

26050 - Indledende kemi for biovidenskaberne

Eksamen E18

OBS: Inden eksamen vil vi anbefale at I har produceret en liste af reaktioner, som I kan slå op i under eksamen. Nogle uorganiske reaktioner er ikke nemme og nogle gange umulige at ræsonnere sig frem til, så det er meget nyttigt at have.

Hvis I har nogle spørgsmål eller eventuelle rettelser til vores vejledning, så send endelig en mail.

Held og lykke med oplæsning og eksamen!

Mvh Frederik og Kamille

Opgave 1

Hvilket udsagn er sandt?

- ☐ P har 15 valenselektroner. Elektronkonfigurationen for valenselektronerne er: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- ☒ P har 5 valenselektroner. Elektronkonfigurationen for valenselektronerne er: $3s^2 3p^3$
- ☐ P har 3 valenselektroner. Elektronkonfigurationen for valenselektronerne er: $3p^3$
- ☐ P har 2 valenselektroner. Elektronkonfigurationen for valenselektronerne er: $3s^2$
- ☐ P har 10 valenselektroner. Elektronkonfigurationen for valenselektronerne er: $1s^2 2s^2 2p^6$

Elektronkonfigurationen for P kan findes ved opslag: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Antallet af valenselektroner er antallet af elektroner i yderste skal. Den yderste skal har skalnummer 3, ergo må valenselektronerne være $3s^2 3p^3$. Tallet i potenserne angiver antallet af elektroner i den givne sub-shell. Derfor må der være $2 + 3 = 5$ valenselektroner.

Opgave 2

Hvad er elektronkonfigurationen i grundtilstanden for Os^{2+} ?

☐ [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^6$

☒ [Xe] $4f^{14} 5d^6$

☐ [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^4$

☐ [Xe] $6s^2 4f^{12} 5d^6$

☐ [Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^1$

Elektronkonfigurationen for Os er $[Xe] 4f^{14} 5d^6 6s^2$. Når et atom har positiv ladning, er det fordi det har afgivet elektroner. Når atomet afgiver elektroner er det dem, der er længst fra kernen, da de er nemmest at nuppe (mere shielded af elektroner i mindre skaller). Derfor vil Os^{2+} have afgivet sine to elektroner i 6s, så elektronkonfigurationen bliver $[Xe] 4f^{14} 5d^6$.

▼ Opgave 3

Hvilket af følgende generelle udsagn er normalt sandt for alkalimetallerne?

☐ Ned gennem gruppen stiger ioniseringsenergien.

☒ Ned gennem gruppen falder elektronegativiteten.

☐ Oxidationstrin +2 er det mest hyppige.

☐ Ned gennem gruppen falder atomradius.

☐ Oxiderne af alkalimetallerne er sure og vil danne H^+ -ioner, når de reagerer med vand.

Ned gennem gruppe 1 bliver antallet af protoner større og større, men skalnummeret for den ene valenselektron (derfor mulighed for oxidationstrin 1) bliver ligeledes også større. Dette gør at atomradius stiger fordi elektronerne kommer ud i skaller længere og længere væk fra kernen, og derfor bliver det også lettere og lettere at komme af med den valenselektron, siden den er længere væk fra kernen.

Dette er også grunden til at elektronegativiteten falder gennem gruppen.

Elektronegativiteten er defineret ved at være høj når kernen holder godt fast på sine elektroner og omvendt. Jo mere shielded elektronerne er, desto lavere er elektronegativiteten.

Opgave 4

Brug MO diagrammer til at bestemme rækkefølgen af C_2^- , C_2 , C_2^+ mht:
(a) stigende bindingsenergi, (b) stigende bindingslængde

- ☒ (a) $C_2^+ < C_2 < C_2^-$; (b) $C_2^- < C_2 < C_2^+$
- ☐ (a) $C_2^- < C_2 < C_2^+$; (b) $C_2^+ < C_2 < C_2^-$
- ☐ (a) $C_2 < C_2^+ < C_2^-$; (b) $C_2 < C_2^+ < C_2^-$
- ☐ (a) $C_2^+ < C_2^- < C_2$; (b) $C_2 < C_2^+ < C_2^-$
- ☐ (a) $C_2^+ = C_2^- < C_2$; (b) $C_2 < C_2^+ = C_2^-$

Flere elektroner, mindre bindingslængde. Dette skyldes at kerneladning vil trække mere i orbitaler, med flere elektroner, hvilket gør bindingslængden mindre. Desuden kan man beregne det ved at beregne bindingsordenen. Jo højere en bindingsorden, desto stærkere er bindingen mellem hvert af atomerne, og dermed bliver bindingslængden mindre.

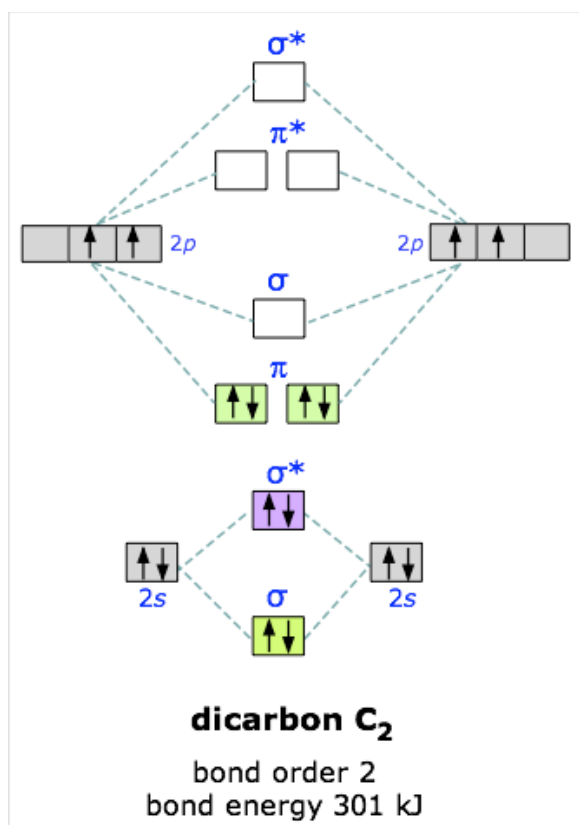
$$BO = \frac{1}{2} \cdot (\text{bindende elektroner} - \text{antibindende elektroner})$$

$$C_2^+ : \frac{1}{2} \cdot (3 - 0) = \frac{3}{2}$$

$$C_2 : \frac{1}{2} \cdot (4 - 0) = 2$$

$$C_2^- : \frac{1}{2} \cdot (5 - 0) = \frac{5}{2}$$

Dermed er bindingsordenen mindst for C_2^+ og størst for C_2^- .
Jo flere elektroner, desto større bindingsenergi. Se MO for C_2 .



▼ Opgave 5

Brug et MO diagram og værdien af bindingsorden til at afgøre om Be_2^+ er:

- (a) stabil eller ustabil,
- (b) diamagnetisk eller paramagnetisk,
- (c) hvad dens valenskonfiguration er

- ☐ (a) ustabil, (b) diamagnetisk, (c) $(\sigma_{2s})^1(\sigma_{2s}^*)^1$
- ☒ (a) stabil, (b) paramagnetisk, (c) $(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^1$
- ☐ (a) stabil, (b) diamagnetisk, (c) $(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^0$
- ☐ (a) ustabil, (b) diamagnetisk, (c) $(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^0$
- ☐ (a) ustabil, (b) paramagnetisk, (c) $(\sigma_{2s})^1(\sigma_{2s}^*)^1$

Her ses et MO Be_2 , ved Be_2^+ vil der være en elektron mindre! :D (så to elektroner i den bindende og en i den antibindende)

Et molekyle vil være stabilt, ved en bindingsorden over 0. Derfor beregnes bindingsordenen:

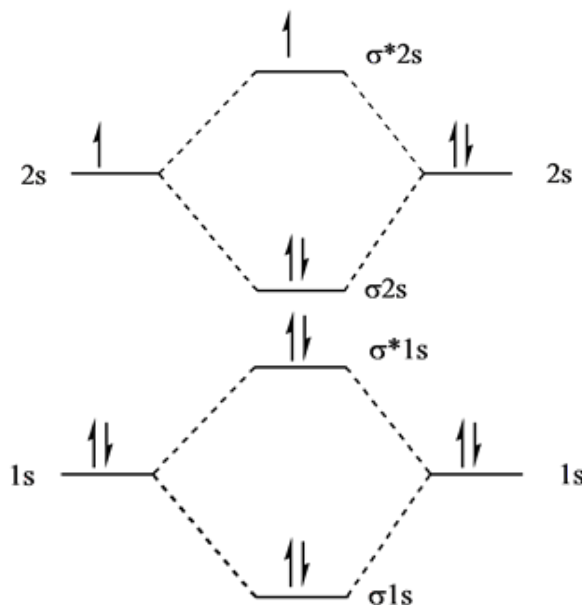
$$BO = \frac{1}{2} (\text{bindende} - \text{antibindende})$$

$$\frac{1}{2} \cdot (2 - 1) = \frac{1}{2}$$

Bindingsordenen er over 0, og derfor er molekylet stabilt.

Desuden vil molekylet være paramagnetisk, da der er en uparret elektron.

Slutteligt kan man også se på valenskonfigurationen. Beryllium har to valenselektroner. Det vil altså sige de har fire tilsammen, smides en af disse elektroner, vil der være tre valenselektroner i sigma 2s, hvoraf to er bindende og én er antibindende (se MO-diagram). Der er altså kun en mulighed.



Opgave 6

Hvad er mulige sæt af kvantetal for valenselektronerne i grundtilstanden for As?

☐ (4,0,0,½); (4,0,0,-½)

☒ (4,0,0,½), (4,0,0,-½), (4,1,-1,½), (4,1,0,½), (4,1,1,½)

☐
(4,0,0,½), (4,0,0,-½), (4,1,-1,½), (4,1,0,½), (4,1,1,½), (4,2,-2,½), (4,2,-1,½), (4,2,0,½), (4,2,1,½), (4,2,2,½), (4,2,-2,-½), (4,2,-1,-½), (4,2,0,-½), (4,2,1,-½), (4,2,2,-½)

☐ (4,0,0,½), (4,0,0,½), (4,1,-1,½), (4,1,0,½), (4,1,1,½)

☐ (4,0,0,½), (4,0,0,-½), (3,1,-1,½), (3,1,0,½), (3,1,1,½)

Der er fire kvantetal (n, l, m_l, m_s)

n er hovedkvantetallet og angiver energien mellem kernen og elektronerne. n angiver hvilken periode du skal bestemme.

l er banequantetallet og angiver formen af elektronfordelingen, altså orbitalformen $l = 0 \rightarrow s$ orbital $l = 1 \rightarrow p$ orbital $l = 2 \rightarrow d$ orbital $l = 3 \rightarrow f$ orbital.

m_l angiver orbitalens rumlige orientering og antallet af forskellige m_l angiver også antallet af de forskellige orbitaler (for s er det 1, for l er det 3) kan bestemmes på baggrund af l. $m_l = -l, -l+1, \dots, 0, l-1, l$ Der gælder altså for $l=1$ at $m_l = -1, 0, 1$ og for $l=2$ at $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

m_s angiver spinkvantetallet og er enten $-\frac{1}{2}$ eller $\frac{1}{2}$ Der kan være op til to elektroner i hver orbital. Disse vil altid have modsat spinkvantetal

Vi ønsker kvantetallene for **valenselektronerne** for As.

Vi finder As i det periodiske system. Den står i fjerde periode, i femte hovedgruppe. Valenselektronerne vil (grundet perioden) have et hovedkvantetal, der er lig fire og en af mulighederne kan derfor vælges fra.

$$(4, l, m_l, m_s)$$

Herefter bestemmes banekvantetallet. Grundet As's placering, ved vi, at elektronkonfigurationen er $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$, hvoraf valenselektronerne er $4s^2 4p^3$ vi kan dermed bestemme $l = 0 \wedge 1$

$$(4, 0, m_l, m_s), (4, 1, m_l, m_s)$$

Nu bestemmes m_l :

$$\text{For } l=0 \Rightarrow m_l=0$$

$$\text{For } l=1 \Rightarrow m_l=-1, 0, 1$$

$$(4, 0, 0, m_s), (4, 1, -1, m_s), (4, 1, 0, m_s), (4, 1, 1, m_s)$$

Til sidst bestemmes spinkvantetallet. Ud fra elektronkonfigurationen ved vi, at der er to elektroner i s-orbitalen

$$\left(4, 0, 0, -\frac{1}{2}\right), \left(4, 0, 0, \frac{1}{2}\right)$$

Desuden ved vi, at der er tre valenselektroner i p-orbitalerne. Vi har tre p-orbitaler og ved da, at der skal fyldes en elektron i hver orbital. De får allesammen samme spinkvantetal

$$\left(4, 1, -1, \frac{1}{2}\right), \left(4, 1, 0, \frac{1}{2}\right), \left(4, 1, 1, \frac{1}{2}\right)$$

Dermed er kvantetallene for valenselektronerne for As som følgende.

$$\left(4, 0, 0, -\frac{1}{2}\right), \left(4, 0, 0, \frac{1}{2}\right), \left(4, 1, -1, \frac{1}{2}\right), \left(4, 1, 0, \frac{1}{2}\right), \left(4, 1, 1, \frac{1}{2}\right)$$

▼ Opgave 7

Angiv hvilken af følgende forbindelser der er isoelektronisk med CsF

☐ BaI_2

☒ BaO

☐ RbBr

☐ NaF

☐ NaH

Hvis to forbindelser er isoelektroniske, forstås det som at deres samlede antal elektroner er ens (eller at de har samme antal elektroner i yderste skal). Antallet af elektroner i et atom er det samme som dets atomnummer, som kan slås op i det periodiske system. CsF har $55 + 9 = 64$ elektroner.

$$\text{BaI}_2 = 56 + 2 \cdot 53 = 162$$

$$\text{BaO} = 56 + 8 = 64 = \text{CsF}$$

$$\text{RbBr} = 37 + 35 = 72$$

$$\text{NaF} = 11 + 9 = 21$$

$$\text{NaH} = 11 + 1 = 12$$

▼ Opgave 8

Angiv antallet af lonepairs på P for forbindelsen PF_5

☒ 0

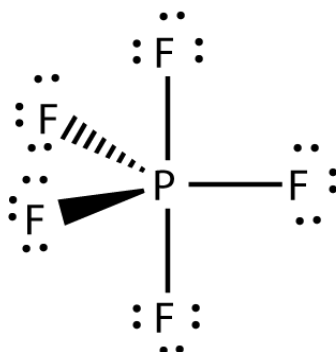
☐ 1

☐ 2

☐ 3

☐ 4

P står i femte hovedgruppe og har dermed fem elektroner. Bind den med fem andre atomer, vil den dermed have 0 lonepairs tilbage.



▼ Opgave 9

Angiv antallet af lonepairs på Cl for forbindelsen ClF_3

☐ 0

☐ 1

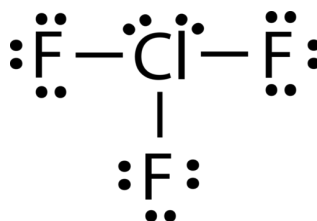
☒ 2

☐ 3

☐ 4

Når Cl - med 7 valenselektroner - laver en binding til F, som også har 7 valenselektroner, kan låne 1 elektron fra Cl til at danne en enkeltbinding til F (tegn Lewis-struktur for forståelse).

Dvs. der i alt bruges 3 af chlors valenselektroner til bindinger og der er 4 tilbage, dvs. 2 lone pairs fri på Cl.



▼ Opgave 10

Angiv antallet af lonepairs på C for forbindelsen CO_2

☒ 0

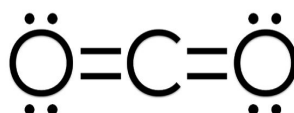
☐ 1

☐ 2

☐ 3

☐ 4

C står i fjerde hovedgruppe og har derfor fire valenselektroner. Den reagerer med O, der står i sjette hovedgruppe. Derfor danner den dobbeltbindinger til begge oxygenatomer. Der er altså 0 lonepairs.



▼ Opgave 11

Angiv antallet af lonepairs på hvert O-atom i forbindelsen CO_2

☐ 0

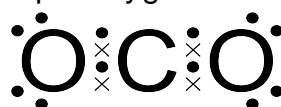
☐ 1

☒ 2

☐ 3

☐ 4

Som i spørgsmål 9, tegn Lewis-struktur. Kuldioxid har strukturen $\text{O}=\text{C}=\text{O}$. Det betyder at to af hvert oxygens valenselektroner benyttes til at danne bindingen til C (en for hver binding). Siden oxygen har 6 valenselektroner, vil oxygen have 4 frie elektroner og dermed 2 lone pairs pr. oxygenatom.



▼ Opgave 12

Hydrid bruges om molekyler, med en hydridanion (H^-)

Navngiv NaH

☐ Natriumhydrogen

☐ Natriumhydrat

☒ Natriumhydrid

☐ Natriumsyre

☐ Natriumbrint

▼ Opgave 13

Opskriv formelen for kaliumhydrogencarbonat

☒ $KHCO_3$

☐ KH_2CO_3

☐ $K(HCO_3)_2$

☐ $KHCO_2$

☐ KHC

Carbonat-ionen er CO_3^{2-} , dvs. syreresten af kulsyre, og protoneres den én gang fås hydrogencarbonat HCO_3^- (som er kulsyres korresponderende base).

Kaliumhydrogencarbonat er en salt med hydrogencarbonat som anion og kalium (K^+) som kation. Siden de henholdsvis har ladningerne -1 og +1 vil de gå samme 1:1 og danne $KHCO_3$.

▼ Opgave 14

Opskriv formelen for kaliumsuperoxid.

☐ K_2O

☐ KO

☐ K_2O_2

☒ KO_2

☐ K_2O_3

Hvert oxygen i superoxid har altid et oxidationstal på $-\frac{1}{2}$ i modsætning til peroxid

OT=-1 og normal oxid OT=-2.

Tilsammen har oxygenatomerne et oxidationstal på -1, og vil derfor kun reagere med et kaliumatom.

Svaret er derfor:

KO_2

▼ Opgave 15

Opskriv formelen for brunsten - mangan(IV)oxid.

☐ MnO

☐ Mn_2O_3

☒ MnO_2

☐ MnO_3

☐ MnO_4

I navnet oplyses det at mangan er i oxidationstrin +4, dvs. Mn^{4+} . Siden oxid-ionen har oxidationstal -2, dvs. O^{2-} , og saltet mangan(IV)oxid er neutralt, må formelen være MnO_2

▼ Opgave 16

Navngiv følgende ion: H_2PO_4^-

- ☐ hydrogenphosphat
- ☒ dihydrogenphosphat
- ☐ phosphat
- ☐ hydrogenphosphit
- ☐ dihydrogenphosphit

$\text{PO}_4 \rightarrow$ phosphat (phosphit $\rightarrow \text{PO}_3$)

Da phosphat både kan have formen PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- og H_3PO_4 er det vigtigt at angive antallet af hydrogenatomer:

Dihydrogenphosphat

▼ Opgave 17

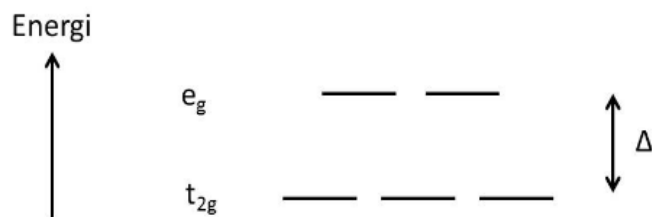
Opskriv formelen for salpetersyre.

- ☒ HNO_3
- ☐ HNO_2
- ☐ HNO
- ☐ HNO_4
- ☐ H_2NO_4

Denne her skal man bare vide, eller slå op. HNO_3 .

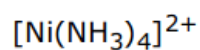
HNO_2 er salpetersyring, HNO_4 er peroxysalpetersyre og HNO er nitroxyl.

Vedhæftet er ligandfeltopsplitningen af d-orbitaler for oktaedriske komplekser (uden elektroner)



▼ Opgave 18

Angiv centralatomets koordinationsstal for den ioniske kompleksforbindelse:



☐ 1

☐ 2

☐ 3

☒ 4

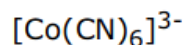
☐ 6

I en kemisk forbindelse er koordinationsallet antallet af atomer, som centralatomet er bundet til.

I dette tilfælde er centralatomet Ni^{2+} , som er omgivet af fire ammoniakmolekyler. Der er altså tale om et koordinationsstal på 4.

▼ Opgave 19

Angiv centralatomets oxidationstrin for den ioniske kompleksforbindelse:



☐ +6

☐ -3

☐ +1

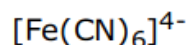
☒ +3

☐ +4

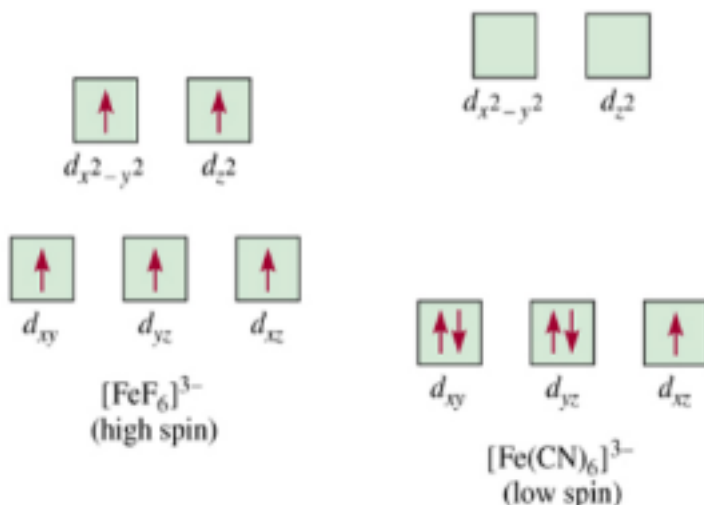
Cyanid-ionen (CN^-) har et oxidationstrin på -1, hvilke der er 6 af. Det samlede oxidationstal for kompleksforbindelsen er det samme som ladningen, som er -3. Hvis cobalt (Co) har et oxidationstal $\text{OT}(\text{Co})$, må det gælde at $\text{OT}(\text{Co}) + 6 \cdot (-1) = -3 \Leftrightarrow \text{OT}(\text{Co}) = +3$

Opgave 20

Angiv antallet af d-elektroner i e_g og t_{2g} for følgende kompleks:



Da jern bindes til seks cyanidmolekyler, vil der være 6 d-elektroner. For komplekser af cyanid, vil der altid være tale om lavspin. Derfor sætter alle elektronerne sig i t_{2g}



▼ Opgave 21

Navngiv følgende kompleksforbindelse: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$

- ☒ Pentaamminchloridocobalt(III)chlorid
- ☐ Pentaamminchloridocobalt(II)chlorid
- ☐ Pentaamminchloridocobaltat(III)chlorid
- ☐ Cobaltpentaammindichlorid
- ☐ Cobaltpentaammintrichlorid

Komplekser har en ret speciel navngivning. Først ses på kompleksets ligander, dvs. 5 ammoniak og 1 chlor, Ammoniak hedder ammin- og siden der er 5 af dem bliver dette til pentaammin- Chlor er negativt ladet og får derfor endelsen o-: chloro- Alfabetisk (uden tal-præfix) er dette Pentaamminchlorido-

Dernæst navngives kompleksdanneren (her cobalt) alt efter hvad oxidationstrinnet af atomet er. Samlet skal anionens ladning (i dette tilfælde komplekset) plus de to mod-ioners ladning (de to Cl^-) give 0, siden forbindelsen har neutral ladning. Derfor er den totale ladning af ionen positiv - mere specifikt +2.

$$\begin{aligned}\text{OT}(\text{Co}) + 5 \cdot \text{OT}(\text{NH}_3) + \text{OT}(\text{Cl}) &= +2 \\ \text{OT}(\text{Co}) + 0 + (-1) &= +2 \rightarrow \text{OT}(\text{Co}) = +3\end{aligned}$$

Derfor hedder kompleks-ionen pentaamminchloridocobalt(III) (og ikke cobaltat, da ladningen af komplekset er positivt).

Inkluderes dets mod-ioner fås det fulde navn:

Pentaamminchloridocobalt(III)chlorid

Navngivning af kompleksforbindelser - udklip fra <https://webkemi.dk/Nomenclature/ComplexNomenclature.htm>:

Nomenklatur for komplekser

Nomenklaturen for komplekser er relativt simpelt i forhold til de andre navngivninger. Ved komplekser skriver man kompleksdanneren først og liganderne bagefter, når man skriver formelen. Ved navngivningen gør man formelt det omvendte. Liganden og antallet af disse nævnes først, og derefter kommer kompleksdanneren, med benævnelse af oxidationstrin, hvis relevant, f.eks.

$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$: diaminsølv(I)ion

$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$: diaminkobber(I)ion

$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$: tetraaminkobber(II)ion

Uformelt siger man navnet som det skrives, dvs.

$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$: sølvdiamin-kompleks (1-tallet er underforstået fordi sølv sjældent optræder i oxidationstrin 2)

$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$: kobber(I)diamin-kompleks

$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$: kobber(II)tetraamin-kompleks

Hvis liganden er negativt ladet sættes et o på navnet (eller sidste bogstav skiftes ud med et o, for at undgå vokalsammestød i navnet), med mindre ligandens navn allerede ender på o som f.eks. cyano. Chlor bliver således til chloro, hydroxy bliver til hydroxo osv. Tilsvarende sættes endelsen at på kompleksets navn, hvis det samlet har en negativ ladning f.eks.

$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$: tetrahydroxozinkat(II)ion

$\text{Al}(\text{Br})_4^-$: tetrabromoaluminat(III)ion

$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$: hexacyanoferrat(II)ion

$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$: hexacyanoferrat(III)ion

Bemærk at man nogle gange bruger de latinske navne, især for metallerne som ferrum i stedet for jern og cuprum i stedet for kobber. Ved vand taler man om aqua, så det kobber(II)komplekset med vand, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, kommer til at hedde kobber(II)hexaqua-komplekset. Brugen af latinske navne i forhold til de danske er historisk betinget og man kan møde begge benævnelser.

Bemærk at der her skrives 'amin' i stedet for 'ammin' i spørgsmålet. Det hedder reelt set 'ammin', men blot af historiske årsager.

Opgave 22

Opskriv formelen for diamminsølv(I)-ionen.

☒ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

☐ $[\text{Au}(\text{NH}_3)_2]^+$

☐ $[\text{S}(\text{NH}_3)_2]^+$

☐ $[\text{Ag}(\text{NH}_4)_2]^+$

☐ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^-$

diammin → der er tale om to ammoniakmolekyler

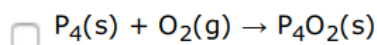
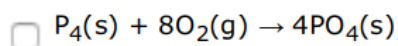
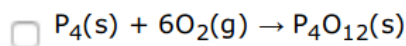
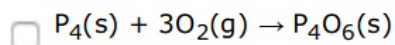
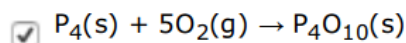
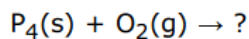
sølv(I) → der er tale om et sølvatom med et oxidationstal på +1

Sættes disse sammen :

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

Opgave 23

Færdiggør og afstem følgende reaktion. Afbrænding i overskud af dioxygen.



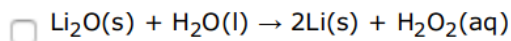
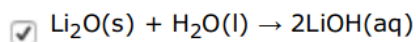
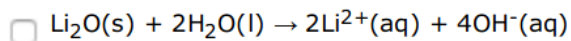
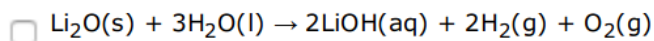
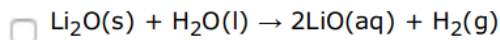
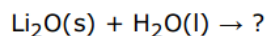
Vi kan udelukke 4, da PO_4 har en ladning på 3-, og vi kan udelukke 5, da der ikke er overskud af oxygen i reaktionsligningen.

Vi kan ikke gøre mere med vores viden:

Slå den op.

Opgave 24

Færdiggør og afstem følgende reaktion, hvori Li_2O reagerer med stort overskud af vand.



Ioniske oxider vil danne hydroxider, når de reagerer med vand. Dette er fordi oxid-anionen angriber det ene partielt positive hydrogen-atom i vand-molekylet, så det spaltes fra vandet og danner to OH^- , som har tilhørende Li^+ i opløsningen.

Derfor dannes LiOH

Der kan desuden udelukkes nogle på baggrund af følgende:

Stort overskud af vand → der kommer en OH-gruppe (Her kan to vælges fra)
Desuden vil lithium ikke have et oxidationstal på 2+ (endnu en kan vælges fra)

▼ Opgave 25

Opskriv den afstemte reaktionsligning for fremstilling af NO ud fra afbrænding af ammoniak

- ☒ $4\text{NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO} (\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ☐ $2\text{NH}_4 (\text{g}) + 3\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NO} (\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ☐ $2\text{NH}_3 (\text{g}) + 2\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NO} (\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ☐ $4\text{NH}_3 (\text{g}) + 4\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NO} (\text{g}) + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ☐ $\text{NH}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

Som udgangspunkt kan svarmulighed 2 og 5 udelukkes, da reaktantsiden ikke indeholder ammoniak (NH_3). Derudover er antal oxygen i mulighed 3 ikke afstemt rigtigt, hvilket efterlader 1 og 4. Det er svært at argumentere for hvorfor reaktion 4 ikke kunne finde sted, men siden det er en forbrænding er produktet altid et oxid, og derfor vælges svar 1.

Reaktionen er nok en man kan slå op, men hvis det går helt galt, kan man tænke på forbrænding som en redox-reaktion og afstemme den som en for at tjekke. Fx er nitrogens OT=-3 og oxygens OT=0 på venstresiden og nitrogens OT= +2 i NO og oxygens OT = -2 i både vand og NO.

▼ Opgave 26

0,880 g organisk forbindelse der kun indeholder C, H og O forbrændes fuldstændig, hvilket producerer 1,76 g CO₂ og 0,720 g H₂O.

Bestem:

(1) den empiriske formel;

(2) den molekylære formel givet molarmassen af forbindelsen er ca. 88,0 g/mol.

☐ (1) CH₂O; (2) C₃H₆O₃

☒ (1) C₂H₄O; (2) C₄H₈O₂

☐ (1) C₂HO; (2) C₄H₂O₂

☐ (1) CH₄O₂; (2) C₂H₄O₂

☐ (1) CHO; (2) C₂H₂O₂

Molarmassen for hver af mulighederne beregnes, for at som hvorledes nogle kan vælges fra på denne baggrund.

$$\left[\begin{array}{l} > M_C := 12.011 : M_O := 15.999 : M_H := 1.008 : \end{array} \right.$$

$$\left[\begin{array}{l} > M_{C_3H_6O_3} = 3 \cdot M_C + 6 \cdot M_H + 3 \cdot M_O \\ \qquad \qquad \qquad M_{C_3H_6O_3} = 90.078 \end{array} \right. \quad (27.1)$$

$$\left[\begin{array}{l} > M_{C_4H_8O_2} = 4 \cdot M_C + 8 \cdot M_H + 2 \cdot M_O \\ \qquad \qquad \qquad M_{C_4H_8O_2} = 88.106 \end{array} \right. \quad (27.2)$$

$$\left[\begin{array}{l} > M_{C_4H_2O_2} = 4 \cdot M_C + 2 \cdot M_H + 2 \cdot M_O \\ \qquad \qquad \qquad M_{C_4H_2O_2} = 82.058 \end{array} \right. \quad (27.3)$$

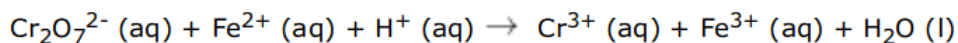
$$\left[\begin{array}{l} > M_{C_2H_4O_2} = 2 \cdot M_C + 4 \cdot M_H + 2 \cdot M_O \\ \qquad \qquad \qquad M_{C_2H_4O_2} = 60.052 \end{array} \right. \quad (27.4)$$

$$\left[\begin{array}{l} > M_{C_2H_2O_2} = 2 \cdot M_C + 2 \cdot M_H + 2 \cdot M_O \\ \qquad \qquad \qquad M_{C_2H_2O_2} = 58.036 \end{array} \right. \quad (27.5)$$

Det ses tydeligt, at mulighed 2 giver mest mening, grundet molarmassen.

▼ Opgave 27

25,0 mL opløsning Fe^{2+} oxideres (titreres) med 26,0 mL 0,0250 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 Afstem titreringsreaktionen (redox):



og beregn bagefter den molære koncentration af Fe^{2+}

- ☒ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 14 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O} (\text{l}) ; 0,156 \text{ M}$
- ☐ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 7\text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 2\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O} (\text{l}) ; 0,130 \text{ M}$
- ☐ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 7\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 12\text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{l}) ; 0,152 \text{ M}$
- ☐ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 14\text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O} (\text{l}) ; 0,130 \text{ M}$
- ☐ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 14\text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{2+} (\text{aq}) + 6\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O} (\text{l}) ; 0,156 \text{ M}$

I opgaver som denne kan du først og fremmest udelukke visse af mulighederne ved fx at se på ladningerne. Ladningerne skal være ens på reaktant- og produktsiden. Fx i anden mulighed er ladningen 9+ på venstresiden, men 12+ på højresiden, og derved kan den udelukkes. Vi kan desuden også udelukke femte mulighed, siden chrom her er i OT=+2 på højresiden, selvom opgaven specificerede OT=+3.

For at afstemme en redoxreaktion kan vi starte med at bestemme hvert atoms oxidationstrin:

Venstresiden: Cr ses i dichromate med et oxidationstrin på +6 (da $2 \cdot \text{Cr} - 7 \cdot 2 = -2$) og jern på +2 (som er ladningen af det simple ion).

Højresiden: Cr er i oxidationstrin +3, som simple ion, og jern i +3.

Cr falder med 3 og jern stiger med 1, derfor må der være 3 gange så mange jern-atomer som chrom-atomer, for at oxidationstallet afstemmes (bemærk desuden at der er 2 chrom-atomer på venstresiden og der derfor også må være samme antal på produktsiden).

Siden vi ved der skal være $3 \cdot 2 = 6$ jern-atomer, kan vi udelukke mulighed nr. 3 og vi har nu kun nr. 1 og 4 tilbage, som har samme reaktionsligning.

For at finde det rigtige svar, kan vi nu blot udføre mængdeberegning og finde den ukendte koncentration af Fe^{2+} .

Siden forholdet mellem jern-ioner, der skal bruges i reaktionen og chromat-ionerne er 6:1, må der være 6 gange så stor stofmængde af jern-ioner som af chromat-ioner.

$$\begin{aligned} > V_{\text{Fe}^{2+}} := 25 \cdot 10^{-3} \text{ L}; V_{\text{chromat}} := 26 \cdot 10^{-3} \text{ L}; c_{\text{chromat}} := 0.0250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ & \quad 0.02500000000 \text{ L} \\ & \quad 0.02600000000 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\frac{0.0250}{L} \text{ mol} \quad (28.1)$$

$$\begin{aligned} > n_{\text{chromat}} := V_{\text{chromat}} \cdot c_{\text{chromat}} \\ n_{\text{chromat}} := 0.0006500000000 \text{ mol} \end{aligned} \quad (28.2)$$

$$\begin{aligned} > n_{\text{Fe}^{2+}} := 6 \cdot n_{\text{chromat}} \\ n_{\text{Fe}^{2+}} := 0.003900000000 \text{ mol} \end{aligned} \quad (28.3)$$

$$\begin{aligned} > c_{\text{Fe}^{2+}} := \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V_{\text{Fe}^{2+}}} \\ 0.1560000000 \frac{\text{mol}}{L} \end{aligned} \quad (28.4)$$

Så svaret er mulighed nr. 1.

Opgave 28

Beregn pH af:

(a) en 0,200 M opløsning CH_3COOH ($K_a = 1,80 \times 10^{-5}$);

(b) en opløsning indeholdende 0,200 M CH_3COOH og 0,300 M CH_3COONa

☐ (a) 4,92; (b) 2,72

☐ (a) 2,72; (b) 6,22

☒ (a) 2,72; (b) 4,92

☐ (a) 7,00 ; (b) 7,00

☐ (a) 4,65; (b) 4,74

For en svag eller middelstærk syre ($K_s < 1$) gælder følgende formel

$$K_s = \frac{[H_3O^+]^2}{c_s - [H_3O^+]}$$

Vi kender koncentrationen af syren og K_s (eller K_a).

$$\begin{aligned} > c_s := 0.2; K_s := 1.8 \cdot 10^{-5} \\ c_s := 0.2 \\ K_s := 0.00001800000000 \end{aligned} \quad (29.1)$$

Disse indsættes i ligningen og der løses for syreionkoncentrationen, som derefter

indsættes i formlen for pH: $pH = -\log_{10}([H_3O^+])$:

$$\begin{aligned} & \left[\begin{aligned} & \text{> } c_{H_3O^+} := fsolve\left(K_s = \frac{x^2}{c_s - x}, x\right) \\ & \qquad \qquad \qquad 1.89 \times 10^{-3} \end{aligned} \right. \end{aligned} \quad (29.2)$$

$$\begin{aligned} & \left[\begin{aligned} & \text{> } pH := -\log_{10}(c_{H_3O^+}) \\ & \qquad \qquad \qquad pH := 2.723908782 \end{aligned} \right. \end{aligned} \quad (29.3)$$

og pH er 2.72.

Vi beregner nu pH, når der tilføjes 0,300 M CH_3COONa (en base) til den samme opløsning.

Der er her tale om et puffersystem, siden det er en blanding af eddikesyre og dens korresponderende base, derfor bruges pufferligningen:

$$pH = pKa + \log_{10}\left(\frac{[B]}{[S]}\right) \Rightarrow pH = pKa + \log_{10}\left(\frac{c_b}{c_a}\right)$$

De kendte værdier defineres:

$$\begin{aligned} & \left[\begin{aligned} & \text{> } c_b := 0.3; c_a := 0.2; K_a := 1.8 \cdot 10^{-5}; pKa := -\log_{10}(K_a) \\ & \qquad \qquad \qquad c_b := 0.3 \\ & \qquad \qquad \qquad c_a := 0.2 \\ & \qquad \qquad \qquad K_a := 0.00001800000000 \\ & \qquad \qquad \qquad pKa := 4.744727495 \end{aligned} \right. \end{aligned} \quad (29.4)$$

Vi sætter det ind i ligningen:

$$\begin{aligned} & \left[\begin{aligned} & \text{> } pH := pKa + \log_{10}\left(\frac{c_b}{c_a}\right) \\ & \qquad \qquad \qquad pH := 4.920818754 \end{aligned} \right. \end{aligned} \quad (29.5)$$

▼ Opgave 29

En prøve indeholdende 0,1276 g af en ukendt monoprotisk syre bliver opløst i 25,0 mL vand og titreret med en vandig 0,0633 M opløsning af NaOH. Ved titreringsendepunkt (ækvivalenspunktet) er der brugt 18,4 mL af NaOH opløsningen.

(a) Bestem molærmassen M af den ukendte syre.

Efter tilføjelsen af 10,0 mL NaOH er $\text{pH}=5,87$.

(b) Bestem K_a af den ukendte syre

☒ (a) $M = 110 \text{ g/mol}$; (b) $K_a = 1,6 \times 10^{-6}$

☐ (a) $M = 58 \text{ g/mol}$; (b) $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$

☐ (a) $M = 89 \text{ g/mol}$; (a) $K_a = 2,1 \times 10^2$

☐ (a) $M = 75 \text{ g/mol}$; (b) $K_a = 1,0 \times 10^{-7}$

☐ (a) $M = 110 \text{ g/mol}$; (b) $K_a = 1,6 \times 10^{-4}$

$$\begin{aligned}
 & \text{> } m_{\text{syre}} := 0.1276 \text{ g}; V_{\text{opløsning}} := 25.0 \cdot 10^{-3} \text{ L}; c_{\text{NaOH}} := 0.0633 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; V_{\text{NaOH}} := 18.4 \\
 & \quad \cdot 10^{-3} \text{ L}; \\
 & \quad m_{\text{syre}} := 0.1276 \text{ g} \\
 & \quad V_{\text{opløsning}} := 0.02500000000 \text{ L} \\
 & \quad c_{\text{NaOH}} := \frac{0.0633}{\text{L}} \text{ mol} \\
 & \quad V_{\text{NaOH}} := 0.01840000000 \text{ L} \quad (30.1)
 \end{aligned}$$

Der titreres til ækvivalenspunkt. Her må stofmængden af NaOH være den samme som stofmængden af syre, siden NaOH er en stærk base.

$$\begin{aligned}
 & \text{> } n_{\text{NaOH}} := c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \\
 & \quad n_{\text{NaOH}} := 0.001164720000 \text{ mol} \quad (30.2)
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 & \text{> } n_{\text{syre}} := n_{\text{NaOH}} \\
 & \quad n_{\text{syre}} := 0.001164720000 \text{ mol} \quad (30.3)
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 & \text{> } M_{\text{syre}} := \frac{m_{\text{syre}}}{n_{\text{syre}}} \\
 & \quad 109.55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad (30.4)
 \end{aligned}$$

b) Her spørges om at finde K_a , når du får at vide at pH-værdien er 5,87 når du i løbet af din titrering har tilsat 10 mL base.

For at finde K_a for syren, kan vi starte med at udregne hvor stor en stofmængde af base, der er tilsat på det tidspunkt i titreringen, for at se hvor meget af syren der på det tidspunkt er omdannet.

$$\begin{aligned}
 & \text{> } V_{\text{titer}} := 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\
 & \quad V_{\text{titer}} := 0.01000000000 \text{ L} \quad (30.5)
 \end{aligned}$$

$$\left[\begin{array}{l} > n_{titer} := c_{NaOH} \cdot V_{titer} \\ & n_{titer} := 0.0006330000000 \text{ mol} \end{array} \right. \quad (30.6)$$

Siden vi er et sted midt i en titrering fra ren syre til dens korresponderende base, vil pH-værdien kunne findes vha. pufferligningen:

$$pH = pK_a + \log_{10} \left(\frac{n_b}{n_s} \right)$$

Vi kender fra titreringen den totale stofmængde af syre ved begyndelsespunktet og den totale base n_{titer} vi har tilsat, i det vi målte pH. For at finde stofmængden af syre til dette tidspunkt, skal vi blot trække stofmængden af tilsat base fra stofmængden af syre. Indsættes det i pufferligningen, kan vi isolere pK_a

$$\left[\begin{array}{l} > pK_a := \text{solve} \left(5.87 = x + \log[10] \left(\frac{n_{titer}}{n_{syre} - n_{titer}} \right), x \right) \\ & pK_a := 5.794279286 \end{array} \right. \quad (30.7)$$

$$\left[\begin{array}{l} > K_a := 10^{-pK_a} \\ & K_a := 1.605908194 \cdot 10^{-6} \end{array} \right. \quad (30.8)$$

Derfor er svaret mulighed 1.

Opgave 30

Fenyleddikesyre, $C_6H_5CH_2COOH$, dannes i relativt store mængder i blodet af folk der lider af fenylketonuri (Føllings sygdom, PKU). En undersøgelse af syren viser, at pH af en 0,12 M opløsning af $C_6H_5CH_2COOH$ er 2,62.

Beregn K_a

- ☐ $K_a = 2,4 \times 10^{-5}$
- ☒ $K_a = 4,8 \times 10^{-5}$
- ☐ $K_a = 2,3 \times 10^{-5}$
- ☐ $K_a = 1,00 \times 10^{-7}$
- ☐ stærk syre, derfor kan K_a ikke defineres

Hvis man føler sig lidt som en snyder, kan man slå K_a , eller pK_a op, hvis man er heldig! xD

$$\left[\begin{array}{l} > pK_a := 4.31 ; \\ & 4.31 \end{array} \right. \quad (31.1)$$

$$\left[\begin{array}{l} > K_a := 10^{-pK_a} \\ & 4.90 \times 10^{-5} \end{array} \right. \quad (31.2)$$

Ellers kan man beregne den. Fenyleddikesyre er en svag syre og kan derfor beregnes med formlen : $pH = \frac{1}{2} (pK_s - \log[10](c_s))$ Vi definere de kendte værdier og isolere pK_s . Herefter beregnes K_s

$$> pH := 2.62; c_s := 0.12;$$

$$pH := 2.62$$

$$c_s := 0.12$$

(31.3)

$$> pK_s := \text{solve}\left(pH = \frac{1}{2} (pK_s - \log[10](c_s)), pK_s\right)$$

$$pK_s := 4.319181246$$

(31.4)

$$> K_s := 10^{-pK_s}$$

$$4.80 \times 10^{-5}$$

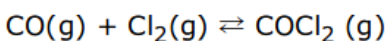
(31.5)

Opgave 31

$3,00 \times 10^{-2}$ mol ren fosgen (COCl_2) placeres i en 1,50 L beholder og varmes til $T = 800$ K.

Ved ligevægten finder man at det partielle tryk af CO er $P_{\text{CO}} = 0,503$ bar.

Beregn ligevægtskonstanten K_p for reaktionen



☒ $K_p = 3,27$

☐ $K_p = 1,24$

☐ $K_p = 0,303$

☐ $K_p = 1,00$

☐ $K_p = 0,500$

Ud fra vores initielle værdier kan vi udregne partialtrykket af fosgen ved starten af forsøget inden ligevægten har begyndt at indfinde sig.

$$> n_{\text{COCl}_2} := 3.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}; V := 1.5 \text{ L}; T := 800 \text{ K}; p_{\text{CO}} := 0.503 \text{ bar}; R := 0.08314 \frac{\text{Lbar}}{\text{molK}};$$

$$0.030000000000 \text{ mol}$$

$$1.5 \text{ L}$$

$$\frac{0.08314}{\text{mol K}} \cdot \frac{0.503 \text{ bar}}{800 \text{ K}} \quad (32.1)$$

$$p_{\text{COCl}_2, \text{start}} := \frac{n_{\text{COCl}_2} \cdot R \cdot T}{V} = 1.330240000 \text{ bar} \quad (32.2)$$

Der kan dernæst opskrives et ICE-diagram for reaktionen

	CO(g)	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{COCl}_2(\text{g})$
I	0		0		1.33
C	+x		+x		-x
E	x		x		1.33 - x

Vi har dog her allerede fået at vide hvad partialtrykket af carbonmonoxid ved ligevægt er, hvilket er det samme som x. Vi kan derfor indsætte det på x's plads og finde vores partialtryk ved ligevægt, som vi kan indsætte i ligevægtsbrøken for at finde ligevægtskonstanten.

$$K_p = \frac{p_{\text{COCl}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}}$$

$$p_{\text{Cl}_2} := p_{\text{CO}} = 0.503 \text{ bar} \quad (32.3)$$

$$p_{\text{COCl}_2} := p_{\text{COCl}_2, \text{start}} - p_{\text{CO}} = 0.827240000 \text{ bar} \quad (32.4)$$

$$K_p := \frac{p_{\text{COCl}_2}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}} = 3.269607010 \frac{1}{\text{bar}} \quad (32.5)$$

▼ Opgave 32

Opløselighedskonstanten for PbI_2 er $K_{sp}=1,4 \times 10^{-8}$.

Beregn den molære opløselighed i:

(a) rent vand

(b) en 0,050 M opløsning af NaI (antag her at man kan se bort fra mængden af I^- fra PbI_2).

☒ (a) $1,5 \times 10^{-3} \text{ M}$; (b) $5,6 \times 10^{-6} \text{ M}$

☐ (a) $5,6 \times 10^{-6} \text{ M}$; (b) $1,5 \times 10^{-3} \text{ M}$

☐ (a) $3,0 \times 10^{-6} \text{ M}$; (b) $3,0 \times 10^{-9} \text{ M}$

☐ (a) $1,5 \times 10^3 \text{ M}$; (b) $5,6 \times 10^6 \text{ M}$

☐ (a) $5,6 \times 10^6 \text{ M}$; (b) $1,5 \times 10^3 \text{ M}$

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][I^-]^2$$

I opløsningen er koncentrationen af $[I^-]$ dobbelt så stor som $[Pb^{2+}]$:

$$[I^-] = 2 \cdot [Pb^{2+}]$$

og vi kan derfor skrives følgende:

$$K_{sp} = (2 \cdot [Pb^{2+}])^2 \cdot [Pb^{2+}] = 4 \cdot [Pb^{2+}] \cdot [Pb^{2+}]^3 = 4 \cdot [Pb^{2+}]^3$$

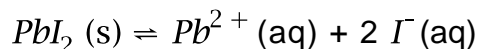
Altså:

$$K_{sp} = 4 \cdot [Pb^{2+}]^3 = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

Dermed kan opløseligheden beregnes, ved at isolere stofferne:

$$\sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}} = [Pb^{2+}] = [I^-] = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,52 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Idet PbI_2 opløses i en vandig opløsning opstår følgende ligevægt



Det er denne ligevægt hvis ligevægtsbrøk er opløselighedsproduktet

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][I^-]^2$$

Siden opløsningen allerede inden vi tilsætter vores blyiodid indeholder en 0.05 M opløsning af NaI (og dermed en 0.05 M opløsning af I^-), kan vi sige at

$$[I^-] = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} .$$

Siden koncentrationen af iod, der kommer fra at tilsætte vores blyiodid er meget lav ift. koncentrationen af iodid, der allerede er i vores opløsning, behøves dette ikke at inkluderes, ergo:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}] \cdot (0.05 \text{ M})^2$$

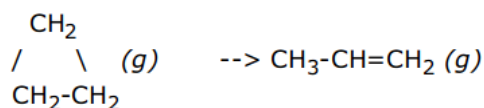
$$\left[\begin{array}{l} > c_{Pb^{2+}} := \text{solve}(1.4 \cdot 10^{-8} = x \cdot 0.05^2) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ & 5.600000000 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{array} \right. \quad (33.1)$$

(Man kunne også lave et fuldt ICE-diagram, og løses $K_{sp} = x(0.05+2x)^2$, som ville give næsten det samme svar)

$$\left[\begin{array}{l} > c_{Pb^{2+}} := \text{fsolve}(1.4 \cdot 10^{-8} = x \cdot (0.05 + 2x)^2) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ & 5.597493165 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{array} \right. \quad (33.2)$$

Opgave 33

Omdannelsen af cyklopropan til propen i gasfase:



er en førsteordensreaktion med hastighedskonstant $k = 6,71 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ ved 250°C . Startkoncentrationen af cyklopropan er $0,25 \text{ M}$.

- (a) Bestem koncentrationen efter 4,5 min
(b) Bestem hvor lang tid det tager for at konvertere 72 % cyklopropan til propen.

- ☒ (a) 0,21 M; (b) 32 min
- ☐ (a) 0,079 M; (b) 13 min
- ☐ (a) $1,2 \times 10^{-12} \text{ M}$; (b) $3,4 \times 10^{-10} \text{ s}$
- ☐ (a) 0,32 M; (b) 21 min
- ☐ (a) 0,21 M; (b) 32 s

Vi opskriver først alle informationer

$$\begin{aligned}
 &> k := 6.71 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}; c_{start} := 0.25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; T := (250 + 273.15) \text{ K} \\
 &\quad \frac{0.0006710000000}{\text{s}} \\
 &\quad \frac{0.25}{\text{L}} \text{ mol} \\
 &\quad 523.15 \text{ K}
 \end{aligned} \tag{34.1}$$

For en førsteordensreaktion gælder følgende ligning:
 $\ln[A] = -k \cdot t + \ln[A]_0 \Leftrightarrow [A] = [A]_0 \cdot e^{-k \cdot t}$ for et stof A.

$$\begin{aligned}
 &> t_{\text{efter}} := 4.5 \cdot 60 \text{ s} \\
 &\quad t_{\text{efter}} := 270.0 \text{ s}
 \end{aligned} \tag{34.2}$$

$$\begin{aligned}
 &> c_{\text{efter}} := c_{start} \cdot e^{-k \cdot t_{\text{efter}}} \\
 &\quad 0.21 \frac{\text{mol}}{\text{L}}
 \end{aligned} \tag{34.3}$$

For at bestemme hvor lang tid det tager at konvertere 72 % cyklopropan til propen, så overvej hvad koncentrationen af cyklopropan er til dette tidspunkt. Hvis 72% er konverteret, må $100\% - 72\% = 28\%$ af startkoncentrationen være tilbage. Dermed kan ligningen omskrives til $0.28 \cdot [A]_0 = [A]_0 \cdot e^{-k \cdot t}$ og der løses for t, hvis enhed kan ændre til minutter.

$$\begin{aligned}
 &> t_{72\%} := \text{solve}(0.28 \cdot c_{start} = c_{start} \cdot e^{-k \cdot ts}) \text{ s} \\
 &\quad t_{72\%} := 1897.117252 \text{ s}
 \end{aligned} \tag{34.4}$$

$$\begin{aligned}
 &> \frac{\%}{60 \frac{\text{s}}{\text{min}}} \\
 &\quad 31.61862087 \text{ min}
 \end{aligned} \tag{34.5}$$