

# Øving 6

fredag 29. september 2017 16.48

1.

Berylliumklorid ( $BeCl_2$ ) beryllium atomet som sentralatom med to kloratomer rundt. Siden klor har betydelig høyere elektronegativitet enn beryllium vil kloratomene få et overskudd av elektroner og da være negativt ladet. Siden disse atomene da vil frastøte hverandre vil den mest stabile konfigurasjonen være der de er lengst ifra hverandre som siden det bare er to av de er på motsatt side av berylliumatomet. Molekylet vil da altså være lineært og alternativ A er rett

2.

Første ioniseringsenergien er den energien som må påføres et atom for å slå løs et elektron og gi atomet en ladning på

+1. Vi ser at blant annet dette skjer i reaksjonsligningen, sammen med fordampningen av natrium. Fordampningen av natriummetallet tar en viss mengde energi (bindingsenergien i metallbindingene i natrium) som da har blitt tilført i tillegg til ioniseringsenergien. Det må da altså ha blitt tilført mer energi enn ioniseringsenergien så alternativ C er da rett.

3.

Hvis vi teller opp valenselektronene i nitrogenmolekylet i alternativ E ser vi at vi får et total av 12 elektroner (2 for hver av bindingene + de andre 8). Dette går ikke opp siden et nøytralt nitrogen atom har 5 valenselektroner så det skulle vært en total av 10 valenselektroner for at molekylet skal være nøytralt. Dette alternativet er da rett (Siden strukturen er feil).

4.

Siden molekylet totalt har 8 valenselektroner men bare 6 av de ingår i bindinger vil det siste elektronparet være bundet til det atomet med høyest elektronegativitet (fosfor). For at alle elektronparene skal påvirke hverandre minst mulig vil de stabilisere seg i en tetraheder form. Hvis vi da ser på atomene i molekylet så vil de ha en trigonal pyramidal form. (Alternativ E)

5.

I aluminium vil de første tre ioniseringsenergiene være relativt lave siden aluminium har 3 valenselektroner. Når disse 3 elektronene er fjernet fra atomet har  $Al^{3+}$  ionet en Neon elektronkonfigurasjon og det vil ta betydelig mer energi å løsrive det 4. elektronet i forhold til det 3. Alternativ C blir da riktig.

6.

For at en forbindelse skal være polar kovalent må differansen i elektronegativitet mellom atomene i molekylet være mellom 0.3 og 2.0. Alternativ A og B er godt utenfor dette og er definitivt ioniske forbindelser. Bortsett fra de kovalente bindingene i sulfationet er også kalsiumsulfat også en ionisk forbindelse. I både Svoveltetrafluorid og aluminiumoksid er differansen i elektronegativitet mellom 0.3 og 2.0 (henholdsvis 1.4 og 1.83) så i grunnen er begge disse polare kovalente bindinger, men siden overgangen fra polarkovalente til ioniske forbindelser er ganske jevn og aluminiumoksid er oppfører seg mye mer som et salt enn  $SF_4$  (som er en gass) vil jeg si at det blir mest rett å si at  $SF_4$  er en polar kovalent forbindelse og da si at C blir rett alternativ.

7.

a)

Metaller:

Neodym:  ${}_{60}Nd$

Kvikksølv:  ${}_{80}Hg$

Ikke-metaller:

Karbon:  ${}_6C$

Xenon:  $_{86}\text{Xe}$

b)

To ioner som har samme elektronkonfigurasjon men forskjellig antal protoner i kjernen vil ha forskjellig størrelse siden det ionet med flest protoner vil trekke mer på elektronskyen og "krympe" den. Altså siden magnesium har fler protoner i kjernen er det minst.

c)

Stoffene i gruppe 15 i periodesystemet har et akkurat halvfullt (eller halvtomt hvis en er pessimist :P ) p-orbital. Dette er en mye mer stabil konfigurasjon enn de gruppene rett ved siden av (14 og 16). Akkurat som at jordalkalimetallene har veldig lav elektronaffinitet siden det elektronet som begynner å fylle opp et nytt orbital vil ha mye høyere energi og være mer ustabil, så vil det elektronet som begynner å fylle opp andre halvdel av et orbital (selv om ikke i like stor grad) ha tilsvarende høyere energi, og atomet vil ha en lavere elektronaffinitet. For gruppe 14 vil elektronet som gjør p-orbitalen halvfullt ha relativt lav energi og atomene vil ha en betydelig større elektronaffinitet. For gruppe 16 vil de elektronene som fortsetter å fylle opp p-orbitalen ha relativt lav energi i forhold til det første så atomene vil ha en høyere elektronaffinitet.

8.

a)

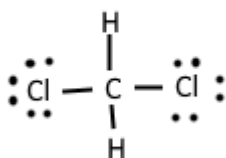
Den enkleste forbindelsen X kan ha med Cl er  $\text{XCl}_3$  siden dette er det molekylet med lavest antall atomer som gir 0 i formell ladning på alle atomene. Kloratomet har ikke plass til flere enn ett elektronpar til binding i p-orbitalen så det å ha mindre enn 3 kloratomer ville gitt en veldig ustabil binding. For å ha fler enn 3 kloratomer i molekylet måtte de 5 valenselektronene i X hybridiseres til et  $sp^3d$  orbital som uansett ville gitt et mer komplisert og ustabilt molekyl enn det med 3 klor.

b)

	Hybrid type	Elektronparenes geometri
a	$sp$	lineær
b	$sp^3$	Tetraeder
c	$sp^3d$	Trigonal bipyramide
d	$sp^3d^2$	Oktaedrisk
e	$sp^2$	Trigonal plant

9.

a)



b)

I lewisstrukturen til karbonatet har vi 24 valenselektroner og vi ender da opp med en resonanstruktur der to av oksygenatomene har enkelt binding og et har dobbelt binding (Som resulterer i en slags  $3 \times \frac{4}{3}$  binding bedre beskrevet med molekylorbitalteori) men siden karbonatomet ikke får noen lone pair og VSEPR-modellen ser bort fra dobbeltbindinger vil ionet bli trigonalt plant.

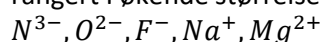
7.82

Ikke veldig mye forklaring nødvendig her. Valensorbitalene blir fylt opp etter hunds regel og orbitaler med ett elektron blir tellt opp. Resultatet for hvert atom blir da:

B: 1	gruppe 11
Ne: 0	edelgass
P: 3	gruppe 13
Sc: 1	første gruppe av overgangsmetall
Mn: 5	akkuat halveis gjennom overgangsmetallene
Se: 2	gruppe 16
Kr: 0	Edelgass
Fe: 4	Ikke noe god regel her, slått opp i tabell
Cd: 0	Siste gruppe i overgangsmetallene
I: 1	Gruppe 17
Pb: 2	Gruppe 14

8.44

Alle ionene er her isoelektroniske så ioneradius vil utelukket avhenge av ladningen på kjernen altså atomnummer. Høyere ladning vil trekke mer på elektronene og dermed gjøre ionet mindre. Ionene rangert i økende størrelse blir da:



8.103

Vi ser her at det største spranget i ioniseringsenergi er fra 2. til 3. elektron, men likevel ikke veldig stort sprang så det er grunn til å tro at dette elementet hører hjemme i gruppe 16, der de første 2 elektronene er i andre halvdel av et p-orbital mens det neste er det første i et akkurat halvfullt p-orbital som vil kreve betydelig mer energi. Likevel ikke så mye mer energi at det er grunn til å plassere det i gruppe 14 hvor 3 ioniseringsenergi vil være mye større siden dette er det første elektronet i et fullt s-orbital.

9.25

Opplysningene i oppgaven kan bli beskrevet med følgende reaksjoner og vi vil finne X

$Na(s) \rightarrow Na(g)$	$\Delta H^{\circ} = 108 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow NaCl(s)$	$\Delta H^{\circ} = -411 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$	$\Delta H^{\circ} = 121.4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$Na(g) + Cl(g) \rightarrow NaCl(s)$	$\Delta H^{\circ} = -X$

En kan da legge sammen reaksjon 2 med reaksjon 1 og 3 reversert og få reaksjon 4

$$-411 - 108 - 121.4 = -640.4$$

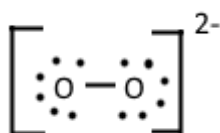
$$X = 640.4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Altså gitterenergien i NaCl er 640.4 kJ/mol

9.42

a)

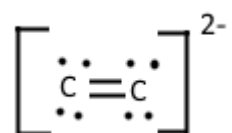
Peroksid:



Formell ladning på Oksygenatomene:

$$6 - 6 - 1 = -1$$

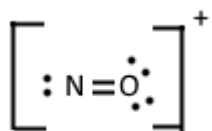
b)



Formell ladning på Karbonatomene:

$$4 - 4 - 2 = -2$$

c)

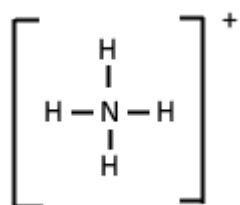


Formelle ladninger:

$$\text{N: } 5 - 2 - 2 = 1$$

$$\text{O: } 6 - 4 - 2 = 0$$

d)



Formelle ladninger:

$$\text{N: } 5 - 0 - 4 = 1$$

$$\text{H: } 1 - 0 - 1 = 0$$