

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 bindning)
- 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 därmed 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 (sina egna och andra atomers valenselektroner). Hög elektronegativitet innebär att atomen är bra på att attrahera valenselektroner.

Följande faktorer avgör en atoms elektronegativitet:

- Atomens radie (påverkas främst av antalet skal).
- Nettoladdningen innanför valensskalet (kallas även för effektiva kärnladdningen).

6. Förklara vad som menas med nettoladdningen/effektiva kärnladdningen och hur den räknas ut.

Svar:

Om man tar antalet protoner i atomkärnan minus antalet elektroner i den inre skalen (inre skal = alla skal förutom valensskalet), så får man atomens nettoladdning/effektiva kärnladdning. Det är denna laddning som valenselektronerna känner av (och inte totala antalet protoner i atomkärnan).

Valenselektronerna attraheras av protonerna i atomkärnan, men om det sitter för många negativa elektroner i vägen så har de svårt att känna av protonerna. De negativt laddade inre elektronerna avskärmar protonerna i atomkärnan och motverkar attraktionen mellan atomkärnan och valenselektronerna. Det spelar alltså ingen roll om atomkärnan innehåller en massa protoner om det även finns en massa inre elektroner som sitter i vägen och avskärmar atomkärnan. Då kommer valenselektronerna ändå kunna lossna lätt. Därför är det nettoladdningen/effektiva kärnladdning som spelar roll och inte totala antalet protoner i atomkärnan.

7. Förklara varför atomradien har betydelse för en atoms elektronegativitet.

Svar:

Stor radie innebär lägre elektronegativitet eftersom valenselektronerna inte känner av atomkärnan i särskilt hög grad. Liten radie innebär däremot högre elektronegativitet eftersom valenselektronerna känner av atomkärnan i högre grad.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

8. Hur ändras elektronegativiteten och varför då;

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

Svar:

- a) Elektronegativiteten ökar när man går längre till höger inom samma period eftersom atomernas nettoladdning (den effektiva kärnladdningen) ökar p.g.a. att det blir fler protoner i atomkärnan. Valenselektronerna känner alltså av en högre nettoladdning och attraheras därmed starkare till atomkärnan.
- b) 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. Valenselektronerna kommer därför inte attraheras lika mycket av atomkärnan.

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

- a) Mg
- b) Sr
- c) C
- d) Cl
- e) Na⁺

Svar:

- a) Mg: 12 protoner - 10 elektroner (innanför valensskalet) = +2
- b) Sr: 38 protoner - 36 elektroner (innanför valensskalet) = +2
- c) C: 6 protoner - 2 elektroner (innanför valensskalet) = +4
- d) Cl: 17 protoner - 10 elektroner (innanför valensskalet) = +7
- e) Na⁺: 11 protoner - 2 elektroner (innanför valensskalet) = +9 (obs. att en natriumjon har 8 valenselektroner vilket leder till en mycket högre nettoladdning än en vanlig natriumatom).

10. 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

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

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.

11. Rangordna följande ämnen från högst till lägst elektronegativitet; litium, natrium, beryllium eller magnesium? Motivera ditt svar.

Svar:

Radien och nettoladdningen/effektiva kärnladdningen påverkar elektronegativiteten. Vi ställer upp en tabell där vi jämför atomernas radie (antalet skal) respektive deras nettoladdning/effektiva kärnladdning:

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

På andra plats kommer magnesium. Magnesium har dubbelt så hög nettoladdning som både natrium och litium. Magnesium har dock ett skal mer än litium, men den dubbelt så höga nettoladdningen får här större betydelse.

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.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

12. 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.

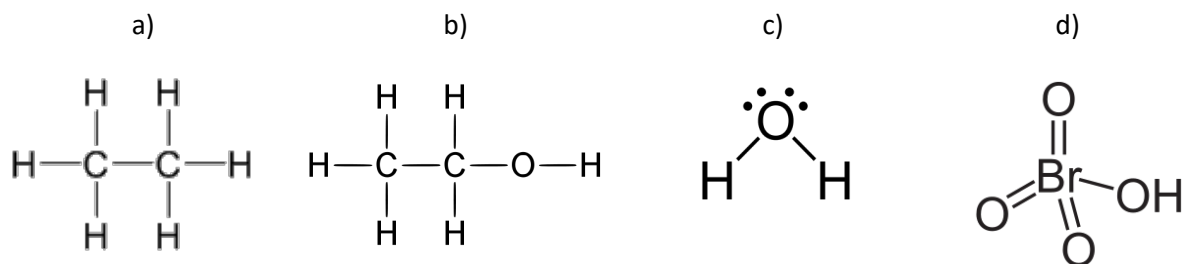
13. Förklara skillnaden mellan opolära kovalenta bindningar (vanliga kovalenta bindningar) och polära kovalenta bindningar. I din förklaring bör begreppet elektronegativitet ingå.

Svar:

Opolära kovalenta bindningar (vanliga kovalenta bindningar): En opolär kovalent bindning innebär att två atomer delar på valenselektroner, och att de delar lika (eller nästan lika) på dessa valenselektroner. 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 eller nästan 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.

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

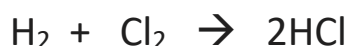


FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

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.

15. 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.

16. Rangordna följande atomer efter förmågan att attrahera valenselektroner (deras elektronegativitet). I ditt svar vill jag att du anger de olika atomernas nettoladdning/effektiva kärnladdning 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/Effektiv kärnladdning:	Rangordning:
Kväve	2	+5	2
Natrium	3	+1	3
Francium	7	+1	4
Fluor	2	+7	1

Rangordning:

- 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.
- 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.
- 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.
- 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.

17. Rita elektronformeln för följande molekyler så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur:

- Vätgasmolekyl, H_2
- Vätekloridmolekyl, HCl
- Metanmolekyl, CH_4
- Vattenmolekyl, H_2O
- Ammoniakmolekyl, NH_3
- Kvävemolekyl, N_2

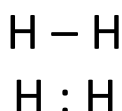
Svar:

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

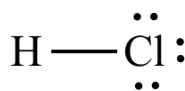
FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

än vad de olika atomerna har tillsammans! Valenselektroner som ingår i bindningar kan ritas ut som streck (istället för punkter).

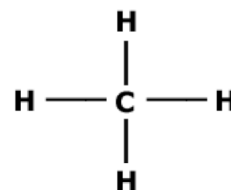
a) Vätgasmolekyl, H₂



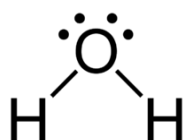
b) Vätekloridmolekyl, HCl



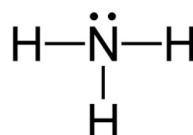
c) Metanmolekyl, CH₄



d) Vattenmolekyl, H₂O



e) Ammoniakmolekyl, NH₃



f) Kvävemolekyl, N₂



18. 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.

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.

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

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.

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!).

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

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

22. 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 är det som påverkar smältpunkten. Starkare metallbinding innebär att det kommer krävas mer värme för att få metallen att smälta, alltså blir smältpunkten högre.

Metallbindingens styrka påverkas av hur många elektroner varje metallatom avger till det gemensamma elektronmolnet (antalet delokaliserade elektroner) samt metallatomernas elektronegativitet;

- Fler delokaliserade elektroner innebär ett starkare "lim" som håller ihop metallen.
- Högre elektronegativitet (färre skal och/eller högre nettoladdning) ökar attraktionen mellan metallatomerna och de delokaliserade elektronerna.

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 innebär en högre elektronegativitet. En högre elektronegativitet ger upphov till en starkare metallbinding eftersom attraktionen mellan metallatomerna och de delokaliserade elektronerna i det gemensamma elektronmolnet blir starkare.

Aluminium har också en något mindre radie, vilket också ger en högre elektronegativitet, men den faktorn har minst betydelse här.

23. Följande tabell visar smältpunkten för olika metaller. Förklara varför smältpunkterna skiljer sig åt mellan metallerna.

Metall:	Smältpunkt:
Beryllium (Be)	1278 °C
Kalcium (Ca)	839 °C
Kalium	63,7 °C
Cesium (Cs)	28,4 °C

FACIT: INTRODUKTION TILL KEMISKA BINDNINGAR OCH ELEKTRONEGATIVITET

Svar:

Alla ämnena är metaller och har därför metallbinding. Metallbindingens styrka är det som påverkar smältpunkten. Starkare metallbinding innebär att det kommer krävas mer värme för att få metallen att smälta, alltså blir smältpunkten högre. Metallbindingens styrka påverkas av hur många elektroner varje metallatom avger till det gemensamma elektronmolnet (antalet delokaliserade elektroner) samt metallatomernas elektronegativitet;

- Fler delokaliserade elektroner innebär ett starkare "lim" som håller ihop metallen.
- Högre elektronegativitet (färre skal och/eller högre nettoladdning) ökar attraktionen mellan metallatomerna och de delokaliserade elektronerna.

Vi jämför de olika metallerna genom att göra en tabell där vi skriver in antalet delokaliserade elektroner samt de faktorer som påverkar elektronegativiteten:

Metall:	Smältpunkt:	Delokaliserade elektroner:	Antalet skal (atomradier):	Nettoladdningen:
Beryllium (Be)	1278 °C	2	2	+2
Kalcium (Ca)	839 °C	2	4	+2
Kalium	63,7 °C	1	4	+1
Cesium (Cs)	28,4 °C	1	6	+1

Beryllium har högst smältpunkt. Detta beror dels på att varje berylliumatom ger upphov till 2 delokaliserade elektroner, vilket är mest tillsammans med kalcium, och dels på att beryllium har högst elektronegativitet (p.g.a. minst antal skal och högst nettoladdning tillsammans med kalcium). Kombinationen av många delokaliserade elektroner (mycket "lim") och en stark attraktion mellan metallatomerna och dessa elektroner ger den högsta smältpunkten.

Kalcium kommer på andra plats. Anledningen att kalcium har högre smältpunkt jämfört med kalium och cesium är dels att kalciumatomerna ger upphov till 2 delokaliserade elektroner, vilket är dubbelt så mycket som kalium och cesium, och dels på att kalcium har högre elektronegativitet än både kalium och cesium (högre nettoladdning än kalium samt högre nettoladdning och färre skal än cesium).

Kalium kommer på tredje plats. Anledningen är att kalium har högre elektronegativitet än cesium (p.g.a. färre skal).

Cesium har lägst smältpunkt av alla metallerna, dels eftersom varje cesiumatom ger upphov till enbart en delokaliserad elektron, och dels p.g.a. att cesium har lägst elektronegativitet.