

Teil II

Atome und Chemische Reaktionen

Inhaltsangabe

3	Atomtheorie	10
3.1	Daltons Atomtheorie	10
3.2	Rutherfordsches Atommodell	11
4	Stöchiometrie	16
4.1	Chemische Formeln	16
4.2	Chemische Reaktionsgleichungen	18
4.3	Lösungen	20
5	Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	22

Lesen Sie hierzu im Mortimer Kapitel 2 bis 5!

3 Atomtheorie

3.1 Daltons Atomtheorie

Slide 17

Daltons Atomtheorie

Dalton (1803-1805) verband den Elementbegriff mit dem Atombegriff

- Materie (chemische Elemente) besteht aus sehr kleinen Teilchen, den *Atomen*, die nicht weiter zerlegbar sind (Demokrit, Leukipp)
- Alle Atome eines Elements sind einander gleich, besitzen also *gleiche Masse* und *gleiche Gestalt*
- Atome verschiedener Elemente besitzen unterschiedliche Eigenschaften
- Chemische Verbindungen entstehen durch *chemische Reaktionen* von Atomen verschiedener Elemente
- Die Atome verbinden sich in *einfachen Zahlenverhältnissen*
- Die Atome werden weder erzeugt noch vernichtet, noch ineinander umgewandelt.

Slide 18

Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie

eine *chemische Reaktion* ist eine Umgruppierung der Atome
die Gesamtzahl jeder Atomsorte bleibt konstant

Textschema: Wasserstoff + Sauerstoff reagieren zu Wasser

Formelschema: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Anzahl der Atome: $2 \cdot 2 \text{ H} + 2 \text{ O} = 2 \cdot (2\text{H} + 1\text{O})$

Atome insgesamt: 6 Atome = 6 Atome

Teilchenzahl: 3 Moleküle (2 H_2 , 1 O_2) \neq 2 Moleküle H_2O

mehr Details (Aggregatzustand, Energetik) $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ $\Delta H = -286\text{kJ/mol}$

Slide 19

Atomtheorie

Daltons Atomtheorie erklärt einige grundlegende Gesetze

- **Gesetz der Erhaltung der Masse** *Lavoisier 1785*
Gesamtmasse ändert sich bei chemischen Reaktionen nicht spürbar
- **Gesetz der konstanten Proportionen** *Proust 1799*
Massenverhältnis zweier sich zu einer chemischen Verbindung vereiniger Elemente ist konstant
- **Gesetz der multiplen Proportionen** *Dalton 1803*
Massenverhältnisse zweier sich zu *verschiedenen* chemischen Verbindungen vereiniger Elemente stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander

Slide 20

Beispiel: Stickoxide

Formel	m(N)/m(O)	Verhältnis		
N ₂ O	28/16 = 1.75	60	2	
NO	14/16 = 0.875	30	1	
N ₂ O ₃	28/48 = 0.5833	20	4	
NO ₂	14/32 = 0.4375	15	3	5
N ₂ O ₅	28/80 = 0.35	12	4	

3.2 Rutherford'sches Atommodell

Slide 21

Atom = unteilbar?

- Ist das Atom wirklich die kleinste Einheit?
- Aus welchen subatomaren Teilchen sind Atome aufgebaut?
- Wie lassen Sie sich nachweisen?

Slide 22

Gasentladung

Gasentladung: Thomson (1897)

Nachweis von Elektronen und Kationen

see Mortimer, Figure 2.3

Slide 23

Gasentladung

s. Mortimer, Abb. 2.3

Kathodenstrahlung: Elektronen treten aus der Kathode aus und werden zur Anode beschleunigt. Das Gas wird zum Leuchten angeregt.

Kanalstrahlung: Gasteilchen werden ionisiert, Kationen werden zur Kathode hin beschleunigt.

Beweis, dass Atome aus positiven und negativen Teilchen aufgebaut sind

⇒ Bestimmung des Verhältnisses von Ladung zu Masse

Slide 24

Milliken-Versuch

s. Mortimer, Abb. 2.2

Balance der Tröpfchen wird erreicht durch Ggw. zwischen elektrostatischer Kraft im Kondensator und Gravitationskraft
größtes beobachtetes Verhältnis von Ladung zu Masse ist *elementar*: Konzept der *Elementarladung*

Slide 25

Das Prinzip des Massenspektrometers

s. Mortimer, Abb. 2.1

Slide 26

Ionen

es gibt ein Ion, das das größte jemals beobachtete Verhältnis aus Ladung/Masse besitzt, das *Proton*, das Kation des Wasserstoffatoms

wenn man unterschiedliche *Elemente* einfach ionisiert, kann man aus der unterschiedlichen Ablenkung der Elemente eine *Reihung der Massen* erreichen

die Masse des Protons ist 1836 mal so groß wie die des Elektrons, die Ladung ist der des Elektrons entgegengesetzt.

Im H-Atom entsteht also aus der Kombination von Elektron und Proton *Ladungsneutralität*

Slide 27

Ionen

man beobachtet, dass verschiedene Atome unterschiedlich viele Elektronen besitzen, also entsprechend auch eine größere Zahl von positiven Ladungen (Protonen?) besitzen müssen

die Massen der Ionen sind jedoch meist größer als die Summe aus Elektronen- und Protonenmasse

(außerdem wären Atom(kern)e, die nur aus Protonen bestehen, instabil)

man stellt auch fest, dass im Massenspektrum zwei unterschiedliche Ablenkungen z.B. für Atome des Elements Chlor vorkommen

Slide 28

Ionen

Rutherford postulierte 1920 die Existenz eines weiteren ungeladenen Elementarteilchens (Neutron). Es wurde 1932 von Chadwick entdeckt und ist ungefähr so schwer wie ein Proton

Slide 29

Isotope

Es gibt unterschiedliche Sorten von Atomen des gleichen Elementes, die sich nur durch die Zahl der Neutronen unterscheiden (*Isotope*)

Isotopengemische sind dafür verantwortlich, dass die Masse einiger Elemente nicht ein ganzzahliges Vielfaches von Protonen(\approx Neutronen)masse ist.

Slide 30

Elementarteilchen

Slide 31

Rutherford-Experiment

s. Mortimer, Abb. 2.4

Das Experiment zeigt, dass die meisten α -Teilchen durch die Folie hindurchgehen.

Einige wenige Teilchen werden reflektiert

Ein Atom besteht aus einem sehr kleinen Kern und einer Elektronenhülle

Slide 32

Massendefekt

Slide 33

Atomsymbole

- Ordnungszahl Z ist die Zahl der Protonen (= Zahl der Elektronen)
 - Massenzahl A ist die Zahl der Nukleonen (= Zahl der Protonen + Zahl der Neutronen)
 - ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ist ein Chloratom mit 17 Protonen und 18 Neutronen
 - ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ ist ein Chloratom mit 17 Protonen und 20 Neutronen
 - variable Isotopenmassen und -zusammensetzungen sowie der Massendefekt führen dazu, dass die Massen einer großen Zahl von Atomen eines Elementes *empirische Größen* sind
 - Die Masse eines einzigen Atoms ist zu gering, um sie direkt zu messen.
-

Slide 34

Atommasse und Mol

- man betrachtet relative Atommassen statt der Masse eines Atoms
- relativ zu $u = 1/12$ der Masse eines ${}_{6}^{12}\text{C}$ -Atoms
- also ist die relative Atommasse des reinen Isotops ${}_{6}^{12}\text{C}$ genau 12 (definitionsgemäß).
- die relative Atommasse von Kohlenstoff mit 'normaler' Isotopenverteilung ist 12.011
- wieviele Atome sind in 12 g von ${}_{6}^{12}\text{C}$ -Atomen?

- die *Avogadrosche Zahl* $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$
- 1 Mol eines Elementes ist definiert als N_A Atome
- die Masse von 1 Mol Atomen eines Elementes ist gleich der relativen Atommasse
- die relativen Atommassen stehen im 'Periodensystem'

Slide 35

Periodensystem der Elemente
s. z.B. Mortimer

4 Stöchiometrie

4.1 Chemische Formeln

Slide 36

Moleküle und Ionen

- Nur Edelgase kommen in der Natur als einzelne Atome vor
- alle anderen Elemente kommen in größeren Verbänden vor
- Moleküle, Ionen, Metalle

Slide 37

Moleküle

- Moleküle sind Teilchen mit einer *festen* Verbindung aus 2 oder mehr Atomen
- die Zusammensetzung eines reinen Stoffs ist durch die chemische Formel gegeben
- z.B. die Molekularformel für Wasser H_2O
- die *Stöchiometrie* (aus dem Griechischen: 'Elemente' 'messen') ist die Lehre von den Mengenverhältnissen der Elemente in Verbindungen

Slide 38

chemische Formeln

- *Summenformel*: H_2O
- *Strukturformel* (oder *Konstitutionsformel*) beschreibt die *Art* der Verknüpfung der Atome mit *Bindungsstrichen*
z.B. $\text{Cl} - \text{Cl}$ oder $\text{H} - \text{O} - \text{H}$
- *räumliche 'Formeln'*:
(s. Mortimer, Abb. 3.1)
- Die *relative Molekülmasse* ist die Summe der relativen Atommassen aller Atome

Slide 39

Ionen

- *Kationen* sind positiv geladen und werden von der Kathode (Minuspole) einer Spannungsquelle angezogen
- *Anionen* sind negativ geladen (wandern zur Anode/Pluspol)
- *einatomige* Ionen: z. B. Ca^{2+} oder Na^+
- *mehratomige* Ionen (*Moleküllionen*):
z.B. Sulfat SO_4^{2-} oder Hydroxid OH^- .
- ionische Verbindungen sind aus *sehr vielen* Kationen und Anionen aufgebaut.
- ein BaCl_2 -Kristall z.B. besteht aus 2 Cl Atomen pro Ba-Atom
- im NaCl-Kristall ist das Kationen-zu-Anionenverhältnis 1:1 (s. Mortimer, Abb. 3.2)

Slide 40

andere Atomaggregate

- Diamant als 'Riesenmolekül'
- Quarz SiO_2
- die Zahl der Atome ist nicht festgelegt
- die chemische Formel gibt das Verhältnis der Atome an

Slide 41

empirische Formeln

- Summenformel H_2O_2
- empirische Formel: HO
- Strukturformel $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$!!!

Slide 42

Das Mol

- *Mol* die Stoffmenge, die $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$ Teilchen beinhaltet
- *Molmasse* oder *molare Masse*: die Masse dieser Substanz (in g)
- die relative *Molekülmasse* ergibt sich aus der Summe der relativen Atommassen
- die *molare Formelmasse* bezieht sich auf die angegebene Formeleinheit (für Moleküle identisch)
- *Stoffmenge*: Substanzmenge in Einheiten von Mol (im Ggs. zu 'gramm')
6 g H₂O entsprechen in etwa 0.333 Mol
 $\Leftrightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = 0.333$

Slide 43

Massenanalyse / Elementaranalyse

- eine Elementaranalyse liefert die prozentualen *Massenanteile* in einer Verbindung
- daraus kann man die empirische Formel bzw. die Summenformel ableiten
- Die Summenformel kann abgeleitet werden, wenn zusätzlich die Molmasse bekannt ist.
- Beispiel:
(s. Mortimer, Abb. 3.4)

Slide 44

Massenanalyse / Elementaranalyse (s. Mortimer, Abb. 3.4)

4.2 Chemische Reaktionsgleichungen

Slide 45

Chemische Reaktionsgleichungen

- Ablauf einer *chemischen Reaktion* wird durch eine chemische *Reaktionsgleichung* beschrieben
- unter Verwendung der Elementsymbole und der Formeln der beteiligten Verbindungen
- Beispiel
$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$
- H_2O ist das *Produkt dieser Reaktion*
- H_2 und O_2 heißen *Reaktanden* oder *Edukte*
- liegt das Interesse auf einem bestimmten Reaktanden, so nennt man ihn (vor allem in der Biochemie) *Substrat*
- die Zahlen vor den Molekülformeln heißen stöchiometrische Koeffizienten

Slide 46

Chemische Reaktionsgleichungen

- Um die Massen- und Ladungserhaltungsgesetze zu erfüllen, muss die Zahl der Mole (und die Ladung) links und rechts *gleich* sein
- Ohne Kenntnis der Formel aller Reaktanden kann die Reaktionsgleichung nicht aufgestellt werden
- als 2. Schritt ist die Gleichung auszugleichen (Vorfaktoren!)
- wenn notwendig, kann auch der Aggregatzustand hinzugesetzt werden und zwar
 - (g) für *gasförmig*
 - (l) für *flüssig* (liquidus)
 - (s) für *fest* (solidus)
 - (aq) für in Wasser (aqua) gelöst
- $$\text{CS}_2(\text{l}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CCl}_4(\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})$$

Slide 47

Verbrennungsprozesse

- wenn eine Verbindung in Kontakt mit Luft verbrennt, so tritt Reaktion mit Sauerstoff $O_2(g)$ ein.
- Kohlenstoff $\longrightarrow CO_2(g)$
- Wasserstoff $\longrightarrow H_2O(g)$ oder $H_2O(l)$
- Schwefel $\longrightarrow SO_2(g)$
- Damit kann man die Reaktionsgleichungen für Verbrennung von organischen Substanzen aufstellen (s. Mortimer, Beispiel 4.2)

Slide 48

Begrenzende Reaktanden und Ausbeute

- oft entsprechen die verfügbaren relativen Mengen der Reaktanden nicht den stöchiometrischen Mengenverhältnissen
- dann ist ein Reaktand *begrenzend* für die Reaktion
- aus den Massen berechnet man für jeden Reaktanden die Stoffmenge unter Berücksichtigung der Vorfaktoren
- der kleinste Wert zeigt den begrenzenden Reaktanden an
- *Ausbeute* ist die tatsächlich erhaltene Produktmenge
- *prozentuale Ausbeute* ist das Verhältnis aus tatsächlicher Produktmenge und theoretisch zu erwartender (unter Berücksichtigung etwaiger begrenzender Reaktanden)

4.3 Lösungen

Slide 49

Lösungen

- die *Konzentration* c einer Lösung ist die Menge des gelösten Stoffs pro *Volumen* der Lösung und wird in mol/L angegeben
- Bei *Verdünnung* (mit dem reinen Lösungsmittel) einer Lösung der Konzentration c_1 vom Volumen V_1 auf ein Volumen V_2 ändert sich die Konzentration

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2}$$

Slide 50

konzentrierte Lösungen

konzentrierte Reagenzien

(s. Mortimer Tabelle 4.1)

5 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Slide 51

Thermochemie

- *Thermochemie*: Untersuchung von Wärmemengen, die bei chemischen Prozessen umgesetzt werden.
- jeder Stoff besitzt eine gewisse Menge an *innerer Energie*, U
- die Differenz zwischen der inneren Energie der Produkte und der Reaktanden nennt man *Reaktionsenergie*, $\Delta U = U_{\text{Produkte}} - U_{\text{Reaktanden}}$
- Durchführung einer chemischen Reaktion *mit Volumenänderung*, ΔV bei *konstantem Druck*, p erfordert eine *Volumenarbeit* $p \cdot \Delta V$ gegen den äußeren Druck
- der als Wärme beobachtbare Anteil an Reaktionsenergie heißt *Enthalpie*, $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$
- i.A. ist also $\Delta U \neq \Delta H$
- der Unterschied ist aber klein, wenn ΔV klein ist, also keine Gase entstehen oder verbraucht werden

Slide 52

Energiemaße

- Arbeit = \int Kraft \cdot Weginkrement
- kinetische (Bewegungs-)Energie $E = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{p^2}{2m}$
- gemessen in Joule=Newton-meter ($1\text{J} = 1\text{N} \cdot \text{m}$)
- Wärme wurde traditionell in *Kalorien* gemessen: $1\text{ cal} =$ Wärmemenge, um ein Gramm Wasser von $14.5\text{ }^\circ\text{C}$ auf $15.5\text{ }^\circ\text{C}$ zu erwärmen
- Arbeit und Wärme können ineinander umgewandelt werden, haben also gleiche Einheiten
 $1\text{ cal} = 4.1868\text{ J}$ (*internationale Kalorie*)

- die *spezifische Wärmekapazität*, C , eines Stoffes ist die Menge an Energie, die benötigt wird, um den Stoff um 1 Kelvin (=1 °C) zu erwärmen.
- alle Größen können als *molare Größen* auf die Stoffmenge von einem Mol umgerechnet werden

Slide 53

Wärme und Temperatur

- die Temperatur T (gemessen in K oder in °C) zeigt an, in welche Richtung Wärme fließt, wenn zwei Körper zusammen gebracht werden
- der Nullpunkt der Celsius-Skala ist der Schmelzpunkt von Wassereis
- der Nullpunkt der Kelvin-Skala ist der *absolute Nullpunkt* (−273.15 °C)
- die Wärme, die zur Temperaturänderung von T_1 auf T_2 notwendig ist, beträgt $\Delta Q = C \cdot (T_2 - T_1)$
- C hängt vom Aggregatzustand ab
- ein *Bombenkalorimeter* erlaubt die Messung der Wärme

Slide 54

Bombenkalorimeter

(s. Mortimer, Abb. 5.1)

Slide 55

Volumenarbeit

(s. Mortimer, Abb. 5.2)

- Kraft = Fläche \times Druck: $F = A \cdot p$
- Arbeit = Kraft \times Schublänge: $W = F \cdot s = p \cdot A \cdot s = p \cdot \Delta V$
- man nennt die Arbeit *Volumenarbeit*

Slide 56

Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

- die meisten chemischen Reaktionen werden in *offenen* Gefäßen durchgeführt
- die Reaktionsenthalpie ΔH ist daher die wichtigere Größe
- man nimmt den Systemstandpunkt ein: Energie (Wärme, Arbeit), die frei wird, zählt *negativ*
- Wenn die Reaktionsenthalpie negativ ist, dann liegt das Energieniveau der Produkte niedriger
- Reaktionen, in denen Wärme *frei* wird, heißen *exotherm*
- solche, in denen Wärme verbraucht wird, heißen *endotherm*
- bei einer *exothermen Reaktion* wird das Reaktionsgefäß also heiß!

(s. Mortimer Abb. 5.3)

Slide 57

Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

- $\Delta U = U_2 - U_1$ Reaktionsenergie
- ΔU negativ: Energie wird *abgegeben*
- ΔU positiv: Energie wird *aufgenommen*
- $\Delta H = H_2 - H_1$ Reaktionsenthalpie
- ΔH negativ: Wärmeenergie wird *abgegeben*
- ΔH positiv: Wärmeenergie wird *aufgenommen*
- Beispiel: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -286 \text{ kJ/mol}$
- es wird also Energie frei (Wasser ist stabiler als ein 1:2 Gemisch aus Sauerstoff und Wasserstoff)
- kehrt man die Reaktionsgleichung um, so ändert auch die Reaktionsenthalpie ihr Vorzeichen
 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +286 \text{ kJ/mol}$

(s. Mortimer Abb. 5.4)

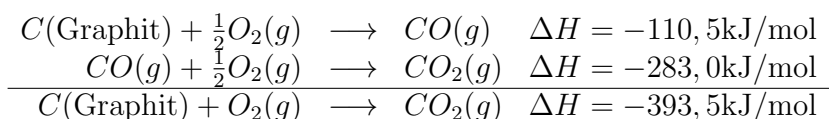
Slide 58

Satz von Hess

- Aus der Energieerhaltung folgt das *Gesetz der konstanten Wärmesummen*,
- auch *Satz von Hess* genannt:
- Eine Reaktion kann beliebig in Teilreaktionen zerlegt werden, oder über Umwege laufen:
die Reaktionsenthalpie ist dann die Summe der Teilenthalpien (mit den richtigen stöchiometrischen Koeffizienten)

Slide 59

Beispiel



(s. Mortimer Abb. 5.6)

Slide 60

Beispiel N₂-Bildung

(s. Mortimer)

Slide 61

Bildungsenthalpien

- die *Standard-Bildungsenthalpie* ist der ΔH -Wert, der zur Bildung von 1 mol *reiner Substanz* aus den *reinen Elementen* unter *Standard-Bedingungen* gehört
- *Standardbedingungen* bedeuten: sowohl Reaktanden als auch Produkte liegen bei Norm-Atmosphärendruck (101,3 kPa oder 1,013 bar) und Standard-Temperatur (25 °C) vor
- von den Elementen wird die stabilste Form betrachtet
- (z.B. Graphit, nicht Diamant)
- aus Bildungsenthalpien lassen sich besonders leicht Reaktionsenthalpien für beliebige chemische Reaktionen berechnen

Slide 62

Standard-Bildungsenthalpien

Tabelle der Standardbildungsenthalpien ΔH_f^0 (in kJ/mol)

Substanz	ΔH_f^0	Substanz	ΔH_f^0	Substanz	ΔH_f^0
AgCl(s)	-127,0	CS ₂ (l)	+87,86	Al ₂ O ₃ (s)	-1669,8
Fe ₂ O ₃ (s)	-822,2	BaCO ₃ (s)	-1218	HBr(g)	-36,2
BaO(s)	-588,1	HCl(g)	-92,30	CaCO ₃ (s)	-1206,9
HCN(g)	+130,5	CaO(s)	-635,5	HF(g)	-269
Ca(OH) ₂ (s)	-986,59	HgBr ₂ (s)	-169	Ca ₃ P ₂ (s)	-504,17
HI(g)	+25,9	CF ₄ (g)	-913,4	HNO ₃ (l)	-173,2
CH ₄ (g)	-74,85	H ₂ O(g)	-241,8	C ₂ H ₂ (g)	+226,7
H ₂ O(l)	-285,9	C ₂ H ₄ (g)	+52,30	H ₂ S(g)	-20,2
C ₂ H ₆ (g)	-84,68	MgO(s)	-601,83	C ₆ H ₆ (l)	+49,04
NaCl(s)	-411,0	CH ₃ Cl(l)	-132	NF ₃ (g)	-113
H ₃ CNH ₂ (g)	-28	NH ₃ (g)	-46,19	H ₃ COH(g)	-201,2
NH ₄ NO ₃ (s)	-365,1	H ₃ COH(l)	-238,6	NO(g)	+90,37
H ₅ C ₂ OH(l)	-277,6	NO ₂ (g)	+33,8	CO(g)	-110,5
PH ₃ (g)	+9,25	CO ₂ (g)	-393,5	SO ₂ (g)	-296,9
COCl ₂ (g)	-223	ZnO(s)	-348,0		

Slide 63

Beispiel: Reaktionsenthalpien aus Bildungsenthalpien

(s. Mortimer, Bsp. 5.6)

Slide 64

Bindungsenergien

- die Bildungsenergie eines zweiatomigen Moleküls ist gleich dem Negativen der Dissoziationsenergie des Moleküls
- die Bildungsenergie eines zweiatomigen Moleküls ist also gleich der *Bindungsenergie*
- $\text{H} \text{---} \text{H}(\text{g}) \text{---} \longrightarrow 2 \text{H}(\text{g}) \quad \Delta H = +435 \text{ kJ/mol}$
- Wie sieht es bei dreiatomigen Molekülen mit *zwei* Bindungen aus?
 $\text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}(\text{g}) \text{---} \longrightarrow 2 \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = +926 \text{ kJ/mol}$
- die mittlere Bindungsenergie beträgt also 463 kJ/mol
- werden die einzelnen Bindungen nacheinander getrennt, erhält man unterschiedliche Werte für die beiden Reaktionsenthalpien

Slide 65

Bindungsenergien

- $\text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{OH}(\text{g}) \quad \Delta H = +501 \text{ kJ/mol}$
- $\text{O} \text{---} \text{H}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = +425 \text{ kJ/mol}$
- der Mittelwert ist also nur eine Näherung (Schätzwert) für die Einzelwerte
- Erklärung:
Wasser ist ein sehr stabiles Molekül, dadurch ist der erste Bindungsbruch *erschwert*
- das entstehende OH Molekül ist relativ instabil (hochenergetisch), so dass der Aufwand für den 2. Bindungsbruch geringer ist

Slide 66

Bindungsenergien

- Bindungsenergie nimmt zu in der Reihenfolge
Einfachbindung < Doppelbindung < Dreifachbindung
 - N_2 hat die 'höchste' Bindungsenergie

 - die genannten Schätzungen sind nur in der Gasphase zulässig
 - bei besonderen Verhältnissen *im* Molekül funktioniert eine solche Abschätzung überhaupt nicht
-