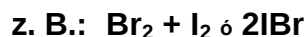


INTERHALOGENVERBINDUNGEN

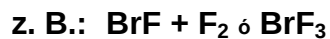
KIBr₂

1. Allgemein

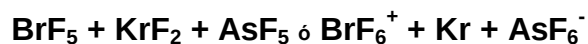
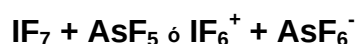
Es existieren Interhalogenverbindungen mit den allgemeinen Formeln XY, XY₃, XY₅ und XY₇, wobei X immer das elektropositivere, also das schwerere Atom ist. Die Verbindungen mit der Formel XY existieren alle. Sie werden durch Reaktion zwischen den Halogenmolekülen dargestellt.



Bei den mehratomigen Interhalogenen der Formel XY₃, XY₅ und XY₇ sinkt die Stabilität mit kleineren X und größeren Y. Es existieren also vom relativ großen Jod alle Fluoride (IF₃, IF₅, IF₇), vom Brom und Chlor nur Trifluorid (BrF₃, ClF₃) und Pentafluorid (BrF₅, ClF₅) und Chloride gibt es nur vom Jod und auch hier nur Trichlorid (ICl₃). Diese Verbindungen erhält man durch Umsetzen niedriger Interhalogene mit den entsprechenden Halogenmolekülen.



Es existieren auch Anionen und Kationen von höheren Interhalogenen, wie zum Beispiel IF₆⁻, IF₆⁺ oder BrF₆⁺. Die beiden letzteren werden auf verschiedene Weise dargestellt:



Arsenpentafluorid ist eine starke Lewis-Base und kann somit ein Fluoridion binden. Nur so kann auf Brompentafluorid ein Fluorkation übertragen werden und dem Jodheptafluorid ein Fluoridanion entrissen werden.

2. VSEPR-Modell

Der räumliche Bau von kovalent gebundenen, mehratomigen Molekülen lässt sich am besten mit dem VSEPR-Modell (valence shell electron pair repulsion) erklären. Es beruht auf dem Prinzip, dass sich die Elektronenpaare der σ -Bindungen und die freien Elektronenpaare untereinander und gegenseitig abstoßen und somit so um ein Zentralatom anordnen, dass sie größtmöglichen Abstand besitzen. Dabei ist die Abstoßung der freien Elektronenpaare noch

größer als die der σ -Elektronenpaare, da diese sich nur im Feld eines Atomkerns befinden und somit mehr Platz benötigen. Sie verändern somit die Gestalt des Moleküls (verzernte Strukturen).

Je nach Anzahl der Bindungen und der freien Elektronenpaare ergeben sich folgende Strukturen (Z = Zentralatom, L = Ligand, E = freies Elektronenpaar):

tetraedrisch
 ZL_4
 z.B. $SiCl_4$

pyramidal
 ZL_3E
 z.B. PCl_3

gewinkelt
 ZL_2E_2
 z.B. SCl_2

oktaedrisch
 ZL_6
 z.B. SF_6

quadratisch-pyramidal
 ZL_5E
 z.B. BrF_5

quadratisch
 ZL_4E_2
 z.B. XeF_4

trigonal-bipyramidal
 ZL_5
 z.B. PF_5

verzerrt-tetraedrisch bzw. wippenförmig
 ZL_4E
 z.B. SF_4

ZL_3E_2
 z.B. BrF_3

T-förmig

ZL_2E_3
 z.B. XeF_2

linear

pentagonal-bipyramidal
 ZL_7
 z.B. IF_7

pentagonal-planar
 ZL_5E_2
 z.B. XeF_5

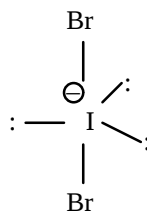
überkappt-oktaedrisch
 ZL_7
 z.B. XeF_6

verzerrt-oktaedrisch
 ZL_6E
 z.B. XeF_6

anti-kubisch
 ZL_8

z.B. XeF_8^{2-}

Nach diesem Modell hat also IBr_2^- eine lineare Struktur, da um das Jodatom zwei kovalente Bindungen und drei freie Elektronenpaare angeordnet sind, die alle mit dem Jodatom eine Ebene bilden, in der sie jeweils einen Abstand von 120° haben. Wären sie ober- oder unterhalb dieser Ebene, hätten sie nur einen Abstand von 90° und lägen somit ungünstiger.

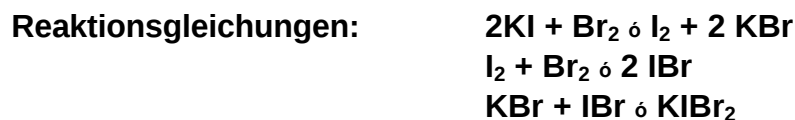


3. Darstellung von KIBr_2

1g KI und eine 2 ml Pipette werden einen Tag bei etwa 60°C im Trockenschrank getrocknet. Man lässt nun auf das KI im Präparateglas unter Eiskühlung eine stöchiometrische Menge Brom (0,3 ml) tropfen und verschließt das Glas. Dieses lässt man drei Tage im Abzug stehen. Das gebildete orangrote Pulver stellt man für weitere drei Tage in einen Exsikkator über Natronlauge, um überschüssiges Brom zu vernichten. Auch das restliche Brom in der Pipette wird mit Natronlauge vernichtet.

$$n(\text{KI}) = \frac{1\text{ g}}{166\text{ g/mol}} = 6\text{ mmol}$$

$$m(\text{Br}_2) = 6\text{ mmol} \cdot 160\text{ g/mol} = 0,96\text{ g}; V(\text{Br}_2) = \frac{0,96\text{ g}}{3,14\text{ g/cm}^3} = 0,3\text{ cm}^3 = 0,3\text{ ml}$$



4. Ausbeute:

theoretisch: 6mmol

praktisch: g; entspricht mmol; ($M = 326 \text{ g/mol}$)

Ausbeute = $\frac{n_{\text{praktisch}}}{n_{\text{theoretisch}}} \cdot 100 \% = \frac{\text{mmol}}{6 \text{ mmol}} \cdot 100 \% = \quad \%$

5. Toxikologie

Br_2 ätzend

6. Literatur

Brauer, Band 1, Seite 308

H.W. Cremer u. D.R. Duncan, J. Chem. Soc. 1931, 1857

Holleman, Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie