

Lavet i samarbejde med chatGpt4

Indhold

Atomer - Universets Usynlige Byggesten	2
Det periodiske system:	6
Ionbindingen	11
Kovalente Bindinger	15
Metalbindinger	18
Kemiske bindinger - overblik:	19

Atomer - Universets Usynlige Byggesten

Forestil jer et univers, hvor alt - fra det bord I sidder ved, til luften I indånder, og endda jeres egen krop - er bygget af utroligt små dele, som vi kalder atomer. Selvom disse atomer er så små, at selv det kraftigste mikroskop ikke kan se dem, er de fundamentet for alt, vi kender. Men hvordan kan vi være sikre på, at de findes, når vi ikke kan se dem? Dog så længe vi kan forklare verden og de ting der sker i den så mener vi at det er sådan verden er opbygget.

De udelelige atomer

Ordet 'atom' kommer fra det græske ord 'atomos', hvilket betyder 'udelelig'. Et atom er den mindste enhed af et stof, der stadig bevarer stoffets egenskaber. Hvis vi f.eks. tager et stykke guld og deler det i 2 halve. Derefter tager vi den ene del og deler igen i 2 - og således forsætter vi indtil vi til sidst står med et guldatom. Deler vi guldatom i 2 lige store dele, har vi ikke længere guld - vi kan ikke dele det uden at ødelægge noget af stoffets egenskab.

En lille verden af:

Atomerne er så utrolig små, at det udfordrer vores forestillingsevne - for vi har jo aldrig set et atom og de billeder man ser af dem i bøger er nogle vi har forestillet os. For at gøre det nemmere at forstå hvor små de er så prøv at forestille dig en almindelig papirklips. Den vejer ca. 1 gram og i den er der ca. $10 * 10^{21}$ atomer. Det er et meget stort tal som består af 10 der efterfølges af 21 nuller.

$$1 \text{ papirklips} = 10.000.000.000.000.000.000.000 \text{ jernatomer}$$

I universet mener man der ca. er $70 * 10^{21}$ stjerner. Der er altså lige så mange atomer i 7 papirklips som der er stjerner i universet og her snakker vi ikke kun om dem man kan se om natten - men i hele det utroligt store univers. Atomerne er derfor så utrolige små - at det næsten er ubegribeligt.

Atomet: Mest Tomrum

Hvis vi forestillede os, at vi kunne forstørre et atom så det udfyldte Peterskirken i Rom, ville atomkernen være på størrelse med en lille ært i centrum af kirken. Elektronerne ville svæve rundt og fylde hele kirken ud. Det betyder, at det meste af et atom faktisk er tomrum eller det man også kalder vacuum!

Atomer: Legoklodserne i Universet

Atomer kan betragtes som bitte små legoklodser. Når de kombineres, kan de skabe alt hvad vi ser i verden fra det simpleste til det mest komplekse - ligesom man kan bygge meget simple ting med lego og helt utrolige komplekse ting. Ligesom med legoklodser findes der forskellige klodser i forskellige størrelser - og således findes der i naturen 92 forskellige atomer/legoklodser. Hvis et stof kun består af det samme atom kaldes det et grundstof - et eksempel på dette kunne være ilt der kun består af Oxygen. Når forskellige atomer sættes sammen kaldes det for kemiske forbindelser - et eksempel på dette kunne være vand (H_2O). Det er atomernes evne til at binde sig på utallige måder, der skaber den fantastiske mangfoldighed af materialer i vores verden.

Hvor Kommer Atomerne Fra?

Disse fantastiske atomer kommer fra egentlig fra stjernerne. Gennem en proces som fusion, hvor mindre atomer smelter sammen til større atomer dannes der større og større atomer ud af mindre. Stjerne er en slags atomfabrikker så man kan sige at vi alle er en slags genbrugt stjernestøv. Den dag du dør vil dine atomer ikke dø - de vil forsvinde ud i verden og blive en del af nye fantastiske ting - måske nye mennesker, en kanin, en cykel eller noget helt tredje.

Hvis man har læst og forstået teksten, kan man svare på følgende spørgsmål:

Prøv at forklare med dine egne ord hvad et atom består af:

Hvilken ladning har hver af partiklerne inde i atomet?

Hvad ville der ske hvis der ikke var nogle neutroner inde i et atom?

Hvilken vægtenhed bruger man til vægten for partiklerne i atomet

Hvad vejer de 3 partikler hver især

Hvor mange forskellige atomer findes der i naturen?

Kan du forklare hvad forskellen er på et grundstof og en kemisk forbindelse?

Hvor kommer atomerne fra?

Det periodiske system:

I naturen findes som bekendt 92 forskellige naturligt forekommende atomer og i alt findes 118 forskellige atomer i verden (dem over 92 har mennesket skabt - yes). De forskellige atomer er samlet i et system som kaldes det periodiske system der først blev sammensat af russeren *Dmitrij Mendelejev* i 1896. Man kan spørge sig selv om hvilket fag der kan have hele verden på et papir. Det kan fysik/kemi (alt matematik kan jo ikke være på et papir vel?) hvilket er smukt. En god historie fortæller at Mendelejev fandt på det periodiske system ved at bruge et sæt spillekort i en hestevogn på vej til en ostekonference udenfor Moskva han skulle holde en tale ved. En god historie er det - men sandt er den nok næppe

The image shows a standard periodic table with color-coded regions. The noble gases (Group 18) are highlighted in pink and labeled 'Ædelgasser'. The non-metals (Groups 13-17) are highlighted in light blue and labeled 'Ikke Metaller'. The metals (Groups 1-12 and 13-17) are highlighted in light green and labeled 'Metaller'. The lanthanide and actinide series are shown as separate rows at the bottom.

Metaller, Ikke-Metaller og Ædelgasser:

I det periodiske system er atomerne organiseret i tre hovedgrupper. Metallerne, Ikke Metallerne, Ædelgasserne som hver har deres specielle egenskaber. Metallerne er gode til at lede varme og elektricitet, er faste ved stuetemperatur og befinder sig under det man kalder metaltrappe. Ikke-metallerne, som befinder sig over metal trappen, er ofte det modsatte af metallerne. De kan ikke lede varme og elektricitet, er ofte ikke faste ved stuetemperatur men derimod gasarter. Mange af dem er yderst reaktive med andre atomer - eksempler på dette kunne f.eks. være Oxygen og Flour.

Ædelgasserne kan man kalde naturens aristokrater/kongelige eller idolerne om man vil, de sidder på tronen yderst til højre i det periodiske system. Disse fornemme elementer er kemisk inaktive hvilket betyder at det ikke blander sig med andre atomer men forbliver isolerede som f.eks. de kongelige og idolerne (går Dronninger og Konger i Netto - nej vel).

Det Periodiske Systems Struktur:

Hver af de 118 kendte atomer har en bestemt plads i det periodiske system baseret på antallet af protoner som atomet har i dens kerne. Dette nummer kaldes også atomnummeret. I atomet er der altid

lige mange elektroner som der er protoner. Balance er nøglen her; med lige mange protoner og elektroner opretholder atomerne en neutral ladning.

Atomernes Identitet:

Udover at hvert atom har et atomnummer har det også et navn, et symbol med et eller flere bogstaver samt en vægt/atommasse. Det første bogstav i et atoms symbol er altid stort, mens evt. efterfølgende bogstaver altid er med småt. Tænk på Nitrogen, som har symbolet N, i modsætning til Natrium, som har Na. Atomernes vægt, eller atommasse, udtrykkes i units. Nitrogen vejer f.eks. 14 unit mens Natrium vejer 23 units.

Beregning af Neutroner:

I atomet vejer protonen og neutronen begge 1 unit. Elektronerne vejer næsten ikke noget. Derfor når man skal finde ud af, hvor mange neutroner der er i et atom kan man tage dets protonantal/atomnummer og trække det fra atomets vægt. Logikken her er at vægten må være den samlede vægt af neutroner+protoner. Natrium, for eksempel, har atomnummer 11 og en masse på 23 units. I Natrium må der således være 12 neutroner ($23-11 = 12$).

Danske Navne for Atomer:

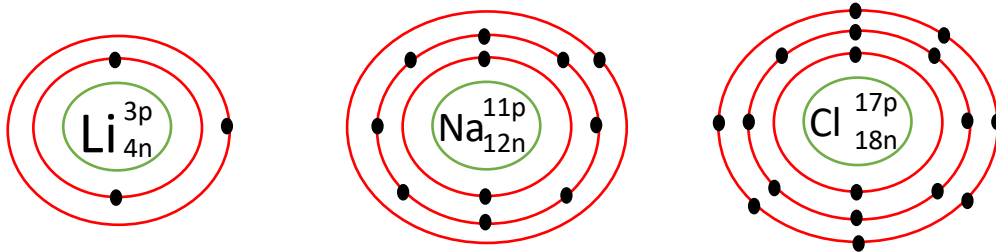
Nogle atomer har fået danske navne, takket være den berømte danske videnskabsmand H.C. Ørsted. Det er vigtigt at man kan disse danske navne da de ofte bruges i medierne og i naturvidenskaben. Følgende atomer er gode at kende de danske navne på:

- Hydrogen = Brint.
- Oxygen = Ilt
- Nitrogen = Kvælstof
- Carbon = Kulstof

H.C. Ørsteds valg af ord er ikke tilfældigt. Brint var god til at brænde som den gang blev udtalt at brinde. Ilt var god til at få ild til at brænde, Kvælstof var en gasart som kunne slukke ild, Kulstof var hovedbestanddelen i kul.

Elektronernes Arbejdspladser - elektronskallerne:

I atomet er protoner og neutroner placeret i atomkernen mens elektronerne befinder sig i elektronskallerne/elektronbanerne. Her er der regler for hvor mange elektroner der kan være i hver skallerne/banerne. I den inderste skal kan der kun være op til 2 elektroner, i den næste op til 8, derefter 18, 32 og så videre. Elektronerne fylder skallerne op indefra og ud.



At tegne et atom:

Når man tegner et atom (se ovenfor) starter man med, at skrive hvor mange protoner og neutroner der er i kernen. Derefter laver man den første elektronskal/elektronbane som fyldes med 2 af elektronerne. Derefter forsætter man ud af indtil man ikke har flere elektroner tilbage. Ovenfor er tegnet Lithium, Natrium og Klor

- Lithium har atomnummer 3 og vejer 7 units. Dvs. Lithium har 3 protoner og 3 elektroner. I kernen må der også være $(7-3=)$ 4 neutroner.
- Natrium har atomnummer 11 og vejer 23 units. Natrium har derfor 11 protoner og 11 elektroner. I kernen må der være $(23-11=)$ 12 neutroner
- Klor har atomnumme 17 og vejer 35 units. Klor har derfor 17 protoner og 17 elektroner. I kernen må der være $(35-17=)$ 18 neutroner.

Perioder og Hovedgrupper:

I det periodiske system er det ikke tilfældigt hvilken række atomet er placeret i. Lithium er placeret i 2 række hvorimod Natrium og Klor er placeret i 3 række. Når man ser på de 3 atomer ovenfor kan man se at antallet af elektronskaller er det samme som rækkenummeret. Dvs. Lithium med 2 elektronskaller

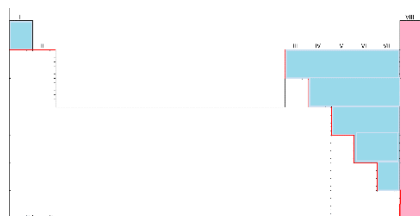
er i 2 række hvorimod Natrium og Klor med 3 elektronskaller er placeret i 3 række. I det periodiske system hedder rækkerne ikke rækker men perioder.

Den kolonne atomet er placeret i er heller ikke tilfældig. Man kan se at Lithium og Natrium står i første kolonne. Derimod er Klor placeret i 7 kolonne. Når man ser på Lithium og Natrium har de begge 1 elektron i den yderste elektronskal hvilket passer med at de står i kolonne nr 1. Derimod har Klor 7 elektroner i yderste skal som passer med at klor står i kolonne nr 7. Den kolonne atomet står i fortæller derfor hvor mange elektroner atomet har i yderste skal. I det periodiske system hedder kolonnerne ikke kolonner men hovedgrupper.

Hvis man har læst og forstået teksten, kan man svare på følgende spørgsmål:

Hvad indeholder det periodiske system?

Hvilken 3 grupper er atomerne inddelt i, i det periodiske system (skriv dem ind i systemet nedenfor)



På hvilken måde adskiller ædelgasserne sig fra Metaller og Ikke-Metaller?

Hvilke 2 af partiklerne i atomet er der altid lige mange af?

Hvad afgør atomets nummer og dermed dets placering i det periodiske system?

Hvordan kan man finde ud af hvor mange neutroner der er i et atom som f.eks. Magnesium der har nr 12 og vejer 24 units.

Kan du nævne de danske navne for Hydrogen, Carbon, Nitrogen og Oxygen?

Aluminium har nummer 13 og vejer 27 units. Hvor mange elektroner har Aluminium?

Kan du tegne atomet Magnesium der har nr 12 og vejer 24 units, samt Aluminium?

Hvis et atom er placeret i række/periode nr 2 - hvor mange elektronskaller har det så?

Se på din tegning af Magnesium og Aluminium. Hvilken kolonne/hovedgruppe er atomerne placeret i?

Ionbindingen

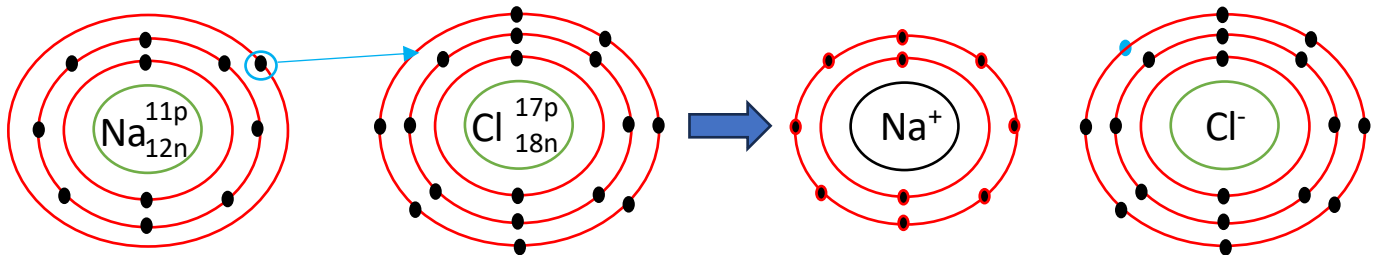
I kemiens magiske verden er ædelgasserne en slags konger eller idoler, som alle andre atomer ønsker at ligne. Takket være oktetreglen, der betyder at atomer ønsker otte elektroner i deres yderste skal, opstår der et fascinerende samspil mellem metaller og ikke-metaller. Lad os betragte dette spil, hvor atomer bliver til ioner og danner ionbindinger.

Oktetreglen: Atomernes Uendelige Jagt

Ifølge oktetreglen (fra latin 'octo', der betyder otte) ønsker atomer at opnå en fuld yderste elektronskal med otte elektroner, så de kommer til at ligne ædelgasserne som er idolerne. Dette ønske driver atomerne til at indgå i kemiske bindinger.

Kemiske Bindinger: Et Spil af Roser

Forestil dig metaller som drenge og ikke-metaller som piger, med ædelgasserne som de uopnåelige idoler. I dette spil ønsker pigerne (ikke-metallerne) at modtage roser (elektroner) fra drengene (metallerne). Når et metal giver en elektron til et ikke-metal, opstår der en ionbinding - en ionbinding er altså altid imellem et metal atom (drenge) og et ikke metal atom (pige).



Eksempel på Ionbinding: Natrium og Klor

Tag for eksempel natrium (Na), et metal, og klor (Cl), et ikke-metal. Natrium har en enkelt elektron i sin yderste skal, som den gerne vil afgive til klor, der har syv. Efter denne udveksling opnår begge atomer en fuld yderste skal. Klor bliver negativt ladet fordi den nu har 18 elektroner og 17 protoner. Natrium derimod bliver positivt ladet fordi den nu har 11 protoner og 10 elektroner. Denne forbindelse resulterer i dannelsen af natriumklorid (NaCl), bedre kendt som bordsalt.

Når man skriver den kemiskeformel er det altid Metal før Ikke-Metal derfor NaCl og ikke ClNa.

Ioner: Atomer på Vandringsfærd

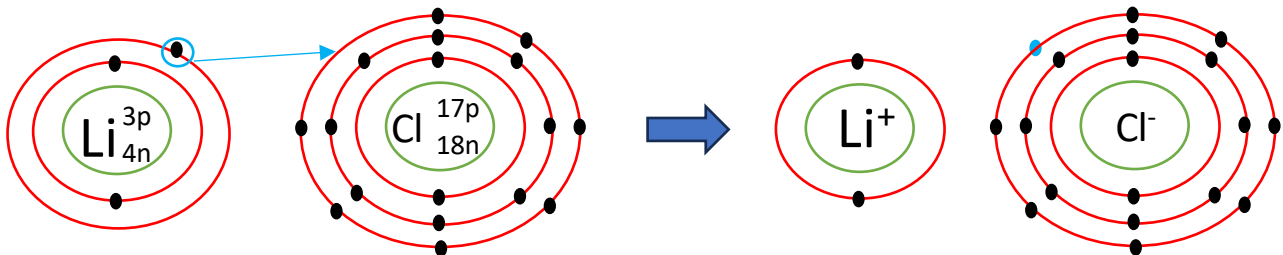
Når et atom afgiver eller modtager en elektron, bliver det til en ion, hvilket på græsk betyder 'vandringsmand'. Ioner har en elektrisk ladning og er dygtige til at bevæge sig i elektriske felter.

Magnesium og Klor: En Dobbelt Date

Magnesium (Mg) har to elektroner at give væk (da den står i 2 hovedgruppe/kolonne). Da klor kun ønsker en, må magnesium finde to kloratomer altså en slags dobbelt date. Resultatet er MgCl_2 , hvor magnesium binder sig til to kloratomer for at alle parter kan opnå oktetreglen og ligne ædelgasserne. Når man skriver dem som ioner skrives Mg^{++} og Cl^- . To tallet i MgCl_2 angiver at der er 2 Klor atomer.

Ikke Alle Atomer Jagter Otte Elektroner

Selvom oktetreglen er en generel vejledning, er der undtagelser, der viser, at kemien ofte bryder med reglerne. Tag for eksempel ædelgasen Helium der netop ikke har 8 elektroner men kun to elektroner i sin yderste skal, og alligevel er det et stabilt ædelgasatom. Der er selvfølgelig også atomer som ser op til Helium og som derfor ikke er interesseret i 8 elektroner i deres yderste skal men derimod 2. Dette kaldes dubletreglen.

Eksempel: Litiumklorid (LiCl)

Litium (Li) er et metal og har i alt tre elektroner da det har atomnummer 3. Når det afgiver sin ene elektron i den yderste skal til f.eks. et kloratom, efterlades det med to elektroner i den nu yderste skal. Selvom det bryder med oktetreglen, opnår litium stabilitet ved at ligne Helium som jo netop har 2. Litiumklorid (LiCl) demonstrerer, at kemisk stabilitet ikke altid kræver otte elektroner, og at nogle atomer er tilfredse med færre.

Hvis man har læst og forstået teksten, kan man svare på følgende spørgsmål:

Kan du beskrive hvad oktetreglen går ud på?

Hvad vil henholdsvis Metaller (dreng) og Ikke metallerne og hvad bliver de til?

- Metaller:
- Ikke-Metaller:

Kan du forklare hvad er en ion er?

Kan du tegne henholdsvis Litium (nr 3, vægt 7) og Fluor (nr 9, vægt 19) og den kemiske binding de kan indgå i. (Litium er et metal - dreng - og Fluor er et ikke metal - pige).

Kan du tegne forbindelsen imellem Magnesium ($MgCl_2$) og Klor der omtales i teksten

Kan du bruge det periodiske system til at skrive hvilken ion som atomet kan blive til

Atom	Navn	Metal	Ikke-Metal	Ion
Na	Natrium	x		Na ⁺
Mg				
O				
F				
Ca				
Al				
Li				
N				

Kan du lave ionbindingerne imellem atomerne:

Metal	Ikke metal	Metal ion	Ikke metal ion	Forbindelse
Na	Cl	Na ⁺	Cl ⁻	NaCl
Mg	Cl			
Li	O			
Al	Cl			
Mg	O			
Ca	Cl			
Na	O			

Kan du gennemskue hvilket af de kemiske forbindelser der overholder oktetreglen: (sæt kryds)

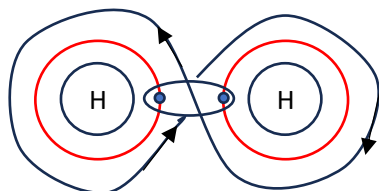
KCl	K ₂ Cl	KCl ₂
MgCl	Mg ₂ Cl	MgCl ₂
NaS	Na ₂ S	NaS ₂
CaO	Ca ₂ O	CaO ₂
AlCl	Al ₂ Cl	AlCl ₃
MgF	Mg ₂ F	MgF ₂
AlO	Al ₂ O	Al ₂ O ₃

Kovalente Bindinger

I ionbindingen fra forrige kapitel gik Metaller (drengene) og Ikke Metaller (piger) sammen og dannede ionbindinger ved at give og modtage elektroner. Men der kan også opstå bindinger imellem Ikke Metaller (piger) og Ikke Metaller (piger). Denne form for binding kaldes for en kovalentbindinger (nogle gange også elektronpar binding). En kovalent binding foregår på en anden måde end ionbindingen.

De højhælede sko og den kovalente binding:

For at gøre den kovalente binding nemmere at forstå kan man lave atomerne om til 2 piger der ønsker et par sko. Forestil dig to piger, der drømmer om et par dyre højhælede sko. De kan ikke købe dem hver for sig, men sammen har de nok penge. De bliver enige om at købe skoene sammen og dele skoene; en uge til den ene, næste uge til den anden. De andre piger i klassen vil tror, at de begge ejer et par, men i virkeligheden er der kun ét par, der skifter hænder hele tiden. Dette ligner kovalente bindinger mellem ikke-metaller, hvor 2 ikke metal atomer deles om et elektronpar (altså 2 elektroner). Disse elektroner bevæger sig så hurtigt, at det ser ud, som om begge atomer har en ekstra elektron.



Hydrogen gas:

Tag for eksempel hydrogengas (H_2). To hydrogenatomer deler et elektronpar for at ligne helium med to elektroner i den yderste skal, kendt som dubletreglen. Denne deling skaber en stærk kovalent binding.

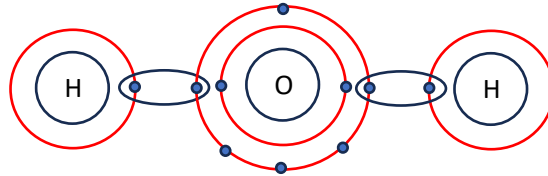
Stregformel:

Kovalente bindinger kan illustreres som en stregformel, hvor en linje mellem to bogstaver angiver et delt elektronpar.

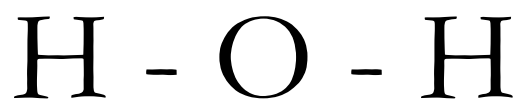


Vand og kovalente bindinger:

Vands kemiske formel er kendt som H_2O . Her er der 2 Hydrogen atomer og et Oxygen atom som altså må danne 2 kovalente bindinger. Grunden til dette er at Oxygen har 6 elektroner i yderste skal og altså har brug for 2 ekstra elektroner og må derfor danne 2 kovalente bindinger.



Vand kan på stregformel skrives:

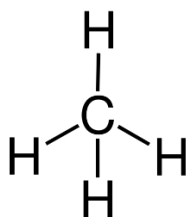


Polære og Upolære Molekyler:

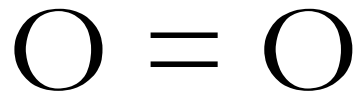
Ikke alle kovalente bindinger bliver elektronparret delt ligeligt. Ligesom i den virkelige verden er der altid nogen der er bedre til at gå i højhælede sko og nogen der ikke har fødderne til det. Herved går den ene af pigerne med skoene noget mere. Lidt det samme er tilfældet ned f.eks. vand. Oxygen har blot elektronparret i længere tid, hvilket gør oxygen svagt negativt. Derimod bliver Hydrogen atomerne svagt positivt. Dette skaber det man kalder et polært molekylet hvilket vand er et godt eksempel på. I modsætning hertil er det upolære molekyler som f.eks. olie. Her deles alle atomerne ligeligt om elektronparrene. Dette er den egentlige grund til at man ikke kan blande vand og olie udover den forskellige massefylde.

Kompleksiteten af Kovalente Bindinger:

Kovalente bindinger kan blive komplekse, især i organisk kemi. Methan (CH_4) er et eksempel, hvor et carbonatom danner fire kovalente bindinger med hydrogen.



Der findes også det som kaldes dobbeltbindinger som man f.eks. kan finde i Oxygen (O₂), hvor to oxygenatomer deler ikke ét, men to elektronpar. Det ville man på stregformel skrive som:



Hvis man har læst og forstået teksten, kan man svare på følgende spørgsmål:

Hvem fra det periodiske system kan danne kovalente bindinger?

Prøv med dine egne ord at forklare hvad en kovalent binding går ud på?

Kan du tegne Klorgas (Cl₂) på stregformel:

Kan du tegne Methan på stregformel (CH₄):

Hvad er forskellen på et polært og et upolært molekyle?

Kan du vha. en dobbeltbinding tegne stregformlen for CO₂

Metalbindinger

Vi er nu kommet til den sidste kombination af atomer der kan binde sig sammen nemlig: Metal (dreng) og Metal (dreng). Metalbindinger er unikke og fascinerende, og de spiller en afgørende rolle i mange af de materialer, vi bruger hver dag.

Elektronhavmodellen:

Denne model er en måde at forstå, hvordan metaller binder sig sammen. Elektronerne i de yderste skaller af metalatomerne er ikke bundet til et bestemt metalatom, men bevæger sig frit rundt imellem atomerne. Dette skaber en stærk tiltrækning mellem metalatomerne og de frit bevægende elektroner. Man kan betragte det som et stort elektronhav.

Man kan også forestille sig et drenge værelse på en lejtur. Når turen er ovre fylder det med strømper og andet på gulvet - og ingen kan egentlig hvilke der tilhører hvem. Strømperne flyder rundt mellem drengene på værelset og alle er egentlig ligeglade blot de har strømper på. Sådan kan man også betragte elektronernes vandring i metallerne.

Egenskaber af Metalbindinger:

- Elektrisk og Termisk Ledningsevne: På grund af de frit bevægende elektroner er metaller fremragende ledere af elektricitet og varme.
- Malleabilitet og Duktilitet: Metalbindinger tillader metaller at blive hamret tyndt (malleabilitet) eller trukket ud til tråd (duktilitet) uden at bryde.
- Glans: Metaller har en naturlig glans, som skyldes de frit bevægende elektroner, der reflekterer lys.

Betydningen af Metalbindinger i Hverdagen:

Uden metalbindinger ville vores verden se markant anderledes ud. De er grunden til, at vi kan bygge høje skyskrabere, lave elektriske ledninger og skabe smukke smykker. Metallernes evne til at lede varme gør dem også afgørende i køkkenredskaber og maskineri.

Kemiske bindinger - overblik:

Vi har nu set på hvordan atomerne kan indgå i bindinger for at opnå oktetreglen - der kort går ud på at atomerne vil ligne ædelgasserne og have 8 elektroner i yderste elektronskal. Det kan de gøre på 3 forskellige måder:

- **Ionbinding:** Metal (dreng) + Ikke Metal (pige)

Metallerne (drengene) afgiver deres yderste elektroner (roser) til Ikke Metallerne (pigerne).

Herved bliver atomerne til henholdsvis Positive Ioner (Metaller - drenge) og Negative Ioner (Ikke metaller - pigerne)

Huskeregul: *Hvem skal have roser?*

- **Kovalent binding:** Ikke Metal (pige) + Ikke Metal (pige)

De to Ikke metal atomer deles om et elektronpar (et par højhælede sko) som først cirkulerer omkring det første atom og derefter omkring det næste.

Huskeregul: *de to piger og et par højhælede sko.*

- **Metal binding:** Metal (dreng) + Metal (dreng)

De to Metaller deler deres yderste elektroner i en fælles elektronsky hvor elektronerne frit kan vandre imellem de forskellige metalatomer. Det giver bl.a. metallerne en evne til at lede en elektrisk strøm.

Spørgsmål til teksten:

Kan du se hvilken type binding der binder den kemiskeforbindelse sammen?

	Ionbinding	Kovalent	Metalbinding
H ₂ O		x	
NaCl			
Mg ₂			
CH ₄			
NH ₃			
MgO			
CaCl ₂			
CH ₃ CH ₂ OH			
Fe ₂			