

Øving 8

17 October, 2017 10:24

1.

Formell ladning = valenselektron - fri elektron - bindinger

$$0 = 5 - 2 - x$$

$$x = 3$$

Tre kovalente bindinger, alternativ D

2.

Molekylet er av klassen AB_3E og sentralatomet får da sp^3 hybridisering, alternativ C

3.

Karbonatomet har 4 sigma-bindinger og ingen frie elektron par og er da sp^3 hybridisert alternativ C

4.

Ett kiralt senter i karbon 11, alternativ A

5.

Alternativ 5 er den eneste med en karboksylgruppe så det må bli rett alternativ

6.

Ett brom adderes og det vil ha en tendens til å adderes til det karbonatomet med flest hydrogen (av de i karbonatomene i dobbeltbindingene) etter markovnikovs lov som da gir alternativ A

7.

Oksidasjon av sekundære alkohol gir keton som er alternativ D

8.

En enhetscelle i en flatesentrert kubisk krystall inneholder 4 atomer og hvert atom veier 195.08 u.

$$m_{\text{celle}} = 4 \cdot 195.08 \text{ u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}} = 1.295 \cdot 10^{-21} \text{ g}$$

$$V_{\text{celle}} = \frac{m}{\rho} = \frac{1.295 \cdot 10^{-21} \text{ g}}{21.5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 6.025 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$V = a^3 \Rightarrow a = \sqrt[3]{6.025 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3.920 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

Radiusen i et atom i en fcc celle er gitt ved:

$$r = \frac{a}{\sqrt{8}} = \frac{3.92 \cdot 10^{-8} \text{ cm}}{\sqrt{8}} = 1.386 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \approx 139 \text{ pm}$$

Alternativ C

9.

a)

Bruker korrigerte verdier for oppgaven

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [Br_2]}{[NOBr]^2} = \frac{0.0105^2 \cdot 0.00524}{0.00586} = 9.86 \cdot 10^{-5}$$

$$PV = nRT$$

$$P = n \frac{RT}{V}$$

$$K_p = \frac{P_{NO}^2 \cdot P_{Br_2}}{P_{NOBr}^2} = \frac{\left(\frac{n_{NO}}{V}\right)^2 \cdot \frac{n_{Br_2}}{V}}{\left(\frac{n_{NOBr}}{V}\right)^2} \cdot RT = K_c \cdot RT = 9.86 \cdot 10^{-5} \cdot 0.0821 \cdot 373.15 = 3.02 \cdot 10^{-3}$$

b)

$$p = n \frac{RT}{V} = (0.0105 + 0.00524 + 0.00586) \text{ mol} \cdot \frac{0.0821 \frac{L \text{ atm}}{\text{mol K}} \cdot 373.15 K}{1 L} = 0.662 \text{ atm}$$

c)

Ut fra støliometrien i reaksjonsligningen må de da ble tilsatt 0.1 mol NO og 0.05 mol Br₂.

10.

a)

Basis: 100 g

$$N: \frac{21.55 \text{ g}}{14.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1.54 \text{ mol}$$

$$O: \frac{49.23 \text{ g}}{16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3.08 \text{ mol}$$

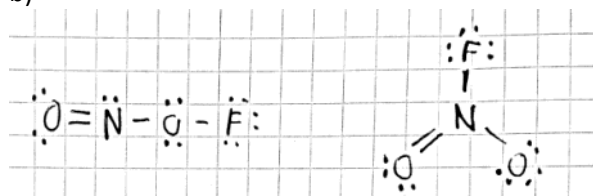
$$F: \frac{29.23 \text{ g}}{19.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1.54 \text{ mol}$$

$$\frac{3.08}{1.54} = 2$$

Empirisk formel:



b)



c)

I Den første lewis strukturen over blir molekylet et bøyd lineært molekyl og I den andre blir det en resonansstruktur av klassen AB₃ som har en trigonal plan struktur. I begge disse strukturene er molekylet ha en usymetrisk elektronfordeling siden fluor har høyere elektronegativitet enn oksygen som igjen har høyere enn nitrogen og derfor få et svakt dipolmoment.

10.41

a)

4 σ bindinger

b)

5 σ bindinger og 1 π binding.

c)

10 σ bindinger og 3 π bindinger

12.12

A er upolart så det kan ikke danne hydrogenbindinger.

B er ikke elektronegativitetsforskjellen stor nok til å danne hydrogenbindinger.

C mangler hydrogen

I d er hydrogenene negativt ladd og molekylet er en rett linje og har derfor ingen dipolmoment så det kan ikke danne hydrogenbindinger

Karboksygruppen I e kan danne hydrogenbindinger.

12.17

a)

Ammoniakk er bundet av hydrogenbindinger og har derfor et høyere kokepunkt enn metan som ikke har hydrogenbindinger.

b)

KCl er bundet i en ionisk krystall og må derfor overkomme gitterenergien for å smelte. Iod er upolare molekyler som er bundet sammen av svake Van der Waalske krefter og trenger derfor mye mindre energi for å smelte.

12.46

$$1 \text{ mol Ba} = 137.33 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ mol} = 137.33 \text{ g}$$

$$\frac{137.33 \text{ g}}{3.50 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 39.24 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{cell}} = (502 \text{ pm} \cdot 10^{-10})^3 = 1.265 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$$

$$\frac{\text{cell}}{\text{mol}} = \frac{39.24}{1.265 \cdot 10^{-22}} = 3.102 \cdot 10^{23}$$

Det er 2 atomer per enhetscelle i en bcc krystall

$$\text{atomer} = 3.102 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 6.20 \cdot 10^{23}$$