

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

1. Vad heter den bindning som finns;
 - a) mellan atomerna i en brommolekyl?
 - b) i ett salt?
 - c) i en metallbit?

Svar:

- a) Kovalent bindning (opolär kovalent)
- b) Jonbindning
- c) Metallbindning

2. Ange fyra olika typer av intermolekylära bindningar.

Svar:

Dipol-dipolbindning
 Vätebindning
 van der Waalsbindning (London dispersionskrafter)
 Jon-dipolbindning

3. Beskriv kortfattat en anledning till varför kemiska bindningar uppkommer mellan atomer och mellan molekyler.

Svar:

Anledningen till att det skapas kemiska bindningar mellan olika atomer och mellan olika molekyler är oftast p.g.a. att de ingående atomerna och molekylerna får lägre energi och blir stabilare (mindre reaktiva).

4. Vilken typ av kemiska bindningar måste brytas när en molekyلفörening, som t.ex. vatten eller etanol, ska byta aggregationsform från fast till flytande form?

Svar:

De intermolekylära bindningarna (de bindningar som finns mellan molekylerna).

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

5. Förklara vad elektronegativitet innebär och ange de 2 faktorer som bestämmer en atoms elektronegativitet.

Svar:

Elektronegativitet: En atoms förmåga att attrahera och dra till sig valenselektroner. Hög elektronegativitet innebär att atomerna är bra på att attrahera valenselektroner.

Följande faktorer avgör en atoms elektronegativitet:

- *Atomens radie*: Stor radie innebär att valenselektronerna inte känner av atomkärnan i särskilt hög grad. Liten radie innebär däremot hög elektronegativitet eftersom valenselektronerna känner av atomkärnan i hög grad.
- *Nettoladdningen innanför valensskalet*: Det är denna laddning som valenselektronerna känner av. Om nettoladdningen är hög (mycket positiv) kommer valenselektronerna attraheras kraftigt.

6. Hur ändras elektronegativiteten och varför då;

- när man går från vänster till höger i det periodiska systemet?
- när man går nedåt inom en grupp i det periodiska systemet?

Svar:

- Elektronegativiteten ökar när man går längre till höger inom samma period eftersom atomernas nettoladdning (den effektiva kärnladdningen) ökar. Valenselektronerna känner alltså av en högre nettoladdning och attraheras därmed starkare till atomkärnan.
- Elektronegativiteten minskar när man går nedåt inom samma grupp eftersom antalet skal ökar. Fler skal innebär en större radie och därmed att valenselektronerna befinner sig längre ut från atomkärnan. De egna valenselektronerna och ev. valenselektroner från andra ämnen kommer därför inte attraheras lika mycket av atomkärnan.

7. Räkna ut nettoladdningen/effektiva kärnladdningen för följande atomer;

- a) Mg b) Sr c) C d) Cl

Svar:

- Mg: 12 protoner - 10 elektroner (innanför valensskalet) = +2
- Sr: 38 protoner - 36 elektroner (innanför valensskalet) = +2
- C: 6 protoner - 2 elektroner (innanför valensskalet) = +4
- Cl: 17 protoner - 10 elektroner (innanför valensskalet) = +7

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

8. Vilket av följande ämnen har högst resp. lägst elektronegativitet; litium, natrium, beryllium eller magnesium? Motivera ditt svar.

Svar:

Radien och nettoladdningen påverkar elektronegativiteten. Vi ställer upp en tabell där vi jämför atomerna och deras radie (antalet skal) respektive nettoladdning:

Atom:	Antalet skal (radien):	Nettoladdning:	Rangordning:
Litium	2	+1	
Natrium	3	+1	4
Beryllium	2	+2	1
Magnesium	3	+2	

Beryllium har högst elektronegativitet eftersom beryllium har minst antal skal (tillsammans med litium) och samtidigt högst nettoladdning (tillsammans med magnesium). Dessa två faktorer tillsammans leder till att beryllium är det ämne som bäst kan attrahera valenselektroner.

Natrium har lägst elektronegativitet eftersom natrium har flest antal skal (tillsammans med magnesium) och samtidigt lägst nettoladdning (tillsammans med litium). Dessa två faktorer tillsammans leder till att natrium är det ämne som sämst kan attrahera valenselektroner.

9. Förklara varför en fluoratom är mer elektronegativ än en kolatom.

Svar:

Kol och fluor tillhör samma period i det periodiska systemet vilket innebär att de har lika många skal. Valenselektronerna är därför ungefär lika långt från resp. atomkärna. Skillnaden mellan kol och fluor är istället antalet protoner i atomkärnan och den skillnad i nettoladdning som detta medför. Fluor har 9 protoner medan kol har endast 6 st. Om man räknar ut nettoladdningen (antalet protoner minus antalet elektroner innanför valensskalet) så ser vi att fluor har +7 i nettoladdning medan kol har +4. Fluor har alltså en betydligt högre nettoladdning och därför en mycket högre elektronegativitet. Fluor är därför mycket bättre på att hålla i sina egna valenselektroner och dra till sig valenselektroner från andra ämnen.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

10. Förklara vad en kovalent bindning är och hur kovalenta bindningar kan få atomer att "sitta ihop" med varandra.

Svar:

En kovalent bindning (elektronparbindning) innebär att två atomer delar på valenselektroner. De gemensamma valenselektronerna fungerar som ett "lim" som binder ihop atomerna med varandra. Dessa valenselektroner kallas för bindningselektroner. Anledningen till att atomerna hålls samman är att bindningselektronernas negativa laddningar attraheras av de båda atomkärnornas positiva laddningar. Detta gör att de båda atomkärnorna dras mot varandra och atomerna hålls ihop.

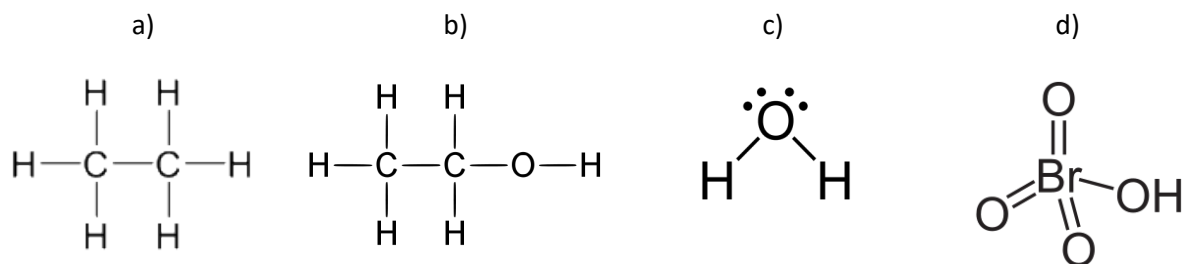
11. Förklara skillnaden mellan opolära kovalenta bindningar (vanliga kovalenta) och polära kovalenta bindningar. I din förklaring bör begreppet elektronegativitet ingå.

Svar:

Opolära kovalenta bindningar: En opolär kovalent bindning innebär att två atomer delar på valenselektroner, och att de delar lika på dessa elektroner. De båda atomerna som ingår i bindningen har samma eller nästan samma elektronegativitet vilket innebär att de är lika bra på att attrahera elektroner och därför delar de lika på de gemensamma elektronerna. Det innebär att dessa s.k. bindningselektroner kommer befinna sig mitt emellan de båda atomerna.

Polära kovalenta bindningar: En polär kovalent bindning innebär att två atomer delar på valenselektroner, men att de delar olika på dessa elektroner. De båda atomerna som ingår i bindningen har inte samma elektronegativitet vilket innebär att de är olika bra på att attrahera elektroner, och därför delar de olika på de gemensamma elektronerna. Dessa s.k. bindningselektroner kommer därför befinna sig närmare den ena atomen, närmast den atom som har högst elektronegativitet.

12. Vilken/vilka av nedanstående molekyler innehåller inga polära kovalenta bindningar? Motivera ditt svar.

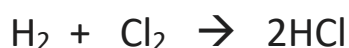


FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

Svar:

Alternativ a) är den enda som inte innehåller polära kovalenta bindningar. Trots att C och H är olika atomer så brukar bindningen mellan dessa definieras som en vanlig kovalent bindning (opolär kovalent). C och H är nämligen väldigt lika varandra när det gäller förmågan att attrahera valenselektroner (deras elektronegativitet är nästan samma). När det gäller övriga alternativ så innehåller de polära kovalenta bindningar mellan O och H. Alternativ b) har även en polär kovalent bindning mellan C och O. Alternativ d) har även polära kovalenta bindningar mellan Br och O. När det är olika atomer som delar på valenselektroner på detta sätt så drar de olika mycket i de gemensamma bindningselektronerna (undantaget C-H) och det kännetecknar polära kovalenta bindningar.

13. Vätgas reagerar med klorgas och bildar väteklorid (HCl). Vilken/vilka av ämnena i nedanstående reaktionsformel innehåller opolära kovalenta bindningar (vanliga kovalenta)?



Svar:

Bindningen i både väte- och klormolekylen är opolär kovalent bindning eftersom det är två likadana atomer som binder till varandra i dessa båda molekyler. Om det är två likadana atomer så drar de lika mycket i de gemensamma bindningselektronerna (samma elektronegativitet).

Bindningen i vätekloriden är däremot en polär kovalent bindning eftersom det är 2 olika atomer (H och Cl) som binder till varandra (och det är tillräckligt stor skillnad mellan dessa). Två olika atomer innebär att de drar olika mycket i de gemensamma bindningselektronerna. Cl har högre elektronegativitet än H och kommer därför dra åt sig elektronerna mer.

14. Rangordna följande atomer efter förmågan att attrahera valenselektroner (deras elektronegativitet). I ditt svar vill jag att du anger de olika atomernas nettoladdning och jämför deras radie. Ta hjälp av det periodiska systemet.

a) Kväve b) Natrium c) Francium d) Fluor

Svar:

Radien och nettoladdningen påverkar elektronegativiteten. Vi ställer upp en tabell där vi jämför atomerna och deras radie (antalet skal) respektive nettoladdning:

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

Atom:	Antalet skal (radien):	Nettoladdning:	Rangordning:
Kväve	2	+5	2
Natrium	3	+1	3
Francium	7	+1	4
Fluor	2	+7	1

Rangordning:

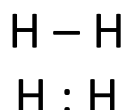
1. Fluor: Fluor har högst elektronegativitet eftersom fluoratomens radie är liten (endast 2 skal) och eftersom nettoladdningen hos fluor är klart högst (+7). Fluor är därför bäst av alla ämnen på att attrahera valenselektroner.
 2. Kväve: På andra plats kommer kväve. Kväve har också liten radie (2 skal) och hög nettoladdning (+5), men nettoladdningen är dock inte lika stor som hos fluor.
 3. Natrium: På tredje plats kommer natrium. Natriums nettoladdning är enbart +1 och natrium har även en större radie än fluor och kväve (3 skal). Båda dessa faktorer leder till att natrium har svårt att attrahera valenselektroner och har betydligt lägre elektronegativitet jämfört med fluor och kväve.
 4. Francium: Francium kommer på sista plats. Francium har samma nettoladdning som natrium (+1) men francium har 7 skal vilket innebär en väldigt stor radie och därmed en väldigt låg förmåga att attrahera valenselektroner.
15. Rita elektronformeln för följande molekyler så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur:
- a) Vätgasmolekyl, H_2
 - b) Vätekloridmolekyl, HCl
 - c) Metanmolekyl, CH_4
 - d) Vattenmolekyl, H_2O
 - e) Ammoniakmolekyl, NH_3
 - f) Kvävemolekyl, N_2

Svar:

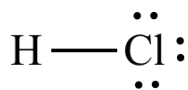
När man ritar elektronformler ska man (i de flesta fall) rita ut valenselektronerna så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur. Man får dock inte använda sig av fler valenselektroner än vad de olika atomerna har tillsammans! Valenselektroner som ingår i bindningar kan ritas ut som streck (istället för punkter).

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

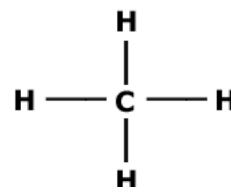
a) Vätgasmolekyl, H₂



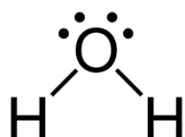
b) Vätekloridmolekyl, HCl



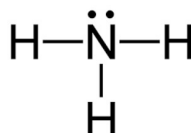
c) Metanmolekyl, CH₄



d) Vattenmolekyl, H₂O



e) Ammoniakmolekyl, NH₃



f) Kvävmolekyl, N₂



16. Förklara vad som menas med legeringar och ange vilka av följande alternativ som är legeringar; brons, järn, aluminium, koppar, stål, mässing och zink.

Svar:

En legering är ett material med metalliska egenskaper bestående av två eller flera grundämnen (*legeringskomponenter*), varav minst ett är en metall.

En legering består oftast av en *baskomponent* (t.ex. aluminium, bly, järn, koppar eller tenn) till vilken det tillsätts ett eller flera *legeringselement/legeringsämnen* (som kan vara såväl metaller som icke-metaller).

Av alternativen så är det brons (av koppar och tenn), mässing (koppar och zink) och stål (järn och kol, krom eller nickel) som är legeringar. De andra är grundämnen.

17. Vad påverkar metallbindingens styrka?

Svar:

Metallbindingens styrka påverkas bl.a. av:

- Antalet delokaliserade elektroner: Desto fler valenselektroner varje metallatom avger till det gemensamma elektronmolnet desto starkare blir attraktionen mellan "metalljonerna" och elektronmolnet (starkare "lim").
- Nettoladdningen/effektiva kärnladdningen: Metallatomer med större nettoladdning (ger högre elektronegativitet) ger upphov till starkare metallbinding eftersom dessa har en större förmåga att attrahera elektronerna i det gemensamma elektronmolnet.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

- Antalet elektronskal: Metallatomer med färre elektronskal (ger högre elektronegativitet) ger upphov till starkare metallbinding eftersom det kortare avståndet gör att attraktionen mellan elektronerna i det gemensamma elektronmolnet och de positiva atomkärnorna i "metalljonerna" blir mindre.

18. Aluminium har en smältpunkt på ca 660 °C medan litium har en smältpunkt på ca 181 °C. Vad kan skillnaden bero på?

Svar:

Båda ämnena är metaller och har därför metallbinding. Metallbindingens styrka påverkas bl.a. av hur många elektroner varje metallatom avger till det gemensamma elektronmolnet. Fler delokaliserade elektroner innebär ett starkare "lim" som håller ihop metallen. Varje aluminiumatom avger 3 st elektroner till det gemensamma elektronmolnet medan litiumatomerna enbart avger 1 st elektron vardera.

Aluminium har även en högre nettoladdning (+3), jämfört med litium (+1) vilket också bidrar till den starkare metallbindingen. Metallatomer med större nettoladdning (ger högre elektronegativitet) ger upphov till starkare metallbinding eftersom dessa har en större förmåga att attrahera elektronerna i det gemensamma elektronmolnet.

Aluminium har också en något mindre radie, men den faktorn har minst betydelse här.

19. Varför är metaller hållfasta och formbara jämfört med till exempel jonföreningar?

Svar:

Metallkristaller (metaller har kristallstruktur) kan utsättas för yttre påverkan utan att metallkristallen går sönder. I metallkristallen uppstår nämligen ingen repellering mellan de positivt laddade partiklarna, "metalljonerna", när lagren förskjuts eftersom det finns en massa fria elektroner som "följer med" i rörelsen och som förhindrar att det uppstår. Elektronernas negativa laddning gör att de positiva laddningarna inte känner av varandra. Metaller är därför både hållfasta och formbara.

Om jonerna i en saltkristall förskjuts p.g.a. yttre påverkan kommer positiva joner hamna bredvid varandra samtidigt som negativa joner hamnar bredvid varandra. De lika laddningarna repellerar då varandra och kristallen spricker. Saltkristaller är alltså inte särskilt formbara.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

20. Varför är metaller bra på att leda värme respektive ström?

Svar:

Varför är metaller bra på att leda värme?: I en metallbit sitter atomerna väldigt tätt. Varma atomer är atomer som vibrerar mycket. Dessa vibrationer kan föras över till grannatomen om de sitter nära varandra. Om några atomer blir varma i ena änden av en metallbit så kommer värmen snabbt spridas i form av vibrationer, mellan atomerna, till den andra änden.

Varför är metaller bra på att leda ström?: Anledningen till varför metaller är bra på att leda ström är att det finns delokaliserade elektroner i metallen som kan röra på sig. Om en elektron skickas in i ena änden av en metallbit (till exempel in i en kopparledning) så blir det ett överskott på elektroner där. Elektronerna i det gemensamma elektronmolnet kommer då förskjutas mot den andra änden så att en elektron på andra sidan knuffas ut. En elektrisk ström har då passerat genom metallen (ström = elektroner i rörelse!).