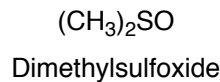
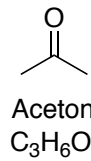


Opgave 1 Aceton en DMSO (17 punten)



a) (3p) Geef de gebalanceerde reactievergelijking voor de verbranding van aceton met zuurstof.



b) (2p) Hoeveel moleculen zijn er aanwezig in 348 milligram aceton?

Molmassa van aceton = 58,08 g/mol. $0,348/58,1 = 5,99 \times 10^{-3}$ mol.

moleculen = $5,99 \times 10^{-3} \times N_A = 5,99 \times 10^{-3} \times 6,022 \times 10^{23} = 36,1 \times 10^{20}$ moleculen.

c) (2p) Is aceton polair? Verklaar je antwoord.

Zuurstof is electronegatiever dan koolstof. Er is dus sprake van onevenredige ladingsverdeling in de koolstof-zuurstof dubbele binding, met een partieel negatieve lading op zuurstof. Dit wordt niet opgeheven door een (evengroot) effect de andere kant op en dus is aceton een polaire verbinding.

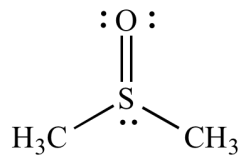
d) (2p) Geef voor de koolstof atomen in aceton de hybridisatie en de bindingshoeken met de buuratomen weer.

CH_3 : SP^3 hybridisatie, hoeken met H zijn allemaal $109,5^\circ$

$C=O$: SP^2 hybridisatie, hoeken zijn 120°

Vervanging van het centrale koolstofatoom in aceton door een zwavel atoom levert dimethylsulfoxide (DMSO) op.

e) (2p) Teken de Lewis structuur van dimethylsulfoxide.



f) (3p) Geef de formele lading aan van alle atomen in dimethylsulfoxide.

Voor alle atomen is de formele lading gelijk aan 0.

g) (3p) Wat is de oxidatietoestand (oxidation number) van de atomen C, S en O in DMSO?

C: -2

S: 0

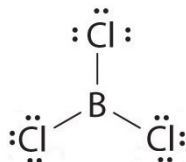
O: -2

Opgave 4 Lewis structuren (18 punten)

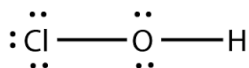
a) (12p) Geef de Lewis structuur (inclusief mogelijke resonantiestructuren) van:

i) BCl_3 ii) HClO iii) HClO_2 iv) HClO_3 v) ClO_2 vi) ClF_3

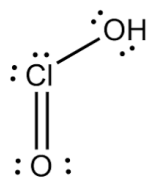
i)



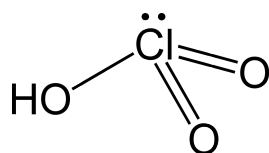
ii)



iii)

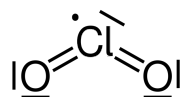


iv)



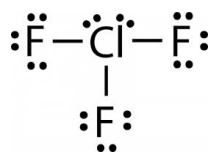
Lone pairs kunnen ook aangegeven worden op de drie zuurstof atomen. Plus resonantiestructuren.

v)



Neutraal chloordioxide is een radicaal. Lone pairs met puntjes aangegeven is nog netter.

vi)



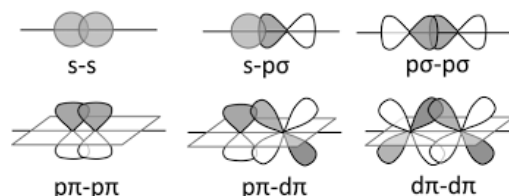
b) (6p) Geef de formele lading (indien niet gelijk aan nul) van de verschillende atomen in de bij (a) getekende structuren. Zet de lading in de tekening bij het desbetreffende atoom en omcirkel de lading.

Zie tekening bij a)

Opgave 5 VSEPR en Valentiebindingstheorie (25 punten)

a) (4p) Leg uit hoe enkele en dubbele bindingen tussen twee atomen door de valentiebindingstheorie worden beschreven en laat dit zien d.m.v. een tekening.

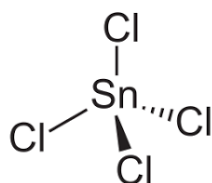
Een enkele binding wordt beschreven door overlap van $s-s$ of $s-p^z$ dan wel p^z-p^z overlap. Dubbele bindingen ontstaan door een bovenstaande enkele binding aangevuld met een zijdelingse overlap van p^x-p^x of p^y-p^y orbitalen. Ook genoemd kan worden de zijdelingse overlap tussen p en d orbitalen. Zie tekening hieronder.



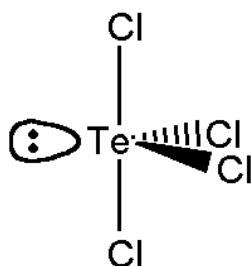
b) (18p) Teken van de onderstaande verbindingen de ruimtelijke structuur m.b.v. het VSEPR model.

- i) SnCl_4 ii) TeBr_4 iii) SiS_2 iv) PCl_4F v) IF_3 vi) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (ureum)

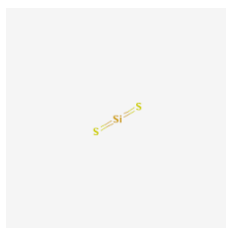
i) tetraëdrisch



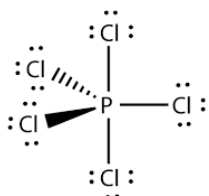
ii) Zelfde structuur als voor TeCl_4 , zie hieronder. See-saw shape.



iii) Siliciumsulfide. Zelfde structuur als voor CO_2 , lineair.



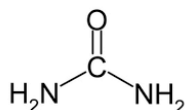
- iv) Zelfde als voor PCl_5 . VSEPR maakt geen onderscheid tussen effecten van verschil in electronegativiteit tussen bijv. verschillende halogenen. Trigonaal bipyrimidaal.



- v) Mooi T-shape molecuul. De vrije elektronenparen op I doen niet mee in de naamgeving van de ruimtelijke structuur.



- vi) Ureum is een vlak molecuul, hoeken van 120 graden. Trigonaal vlak.



- c) (3p) Geef van bovenstaande verbindingen de hybridisatie van het centrale atoom aan, waarmee de door jouw getekende ruimtelijke structuur is te verklaren.

Zie tekeningen bij b)