

Noter til

Kemi C

Jonas Niemann

Udstyrsoversigt



Konisk
kolbe



Rundbundet
kolbe



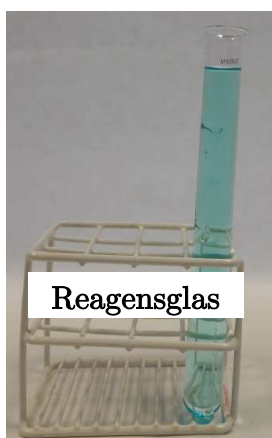
Bægerglas



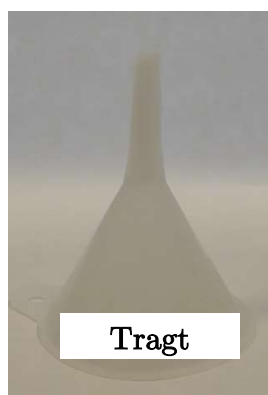
Måleglas



Målekolbe



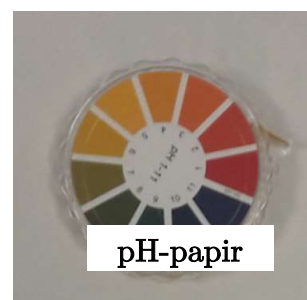
Reagensglas



Tragt



Petriskål



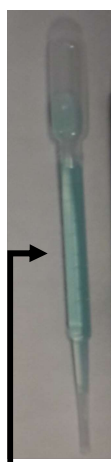
pH-papir



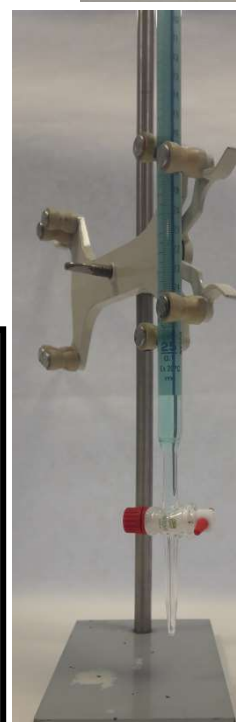
Spatler



Magnetomrører



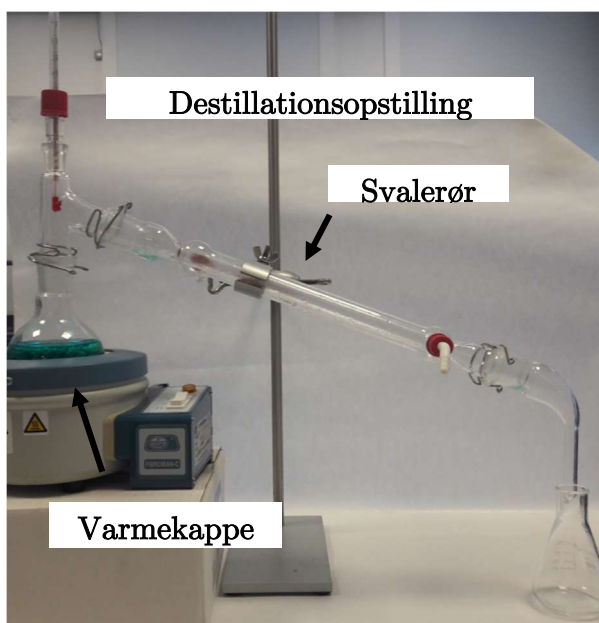
Engangspipette
Pipette med sugbold



Burette



Termometer



Destillationsopstilling

Svalerør

Varmekappe

Atomer og det periodiske system

I kemi betegner **stoffer** den bredeste kategori af alt der har en masse, altså vejer noget.

Atomer

Atomer er typisk den mindste samling af stof man arbejder med. Atomer kan bestå af 3 typer af **partikler**: **Protoner**, **neutroner** og **elektroner**. Protoner og neutroner består af mindre partikler, kaldet **kvarker**, men disse arbejder man typisk ikke med i kemi.

Protoner findes i midten af atomer, kaldet **kernen**, og har en elektrisk **ladning** på +1. Antallet af protoner afgør hvilket atom man har, altså dets **atomnummer**, og dermed også dets **atomnavn** og **atomsymbol**.

Navne på atomer kan både være danske eller internationale. For nogle få atomer bruges der både danske og internationale navne. Disse kan ses i Figur 1.

Atomsymboler består altid af ét stort bogstav og evt. et lille, eksempelvis *O* og *Fe*.

Atomnummer	Atomsymbol	Dansk navn	Internationalt navn
1	H	brint	hydrogen
6	C	kulstof	carbon
7	N	kvælstof	nitrogen
8	O	ilt	oxygen

Figur 1: Atomerne der bade anvendes med danske og internationale navne.

Neutroner findes i atomkernen og er elektrisk **neutrale**, altså uden ladning.

Antallet af neutroner er med til at afgøre hvilken **isotop** af et atom man har. Man angiver dette ved at nævne antallet af partikler der i alt findes i kernen som vist i Figur 2.

Protoner	Neutroner	Kernepartikler i alt	Navn	Symbol
7	7	14	nitrogen-14	^{14}N
7	9	16	nitrogen-16	^{16}N
8	8	16	oxygen-16	^{16}O

Figur 2: Eksempler på varierende protonantal og neutronantal.

Nitrogen-14 og nitrogen-16 er eksempler på isotoper, mens nitrogen-16 og oxygen-16 er forskellige atomer.

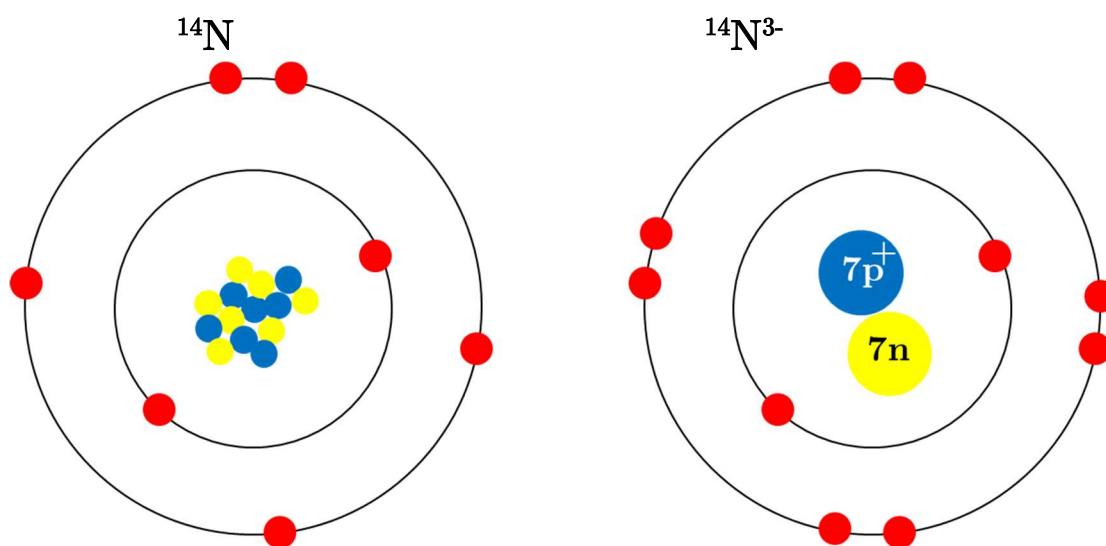
Elektroner bevæger sig rundt om atomkernen og har en elektrisk ladning på -1. Elektroner kan kategoriseres efter hvilken bane de bevæger sig rundt om atomkernen i. Dette kaldes også for deres **skal** og skallerne nummereres så den skal tættest på kernen, kaldes **1. skal**. Elektronerne i **den yderste skal**, har stor betydning for de kemiske egenskaber for atomet og kaldes også **valenselektroner**. Skallerne kan også inddeles i underkategorier, kaldet **orbitaler**, som beskriver elektronernes bevægelse, men dem arbejder man typisk først med på kemi B- og A-niveau.

Antallet af elektroner afgør ladningen på et atom. Hvis der er lige mange elektroner og protoner er den samlede ladning 0, og man siger atomet er **neutralt**. Hvis ikke, får atomet en samlet ladning som findes ved at lægge ladningerne sammen. Atomer med ladning kaldes **ioner** og ladningen skrives med hævet skrift efter atomsymbolet som vist i

Protoner	Elektroner	Ladning i alt	Symbol
7	7	$7 - 7 = 0$	N
7	10	$7 - 10 = 3-$	N ³⁻
4	2	$4 - 2 = 2+$	Be ²⁺

Bohrs atommodel

En måde at illustrere atomer på er ved Bohrs atommodel, hvor skallerne tegnes som cirkler om kernen, som vist nedenunder i Figur 3.



Figur 3: To forskellige måde at tegne Bohrs atommodel på. Elektronerne er rød, protonerne blå og neutronerne gule. Bemærk de to atomer er isotoper, men at atomet til højre er en ion pga. de ekstra elektroner.

Det periodiske system

Der kendes nu 118 forskellige atomer. Disse vises ofte i **det periodiske system**, som i Figur 4. Her placeres atomerne efter deres atomnummer og inddeles i grupper og perioder.

Perioderne er de vandrette rækker og periodenummeret svarer til antallet af skaller som et atom vil have elektroner i.

Grupperne er de lodrette kolonner. Nogle grupper har særlige navne, hvor de vigtigste er gruppe 3-12 kaldet **overgangsmetaller** og gruppe 18 kaldet **ædelgasser**. I gruppe 1-2 og 13-18 er et ens antal elektroner i yderste skal:

Gruppe	1	2	13	14	15	16	17	18
Elektroner i yderste skal	1	2	3	4	5	6	7	8

De forskellige atomer kan også inddeles efter om de er **metaller**, **ikke-metaller** eller **halvmetaller**.

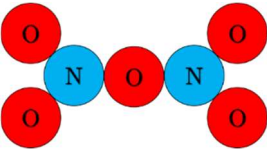
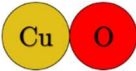
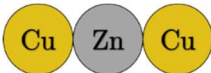
↓Perioder	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	*	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

Figur 4: Et periodisk system.ⁱ Her kun angivet med atomsymboler, atomnumre og om atomet er et metal (blå), ikke-metal (rød) eller halvmetal (gul). Nedenfor ses et udklip med flere detaljer.

Atomnummer	13	2	Elektroner i 1. skal
		8	Elektroner i 2. skal
Atomsymbol	Al	3	Elektroner i 3. skal
Atomnavn	Aluminium		
Molarmasse	26,982		

Forbindelser

Når flere atomer sidder sammen, kaldes dette en **forbindelse**. Man angiver hvor mange der findes af hvert atom i forbindelsen ved at skrive et tal med sænket skrift efter hvert atomsymbol, som i Figur 5. Sammensætningen af atomsymboler kaldes **kemisk formel**.

Illustration	Formel	Type forbindelse
	N_2O_5	Molekylforbindelse
	CuO	Ionforbindelse
	Cu_2Zn	Metallforbindelse

Figur 5: Forskellige typer forbindelser.

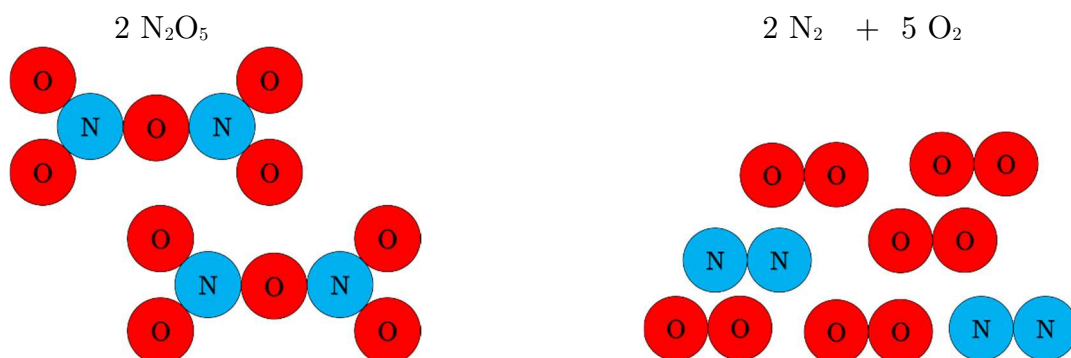
Forbindelser inddeles i tre kategorier:

Molekylforbindelser eller **kovalente forbindelser** består udelukkende af ikke-metaller.

Ionforbindelser eller **salte** består af både metaller og ikke-metaller.

Metallforbindelser består udelukkende af metaller.

Stoffer der består af én slags atomer, er **grundstoffer**, eksempelvis N_2 og O_2 vist i Figur 6. Har man flere af en forbindelse skriver man antallet foran formelen, kaldet **koefficienten**.



Figur 6: Til venstre, 2 forbindelser N_2O_5 . Til højre, 2 forbindelser N_2 og 5 forbindelser O_2 . Begge disse er grundstoffer. Bemærk at selv om antallet af atomer er ens, er de to illustrationer forskellige kemisk.

Tilstandsformer

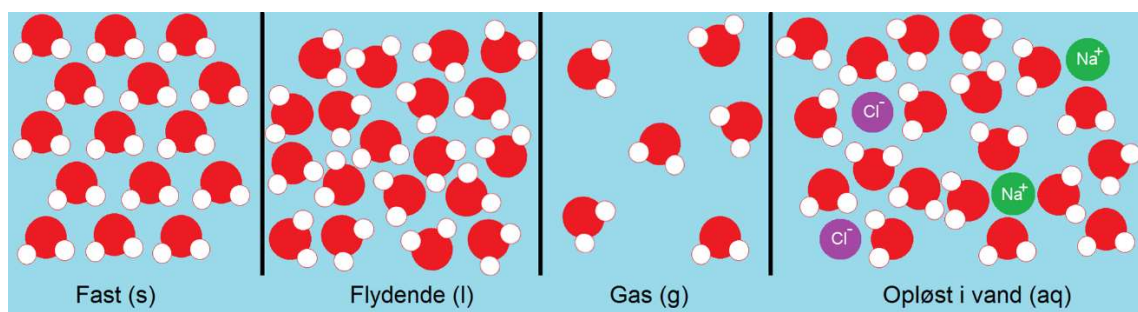
Stoffer kan findes på forskellige **tilstandsformer**. Disse vises ved at skrive et bogstav i parentes efter et stofs formel. De 4 vigtigste i kemi er illustreret i Figur 7:

Fast. Her holdes forbindelserne sammen i et gitter og bevæger sig derfor ikke. Stoffet holder sin form og volumen.

Flydende. Her kan forbindelserne bevæge sig og de tiltrækkes af hinanden. Stoffet holder sin volumen, men kan ændre form.

Gas. Forbindelserne tiltrækkes så lidt af hinanden at de bevæger sig frit rundt. Stoffet kan ændre både volumen og form. Af denne årsag fylder gas normalvis mere end fast og flydende stof.

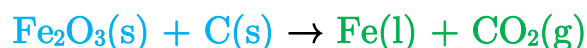
Opløst. Forbindelserne er omgivet af et **opløsningsmiddel** (normalt vand).



Figur 7: De 4 vigtigste kemiske tilstandsformer. Bruges et andet opløsningsmiddel end vand, skrives dette navn bare i parentes, eksempelvis (*olie*).

Reaktionsskema

Kemiske reaktioner opskrives i reaktionsskemaer. De stoffer man starter med og som reagerer med hinanden, skrives på venstre side af **reaktionspilen**. Disse kaldes **reaktanter** og stofferne der dannes, skrives på højre side og kaldes **produkter**, eksempelvis:



Reaktionen ovenfor er ikke afstemt, da der ikke er lige mange af hvert atom på venstre og højre side. Dette kan gøres ved at skrive **koefficienter** foran forbindelser som i Figur 8.

Man må ikke ændre i hvordan forbindelserne se ud, eksempelvis ved at ændre Fe_2O_3 til Fe_2O_4 . Dette vil være et nyt stof og derfor beskrive en anden reaktion.

	$2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 4\text{Fe}(\text{l}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$				Venstre side	Højre side
Fe	$2 \cdot 2 = 4$	0	$4 \cdot 1 = 4$	0	4	4
O	$2 \cdot 3 = 6$	0	0	$3 \cdot 2 = 6$	6	6
C	0	$3 \cdot 1 = 3$	0	$3 \cdot 1 = 3$	3	3

Figur 8: Skema der viser at reaktionen er afstemt, da der er samme antal af hvert atom på begge sider af reaktionspilen.

Ionforbindelser

Ionforbindelser er forbindelser der består af både **metaller** og **ikke-metaller**. Der vil være stor forskel på **elektronegativiteten** for atomerne i ionforbindelser og de danner **ioner**.

Ædelgasreglen og ioner

Atomere er som udgangspunkt stabile når de har samme elektronstruktur som ædelgasser. Oftest vil atomer prøver at få **8 elektroner i yderste skal**. Der er to vigtige undtagelser:

- H, Li, Be og B er tættest på He og vil derfor ligne He, som har 2 elektroner i yderste skal.
- Overgangsmetallerne er pga. deres elektronstruktur mere komplicerede og kan ofte lave flere forskellige ioner.

Eksempelvis vil aluminium afgive 3 elektroner, så den ligner neon, og danner derfor Al^{3+} . På samme måde vil fluor optage 1 elektron, så den ligner neon og blive til F^- som i Figur 9.



Figur 9: Illustrationer af elektronstrukturen i Al, Al^{3+} , F, F^- og Ne, samt reaktionerne for dannelsen af ionerne ud fra neutrale grundstoffer.

Simple ioner og sammensatte ioner

Ioner der kun består af 1 atom kaldes for **simple ioner**, men ioner også kan bestå af flere atomer. I så fald kaldes de for **sammensatte ioner**. Eksempler vises i Figur 10. Hvert atom i en sammensat ion, er ikke i sig selv en ion - hele forbindelsen der samlet er en ion.

Sammensatte ioner sammensætning beskrives bedst med **elektronprikformler** der optager eller afgiver ekstra elektroner som i Figur 10.

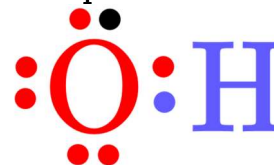
Simple ioner



Sammensatte ioner



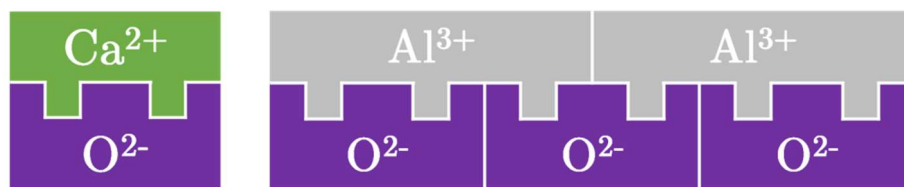
Elektronprikformel for OH^-



Figur 10: Eksempler på simple og sammensatte ioner, samt elektronprikformel for OH^- . Bemærk den sorte prik(elektron) der er blevet optaget for at opfylde ædelgasreglen. Man skal være opmærksom på at ikke alle sammensatte ioner er nemme at forklare ud fra elektronprikformler, da nogle kan lave mere komplicerede bindinger.

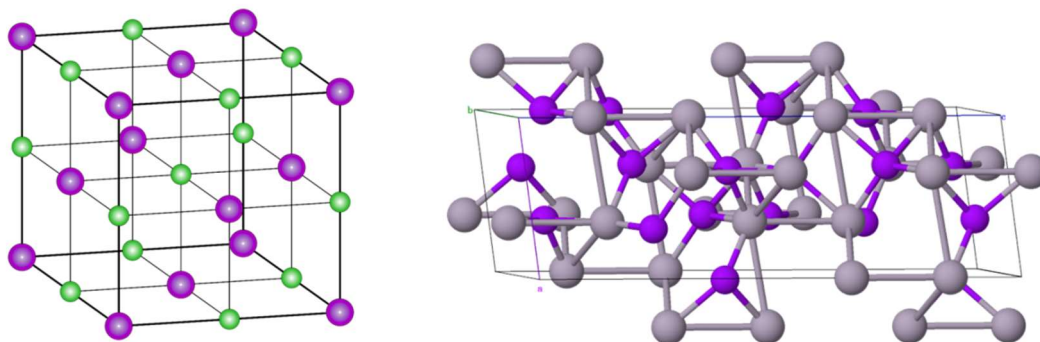
Ionforbindelser

Ioner går sammen i ionforbindelser som skal være elektrisk neutrale. Derfor afhænger antallet af ioner i en ionforbindelse af deres ladning. Eksempelvis kan Ca^{2+} og O^{2-} gå sammen 1:1 i CaO , mens Al^{3+} og O^{2-} kan gå sammen 2:3 i Al_2O_3 , som vist i Figur 11.



Figur 11: Illustration af sammensætningen af CaO og Al_2O_3 .

På fast form er ionforbindelser opbygget i et **iongitter** hvor hver ion fortrinsvis omgives af ioner med modsat ladning i en ordnet struktur. Strukturen kan være forskellig i forskellige ionforbindelser, som vist i Figur 12. I hele iongitteret skal forholdet mellem ionerne passe med forholdet i deres kemiske formel.



Figur 12: Iongittere for CaO og Al_2O_3 , med O^{2-} violet, Ca^{2+} grøn og Al^{3+} grå.ⁱⁱ

Navngivning

Simple positive ioner navngives præcis som det atom de består af, ofte med endelsen *-ion* for ikke at misforstå det. Ioner af overgangsmetaller kan ofte lave flere forskellige ioner, og det er derfor nødvendigt at specificere hvilken ladning der er tale om. Det gøres enten med romertal eller arabiske tal i en parentes. Eksempel er givet i Figur 13.

Ion	Ca^{2+}	Al^{3+}	Cu^{2+}	Cu^{+}
Navn	Calcium-ion	Aluminium-ion	Kobber(II)-ion / Kobber(2+)-ion	Kobber(I)-ion / Kobber(1+)-ion

Figur 13: Navne på simple positive ioner.

Simple negative ioner navngives ved atomnavnet med tilføjelse af endelsen *-id*. Nogle af disse navne forkortes. Eksempelvis hedder O^{2-} ikke oxygenid, men bare oxid. En samlet liste kan ses i Figur 14.

Ion	F^{-}	H^{-}	N^{3-}	O^{2-}	P^{3-}	S^{2-}
Navn	fluorid	Hydrid	Nitrid	Oxid	Phosphid	Sulfid

Figur 14: Navne på simple negative ioner. Fluorid følger den simple regel ved navngivning, mens de øvrige 5 er de ioner der får forkortet deres navn.

Sammensatte ioner har en mere kompliceret navngivning, som ikke gennemgås her. De kan slås op og de mest brugte kan ses i Figur 15.

Ion	H_3O^{+}	NH_4^{+}	OH^{-}	CO_3^{2-}	NO_2^{-}	NO_3^{-}
Navn	Oxonium	Ammonium	Hydroxid	Carbonat	Nitrit	Nitrat

Ion	O_2^{2-}	PO_4^{3-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	MnO_4^{-}
Navn	Peroxid	Phosphat	Sulfit	Sulfat	Permanganat

Figur 15: Navne for udvalgte sammensatte ioner

Ionforbindelser navngives ved at sammensætte navnene for de ioner der indgår, altid med positive ioner først, som vist i Figur 16.

Ion	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	FeO	Fe_2O_3
Navn	Aluminiumnitrat	Jern(II)oxid	Jern(III)oxid

Figur 16: Eksempler på navne af ionforbindelser.

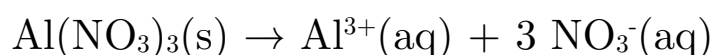
Opløselighed

En vigtig egenskab for ionforbindelser er deres evne til at blive opløst i vand. Ikke alle ionforbindelser er lige opløselige og deres opløselighed angives normalt i g per liter vand. En simpel skilning er mellem dem der er mere opløselige end **2g per 100ml vand**, som kaldes **letopløselige**, mens dem der ikke er kaldes **tungtopløselige**. En sådan oversigt kan ses i Figur 17.

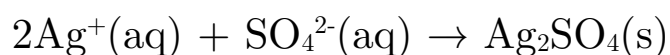
	NH ₄ ⁺	Na ⁺	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Pb ²⁺	Ag ⁺
NO ₃ ⁻	L	L	L	L	L	L	L	L	L
Cl ⁻	L	L	L	L	L	L	L	T	T
I ⁻	L	L	L	L	-	L	L	T	T
SO ₄ ²⁻	L	L	L	L	L	T	T	T	T
OH ⁻	-	L	T	T	T	T	L	T	-
PO ₄ ³⁻	L	L	T	T	T	T	T	T	T

Figur 17: Opløselighedstabel med udvalgte ioner. T angiver tungtopløselige. L angiver letopløselig. - angiver at der sker en anden reaktion mellem disse ioner, eksempelvis en redoxreaktion.

Reaktionen hvor en ionforbindelse opløses i vand kaldes en **opløselighedsreaktion**, eksempelvis aluminiumnitrats opløselighedsreaktion:



Den modsatte reaktion, hvor en ionforbindelse dannes kaldes en **fældningsreaktion**, og det faste stof betegnes også som **bundfaldet**. Eksempelvis fældningen af sølv(I)sulfat:



Molekylforbindelser

Molekylforbindelser består udelukkende af **ikke-metaller**. Der er derfor ingen eller moderat forskel i elektronegativiteten mellem atomerne og de vil bindes ved at dele elektroner.

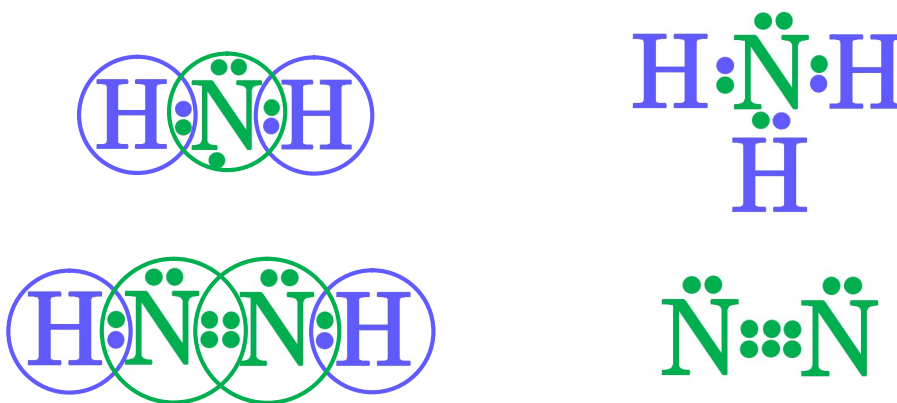
Ædelgasreglen og elektronprikformler

I molekylforbindelser opfylder atomer ædelgasreglen ved at dele elektroner med hinanden. På den måde søger de fleste atomer at få 8 elektroner om sig, med H som vigtig undtagelse, der kan nøjes med 2, så H ligner He. Forbindelser vil være stabile hvis alle atomer opfylder ædelgasreglen. Man kan se dette ved at tegne **elektronprikformler**, hvor elektronerne i yderste skal tegnes om atomsymbolet, som i



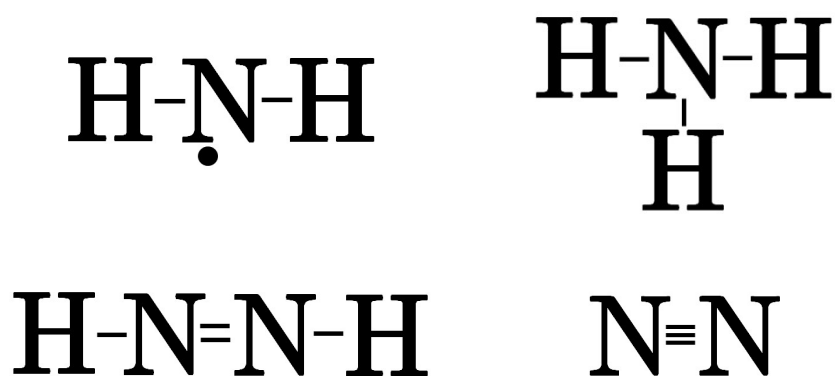
Figur 18: Elektronprikformler for H, C og N. Ingen af dem opfylder ædelgasreglen alene og de er derfor ustabile alene.

I molekylforbindelser deles elektronerne i par, hvorfor bindingerne kaldes for **elektronparbindinger**. Enten i 1 par, 2 par eller 3 par alt efter om det kan hjælpe med at opfylde ædelgasreglen som vist i Figur 19. Dette kaldes også for **enkeltbindinger**, **dobbeltbindinger** og **tripelbindinger**.



Figur 19: Elektronprikformler af molekyler. Bemærk NH₂ ikke opfylder ædelgasreglen og dermed er ustabil. Ringene til venstre er ikke del af elektronprikformlen, men god til at illustrere om ædelgasreglen er opfyldt.

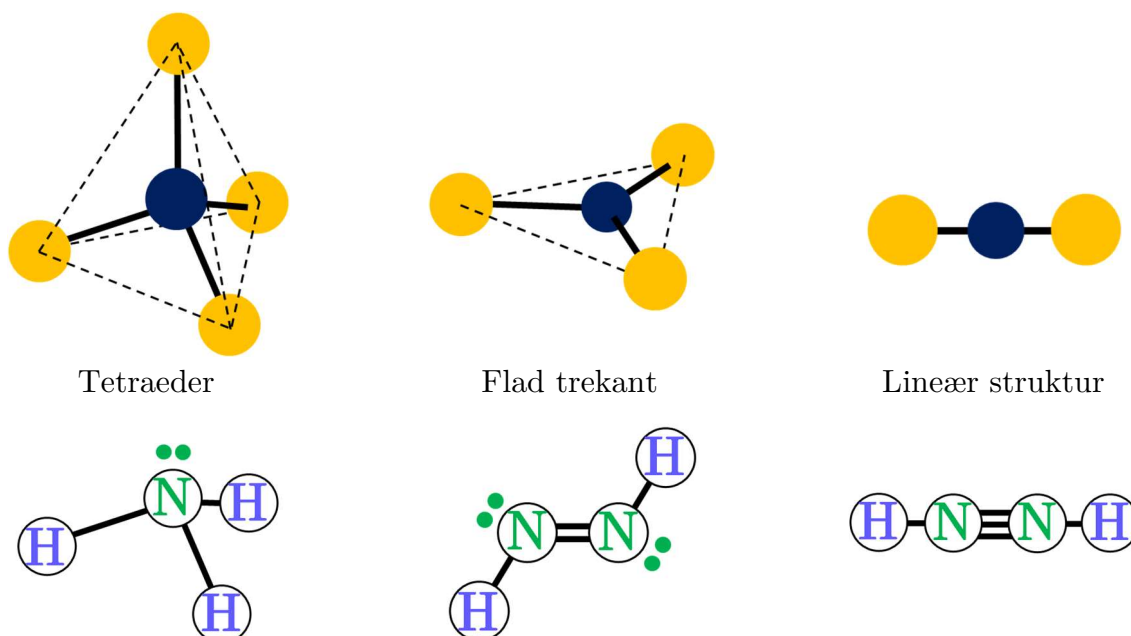
Opbygningen af molekyler kan også angives ved blot at tegne hver binding som en streg. Dette kaldes en **strukturformel** eller **stregformel** og er vist i Figur 20.



Figur 20: Strukturformler af de samme molekyler som i Figur 19. Bemærk at man stadig tegner den ene elektron i NH_2 for stadig at angive dette molekyle ikke opfylder ædelgasreglen.

3-D-opbygning

Strukturformler, giver ikke en beskrivelse af molekylers 3-D-struktur. Denne vises dårligt på papir og det anbefales at bruge software til at vise dette, eksempelvis molview.org. Elektronpar vil så lang væk fra hinanden som muligt pga. af deres ens ladning. Har man 4 områder med elektroner giver dette et **tetraeder** med en bindingsvinkel på $109,5^\circ$ (som ved udelukkende enkeltbindinger). Har man 3 områder giver det en **flad trekant** med en bindingsvinkel på 120° (som ved en dobbeltbinding). Har man 2 områder giver det en **lineær** struktur med bindingsvinkler på 180° (som ved en tripelbinding eller to dobbeltbindinger) som vist i Figur 21.



Figur 21: De tre grundlæggende rumlige strukturer med et konkret eksempel på hver. Elektronpar der ikke laver bindinger er tegnet her for at understrege de også fylder noget.

Navngivning

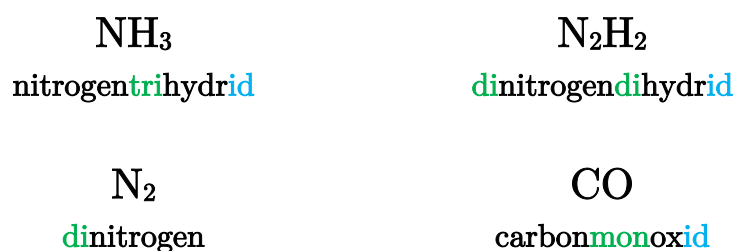
Molekyler navngives systematisk ved at:

- 1 Nævne deres atomers navne efter rækkefølgen:

B Si C As P N H Te Se S O At I Br Cl F

- 2 Angive antallet af atomer med en **oldgræsk forstavelse (prefix)**.
- 3 Tilføje endelsen **-id** til sidst, som hos ionforbindelser.

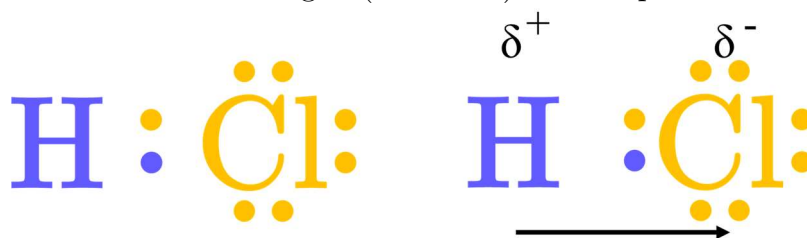
Der er to undtagelser: **mono-** bruges ikke om første atom og **grundstoffer**, dem med ens atomer, tilføjes ikke **-id**. Der gives eksempler i Figur 22.



Figur 22: Navne på nogle molekyler

Elektronegativitet

Hvert atom tiltrækker elektronerne med forskellige styrke og denne egenskab kaldes **elektronegativitet**. Disse er relative størrelser hvor høje værdier angiver stærk tiltrækning af elektroner kan ses i Figur 24. Dette betyder der kan ske en ladningsforskydning, som vist i Figur 23. Dette kan vises med δ^+ og δ^- (lille delta) eller en pil fra + til -.



Figur 23: Elektronprikform for HCl og illustration af hvordan ladningsforskydningen kan illustreres.

H 2,20					
Li 0,98	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66

Figur 24: Nogle elektronegativitetsværdier.ⁱⁱⁱ

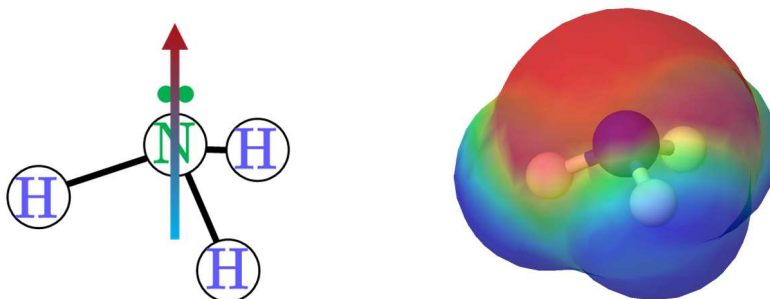
Polaritet

Med elektronegativitetsværdier kan man regne forskellen mellem to atomer som laver en binding, **elektronegativitetsforskellen**, ΔEN . Jo større en forskel, jo større er ladningsforskydningen i bindingen. Bindinger inddeles i tre kategorier som i Figur 25.

ΔEN 0,0-0,5	Upolær elektronparbinding
ΔEN 0,5-2,0	Polær elektronparbinding
ΔEN 2,0-4,0	Ionbinding

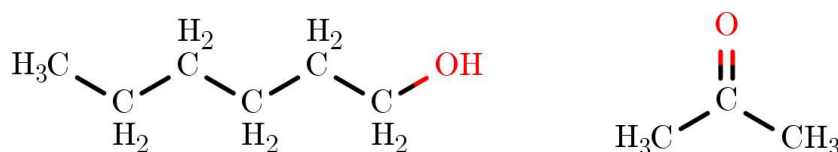
Figur 25: Bindingers polaritet

Polariteten af et to-atom-molekyle findes ved ΔEN . Med større molekyler regner man hver bindings ΔEN og om der i molekylet samlet set er et δ^+ og δ^- , altså en **dipol**. Man kan bruge værktøjer som molview.org til at vise dette, som i Figur 26.



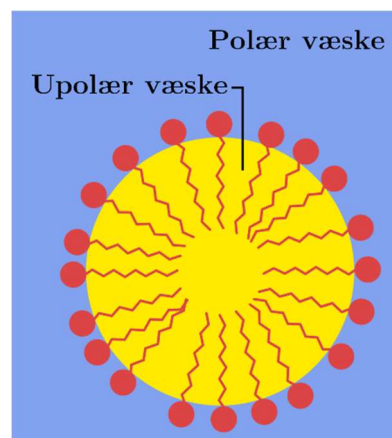
Figur 26: Dipol i NH_3 vist med pil og vist med ladningsforskydning fra molview. Rød viser negativ ladning og blå viser positiv ladning. Da $\Delta EN(N-H) = 0,84$ og bindingerne danner en dipol er NH_3 polær.

I større organiske molekyler kan man bruge en tommelfingerregel om at **1 polær gruppe kan opveje 4 upolære C-atomer**. Det er mere kompliceret – mange molekyler har både polær og upolær karakter – men reglen giver et hurtigt overblik. Eksempelvis kan man forudsige hexan-1-ol, vist i Figur 27, er primært upolær og acetone er primært polær.



Figur 27: Hexan-1-ol og acetone, med de polære grupper farvet rød.

Stoffer **blandbarhed** afgøres af deres polaritet. Stoffer med ens polaritet kan blandes, mens stoffer med modsat polaritet vil skille. **Emulgatorer** er stoffer der både har polære og upolære ender, og som kan blande ublandbare stoffer, som illustreret til højre.



Mængdeberegning

Masse – m

Masse måler hvor meget af et stof man har, ud fra hvor meget det vejer. Det angives i enheden gram – g. I naturvidenskab må *masse* ikke forveksles med *vægt*, som bruges ofte i fysik. Vægt angiver en kraft som ændres under acceleration, mens masse er statisk.

Stofmængde – n

Antallet af forbindelser eller atomer man har er stofmængden af den forbindelse eller atom. Stofmængde fremkommer derfor i princippet ved at tælle atomer. Atomer er meget små, så man får nemt meget store antal og man bruger derfor en omregningsfaktor når man angiver stofmængde. Faktoren **mol**, er bare tallet $6,022 \cdot 10^{23}$, også kaldet **Avogadros tal**. Så 1 mol jern er $6,022 \cdot 10^{23}$ jern-atomer og $\frac{1}{2}$ mol jern er $3,011 \cdot 10^{23}$ jern-atomer.

Molarmasse – M

Molarmasse angivet forholdet mellem massen og stofmængden af et stof, altså hvad massen er af 1 mol af stoffet. Enheden er derfor gram per mol – $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Molarmasse for atomer kan aflæses i det periodiske system og molarmassen af forbindelser kan udregnes ud fra deres kemiske formel, eksempelvis:

$$M(\text{C}_2\text{H}_4) = 2 \cdot M(\text{C}) + 4 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \underline{\underline{28,054 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}$$

Volumen – V

Volumen er et mål for rumfanget af et stof, altså hvor meget det fylder. Derfor måles volumen i tredimensionelle enheder, typisk liter – L eller milliliter – mL.

Koncentration – c

Forholdet mellem hvor meget stof der er opløst i et opløsningsmiddel og volumen af opløsningsmidlet beskrives ved koncentrationen af stoffet. I kemi er det specifikt stofmængden af stoffet man bruger, og enheden bliver derfor mol per liter – $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$. I andre sammenhænge kunne det eksempelvis også være massen per volumen.

Tryk – p

Tryk beskriver hvor meget kraft der trykkes mod en overflade. I kemisk sammenhæng er tryk primært væsentligt for gas som yder et tryk ved at støde ind i overfladen på den container det befinder sig i. Tryk måles typisk i bar eller atmosfæres tryk – atm.

Massefylde / Densitet - ρ

Forholdet mellem massen og volumen af det samme stof angiver hvor meget stoffet vejer i forhold til hvad det fylder. Dette kaldes massefylde eller densitet. Enheden vil derfor typisk være g per L – $\frac{\text{g}}{\text{L}}$ eller gram per milliliter – $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$. Stoffer med lav massefylde vil flyde ovenpå stoffer med høj massefylde. Eksempelvis har madolie lavere massefylde end vand.

Temperatur – T

Temperatur er et mål for hvor varmt eller koldt et stof er. Dette er et udtryk for hvor voldsomt atomerne i stoffet bevæger sig, med voldsommere bevægelse følger højere temperatur. Temperatur måles i grader Celsius - °C eller grader Kelvin – K. Omregningen mellem de to skaler er givet ved:

$$T[\text{K}] = T[^\circ\text{C}] + 273,15$$

Navn	Symbol	Enhed
Masse	m	gram - g
Stofmængde	n	mol - mol
Volumen	V	liter - L
Tryk	p	atm eller bar
Temperatur	T	Celsius - °C eller Kelvin - K
Koncentration	c	$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ eller molær – M
Molarmasse	M	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Massefylde / Densitet	ρ - rho (græsk bogstav)	$\frac{\text{g}}{\text{L}}$

Stofformlerne

$$m = n \cdot M$$

$$n = c \cdot V$$

$$m = \rho \cdot V$$

$$n = \frac{m}{M} \quad M = \frac{m}{n}$$

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

$$\rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{\rho}$$

Idealgasligningen med R, gaskonstanten.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$R = 8,206 \cdot 10^{-2} \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,314 \cdot 10^{-2} \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Organisk kemi

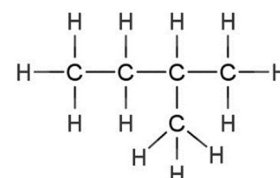
Alkaner

Organisk kemi er opbygget ved at kigge på alkanerne som grundstruktur. Alkaner er opbygget *kun* af carbon og hydrogen bundet sammen *kun* med enkeltbindinger.

Alkaner navngives med endelsen **-an**. Sidekæderne navngives med endelsen **-yl**. Eksempel: **2-methylbutan**.

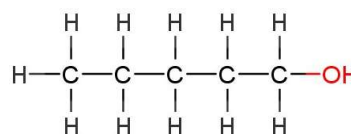
Uforgrenede alkaner

CH_4	Methan	C_6H_{14}	Hexan
C_2H_6	Ethan	C_7H_{16}	Heptan
C_3H_8	Propan	C_8H_{18}	Oktan
C_4H_{10}	Butan	C_9H_{20}	Nonan
C_5H_{12}	Pentan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Decan



Alkoholer

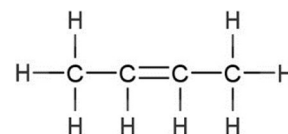
Alkoholer indeholder en eller flere OH-grupper, også kaldet **hydroxygrupper**. De navngives ved at tilføje endelsen **-ol**. Eksempel: **pentan-1-ol**.



Alkener

Alkener indeholder en eller flere dobbeltbindinger.

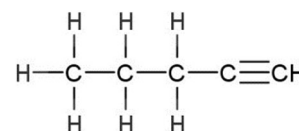
De navngives ved at ændre endelsen til **-en**. Eksempel: **but-2-en**.



Alkyner

Alkyner indeholder en eller flere tripelbindinger.

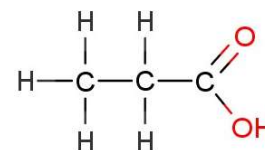
De navngives ved at ændre endelsen til **-yn**. Eksempel: **but-1-yn**.



Carboxylsyrer

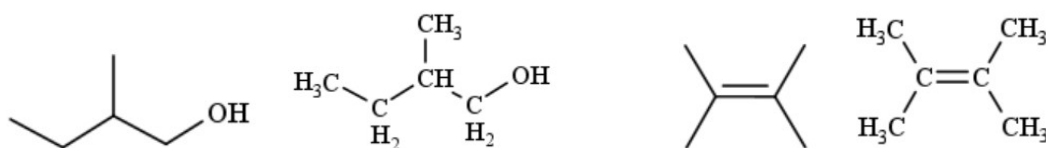
Carboxylsyrer indeholder en COOH-gruppe i enden af en kæde.

De navngives ved at tilføje endelsen **-syre**. Eksempel: **propansyre**



Zig-zag-formel

Organiske forbindelser kan udover strukturformel også tegnes med **zig-zag-formel**. Her undlader man at tegne C og H som sidder på C. Hver knæk og ende repræsenterer altså et C med et antal H, sådan at det opfylder ædelgasreglen. Eksempelsiv som i Figur 28.



Figur 28: Zig-zag-formel og strukturformel for 2-methylbutan-1-ol og 2,3-dimethylbut-2-en

Forbrændingsreaktioner

Forbrændingsreaktioner er en reaktion mellem et organisk stof og O₂.
Forbrændinger kan være **fuldstændige**, så der kun dannes CO₂ og H₂O.

Eksempel med propan: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Forbrændinger kan også være **ufuldstændige** hvis der er begrænsede mængder O₂ til stede, så der dannes C(sod), CO og H₂O, og evt. stadig lidt CO₂.

Eksempel med ethanol: $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{s}) + 2\text{CO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Gæringsreaktion

Ethanol kan dannes ved at gære glukose (sukker) under iltfattige forhold (anaerob). Hvis der er ilt til stede (aerob) sker i stedet for en forbrænding (respiration).

Gæring af glukose: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) \xrightarrow{\text{gær}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + 2\text{CO}_2(\text{g})$

Additionsreaktion

Indeholder et molekyle en eller flere dobbelt- eller tripelbindinger mellem C-atomer kan man lave en additionsreaktion med eksempelvis Br₂ eller I₂.

Eksempel med but-2-en:

$$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{CH}_3 \end{array} + \text{Br}-\text{Br} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ \text{Br}-\text{C} & - & \text{C}-\text{Br} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{CH}_3 \end{array}$$

Reaktionen kan ses ved at Br₂s røde farve forsvinder.

Substitution

Alle organiske molekyler kan lave substitutionsreaktioner med eksempelvis Br₂ eller I₂. Dette kræver dog at molekylerne tilføres energi i form af lys.

Eksempel med butan:

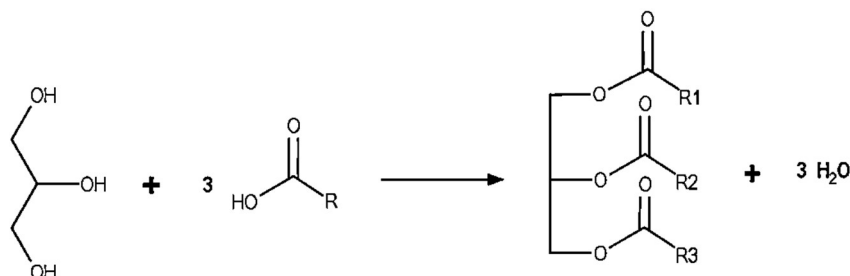
$$\begin{array}{c} & \text{H}_2 \\ & | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ & | \\ & \text{H}_2 \end{array} + \text{Br}-\text{Br} \xrightarrow{\text{lys}} \begin{array}{c} & \text{Br} \\ & | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ & | \\ & \text{H}_2 \end{array} + \text{H}-\text{Br}$$

Reaktionen kan ses ved at Br₂s røde farve forsvinder.

Fedtstoffer

Triglycerider

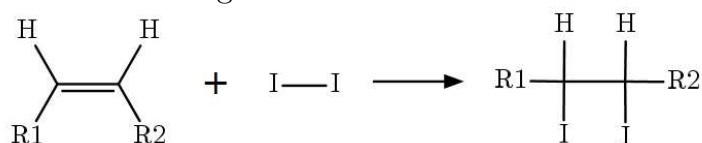
Triglycerider dannes ved at **propan-1,2,3-triol** reagerer med tre **fedtsyrer**, som ikke nødvendigvis er ens, som vist i Figur 29. En fedtsyre er en carboxylsyre med mere end 4 carbon-atomer.



Figur 29: Dannelse af et triglycerid ved kondensationsreaktion.
R₁, R₂ og R₃ angiver at fedtsyrekæderne kan være forskellige.

Umættethed

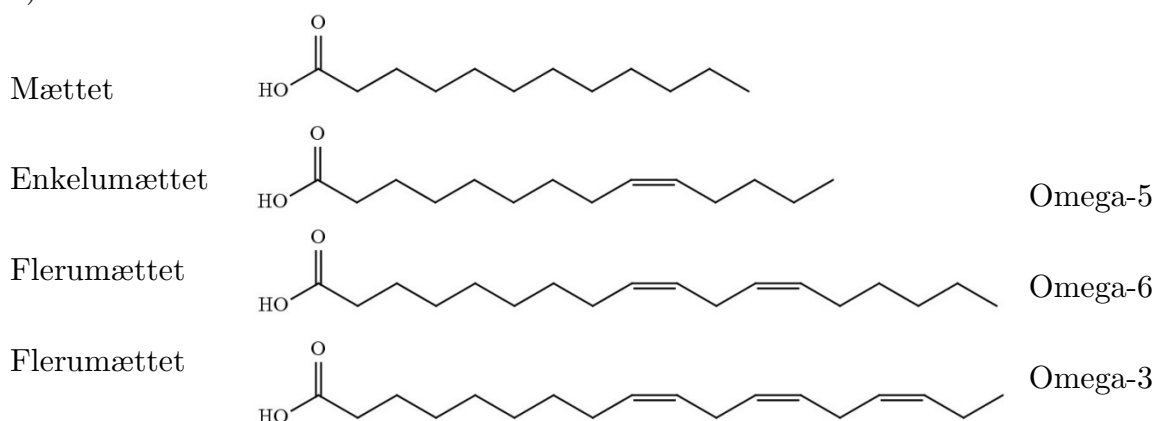
Jo flere dobbeltbindinger et triglycerid indeholder, jo mere umættet siges det at være. Et kvantitativt mål for umættethed er fedtstoffets **iodtal** der viser hvor mange gram I₂ der kan lave **additionsreaktion** med 100g fedt.



Figur 30: Additionsreaktion af dobbeltbinding med diiod.

Enkelte fedtsyrer kan kategoriseres som mættede, enkeltumættede eller flerumættede alt efter hvor mange dobbeltbindinger de indeholder.

Biokemisk vigtige molekyler som mennesker ikke kan danne ud fra andre stoffer kaldes **essentielle**, og blandt fedtsyrerne er der kun linolsyre og linolensyre (de to nederste i Figur 31).



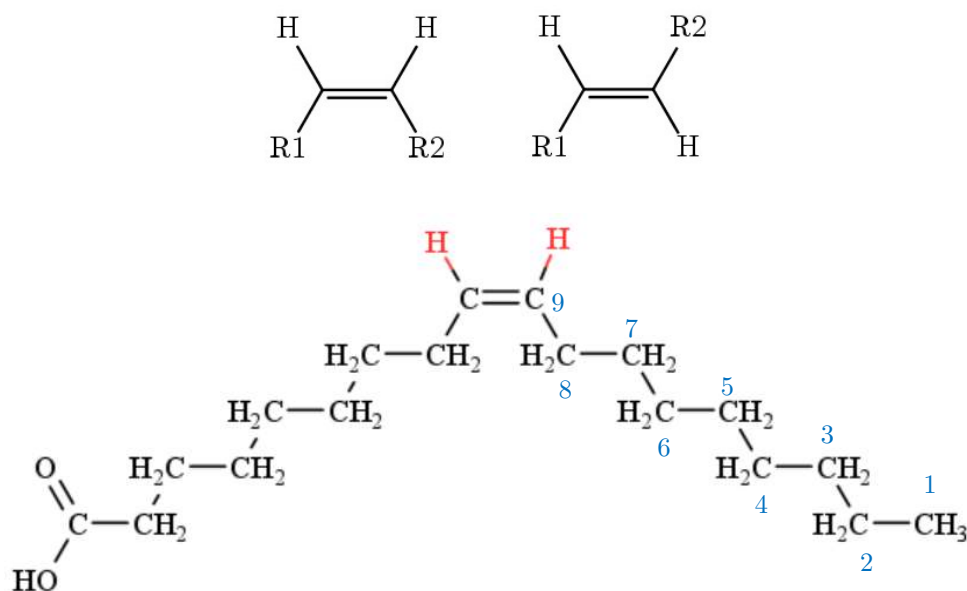
Figur 31: Forskellige fedtsyrer tegnet mere lige end de egentlig er.

Omegafedtsyrer

Placeringen af dobbeltbindinger angives i fedtsyrer normalt efter hvor de sidder i forhold til enden af kæden, hvor de er biokemisk vigtige, frem for starten (carboxylsyre-enden). Dette navngives **omega**, som i Figur 31.

Cis- og transfedtsyrer

Umættet fedt kan forekomme på **cis-form** og **trans-form**, da dobbeltbindinger låser strukturen mellem de to C hvor den sidder. På cis-form vender den samme atomgruppe (i fedtsyrer H) samme vej på hver sin side af dobbeltbindingen, og modsat på trans-formen, som vist i Figur 32. Trans-fedt er naturligt meget sjældent og indtag af det forbundet med hjertekarsygdom blandt andet.



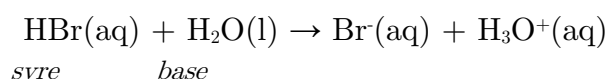
Figur 32: Cis-form(tv) og trans-form (th). R1 og R2 angiver vilkårlige kæder. Og oliesyre (nederst) tegnet retvisende. Oliesyre er en monoumættet, **omega-9** og en **cis-fedtsyre**.

Syre-basekemi

Syre-base-reaktioner handler grundlæggende om at flytte H^+ -ioner, kaldet **hydroner**, rundt mellem forskellige forbindelser.

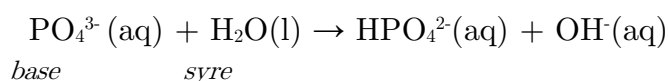
Syrer

En syre er et stof der afgiver en hydron. En syre der reagerer med vand, danner altid H_3O^+ , **oxonium**. Eksempelvis er hydrogenbromids reaktion med vand:



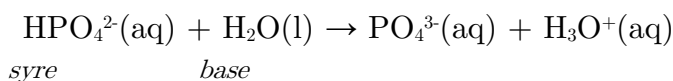
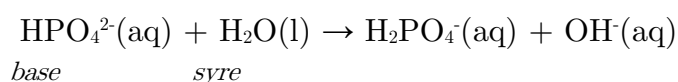
Baser

En base er et stof der optager en hydron. Når en base reagerer med vand, danner den altid OH^- , **hydroxid**. Eksempelvis er phosphats reaktion med vand:



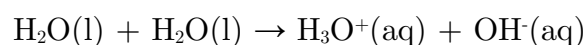
Amfolytter

Stoffer som både kan reagere som syrer og baser kaldes for **amfolytter**. Dette sker nødvendigvis ikke i samme reaktion. Som man kan se i reaktionerne nedenfor, er både hydrogenphosphat, HPO_4^{2-} , og vand amfolytter.



Vands autohydronolyse

Vands syre-basereaktion med sig selv kaldes **vands autohydronolyse**. Denne reaktion sker meget lidt i vand, men det betyder at der altid er både oxonium og hydroxid i vand.



Ved 25°C betyder det at det altid gælder i opløsninger af vand at

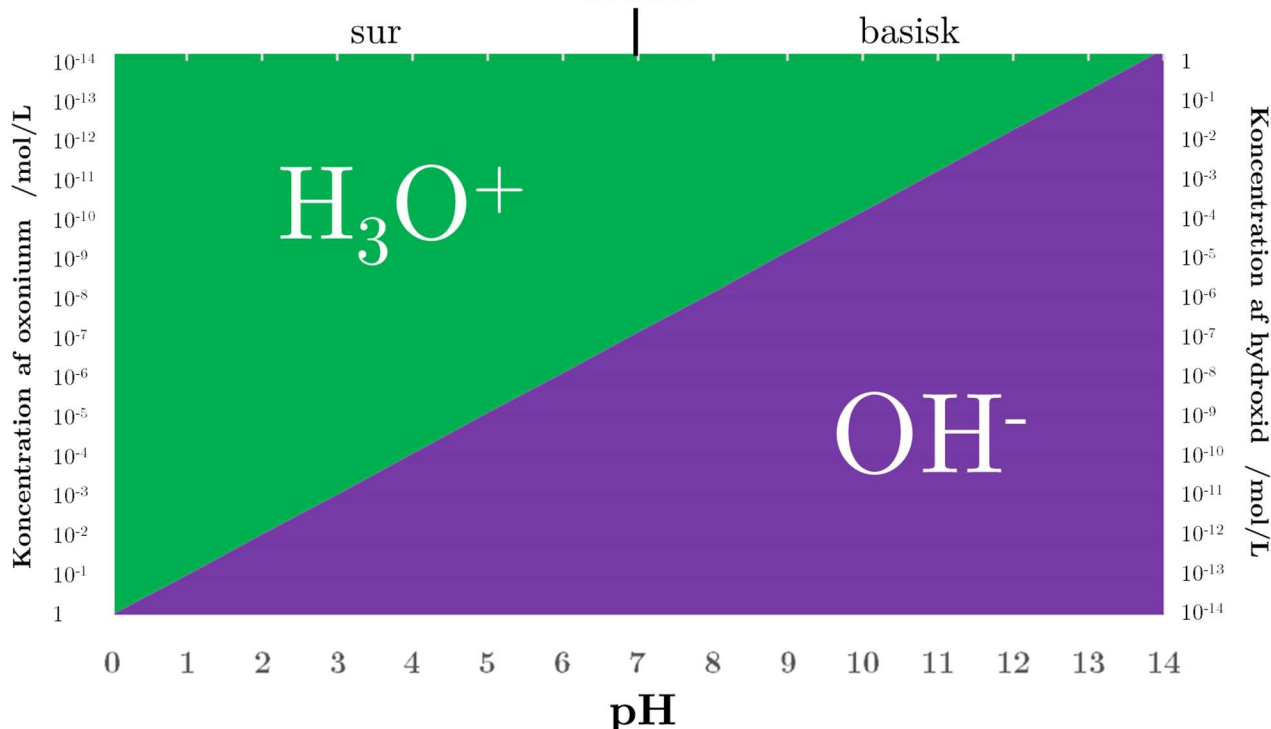
$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

pH-skalaen

pH er et mål for hvor meget oxonium der findes i en opløsning og pga. relationen mellem hydroxid og oxonium fra vands autohydronolyse, også hvor meget hydroxid der er i.

Hvis der er mere oxonium end hydroxid i en opløsning kaldes den **sur**, er det omvendt kaldes den **basisk** og hvis der er samme mængde oxonium og hydroxid i en opløsning kaldes den **neutral**. Mere præcist er pH defineret som:

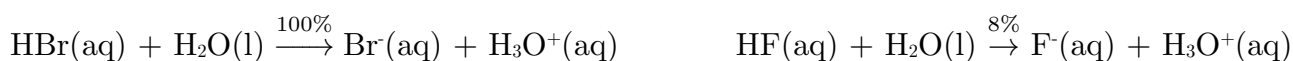
$$\text{pH} = -\log(c_{\text{H}_3\text{O}^+})$$



Figur 33: Illustration af sammenhængen mellem pH, koncentrationen af oxonium og hydroxid.

Stærk og svag syre og base

En syre eller en base kaldes for **stærk** hvis den reagerer 100% med vand og omdannes fuldstændigt til henholdsvis oxonium og hydroxid. En **ikke-stærk** eller **svag** syre/base er en der ikke reagerer fuldstændigt med vand. Eksempelvis er HBr en stærk syre og HF en ikke-stærk syre, som omdannes 100% og 8% hvis man har $1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ af dem:



Så i stærk syre eller base er:

$$\text{Stærk syre: } c_{\text{H}_3\text{O}^+} \approx c_{\text{Syre}}$$

$$\text{Stærk base: } c_{\text{OH}^-} \approx c_{\text{Base}}$$

Ud fra dette kan pH i stærk syre/base udregnes med:

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 \quad \text{og} \quad \text{pH} = -\log(c_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

I ikke-stærke syrer og baser er det mere kompliceret og hører til kemi B.

Redoxreaktioner

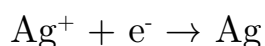
Oxidation

I en oxidation af metaller afgives elektroner og ladningen stiger. Eksempelvis med tin(II):



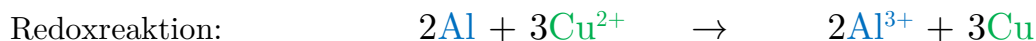
Reduktion

I en reduktion af metaller optages elektroner og ladningen falder. Eksempelvis med sølv(I):



Redoxreaktion

I en redoxreaktion skal der både oxideres og reduceres et stof. Antallet af elektroner der flyttes skal passe, så der ikke er nogle frie elektroner. Eksempelvis reaktionen mellem kobber(II) og aluminium:



Spændingsrækken

Spændingsrækken oplister de neutrale metaller (og H_2) efter hvor reaktionsvillige de er. Længst til venstre er de reaktionsvillig **uædle metaller**, som gerne vil oxideres. Længst til højre er de **ædle metaller**.



Spændingsrækken kan bruges til at afgøre om reaktioner er **spontane** eller kræver energitilførsel. De er spontane hvis det mest ædle metal dannes på sin neutrale form og det mest reaktionsvillige dannes som ion.



Bemærk metaller til venstre for H_2 kan opløses i syre, da de oxideres af H^+ .

Lavet af Jonas Niemann, Gentofte HF og Gymnasiekemi, gymnasiekemi.mail@gmail.com

Tak til kemilærergruppen på facebook for rettelser og korrektur.

Kemiske strukturer og reaktioner er lavet med

MarvinSketch 17.1.16; 2017; ChemAxon; <http://www.chemaxon.com>

Illustrationer, foruden de nedenstående, er lavet med:

Gimp 2.10.20; 2020; <https://www.gimp.org/>

Microsoft Word, <https://www.microsoft.com/da-dk/microsoft-365/word>

Microsoft PowerPoint, <https://www.microsoft.com/da-dk/microsoft-365/powerpoint>

Referencer

ⁱ Periodisk system modificeret udgave af

https://commons.wikimedia.org/wiki/File:18_column_periodic_table,_with_Lu_and_Lr_in_group_3.png

af Sandbh, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons

ⁱⁱ Struktur for CaO modificeret udgave af <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ionlattice-fcc.svg> af

Prolineserver, CC BY-SA 3.0 <<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>>, via Wikimedia Commons.

Struktur for Al₂O₃ modificeret struktur fra <https://molview.org/> ,

Herman Bergwerf, <https://confchem.ccce.divched.org/2015FallCCCENLP9>

ⁱⁱⁱ Værdier af elektronegativitet fra

[https://en.wikipedia.org/wiki/Electronegativities_of_the_elements_\(data_page\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Electronegativities_of_the_elements_(data_page)),

henvist fra A.L. Allred, J. Inorg. Nucl. Chem., 1961, 17, 215. og

J.E. Huheey, E.A. Keiter, and R.L. Keiter in Inorganic Chemistry : Principles of Structure and Reactivity, 4th edition, HarperCollins, New York, USA, 1993.