

Grundwissen Chemie

9. Jahrgangsstufe (NTG)

Das Grundwissen der 9. Jahrgangsstufe im Fach „Chemie“ stellen wir euch in Kärtchenform zur Verfügung.

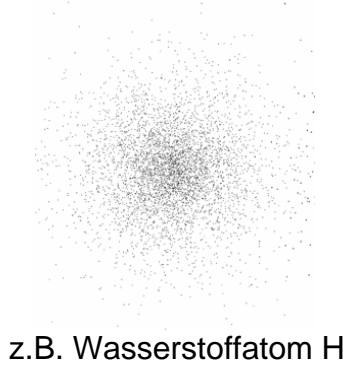
Die Grundwissens-Kärtchen könnt ihr euch selbst herstellen!

9.1 Qualitative Analysenmethoden

Ionennachweise	<p>Alkali- und Erdalkalimetalle werden mit der Flammenfärbung nachgewiesen:</p> <p> $\text{Li}^+ \Rightarrow$ rot $\text{Ca}^{2+} \Rightarrow$ ziegelrot $\text{Na}^+ \Rightarrow$ gelb $\text{Ba}^{2+} \Rightarrow$ grün $\text{K}^+ \Rightarrow$ rosa (Kobaltglas!) </p> <hr/> <p>Anionen können z. B. durch Fällung nachgewiesen werden:</p> <p>Mit AgNO_3: Cl^- (AgCl, weißer Niederschlag) Br^- (AgBr, hellgelber NS) I^- (AgI, gelber NS)</p> <p>Mit BaCl_2: SO_4^{2-} (BaSO₄, weißer NS)</p>
Nachweis molekular gebauter Stoffe	<p>$\text{CO}_2 \Rightarrow$ Einleitung in Kalkwasser \Rightarrow weißer NS</p> <p>$\text{O}_2 \Rightarrow$ Glimmspanprobe</p> <p>$\text{H}_2 \Rightarrow$ Knallgasprobe</p> <p>$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ Blaufärbung des wasserfreien CuSO₄</p> <p>$\text{I}_2 \Rightarrow$ mit Stärkelösung \Rightarrow tiefblaue Färbung</p>

<p>Stoffmenge n</p> <p>Avogadro-Konstante N_A</p>	<p>Stoffmenge n Die Stoffmenge n gibt an, wie viele Teilchen in einer Stoffportion enthalten sind. Einheit der Stoffmenge n [mol] 1 mol eines Stoffes enthält immer N_A Teilchen.</p> <p>Avogadro-Konstante N_A Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$</p>
<p>Molare Masse M</p> <p>Molares Volumen V_m</p>	<p>Molare Masse M = Masse von 1 mol Teilchen; stoffspezifische Konstante $M = m/n$ [g/mol]</p> <p>Molares Volumen V_m = Volumen von 1 mol Gasteilchen $V_m = V/n$ [l/mol] = 22,4 l/mol (unter Normbedingungen: 0°C, 1013 mbar)</p>
<p>Atommasse – atomare Masseneinheit</p>	<p>Die Masseneinheit der relativen Atommasse ist die atomare Masseneinheit u (= der zwölfte Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C)</p> <p>Es gilt: $m(1 \text{ u}) = 1 \text{ g} / N_A \quad (= 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g})$</p>
<p>Gitterenergie</p>	<p>Die Gitterenergie ist die Energie, die frei wird, wenn sich 1 Mol Teilchen aus unendlicher Entfernung einander nähern und sich zu einem Kristall anordnen.</p> <p>Die Gitterenergie ist z.B. bei der Salzbildung von Bedeutung.</p>

Orbital



Quelle:
<http://de.wikipedia.org/wiki/Orbital>

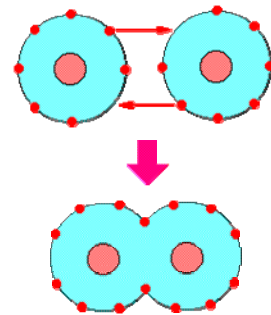
Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit aufhalten.

z.B. Wasserstoffatom H

Atombindung

Überlappung zweier Orbitale führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames, bindendes Elektronenpaar (Elektronenpaarbindung).

Schematische Darstellung:



Quelle: <http://home.eduhi.at/just4fun/sites/bilder/ATOM.GIF>

Elektronegativität (EN)

Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Atombindung mehr an sich zu ziehen.

Polare Atombindung

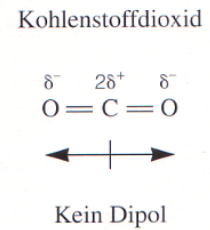
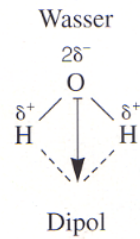
Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegeren Atom verschoben sind. z. B.



Beachte: δ^+ und δ^- sind Teil- oder Partialladungen, keine Elementarladungen wie bei Ionen!

Dipolmolekül

Voraussetzung:
polare Atombindung(en)



Elektronenpaarabstoßungs-Modell (EPA – Modell)

Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab, so dass sich die Atome im Molekül räumlich optimiert anordnen:

- tetraedrisch: z.B. Methan (Bindungswinkel $109,5^\circ$)
- pyramidal: z.B. Ammoniak (Bindungswinkel 107°)
- gewinkelt: z.B. Wasser (Bindungswinkel $104,5^\circ$)

Beispiele für zwischenmolekulare Kräfte

- van-der-Waals-Kräfte
 - Dipol-Dipol-Kräfte
 - Wasserstoffbrückenbindungen
- Stärke-
zu-
nahme ↓

Wasserstoffbrückenbindungen („H-Brücken“)

Beispiel: Wasser

Eine H-Brücke beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar der stark negativ polarisierten Atome F, O, N eines benachbarten Moleküls.

Besondere Eigenschaften des Wassers

- **hoher Siedepunkt von 100 °C:**
Aufgrund der starken H-Brückenbindungen hat Wasser trotz seiner geringen Molekülmasse einen sehr hohen Siedepunkt.
- **größte Dichte bei 4 °C:**
dichteste Packung der Wassermoleküle
- **Eis schwimmt auf Wasser:**
Eis mit geringerer Dichte als bei 4 °C
⇒ „Anomalie des Wassers“

Dipol-Dipol-Kräfte

Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen

Van-der-Waals-Kräfte

Schwache Anziehungskräfte vor allem bei unpolaren Molekülen

Spontaner Dipol:
asymmetrische Ladungsverteilung führt zu +/- geladenen Bereichen im Molekül

Induzierter Dipol:
Polarisierung von Atomen/Molekülen durch spontane Dipole

Löslichkeit von Stoffen

- Salze (aufgebaut aus Ionen) oder polare Stoffe (z. B. Zucker) lösen sich in polaren Lösungsmitteln wie z.B. Wasser
→ **polar in polar**
- Unpolare Stoffe, z.B. Fette, lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (z. B. Benzin)
→ **unpolar in unpolar**

Merke: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“

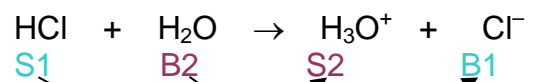
Ampholyt

Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können:
Beispiel: H_2O oder HCO_3^- (oder NH_3)

(Entscheidend für das jeweilige Verhalten ist der Reaktionspartner!)

Säure-Base-Reaktionen als Protonenübergänge

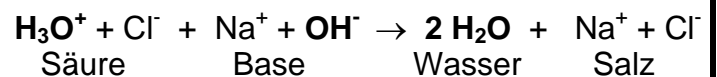
Protonendonator-Protonenakzeptor-Konzept (Protolysereaktion)



S1/B1 und S2/B2 sind korrespondierende Brønsted-Säure-Base-Paare

Neutralisation

Säure und Base reagieren zu Wasser und Salz.



Stoffmengenkonzentration (meist kurz **Konzentration** genannt)

Die Stoffmengenkonzentration eines Stoffes X (= $\mathbf{c(X)}$) gibt an, wie viel Mol eines Stoffes (= $\mathbf{n(X)}$) in einem bestimmten Volumen (= \mathbf{V} [Liter]) enthalten sind.

$$\mathbf{c(X) = n(X)/V \text{ [mol/Liter]}}$$

Wichtige Säuren und Basen

(Je nachdem, wie viele Protonen abgegeben werden können, unterscheidet man zwischen ein- und mehrprotonigen Säuren.)

Anorganische Säuren und Basen:

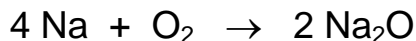
Säuren	Formel	Basen	Formel
Salzsäure	HCl	Natriumhydroxid	NaOH
Kohlensäure	H₂CO₃	Kaliumhydroxid	KOH
Schwefelsäure	H₂SO₄	Calciumhydroxid	Ca(OH)₂
Schweflige S.	H₂SO₃	Bariumhydroxid	Ba(OH)₂
Salpetersäure	HNO₃	Ammoniak	NH₃
Salpetrige S.	HNO₂		
Phosphorsäure	H₃PO₄		

Organische Säuren:

Essigsäure, Milchsäure, Zitronensäure, Ameisensäure

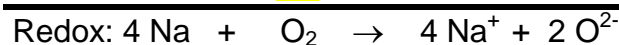
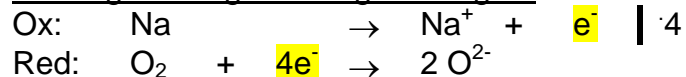
Redoxreaktion

Beispiel:



Eine Koppelung von Oxidations- und Reduktionsreaktion. Hierbei werden Elektronen von einem Teilchen auf ein anderes übertragen. **Donator- und Akzeptor-Konzept** auf der Basis von Elektronen.

Redoxgleichung mit Teilgleichungen:



Na ist das Reduktionsmittel = Elektronendonator und wird oxidiert

O₂ ist das Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor und wird reduziert

Oxidationszahl (OZ)

Die Oxidationszahl (OZ) ist eine Hilfszahl, die das Aufstellen von Redoxgleichungen erleichtert. Sie wird mit römischen oder arabischen Zahlen über die Elementsymbole geschrieben.

Regeln zum Erstellen von Oxidationszahlen (OZ)

1. OZ von **Elementen** = 0
z. B. Fe = 0; S = 0; Cl₂ = 0; H₂ = 0
2. Die Summe der OZ aller Atome in einem Molekül = 0
3. OZ von **Atomionen** entspricht der Ionenladung
z.B. Na⁺ = +I; Mg²⁺ = +II; O²⁻ = -II
4. Die Summe der OZ aller Atome im **Molekülion** entspricht der Ladung

5. Das Vorzeichen der OZ in Verbindungen ist abhängig von der Elektronegativität
 - **Metalle** haben eine positive OZ
 - **Wasserstoff** erhält die OZ = +I (Ausnahme: bei Metallhydriden, z.B. NaH, ist die OZ = -I)
 - **Fluor** enthält stets die OZ = -I
 - **Sauerstoff** erhält die OZ = -II (Ausnahme: bei H₂O₂ hat Sauerstoff die OZ = -I)
 - OZ der restlichen **Halogene** ist in der Regel = -I (Ausnahme: Verbindungen dieser Halogene mit elektronegativeren Elementen)

Regeln zum Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Edukte und Produkte angeben und OZ bestimmen (Ausgleich der Atomsorten)
2. Die Redoxpaare der Oxidations- und Reduktionsreaktion anhand der Änderung der OZ festlegen:
Zunahme der OZ (e⁻-Abgabe) = Oxidation
Abnahme der OZ (e⁻-Aufnahme) = Reduktion
3. Die Zahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen eintragen

4. Ladungs- und Stoffausgleich mit H₃O⁺ und H₂O im sauren Milieu und mit OH⁻ und H₂O im basischen Milieu (die Ladungen auf beiden Seiten müssen übereinstimmen)
5. Die Elektronen-Anzahl in beiden Gleichungen angleichen (kgV!)
6. Teilgleichungen addieren und Elektronen sowie gleiche Stoffe auf der Edukt- und Produktseite „wegkürzen“

Wichtige Oxidationsmittel und Reduktionsmittel

Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor
= Teilchen, das Elektronen aufnimmt:
z. B. O_2 , F_2 , Cl_2 , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Reduktionsmittel = Elektronendonator
= Stoff, der Elektronen abgibt:
z. B. H_2 , Metalle

An einer Redoxreaktion sind immer zwei *korrespondierende Redoxpaare* beteiligt.