelige opløsninger er der ionerne Na⁺, Cl⁻ og Ag⁺ og NO₃⁻. Disse ioner kan danne hele 4 forskellige salte: NaCl, AgNO₃, NaNO₃ og AgCl. Af disse er kun det sidste tungtopløseligt. (Faktisk ved vi, at bundfaldet ikke kan være NaCl eller AgNO₃, for disse salte kunne vi jo opløse i de to oprindelige opløsninger).

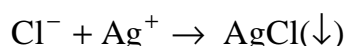
Reaktionsskemaet kan skrives som



men mere korrekt er det at bemærke, at alle saltene findes som frie ioner i opløsningen:



I virkeligheden gør ionerne Na⁺ og NO₃⁻ ingenting - de er *tilskuer-ioner*. Vi kan derfor slette dem af reaktionsskemaet:



Vi har nu fået et generelt reaktionsskema, der beskriver, hvad der sker, når sølvioner og chloridioner kommer i kontakt med hinanden, uanset hvilke andre ioner der måtte være i opløsningen.

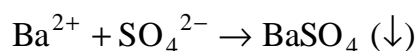
Faktisk kan man bruge denne reaktion til at påvise chloridionen i en ukendt opløsning. Vi tilsætter blot noget sølvnitrat-opløsning og ser, om der kommer bundfald.

Kommer der ikke bundfald, så indeholder den mystiske opløsning ikke Cl⁻.

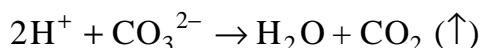
Kommer der bundfald, så indeholder opløsningen måske Cl⁻, men CO₃²⁻ eller OH⁻ giver også bundfald. Disse bundfald opløses dog, hvis sølvnitratopløsningen er salpetersur, dvs. den er tilsat noget salpetersyre.

Ovenstående kaldes *chloridprøven*.

Af andre vigtige fældningsreaktioner kan nævnes



der ofte bruges til at påvise sulfat-ionen, og



Den sidste er jo ikke en fældningsreaktion, men snarere det modsatte.

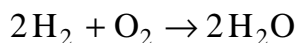
Ionen H^+ kommer fra syrer, som vi senere skal se, så carbonat-testen siger, at hælder man syre ned i en opløsning, og opløsningen bruser op, så indehold opløsningen carbonat-ioner.

Opgaver

- 8.1** Når man blander sølvnitrat med natriumbromid, så får man også et bundfald. Hvilket? Opskriv reaktionen.
(Faktisk påviser chlorid-testen kun forekomsten af enten chlorid-, bromid- eller iodid-ioner. Men heldigvis er det normalt chlorid, der optræder).
- 8.2** Opskriv reaktionsskemaet og identificér bundfaldet der kommer, når man blander opløsninger af zink(II)chlorid og natriumsulfid.
- 8.3** Hårdt vand er vand, der indeholder magnesium- og calcium-ioner. Hårdt vand du'r ikke til tøjvask, idet ionerne reagerer med sæben og danner *kalksæbe*.
En måde at fjerne disse ioner fra vandet på er ved at tilsætte natriumcarbonat.
- Hvorfor virker dette?
 - Opskriv de relevante reaktionsskemaer.
Man kunne også tilsætte vandet natriumsulfat.
 - Hvorfor er dette en dårlig idé?

9. Stofmængde og molmasse

Betragt reaktionen



Her står, at to molekyler hydrogen reagerer med et molekyle oxygen og danner to molekyler vand.

Det er jo meget godt, men normalt arbejder vi med meget større mængder stof end et par molekyler.

Man indfører derfor størrelsen *mol*. 1 mol er defineret som $6,02 \cdot 10^{23}$ molekyler. (Heldigvis er det ikke særligt vigtigt at huske på dette tal.)

Vi kan nu omformulere fortolkningen af reaktionsskemaet fra før:

2 gange $6,02 \cdot 10^{23}$ hydrogen reagerer med $6,02 \cdot 10^{23}$ molekyler oxygen og danner 2 gange $6,02 \cdot 10^{23}$ molekyler vand.

eller, ved at bruge størrelsen mol:

2 mol hydrogen reagerer med 1 mol oxygen og danner 2 mol vand.

Antallet af mol kaldes normalt *stofmængden*, og vi bruger bogstavet *n* som symbol for stofmængde.

Hvorfor bruger man lige præcis tallet $6,02 \cdot 10^{23}$?

Lad os beregne massen af 1 mol hydrogen H_2 . I det periodiske system kan vi aflæse, at et hydrogen-atom vejer 1,01 u. u'et her står for 'unit' og er en massenehed, der er bekvem indenfor atomfysikken. $1\text{ u} = 1,660 \cdot 10^{-24}\text{ g}$ og er cirka det sammen som massen af en proton eller neutron.

Et hydrogenmolekyle består af to hydrogenatomer og vejer derfor $2 \cdot 1,01\text{ u} = 2,02\text{ u}$.

Et mol hydrogenmolekyler vejer derfor

$$2,02\text{ u} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,02 \cdot 1,660 \cdot 10^{-24}\text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,02\text{ g}$$

Vi kunne altså direkte have fundet masse af et mol hydrogen ud fra det periodiske system.

Tilsvarende ses ud fra det periodiske system, at 1 mol oxygen vejer $2 \cdot 16,00\text{ g} = 32,00\text{ g}$, idet et oxygenatom vejer 16,00 u.

Endelig vejer et mol vand $2 \cdot 1,01\text{ g} + 16,00\text{ g} = 34,02\text{ g}$.

Lad os indføre nogle forkortelser:

Vi betragter et stof. 1 mol af stoffer vejer massen M - den såkaldte *molmasse*. Enheden for molmasse er g/mol. Massen af stoffer kaldes m (med enheden g), og stofmængden kaldes n (måles i mol).

Der gælder nu følgende formel:

$$m = M \cdot n$$

Eksempel

Hvor stor en stofmængde er der i 100 g NaCl?

Først finder vi molmassen for NaCl. Fra det periodiske system:

$$M = 22,99 \text{ g/mol} + 35,45 \text{ g/mol} = 58,44 \text{ g/mol}$$

Vi har også, at $m = 100 \text{ g}$, og vi kan nu finde n :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 1,711 \text{ mol}$$

100 g NaCl indeholder altså 1,711 mol.

Opgaver

9.1 Bestem molmassen for nedenstående stoffer:

- | | | |
|---------------------------------|---------------------------------|------------------------------|
| a) BaSO_4 | b) CO_2 | c) CH_3COOH |
| d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | e) HNO_3 | f) Na_2HPO_4 |
| g) K_2CO_3 | h) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | i) |
| $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | | |

9.2 Hvor mange mol indeholder 200 g sukker ($\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_{12}$) ?

9.3 Hvor meget vejer 0,030 mol = (30 mmol) kobber(II)sulfat? (mmol er milli-mol - en ganske anvendelig enhed).

9.4 Hvor meget vejer 6 mol NH_3 ?

9.5 Hvor mange mol vandmolekyler er der i en liter vand?

10. Kemisk mængdeberegning

Vi skal nu se på den vigtigste anvendelse af stofmængde-begrebet: Kemisk mængdeberegning. Lad os illustrere anvendelsen med et eksempel.

I eksemplet anvender vi et såkaldt *mængdeberegningsskema*. Dette udfyldes og anvendes efter en bestemt procedure, nemlig:

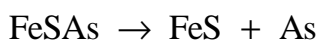
- 1) Opskriv formlerne for de indgående stoffer i reaktionen.
- 2) Afstem reaktionsskemaet.
- 3) Beregn molmasserne for stofferne i reaktionsskemaet.
- 4) Udfyld masseberegningsskemaet.

Eksempel

Grundstoffet arsen, som bl.a. anvendes i arsenik, findes som malm i jorden, normalt i formen FeSAs. Ved opvarmning dannes frit As og jernsulfid.

Hvor meget arsen kan der dannes ud fra 1,00 kg FeSAs ?

- 1) Stofferne er FeSAs, As og FeS (jernsulfid).
- 2) Det (uafstemte) reaktionsskema er



Det viser sig heldigvis, at dette skema allerede er afstemt.

- 3) Molmasserne er, ud fra det periodiske system

FeSAs : 162,83 g/mol

FeS: 87,91 g/mol

As: 74,92 g/mol

- 4) Skemaet er

	FeSAs	FeS	As
m (g)			
M (g/mol)			
n (mol)			

Vi kender molmasserne og massen af FeSAs:

	FeSAs	FeS	As
m (g)	1000		
M (g/mol)	162,83	87,91	74,92
n (mol)			

Herefter findes stofmængden (n) for FeSAs:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{162,83 \text{ g/mol}} = 6,14 \text{ mol}$$

og dette indsættes i skemaet:

	FeSAs	FeS	As
m (g)	1000		
M (g/mol)	162,83	87,91	74,92
n (mol)	6,14		

Idet 1 mol FeSAs bliver til 1 mol As og 1 mol FeS (ses ud fra reaktionsskemaet), så kendes stofmængden As.

	FeSAs	FeS	As
m (g)	1000		
M (g/mol)	162,83	87,91	74,92
n (mol)	6,14	6,14	6,14

Vi kan nu finde masserne for As (og for FeS):

$$m = M \cdot n = 74,92 \text{ g/mol} \cdot 6,14 \text{ mol} = 460,00 \text{ g}$$

$$(m = M \cdot n = 87,91 \text{ g/mol} \cdot 6,14 \text{ mol} = 539,77 \text{ g})$$

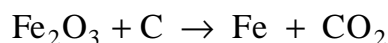
	FeSAs	FeS	As
m (g)	1000	539,77	460,00
M (g/mol)	162,83	87,91	74,92
n (mol)	6,14	6,14	6,14

Ved opvarmning af 1,000 kg FeSAs fås altså 460 g eller 0,460 kg arsen.

Bemærk, at stofmængden n i den nederste linie normalt ikke er det samme gennem hele skemaet. Man skal jo tage hensyn til koefficienterne i reaktionsskemaet.

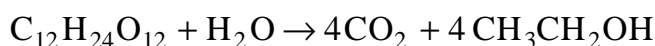
Opgaver

10.1 Jern fremstilles ud fra jernmalm med formlen Fe_2O_3 ved opvarmning med kulstof (C) i en højovn. Det uafstemte reaktionsskema er



- Afstem reaktionsskemaet
- Hvor meget jern kan man få ud fra 1000 kg jernmalm?
Hvor kul skal man bruge hertil?

10.2 Alkohol (ethanol) fremstilles id fra sukker ved følgende gæringsproces:



Hvor meget alkohol kan man fremstille ud fra 1 kg sukker?

10.3 Når svovl afbrændes, reagerer det med oxygen og danner svovldioxid.

Hvor meget svovldioxid dannes der ved afbrænding af 251 g svovl.

10.4 Kedelsten består af calciumcarbonat, som er tungtopløseligt i vand.

Kedelsten kan imidlertid fjernes af syre, f.eks. eddikesyre CH_3COOH .

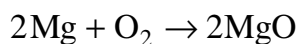
Under reaktionen dannes der calciumacetat ($Ca(CH_3COO)_2$), vand og kuldioxid.

Hvor meget eddikesyre skal der til for at fjerne 10 g kedelsten?

10.5 Ved analyse af en kemisk forbindelse af kobber og oxygen finder man, at 4,48 g af stoffet indeholder 3,98 g kobber og 0,50 g oxygen. Hvad er stoffets formel, og hvad hedder det?

(Vink: Bestem stofmængderne af kobber og oxygen)

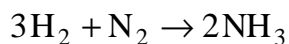
10.6 Metallet magnesium kan brænde i luft. Derved foregår reaktionen:



Hvor meget oxygen skal der bruges til at afbrænde 5 g magnesium?

Hvor meget magnesiumoxid dannes der?

10.7 Ammoniak produceres industrielt ved reaktionen



Hvor meget hydrogen skal der til for at fremstille 1 kg ammoniak?

Hvor meget nitrogen skal der bruges, og hvor kan man lettest få denne nitroen fra?

10.8 Calciumchlorid i opløsning giver bundfald, når det blandes med en sølvnitrat-opløsning.

a) Opskriv reaktionskemaet.

b) Hvor meget sølvchlorid dannes der ud fra 1,00 g sølvnitrat?

11. Opløsningers koncentration

Koncentrationen af en opløsning er et mål for opløsningens styrke. Her kunne man bruge massen af det opløste stof pr. liter opløsning, men det viser sig at være meget bekvent at bruge den *molare koncentration*. Den molare koncentration er stofmængde opløst stof pr. liter opløsning. Enheden herfor er mol/L (mol pr. liter) eller M (molær).

Kaldes koncentrationen for c , stofmængden for n og rumfanget for V , så gælder

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

Eksempel

2,4 liter saltvand indeholder 52,8 g natriumchlorid. Hvad er opløsningens koncentration?

Først og fremmest findes NaCl's molmasse:

$$M = 22,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Herefter findes stofmængden:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{52,8 \text{ g}}{58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,903 \text{ mol}$$

Koncentrationen er altså

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,903 \text{ mol}}{2,4 \text{ L}} = 0,376 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,376 \text{ M}$$

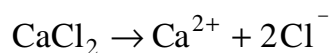
Saltvandet er altså en 0,376 M opløsning af natriumchlorid.

I en opløsning forekommer der ofte mange forskellige stoffer og ioner i forskellig koncentration. For at skelne mellem disse anvender man symbolet []. Således betegner $[\text{Na}^+]$ koncentrationen af natrium-ioner.

Eksempel

1 mol CaCl_2 opløses i 1 liter vand, således at koncentrationen af calciumchlorid bliver 1 M. Hvad er $[\text{CaCl}_2]$, $[\text{Ca}^{2+}]$ og $[\text{Cl}^-]$?

Når calciumchlorid opløses, så foregår reaktionen

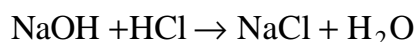


Dette betyder, at opløsningen indeholder 1 mol Ca^{2+} -ioner og 2 mol Cl^- , og intet CaCl_2 . Dvs.

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1\text{M} \quad , \quad [\text{Cl}^-] = 2\text{M}, \quad [\text{CaCl}_2] = 0\text{M}.$$

Eksempel

Natriumhydroxid (natronlud) er en base, og hydrogenchlorid opløst i vand en syre (saltsyre). Disse to stoffer kan neutraliseres af hinanden, dvs. undergå reaktionen



En opløsning af NaOH har en ukendt koncentration. 20,0 mL af denne opløsning neutraliseres af 19,65 mL saltsyre, med en koncentration på 0,100 M. Hvilken koncentration havde natriumhydroxid-opløsningen?

Ud fra reaktionsskemaet ses, at 1 mol NaOH reagerer med et mol HCl. Det anvendte rumfang saltsyre indeholder

$$n = c \cdot V = 0,100 \text{ M} \cdot 19,65 \text{ mL} = 1,965 \text{ mmol saltsyre.}$$

Dette betyder, at stofmængden af NaOH også er 1,965 mmol. Koncentrationen er derfor

$$c = \frac{n}{V} = \frac{1,965 \text{ mmol}}{20,0 \text{ mL}} = 0,0983 \text{ M}$$

Opgaver

- 11.1** Hvor meget natriumbromid skal der bruges til at fremstille 200 mL NaBr opløsning med en koncentration på 0,25 M?
- 11.2** Hvor store er $[\text{K}^+]$, $[\text{CO}_3^{2-}]$ og K_2CO_3 i en 0,32 M kaliumcarbonat-opløsning?
- 11.3** Magnesiumoxid bruges ofte som til at neutralisere mavesyre, som i det store og hele er fortyndet saltsyre.
- a) Opskriv reaktionsskemaet (der dannes vand og magnesiumchlorid).
En pille magnesiumoxid indeholder 200 mg MgO. Mavesyre antages at være saltsyre med en koncentration på 0,050 M.
- b) Hvor meget mavesyre kan pillen neutralisere?

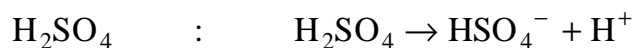
12. Syrer og baser

To vigtige grupper af kemiske stoffer er *syrerne* og *baserne*.

En syre er et stof, der kan afgive en H^+ -ion

En base er et stof, der kan optage en H^+ -ion

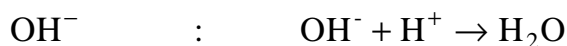
Her er nogle eksempler på syrer, sammen med den relevante *syrereaktion*:



(Vi siger, at H_2SO_4 er en *divalent syre*, da den kan fraspalte to hydrogenioner)



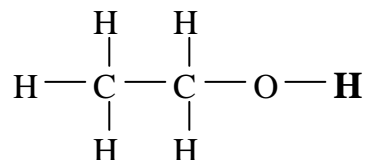
Her er nogle baser og basereaktioner:



Bemærk, at H_2O både kan reagere som syre og base. Dette kaldes en *amfolyt*. Andre amfolytter er NH_3 og ionen HS^- .

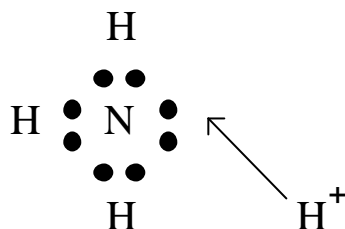
Generelt gælder, at et kan optræde som syre, hvis det indeholder hydrogen, som er bundet til oxygen, nitrogen, svovl eller et halogen. Hydrogenatomer bundet til kulatomer vil normalt aldrig kunne fraspaltes.

Betragt eksempelvis ethanol:



Her er det kun det markerede hydrogenatom, der kan fraspaltes og give syreadfærd.

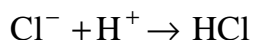
Baser er stoffer, der har et frit elektronpar. Dette er nemlig et ganske godt sted for en H^+ -ion at slå sig ned. Et eksempel er ammoniak:



Basereaktionen er $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$.

Positive ioner er aldrig baser, idet en positiv ion vil frastøde den positive H^+ -ion.

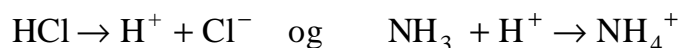
Bemærk, at når en syre fraspalter en hydrogenion, så er den såkaldte *syrerest* en base. Eksempelvis har syren HCl syreresten Cl^- , der er en base:



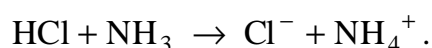
Vi taler om *korresponderende syrer og baser*, eller om *syre-base-par*.

Hydrogenionen H^+ kan aldrig optræde alene. En syrereaktion vil derfor altid foregå samtidigt med en basereaktion, og vi taler derfor om syre/base-reaktioner.

Som eksempel kan vi betragte reaktionen mellem HCl og NH_3 . De to delreaktioner er



som sættes sammen til syre/basereaktionen



Opgaver

12.1 Nævn nogle stoffer fra dagligdagen, der er syrer eller baser.

12.2 Hvilke af nedenstående stoffer **kan** være syrer og/eller baser

- | | | |
|----------------|----------------|-------------|
| a) HNO_3 | b) CH_3COOH | c) N_2H_4 |
| d) NH_4^+ | e) Cu^{2+} | f) H_2S |
| g) H^- | h) CH_4 | i) O^{2-} |
| j) $H_2PO_4^-$ | k) CO_3^{2-} | l) HF |

13. pH og syrestyrke

pH er et mål for en opløsnings surhed. Opløsninger med pH på 0 er meget sure, mens opløsninger med pH på 7 er neutrale, som rent vand. Meget basiske opløsninger kan have en pH på op til 14.

pH har noget at gøre med koncentrationen af 'syre-ionen' H^+ . Uheldigvis eksisterer denne ion ikke frit. I vandige opløsninger vil den i stedet være gået sammen med et vandmolekyle og have dannet *oxonium-ionen*, H_3O^+ . Vi skal derfor have fat i koncentration af H_3O^+ .

Hvis $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M, så siger vi, at $pH = 7$.

Hvis $[H_3O^+] = 10^{-2}$ M, så siger vi, at $pH = 2$

Hvis $[H_3O^+] = 10^{-0}$ M, så siger vi, at $pH = 0$

Hvis $[H_3O^+] = 10^{-10}$ M, så siger vi, at $pH = 10$, osv.

Generelt gælder formelen:

$$pH = -\log([H_3O^+])$$

men den er lidt mystisk. Den bruges på lommeregneren **TI-30x**, som følger:

$[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-4}$ M. Hvad er pH ?

Tast:

$\boxed{2}$ \boxed{EE} $\boxed{4}$ $\boxed{+/-}$ $\boxed{\log}$ $\boxed{+/-}$

og man ser, at $pH \approx 3,70$.

$pH = 9,52$. Hvad er $[H_3O^+]$?

Tast:

$\boxed{9}$ $\boxed{\cdot}$ $\boxed{5}$ $\boxed{2}$ $\boxed{+/-}$ $\boxed{2nd}$ $\boxed{\log}$

og man får $[H_3O^+] = 3,02 \cdot 10^{-10}$ M.

En syre kaldes *stærk*, hvis den meget gerne vil af med H^+ -ionen. F.eks.



Her er HCl en stærk syre, så alle HCl-molekylerne vil, under de rette omstændigheder (f.eks. i vandig opløsning) være splittet ad i ioner.

Den tilsvarende base, Cl^- , er naturligvis en svag base, idet den meget nødt vil optage en H^+ og blive til HCl

En syre kaldes *svag*, hvis den helst ikke vil afgive H^+ -ionen. Et eksempel herpå er eddikesyre, CH_3COOH . Den tilsvarende base, CH_3COO^- , er derfor en stærk base - den vil jo gerne have en H^+ -ion.

I syre/base-reaktioner kan reaktionen principielt løbe begge veje, f.eks.



Her er tommelfingerreglen, at

reaktionen vil løbe fra den stærkeste syre til den svageste syre.

I ovenstående reaktion er HCl en stærk syre, mens NH_4^+ er en svagere syre. Reaktionen vil derfor gå imod højre.

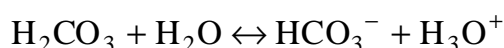
Som et mål for syrestyrke har man indført størrelsen pK_s . Definitionen af denne størrelse er kompliceret, men der gælder følgende regler:

- 1) Jo lavere pK_s er, jo stærkere er syren.
- 2) Hvis to syreopløsninger har samme koncentration, så vil syren med lavest pK_s have den sureste opløsning.

pK_s for en række udvalgte syrer kan ses på næste side.

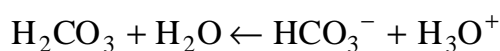
Eksempel

Betragt syre/base-reaktionen:



De to syrer er kulsyre, H_2CO_3 , med $pK_s = 6,4$, og H_3O^+ , med $pK_s = 0$.

Det ses, at H_3O^+ er den stærkeste syre, dvs. reaktionen vil gå imod venstre:



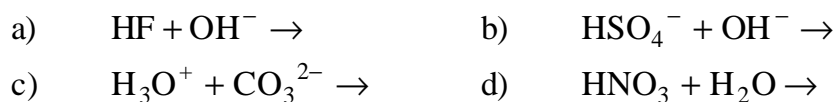
Nærlæser man syrestyrketabellen, vil man opdage, at aluminium er en syre!

Dette skyldes, at aluminiumionen Al^{3+} , når den opløses i vand, hydrateres. Der sætter sig en masse vandmolekyler omkring ionen, og man får ionen $Al(H_2O)_6^{3+}$.

Denne ion er en syre

Opgaver

13.1 Gør nedenstående syre/base-reaktioner færdige. Syren er nævnt først:



13.2 Undersøg i reaktionerne i opgave 1, hvilke stoffer, der optræder som syrer, og dernæst, hvilke styrker syrerne har. Bestem endelig, om reaktionen går til højre eller til venstre.

13.3 For meget stærke syrer kan man regne med, at alle syremolekylerne har fraspaltet hydrogenionerne.

Beregn *pH* for følgende opløsninger

- a) En 0,3 M opløsning af HCl.
 b) En 0,003 M opløsning af HNO₃
 c) En 0,1 M opløsning af H₂SO₄. (OBS. Der er to hydrogenioner).

Nogle syrestyrker

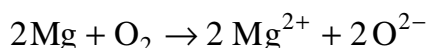
syre	pK_s	syre	pK_s	syre	pK_s
HCl	-7	HF	3,2	NH ₄ ⁺	9,24
H ₂ SO ₄	-3	HNO ₂	3,4	Zn(H ₂ O) ₄ ²⁺	9,6
HNO ₃	-1,3	CH ₃ COOH	4,76	HCO ₃ ⁻	10,3
H ₃ O ⁺	0	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	4,9	HPO ₄ ²⁻	12,4
H ₂ SO ₃	1,8	H ₂ CO ₃	6,4	HS ⁻	12,9
HSO ₄ ⁻	1,9	H ₂ S	7,0	H ₂ O	14
H ₃ PO ₄	2,1	H ₂ PO ₄ ⁻	7,2	OH ⁻	24
Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	2,2	HSO ₃ ⁻	7,3		

14. Redox-reaktioner

En meget vigtig type af reaktioner er *redox-reaktionerne*. Ordet redox er en sammentrækning af *reduktion* og *oxidation*. I en redoxreaktion foregår der altid en overførelse af elektroner fra et stof til et andet.

Eksempel

Når magnesium brænder, så sker der følgende reaktion:



Her er der overført to elektroner fra hvert magnesiumatom til hver oxygenatom.

Vi siger, at magnesium er blevet *oxideret*, idet det har afgivet elektroner.

Oxygen er blevet *reduceret*, idet det har modtaget elektroner.

Alle forbrændingsreaktioner er redoxreaktioner.

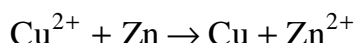
De vigtigste redoxreaktioner foregår mellem metaller. Lad os lave følgende to eksperimenter:

- I: I et reagensglas med en CuSO_4 -opløsning hældes der zink-stykker ned.
- II: I et reagensglas med en ZnSO_4 -opløsning hældes der kobber-stykker ned.

I det første eksperiment dækkes zink-stykkerne hurtigt af et rødbrunt lag. Undersøger man sagen nærmere, ser man, at laget faktisk er metallisk kobber.

I det andet eksperiment sker der ingenting.

Reaktionen i det første forsøg er, på ion-form



- kobber(II)ionen er blevet reduceret, og zink er blevet oxideret.

Begge forsøg viser, at kobber hellere vil være metal end zink, eller at det er lettere at reducere kobberioner end zinkioner.

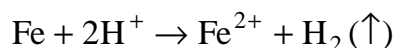
Generelt viser det sig, at alle metallerne kan ordnes efter villighed til at være metal - denne orden kaldes, at årsager, vi ikke vil komme ind på her, for metallernes spændingsrække. Den er, for de vigtigste metaller:

K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt

Dette betyder, at blander vi f.eks. metallisk magnesium med en sølvsalt-opløsning, så vil magnesiumet opløses og metallisk sølv vil udfældes.

Blander vi metallisk sølv med en opløsning af et magnesiumsalt, så sker der intet.

Bemærk, at gasarten hydrogen indgår i spændingsrækken. Dette skal fortolkes som, at hælder man jern i en syre, som indeholder H^+ -ioner, så vil reaktionen



forløbe. Jern kan altså opløses af syre.

Metallerne til højre for hydrogen, dvs. Cu, Hg, Ag, Au og Pt, opløses ikke af syre og kaldes *ædelmetaller*.

Metallerne længst til venstre i spændingsrækken vil meget gerne opløses af selv meget svage syrer, f.eks. vand. Det velkendte forsøg, hvor man hælder natrium i vand, og hele molevitten sprutter lystigt, er et eksempel herpå.

Opgaver

14.1 Angiv i nedenstående reaktioner, om der sker noget eller ej. Hvis der sker noget, så opskriv der afstemte reaktionsskema.

- a) Kobber(II)sulfat-opløsning og aluminium
- b) Aluminiumsulfat-opløsning og zink-stykker
- c) Natrium i saltsyre
- d) Kaliumsulfat-opløsning og guld
- e) Aluminium hældes i salpetersyre
- f) Kviksølv hældes i svovlsyre

Facitliste

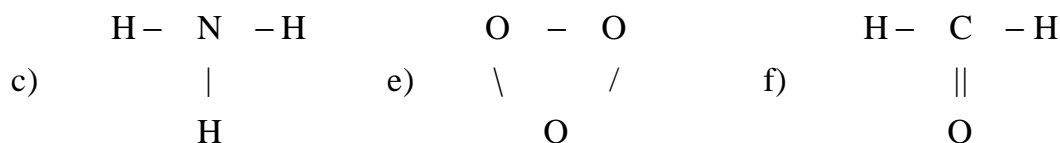
1.1 Na, Mg, Al, K, Ca, Fe, Cu, Ag, Ba, Au

1.3 a) 2C, 4H, 2O b) 2Na, 1C, 3O c) 2Na, 1S, 4O
 d) 2Al, 3O e) 2Al, 3S, 12O f) 6C, 8H, 7O

2.1 2-8-2 **2.2** $1,2 \cdot 10^{57}$ **2.3** $3,0 \cdot 10^{25}$

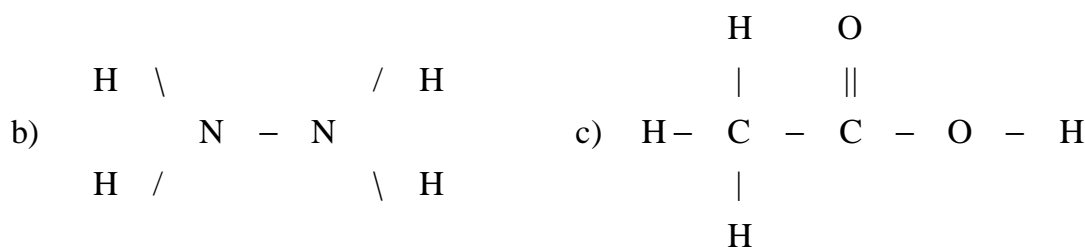
3.1 a) 5. per, 1. HG b) 1. per, 8. HG c) 4. per, 6. HG
 d) 7. per, 1. HG e) 6. per, Lanth. f) 7. per, Actin.
 g) 4. per, 7. HG h) 6. per, Undergrp i) 4. per, 5. HG

5.1 a) H-I b) O=C=O d) H-O-Cl g) H-O-O-H



(elektronprikformlerne udelades)

5.2 a) H-F d) H-C≡N e) S=C=S



5.4 a) chlordioxid b) iodtrichlorid c) phosphortrichlorid
 d) kuldisulfid e) selendioxid f) dinitrogentrioxid
 g) kulmonoxid h) kuldioxid i) diphosphorpentoxid
 j) svovlhexaflourid k) hydrogenchlorid
 g, i, j opfylder ikke oktetreglen.

6.1 a) magnesiumchlorid b) sølvnitrat c) lithiumcarbonat
 d) calciumsulfid e) calciumsulfat f) jern(II)hydorgenphosphat
 g) calciumsulfid h) chrom(II)chlorid i) chrom(III)chlorid
 j) natriumchlorit k) kobber(II)oxid l) kobber(I)oxid

6.2 a) MgBr₂ b) Ag₂S c) Al₂(SO₄)₃ d) Ba₃(PO₄)₂
 e) AuNO₃ f) KCN g) NaOH h) (NH₄)₂CO₃
 i) FePO₄ j) CuO k) Cu₂O l) CuSO₄
 m) Al₂(CO₃)₃ n) KClO₃

6.3 a) ion: bariumcarbonat b) cov: hydrogenchlorid c) ion: natriumchlorid
 d) ion: ammoniumchlorid e) cov: nitrogentrichlorid f) cov: bortriflourid

7.1 a) $\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ b) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ICl}$
 c) $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SiO}_2 + 4\text{HCl}$ d) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
 e) $\text{Sb}_2\text{O}_5 + 2\text{OH}^- + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Sb}(\text{OH})_6^-$ f) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2(\uparrow)$

- g) $4\text{H}^+ + 4\text{Cl}^- + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$
 h) $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$
 j) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
 l) $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- i) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
 k) $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 m) $2\text{Fe} + 3\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 7.2** a) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ b) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
 c) $2\text{Fe} + 3\text{S} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3$ d) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 e) $2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ f) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 g) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ h) $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$
 i) $2\text{Na} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{NaF}$
- 7.3** a) $\text{Ca} + \text{I}_2 \rightarrow \text{CaI}_2$ b) $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
 c) $2\text{Na} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{NaBr}$ d) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- 8.1** AgBr eller sølvbromid $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}(\downarrow)$
8.2 ZnS eller zink(II)sulfid $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}(\downarrow)$
- 8.3** a) Der udfældes magnesiumcarbonat og calciumcarbonat.
 b) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MgCO}_3(\downarrow)$ og $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3(\downarrow)$
 c) Calciumsulfat udfældes, men magnesiumsulfat er opløseligt, så Mg-ionerne fjernes ikke.
- 9.1** a) 233,40 g/mol b) 44,01 g/mol c) 60,05 g/mol
 d) 374,20 g/mol e) 111,02 g/mol f) 205,96 g/mol
 g) 186,21 g/mol h) 144,11 g/mol i) 591,88 g/mol
- 9.2** 0,555 mol **9.3** 6,708 g **9.4** 102,24 g
- 9.5** 55,49 mol
- 10.1** a) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ b) 699 kg jern, 112,8 kg kul
- 10.2** 511,5 g **10.3** 501,5 g **10.4** 11,95 g
- 10.5** Cu_2O **10.6** 3,48 g oxygen; 8,48 g MgO
- 10.7** 177,8 g hydrogen; 822,2 g nitrogen; fra atmosfæren
- 10.8** a) $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}$ b) 843,6 mg
- 11.1** 5,14 g **11.2** 0,64 M; 0,32 M; 0 M
- 11.3** a) $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ b) 198,35 mL
- 12.2** a) s b) s, bc) s, b d) b e) - f) s, b
 g) b h) - i) b j) s, b k) b l) s, b
- 13.1** a) $\text{HF} + \text{OH}^- \rightarrow \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$ b) $\text{HSO}_4^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^-$ d) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- 13.2** a) sbbs, højre b) sbbs, højre c) sbbs, venstre d) sbbs, højre
- 13.3** a) 0,52 b) 2,52 c) 0,70

- 14.1 a) $3\text{Cu}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Cu} + 2\text{Al}^{3+}$ b, d, f) intet
c) $2\text{Na} + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{H}_2$ e) $2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$

A. Identifikation af negative ioner

Formål

Formålet med denne øvelse er at undersøge *fældningsreaktioner* for forskellige negative ioner. Disse reaktioner anvendes så til at identificere et par ukendte stoffer.

De negative ioner, der skal undersøges, er



Udførelse:

- a) Der udleveres 5 opløsninger, nemlig af
- | | | | |
|----|-----------------|----|----------------|
| A: | natriumsulfat | B: | natriumnitrat |
| C: | natriumcarbonat | D: | natriumchlorid |
| E: | natriumhydroxid | | |

For hver enkelt af disse opløsninger udføres følgende forsøgsrække:

- 1) Måling af opløsningens pH ved hjælp af pH-strimler
- 2) Tilsætning af et par dråber bariumchlorid (BaCl_2)
- 3) Tilsætning af et par dråber sølvnitrat (AgNO_3)
- 4) Tilsætning af et par dråber kobber(II)sulfat (CuSO_4)
- 5) Tilsætning af et par dråber salpetersyre (HNO_3)

Dette foregår naturligvis i hvert sit reagensglas.

Mellem hvert delforsøg hældes indholdet af reagensglassene ud i vasken, og reagensglassene skylles i demineraliseret vand.

- b) De samme 5 forsøg gentages, men i stedet for en udleveret saltopløsning anvendes postevand!
- c) Der udleveres i alt tre ukendte stoffer, X, Y og Z. Disse skal, vha. de 5 småforsøg, identificeres!

Rapporten:

Rapporten skal indeholde det udleverede observationsskema i udfyldt stand. Endvidere skal følgende spørgsmål besvares:

- 1) Skriv formlerne for hver af de 5 stoffer A-E.
- 2) Skriv reaktionsligningerne for hver af de reaktioner, hvor der observeres bundfældning eller gasudvikling. Brug den reducerede form for reaktionsskema uden tilskuerioner.
- 3) Forklar, hvorledes du har identificeret stofferne X, Y og Z. Var nogle af dine tests overflødige?

- 4) Hvilke negative ioner indeholder postevand mon? Hvorfor bruger man i kemilaboratoriet demineraliseret vand og ikke postevand?

B. Soda og bagepulver

Formål

Formålet med denne rapport er at

- bestemme antallet af vandmolekyler i soda (natriumcarbonat)
- undersøge, hvad der sker ved opvarmning af bagepulver (natriumhydrogencarbonat)

Teori

Soda, eller natriumcarbonat, indeholder vandmolekyler, det såkaldte *krystalvand*. Dette vand kan fjernes ved opvarmning af sodaen, hvorved der kan måles et massetab. Dette massetab kan bruges til at bestemme vandindholdet i soda.

Bagepulver, eller natriumhydrogencarbonat, bruges som hævemiddel i bagværk. Ved opvarmning af bagepulveret frigives der nemlig bl.a. kuldioxid, som gør bagværket luftigt. Med hvad dannes der ellers?

Udførelse

Opvarmning af soda

- En ren og tør digel vejes og massen nedskrives.
- Ca. 2 g krystallinsk soda placeres i digelen. Digel og stof vejes. Man behøver **ikke** at afveje nøjagtigt 2,000 g, men blot aflæse vægten nøjagtigt med 2-3 decimaler.
- Digelen placeres på et asbestnet på en trefod. Digelen opvarmes i ca. 7-8 minutter. Observer, hvad der sker! Pas på, sodaen ikke 'sprutter' - dette sker ved for pludselig opvarmning.
- Lad digelen afkøle lidt og bestem massen på vægten.
- Digelen opvarmes i ca. 2 minutter, og punkt d) gentages.
- Når digelen ikke taber mere masse efter gentagelse af punkt e) og d) - dvs. ændring på under 0,01 g, nedskrives massen af digel + tørt stof i skemaet.
- Efter afkøling af digelen hældes stoffet ud i vasken, og digelen renses og tørres.

Opvarmning af bagepulver

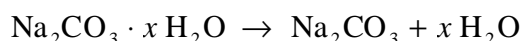
Dette forsøg forløber ganske som med sodaen. Brug ca. 2 g bagepulver.

Spørgsmål til rapporten

Opvarmning af soda

- Opskriv formelen for soda (natriumcarbonat)
- Bestem massen af den fordampede vand, og angiv procentindholdet af vand i krystallinsk soda.

Reaktionsskemaet for opvarmningen kan skrives som



hvor x er et ukendt helt tal, som skal bestemmes.

- Udfyld nedenstående beregningskema for reaktionen

Stof	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$	Na_2CO_3	H_2O
m (mg)	xxx		
M (mg/mmol)	xxx		
n (mmol)	xxx		

(Bemærk enhederne!)

- Find x som forholdet mellem de to stofmængder, og fortolk resultatet. (Afrund evt. Til nærmeste hele tal).

Opvarmning af bagepulver

Ved opvarmningen vil både vand og kuldioxid fordampe. Man kan forestille sig tre forskellige reaktioner:

- $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CO}_2$

- Afstem de tre reaktionsskemaer.
- Beregn molmassen for natriumhydrogencarbonat, og beregn dernæst stofmængden for den mængde bagepulver, du startede med.
- Forudsig for hver af de tre reaktioner, hvor meget tørt stof, der vil blive tilbage. Lav selv beregningskemaer.
- Hvilken reaktion passer bedst med dine målinger?

C. Titrering af eddikesyre og ascorbinsyre

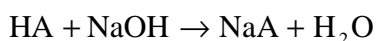
Formål:

Formålet med denne øvelse er at bestemme

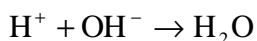
- eddikesyreindholdet i almindelig husholdningseddike,
- bestemme ascorbinsyreindholdet i C-vitamintabletter.
(C-vitamin kaldes også ascorbinsyre).

Teori:

Der titreres med en NaOH-opløsning af en kendt koncentration. Herved neutraliseres syren efter følgende reaktion:



eller på ionform:



(ionerne H^+ og A^- er tilskuerioner, A er en forkortelse for *syreresten*).

Som indikator anvendes phenolphthalein - denne er farveløs i sur opløsning, men rød i basisk opløsning. Opløsningen vil derfor skifte farve fra farveløs til rød netop når al syren er neutraliseret.

Eddikesyre har formelen CH_3COOH , og ascorbinsyre har formelen $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

Udførelse:

Eddikesyre

Det udtages 1,00 ml husholdningseddike med en automatpipette. Eddiken placeres i en konisk kolbe, fortyndes med demineraliseret vand til ca. 50 ml, og der tilsættes 5 dråber phenolphthalein.

En burette med 0,100 M NaOH klargøres.

Der titreres langsomt og under svag omrøring (omrystning) med NaOH indtil indikatoren skifter farve. Det ved farveskiftet brugte volumen NaOH skrives ned på det udleverede måleskema.

Det anbefales at dryppe ca. 0,5 ml NaOH i ad gangen indtil det røde farveskifte bliver ved i et stykke tid - og herefter dryppe 0,1 ml i ad gangen indtil permanent farveskifte - det såkaldte ækvivalenspunkt.

Denne titrering foretages i alt 3 gange - eventuelt kan man lade den første titrering være en orienterende titrering. Gennemsnittet udregnes for de titreringer, der lykkedes.

Ascorbinsyre

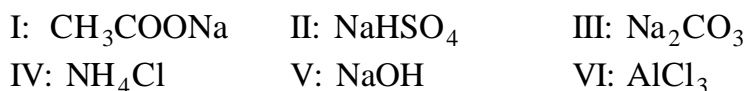
5 stk. C-vitamintabletter pulveriseret forsigtigt i en morter og skylles forsigtigt over i et bæger med demineraliseret vand, således at rumfanget bliver i alt 30 ml. Der tilsættes 5 dråber phenolphthalein til bægeret, hvorpå titreringen udføres nøjagtigt som ved eddikesyren.

Dette gennemføres også i alt 3 gange.

D. *pH* i vandige opløsninger af salte

Formål:

I denne rapport skal der undersøges opløsninger af nedenstående 6 salte:



Endvidere skal der undersøges forskellige former for *pH*-målinger, og disse metoders anvendelighed skal sammenlignes.

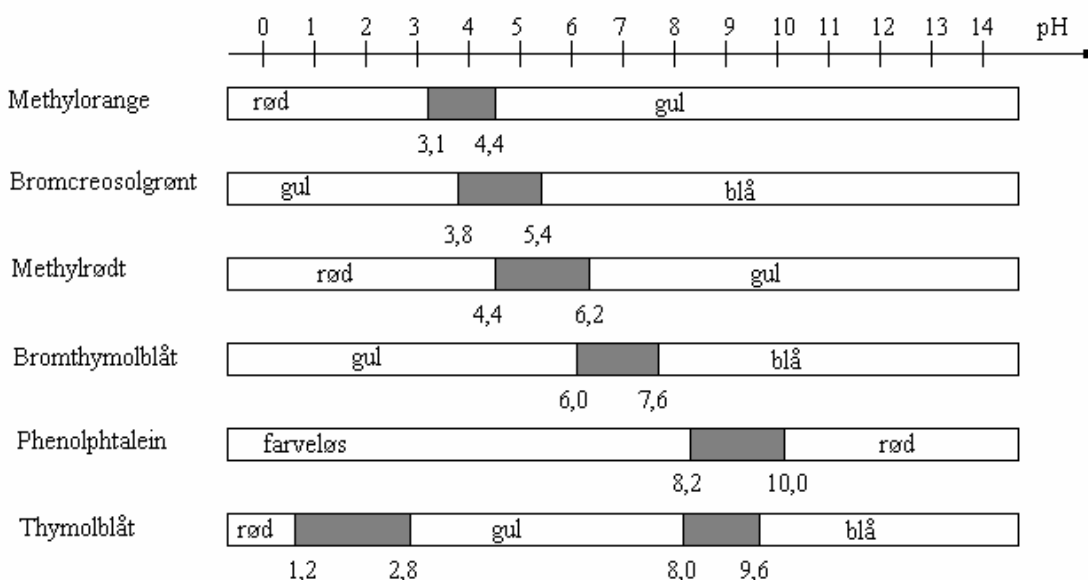
Udførelse og databehandling

Der udleveres 6 0,1M opløsninger af ovennævnte salte. Disse er mærket med tallene fra 1 til 6 i tilfældig rækkefølge.

a) Måling af *pH* med indikatorer

Til lidt af hver af opløsningerne tilsættes et par dråber farveindikator. Der anvendes i alt 6 indikatorer, nemlig methylorange, bromcreosolgrønt, methylrødt, bromthymolblåt, phenolphthalein og thymolblåt. Blandingens farve noteres i skema 1.

I figuren nedenfor er angivet de seks indikatorers farver og omslagsområder.



Ud fra disse indikatorer bestemmes nu et talinterval, hvori *pH* kan ligge. F.eks. hvis opløsningen farver methylorange rent gul, så vil *pH* være over 4,4. Hvis en ny portion af opløsningen farver bromthymolblåt gult, så er *pH* mindre end 6,0. *pH* ligger derfor i intervallet 4,4 - 6,0.

Bestem ud fra disse målinger et så snævert som muligt pH -interval for hver af de seks målinger.

b) Bestemmelse af pH vha. universalindikatorpapir

Med spatel overføres en dråbe af opløsningen til universalindikatorpapir. Ved sammenligning med farveskalaen på papiret kan pH nu bestemmes.

c) Bestemmelse vha. et pH -meter

Efter at have justeret et pH -meter kan det bruges til at måle pH direkte på alle 6 opløsninger.

Dette gøres ganske simpelt ved at dyppe elektroden ned i opløsningen og derefter aflæse pH på displayet.

d) Identifikation af stofferne

1) Alle stofferne er ionforbindelser. Nedskriv for hvert af stofferne ionerne.

Det oplyses, at ionen Al^{3+} reagerer med vand og danner ionen $Al(H_2O)_6^{3+}$.

2) Hvilke af ionerne i de 6 forskellige salte optræder som syrer, og som baser? (Man kan tillade sig at se bort fra Cl^- -ionen). Hvilke syrer kan der dannes ved ionernes reaktion med vand?

3) Vurdér, hvilken af de 6 opløsninger der har den laveste pH , hvilken der har den næstlaveste, osv.

4) Find ud af, ud fra resultatet i sp. 3 og pH -målingerne, hvilket stof, der er i hvilken opløsning.

e) Vurderinger af pH -målinger

Metoden i c) (pH -metret) er den nøjagtigste. Vurdér nøjagtigheden af de to andre metoder (i a) og b)).

I rapporten ønskes en besvarelse af spørgsmålene i d) og e), samt en udførlig forklaring af, hvorledes pH -intervallerne i a) bestemmes. Husk også en konklusion.

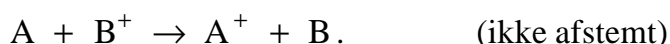
E. Spændingsrækken

Formål:

Formålet med denne øvelse er at undersøge spændingsrækken og at indplacere nogle metaller i denne række.

Udførelse:

Alle forsøgene er stort set ens: Metallet A placeres i en opløsning indeholdende ioner af metallet B. Sker der intet, så ligger A til højre for A i spændingsrækken. Udfældes metallet B, og går metallet A i opløsning, så sker der reaktionen:



1. forsøg:

Her skal metallerne Mg, Pb, Zn, Cu og Al undersøges. Hvert metal placeres i en opløsning af de fire andre metaller, hvorefter en evt. reaktion iagttages. Sæt + i observationsskemaet, hvis der iagttages en reaktion, og sæt -, hvis der ingen reaktion er.

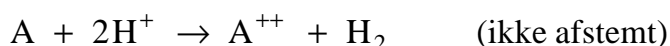
Det er vigtigt, at metallet er helt rent, før det placeres i opløsningen. Rens evt. metallet med ståluld.

2. forsøg:

Vi har desværre ikke rent Na eller Ag, men vi kan alligevel indplacere disse to metaller i spændingsrækken ved at dykke de andre 5 metaller i Na- og Ag-opløsninger. Sæt +/- i observationsskemaet.

3. forsøg:

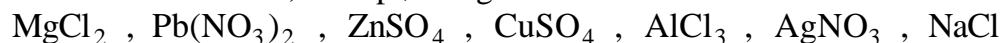
Hydrogen kan også placeres i spændingsrækken. Dette gøres ved at placere de 6 metaller i en syre - hvis metallet ligger til venstre for H i spændingsrækken, så sker reaktionen



dvs. metallet opløses, og der udvikles gassen hydrogen.

Anvendte reagenser:

De anvendte metalsalte er 0,1 M opløsninger af



Som syre anvendes en 0,1M opløsning af HCl.

Databehandling:

- Indplacér stofferne Na, Ag, H, Cu, Mg, Al, Cu og Pb i spændingsrækken.
- Opskriv reaktionsskemaerne for de reaktioner, hvor der faktisk sker noget. Afstem disse reaktionsskemaer.
- Hvilke forsøg ville du foretage for at indplacere metallet Co (kobolt) i spændingsrækken? Hvor få forsøg er nødvendige?

Grundstofferne

Z	navn	sym- bol	mol- masse	Z	navn	sym- bol	mol- masse
1	Hydrogen	H	1,01	39	Yttrium	Y	88,91
2	Helium	He	4,00	40	Zirconium	Zr	91,22
3	Lithium	Li	6,94	41	Niobium	Nb	92,91
4	Beryllium	Be	9,01	42	Molybdæn	Mo	95,94
5	Bor	B	10,81	43	Technetium	Tc	97
6	Kul	C	12,01	44	Ruthenium	Ru	101,07
7	Nitrogen	N	14,01	45	Rhodium	Rh	102,91
8	Oxygen	O	16,00	46	Palladium	Pd	106,40
9	Flour	F	19,00	47	Sølv	Ag	107,87
10	Neon	Ne	20,18	48	Cadmium	Cd	112,40
11	Natrium	Na	22,99	49	Indium	In	114,82
12	Magnesium	Mg	24,31	50	Tin	Sn	118,69
13	Aluminium	Al	26,98	51	Antimon	Sb	121,75
14	Silicium	Si	28,09	52	Tellur	Te	127,60
15	Phosphor	P	30,97	53	Iod	I	126,90
16	Svovl	S	32,06	54	Zenon	Xe	131,30
17	Chlor	Cl	35,45	55	Cæsium	Cs	132,91
18	Argon	Ar	39,95	56	Barium	Ba	137,34
19	Kalium	K	39,10	57	Lanthan	La	138,91
20	Calcium	Ca	40,08	58	Cerium	Ce	140,12
21	Scandium	Sc	44,96	59	Praseodymium	Pr	140,91
22	Titan	Ti	47,90	60	Neodym	Nd	144,24
23	Vanadium	V	50,94	61	Prometium	Pm	145
24	Chrom	Cr	52,00	62	Samarium	Sm	150,4
25	Mangan	Mn	54,94	63	Europium	Eu	151,96
26	Jern	Fe	55,85	64	Gadolinium	Gd	157,25
27	Cobolt	Co	58,93	65	Terbium	Tb	158,93
28	Nikkel	Ni	58,71	66	Dysprosium	Dy	162,50
29	Kobber	Cu	63,55	67	Holmium	Ho	164,93
30	Zink	Zn	65,38	68	Erbium	Er	167,26
31	Gallium	Ga	69,72	69	Thulium	Tm	168,93
32	Germanium	Ge	72,59	70	Ytterbium	Yb	173,04
33	Arsen	As	74,92	71	Lutetium	Lu	174,97
34	Selen	Se	78,96	72	Hafnium	Hf	178,49
35	Brom	Br	79,90	73	Tantal	Ta	180,95
36	Krypton	Kr	83,80	74	Wolfram	W	183,85
37	Rubidium	Rb	85,47	75	Rhenium	Re	186,21
38	Strontium	Sr	87,62	76	Osmium	Os	190,2

Z	navn	sym- bol	mol- masse	Z	navn	sym- bol	mol- masse
77	Iridium	Ir	192,22	94	Plutonium	Pu	244
78	Platin	Pt	195,09	95	Americium	Am	-
79	Guld	Au	196,97	96	Curium	Cm	-
80	Kviksølv	Hg	200,59	97	Berkelium	Bk	-
81	Thallium	Tl	204,37	98	Californium	Cf	-
82	Bly	Pb	207,19	99	Einsteinium	Es	-
83	Vismuth	Bi	208,98	100	Fermium	Fm	-
84	Polonium	Po	209	101	Mendelevium	Md	-
85	Astat	At	210	102	Nobelium	No	-
86	Radon	Rn	222	103	Lawrencium	Lr	-
87	Francium	Fr	223	104	Rutherfordium	Rf	-
88	Radium	Ra	226	105	Dubnium	Db	-
89	Actinium	Ac	227	106	Seaborgium	Sg	-
90	Thorium	Th	232,04	107	Bohrium	Bh	-
91	Protactinium	Pa	231,04	108	Hassium	Hs	-
92	Uran	U	238,03	109	Meitnerium	Mt	-
93	Neptunium	Np	237,05				

Nogle ioner

NH_4^+	ammonium-	H_3O^+	
	oxonium-		
CN^-	cyanid	OH^-	hydroxid
CO_3^{2-}	carbonat	$\text{S}_2\text{O}_3^{3-}$	thiosulfat
HCO_3^-	hydrogencarbonat	SCN^-	thiocyanat
NO_2^-	nitrat	CrO_4^{2-}	chromat
NO_3^-	nitrit	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dichromat
PO_4^{3-}	fosfat	ClO^-	hypochlorit
HPO_4^{2-}	hydrogenfosfat	ClO_2^-	chlorit
H_2PO_4^-	dihydrogenfosfat	ClO_3^-	chlorat
SO_4^{2-}	sulfat	ClO_4^-	perchlorat
HSO_4^-	hydrogensulfat	BrO_3^-	bromat
SO_3^{2-}	sulfit	IO_3^-	iodat
HSO_3^-	hydrogensulfit	MnO_4^-	permanganat

Opløselighed af salte

Let: Letopløseligt
 Tungt: Tungtopløseligt
 -: Eksisterer ikke

	nitrat	chlorid	bromid	iodid	sulfat
ammonium	Let	Let	Let	Let	Let
natrium	Let	Let	Let	Let	Let
kalium	Let	Let	Let	Let	Let
magnesium	Let	Let	Let	Let	Let
zink	Let	Let	Let	Let	Let
kobber(II)	Let	Let	Let	-	Let
jern(II)	Let	Let	Let	Let	Let
jern(III)	Let	Let	Let	-	Let
calcium	Let	Let	Let	Let	Tungt
barium	Let	Let	Let	Let	Tungt
bly	Let	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt
sølv	Let	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt

	carbonat	hydroxid	sulfid	phosphat	
ammonium	Let	-	Let	Let	
natrium	Let	Let	Let	Let	
kalium	Let	Let	Let	Let	
magnesium	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
zink	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
kobber(II)	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
jern(II)	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
jern(III)	-	Tungt	Tungt	Tungt	
calcium	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
barium	Tungt	Let	Tungt	Tungt	
bly	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	
sølv	Tungt	Tungt	Tungt	Tungt	