Uorganisk kemi

VSEPR, Hydrogen og 16

VSEPR

- Model: valens skal electron par repulsion bestemmer geometri

Tæl bindende og ikke bindende elektronpar på centralatom.

1. Hvert af disse par frastøder hinanden "lige meget"
2. Lone-pairs fylder lidt mere end elektronpar i binding

Geometrier

3 par:  plan trigonal

4 par: tetraedrisk  

5 par: trigonal pyramidisk 

6 par: tetragonal pyramidisk
også kaldet oktaedrisk  

Eksempler

- BCl_3
- NH_3
- PCl_5
- SF_6
- NH_4^+
- BrF_3
- I_3^-
- ICl_4^-

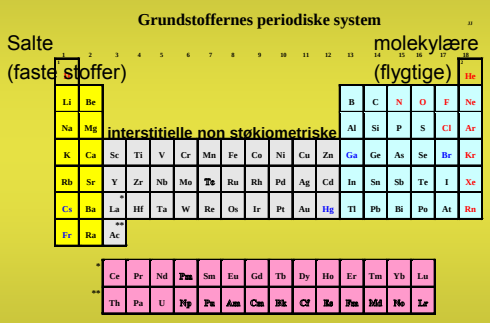
Hydrogen

Hydrider –id H^- ?

hydrid kun i metaller med lavest elektronegativitet, især **s-blok** grundstoffer: salte (faste stoffer)

p-blok grundstoffer danner molekylære hydrogenforbindelser

Hydrogen

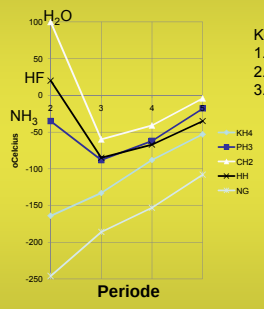


Kogepunkter af molekyler

	13	14	15	16	17	18
2p	B_2H_6	CH_4	NH_3	H_2O	HF	Ne
Kp °C	-93	-162	-33	100	20	-246
M	28	16	17	18	20	20
3p		SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	Ar
Kp °C		-133	-88	-60	-85	-186
M		32	34	34	36.5	40

hydrogenbindinger

Kogepunkter af p-blok hydrider



Kogepunkt stiger
1. Forøget masse
2. Forøget polarisering
3. Hydrogenbinding

H_nX

$H_2X^+ \leftrightarrows HX \leftrightarrows X^-$

$H_2F^+ \leftrightarrows HF \leftrightarrows F^-$ -;2.95 ; HF_2^-

$HI \leftrightarrows I^-$

$H_3X^+ \leftrightarrows H_2X \leftrightarrows HX^-$

$H_3O^+ \leftrightarrows H_2O \leftrightarrows HO^-$ -1.7;15.7

$H_2S \leftrightarrows HS^- \leftrightarrows S^{2-}$ 6.88;14.15

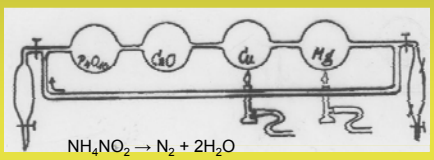
$H_4X^+ \leftrightarrows H_3X \leftrightarrows H_2X^-$

$H_4N^+ \leftrightarrows H_3N \leftrightarrows H_2N^-$ 9.25

$H_4P^+ \leftrightarrows H_3N \leftrightarrows H_2N^-$ 13.4; 28.8

Opdagelsen af ædelgasserne

1890'erne – kølemaskine



$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$

Komponent	N_2	O_2	Ar	CO_2	Ne	He
vol%	78.08	20.95	.93	$345 \cdot 10^{-4}$	$18 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$

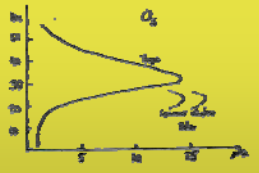
CH_4, Kr, Xe, NO_2, N_2O, H_2 ($1 \cdot 10^{-4}$ vol% eller mindre)

Oxygen

allotrope former

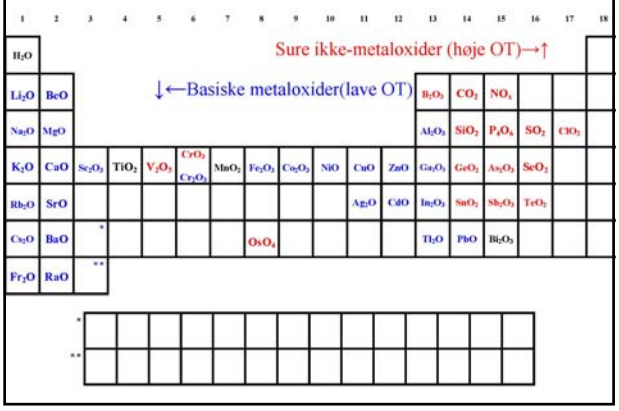
O_2 O=O

O_3 O=O$^+$–O$^-$



Noter 49

Typiske oxider



Ikke-metal oxider: syreanhydrider

$CO_2(g) + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 \leftrightarrows H^+ + HCO_3^-$
$CO(g) + H_2O \rightarrow (kat)\ HCOOH \leftrightarrows H^+ + HCOO^-$
$N_2O(g)$
$NO(g)$
Noter 50
$3NO_2(g) + H_2O \rightarrow NO + 2HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
$P_4O_6(s) + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_3 \leftrightarrows 8H^+ + 4HPO_3^{2-}$
$P_4O_{10}(s) + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4 \leftrightarrows 12H^+ + 4PO_4^{3-}$
$SO_2(g) + H_2O \leftrightarrow SO_2(aq) \leftrightarrows H^+ + HSO_3^- \leftrightarrows 2H^+ + SO_3^{2-}$
$SO_3(g) + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + HSO_4^- \leftrightarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$
$SeO_2(s) + H_2O \leftrightarrow H_2SeO_3 \leftrightarrows H^+ + HSeO_3^- \leftrightarrows 2H^+ + SeO_3^{2-}$
$OF_2(g) + H_2O \rightarrow HF + O_2$
$2ClO_2(g) + H_2O \rightarrow HClO_2 + HClO_3 \leftrightarrows 2H^+ + ClO_2^- + ClO_3^-$
$½Cl_2O_7(l) + ½H_2O \rightarrow HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$

14

Oxygen transport

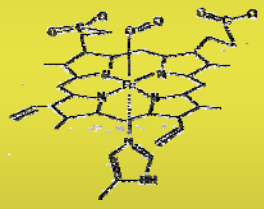
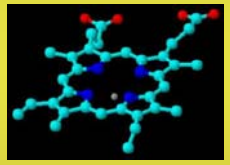
hæmoglobin	hæmerythrin	hæmocyanin
1 Fe	2 Fe	2 Cu
porphyrin	proteinsidekæder	
rødt	rødviolet	blåt
65 kD	108 kD	400+ kD



11.09.09 Uorganisk kemi 4 15

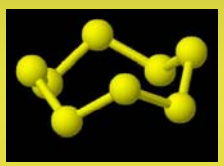
Hæm

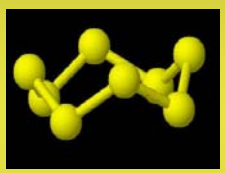
Proteinet kun knyttet via histidin (nederst)

11.09.09 Uorganisk kemi 4 16

Svovl: S_8 molekyle





Gult fast stof (smp 117 °C)

Svovl

Sulfider

Letopløselige i vand: s-blok og andre hårdere lewis syrer

tungtopløselige i vand: blødere lewis syrer fx. MnS, FeS, CoS, NiS, ZnS, …….

Selv i 0.1 M saltsur opløsning: HgS, PbS, CuS, (noter 51, øvelse 4)

S^{2-} identifikation: katalyse af $2N_3^- + I_3^- \rightarrow 3N_2 + 3I^-$

Svovl

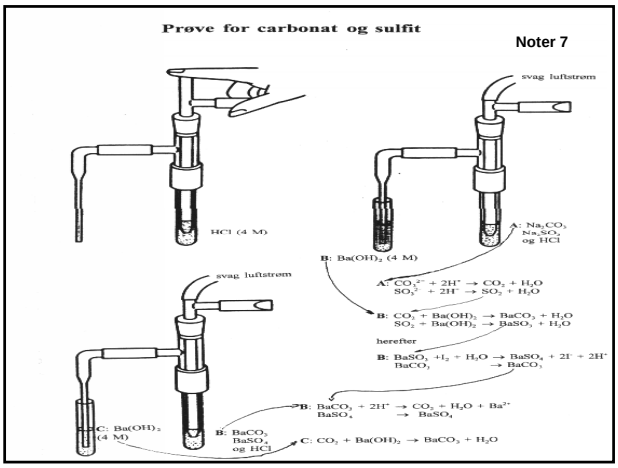
Brænder $S + O_2 \rightarrow SO_2$ (underskud O_2)

$2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3$ (i ren O_2)

$SO_2(g) + H_2O \leftrightarrow SO_2(aq) \leftrightarrows H^+ + HSO_3^- \leftrightarrows 2H^+ + SO_3^{2-}$

$SO_3(g) + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^- \leftrightarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$

Sulfat identificeres ved $BaSO_{4(s)}$ i sur væske



Oxyanioner

Altid tetraedriske

- sulfat
- pyrosulfat (disulfat)
- sulfit
- thiosulfat
- tetrathionat
- dithionit

Iodometriske titreringer

- Et oxiderende stof oxiderer iodid til iod
  - Ex: $ClO_3^- + 6I^- + 6H^+ \rightarrow Cl^- + 3I_2 + 3H_2O$
- Det dannede iod titreres med thiosulfat
  - $3I_2 + 6S_2O_3^{2-} \rightarrow 6I^- + 3S_4O_6^{2-}$
  - stivelse som indikator (blå med iod)
- Støkiometri: $n_{thiosulfat} = 2n_{iod} = 6n_{chlorat}$

Ø-vejl. 34