

Michael Wächter

Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie, Band 2

Michael Wächter

ÜB(erleg)UNGS AUFGABEN
Band 2: Allgemeine und
Anorganische Chemie
mit Stöchiometrie

Ein Arbeitsbuch Chemie
für Schule und Studium

Zweite, gründlich überarbeitete Auflage

Mit FARBIGEN Abbildungen



Bild: Drei nichtmetallische Elemente: Chlor (links), Brom (Mitte) und Iod (rechts) als Gase bzw. Dämpfe

**Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie, Band 2:
Allgemeine und anorganische Chemie, Stöchiometrie**

Ein Arbeitsbuch Chemie für Schule und Studium

Michael Wächter

Impressum, Disclaimer und Hinweise:

Impressum

Texte: © Copyright by Michael Wächter
Umschlag: Gestaltung: © Copyright by Michael Wächter,
Verlag: Michael Wächter
Borsigweg 21a
48153 Münster
waechter.michael@t-online.de

Druckversion: ISBN-Nr. 9783748539469, Link der Ausgabe in Farbe:

<https://www.epubli.com/shop/uebungsaufgaben-band-2-allgemeine-und-anorganische-chemie-mit-stoechiometrie-9783750240650> , Link der preiswertesten Schwarzweiß-Ausgabe:

<https://www.epubli.com/shop/uebungsaufgaben-chemie-allgemeine-und-anorganische-chemie-9783748539469>

Verwendungszweck:

Dieses Dokument ist die pdf-Version eines Sach- und Arbeitsbuchs für das (Kennen-)Lernen von Ethik, Philosophie und Religion in Schule und Studium. Gut zur Klausur- und Abiturvorbereitung, auch im Grundstudium. Der Autor ist Lehrer für Religion und Chemie.

Diese pdf-Datei wurde dem **Bildungsserver MUNDO** vom Autor zur Verfügung gestellt. Sie darf **für den Privatgebrauch und für Unterrichtszwecke** eingesetzt werden (Teilausdrucke von bis zu 20 Seiten auch im Klassensatz erlaubt). Diese Datei darf jedoch weder elektronisch vervielfältigt noch außerhalb von Unterrichtseinsätzen an Dritte weitergegeben oder gar weiterverkauft werden, sie ist **urheberrechtlich geschützt**. Das Dokument ist als Printausgabe im Buchhandel und im Netz verfügbar (Format DIN A 4), am Schnellsten über den oben im Impressum genannten Link.

Zum Autor:

Michael Wächter ist ein seit Jahrzehnten aktiv erklärender und erzählender Chemielehrer, Wikipedianer und Buchautor: Bei Klett, Wiley, im epubli- und Europa-Verlag verfasste er anschaulich erklärende Lernhilfen, Schul- und Lehrbücher über Chemie, bei Königshausen und Neumann zwei erzählende Sachbücher über Quecksilber, Quacksalber und Sternforscher und bei epubli über Sitten, Sünden und Sinnfragen sowie über die Rechtsmedizin („Analytik – die Geschichte“). Von guter Polizei- und Forschungsarbeit fasziniert schrieb er dort auch seine neue Krimireihe "Kommissar Peveling ermittelt", zuvor den Krimi "Gulligold", das science-fiction-Abenteuer "Regenwald-Razzia 2048 - Arturos Kampf am Rio Negro" und die historisch-phantastischen Erzählungen "Das Anden-Artefakt" und "Das Altakolia-Projekt".

Autorenhomepage: <https://michael-waechter.jimdosite.com/>

Als Autor im Epubli-shop unter:

<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-W%C3%A4chter/28316>

Bei Amazon: <https://www.amazon.de/stores/author/B001K6ND48>

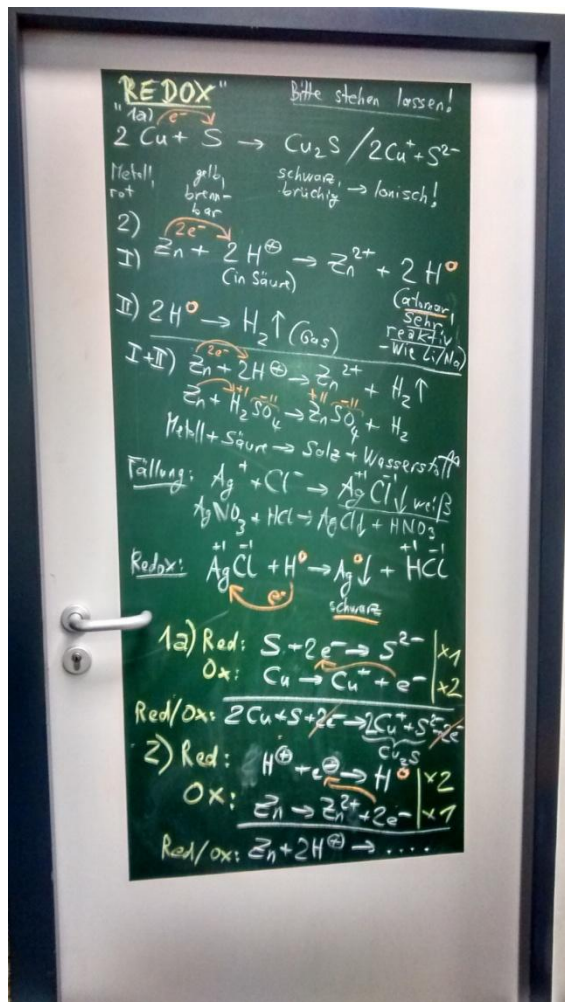
Inhaltsverzeichnis

Vorwort	S. 7
Inhalte und Einführung in das Lernkonzept	8
1 Stoffe	S. 9
1.1 Stoffgemische und Reinstoffe	9
1.2 Elemente und Verbindungen	10
1.3 Element Nr. 1 bis 10 – Einführendes und Wissenswertes	13
2 Stoffumwandlungen	16
2.1 Formeln, Teilchen, Reaktionen	16
2.2 Wie Metalle reagieren: Alkali- und Erdalkalimetalle (1. und 2. Hauptgruppe)	19
2.3 Wie Nichtmetalle reagieren: Halogene (7. Hauptgruppe)	21
3 Namen und Formeln von Stoffen	23
3.1 Chemische Bezeichnungen von Verbindungen (Nomenklatur)	23
3.1.1 Arten von Verbindungen	23
3.1.2 Namen anorganischer Verbindungen	24
3.1.3 Namen organischer Verbindungen	25
3.2 Formeln von Verbindungen	27
3.3 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen zu den Üb(erleg)ungsaufgaben in Kap. 1 bis 3	30
4 Stoffumwandlungen und Reaktionsgleichungen	31
4.1 Gasgesetze und Größengleichungen	32
4.2 Reaktionsschemen erstellen	37
4.3 Reaktionsgleichungen formulieren	38
4.4 Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen	39
4.5 Lernzusammenfassung zu Kapitel 4	41
4.6 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen	41
4.6.1 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 4.1	45
4.6.2 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 4.2	47
4.6.3 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 4.3 und 4.4	47
5 Stoffumwandlungen typisieren – Arten chemischer Reaktionen	49
5.1 Chemische Reaktionen – Verlauf und Energie	49
5.1.1 Energie bei chemischen Reaktionen	50
5.1.2 Verlauf chemischer Reaktionen	51
5.1.3 Stoffumwandlungen als Transferreaktion: Das Donator-Akzeptor-Prinzip	52
5.2 Elektronenübertragung: Die Redoxreaktion	53
5.2.1 Ladungstransfer – der Redoxvorgang	53
5.2.2 Galvanische Elemente und Redoxpotenziale	55
5.2.3 Elektrolyse – die erzwungene Redoxreaktion	57
5.3 Ionenübertragung: Die Fällungsreaktion	59
5.3.1 Ausfällung, Niederschlag, Kristallisation	59
5.3.2 Löslichkeit und Lösungsgleichgewicht	59
5.3.3 Sättigungskonzentration, Ionen- und Löslichkeitsprodukt	61
5.4 Protonenübertragung: Die Säure-Base-Reaktion	64
5.4.1 Säure-Definitionen	64
5.4.2 Salzbildung, Neutralisation, Verdrängung	65
5.4.3 Protolysegleichgewichte, K_s - und pH-Werte	68
5.4.4 Mehrprotonige Säuren und Ampholyte	74
5.4.5 Puffer und die Protolyse von Salzen	75
5.4.6 Säure-Base-Titration	76
5.5 Ligandenübertragung: Reaktionen mit Komplexen	79
5.6 Nachweisreaktionen	83
5.7 Lernzusammenfassung zu Kapitel 5	85
5.8 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen	88
5.8.1 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 5.2	88
5.8.2 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 5.3	90
5.8.3 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 5.4	94
5.8.4 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 5.5	102
5.8.5 Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 5.6	103

6	Chemisches Rechnen (Stoffumwandlungen berechnen – Stöchiometrie)	105
6.1	Grundgesetze der Chemie	106
6.2	Rechnen mit Gehaltsgrößen	107
6.2.1	Größengleichungen	107
6.2.2	Rechnen mit Größengleichungen	108
6.2.3	Gehaltsgrößen und -angaben, Mischungsrechnen	110
6.3	Rechnen mit Stoffmengen und -umsätzen	111
6.4	Lernzusammenfassung zu Kapitel 6	114
6.5	Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen	114
5.8.1	Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 6.1	114
5.8.2	Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 6.2	115
5.8.3	Hinweise und Lösungen zu den Aufgaben in Kap. 6.3	117
7	Glossar: Die Grundbegriffe der Chemie	117
	Anhang 1: Lernquiz Chemie	123
	Anhang 2: Stichwortverzeichnis / Sachregister von A bis Z	134
	Anhang 3: Literaturhinweis, eigene Notizen	136

Hinweis: Der Einführungsteil (Kapitel 1 bis 3) bietet die „Lernvoraussetzungen“ für den **Hauptteil „Allgemeine und anorganische Chemie / Stöchiometrie“** in Kap. 4 bis 6.

(Ausführlicher vorgestellt werden Kap. 1 bis 3 in Band 1 dieser Reihe „Üb(er)legungsaufgaben Chemie“ mit vielen Lernhilfen, Übungsaufgaben mit Lösungshinweisen und Lösungen, vgl. Literaturhinweis im Anhang; im hier vorliegenden Band findet sich stattdessen eine kurze Einführung, da er in Kap. 4 bis 7 chemische Reaktionen zum Thema hat).



Abbildungen: Tafelanschrift in einem Chemielabor / Kristalle in einer Mineraliensammlung (Eig. Fotos)

Vorwort

Eine Sammlung langweiliger Übungsaufgaben zur Chemie? Nein! Dieses Lernbuch ist ein pures **Fitness-Studio** für Ihr Gehirn, wenn Sie es entsprechend nutzen! Weshalb?

- 1.) Ein Fitness-Studio kann **erstklassige Trainingsgeräte** bereitstellen – so wie dieses Trainingsbuch die Aufgaben und Lernanreize. Vom Lückentexten, Anfänger- und Kreuzworträtsel über Quiz- und Prüfungsfragen bis hin zu multiple-choice-Tests, Knobel-, Klausur- und Examensaufgaben: Hier ist Ihr **Material zum Trainieren**, um im Training zu bleiben in den wichtigsten Disziplinen der Hirnsportart „Chemie“. Wenn Sie also angehender Abiturient, Chemiker oder Laborant, Student, Schüler, Azubi oder Praktikant sind, dann finden Sie hier für Ihr Lern-, Prüfungs- und Konditionstraining alle Fitnessgeräte und –übungen, die Sie für Ihr Lern-Training in Sachen Chemie benötigen. Sind Sie Dozent, Lehrer oder Ausbilder, so finden Sie hier ebenfalls alle Arten von Tests, Trainings- bzw. Üb(erleg)ungsaufgaben, die Sie Ihren Trainierenden mit auf den Weg zu Klausur oder Abschlussprüfung geben können. In Form, methodisch-didaktischer Kommentare liefert es Ihnen den Trainer samt Trainingsgeräten und –einheiten hinzu –Lernhilfen und Lösungen inklusive. Nur: das **Trainieren** müssen sie selbst bewältigen!
- 2.) Ein gutes Fitness-Studio stellt neben den Geräten auch ein **Feedback vom Trainer** – so wie dieses Trainingsbuch den zweiteiligen Lösungsteil an jedem Kapitelende. Er enthält nicht nur eine **Lernzusammenfassung**, er bietet auch **Lernhilfen** an, **Lösungshinweise** sowie **komplette Lösungen** zu jeder der Testfragen und Übungsaufgaben.
- 3.) Dieses Buch ist also wie ein gutes Fitness-Studio für den/die Lernende – jedoch nochmals: hierin **trainieren** müssen Sie selber! Ein Extraheft aus dieser Reihe bringt deshalb mit **Tipps zu Lern- und Arbeitsmethoden** in der Chemie.

Ergänzende Hinweise:

Alle Kapitel bieten zunächst **Einführungen** (!!! „In diesem Kapitel“) mit Lernvoraussetzungen und **Merksätzen** („Wichtig zu wissen“), dann **Überlegungs-, Übungs- und Trainingsaufgaben** („Wissen testen“) und danach eine kurze **Lernzusammenfassung** („Noch einmal in Kürze“).

Die **Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen** finden sich im Anhang („Richtig gelöst“).

Die Lektüre bzw. das Lernen der Zusammenfassungen am Kapitelende soll helfen, bei einer wiederholten Übung und Bearbeitung der Kapitel-Aufgaben (vor oder auch nach dem Nachschlagen der Lösungen) die Erfolgsquote, also die Anzahl der richtig gelösten Aufgaben, zu erhöhen: **Übung macht den Meister!**

Der etwaige **Schwierigkeitsgrad der jeweiligen Aufgabe** ist wie folgt gekennzeichnet:

- | | |
|-----|--|
| □□■ | relativ leicht (Grundwissen berufliche Bildung und Sekundarstufe II) |
| □■■ | mittlerer Schwierigkeitsgrad (Leistungskurs Sek. II bis Abitur, Berufsschule) |
| ■■■ | relativ schwer (Grundstudium Chemie oder Labor-Praxis im Chemieberuf) |

Übrigens: Viele Lernerfolge begeistern und machen fit, nicht nur für Studium und Berufsleben! In diesem Sinne wünscht der Autor Erfolg, aber auch viel Freude an den folgenden Rätseln, Quiz- und Prüfungsfragen zum Knobeln, Üben und Trainieren, beim Sortieren und Chemie-Lernen für Schule, Studium und Beruf!

Inhalt und Einführung in das Lernkonzept

Diese Sammlung enthält Übungs- und Prüfungsaufgaben mit Lösungshinweisen, Lösungen und Lernhilfen für alle Klassen und zu allen Themen im Chemieunterricht. Sie ist für Selbstlerner, Lehrende und Lernende geeignet (Alle Klassen/Jahrgänge von Sekundarstufe I ab etwa Kl. 9 über die Sekundarstufe II bis hin zum Grundstudium Chemie und der Berufsausbildung in chemisch-technischen Berufen) und in mehrere Bände (Arbeitshefte, Kapitel) aufgegliedert. Der vorliegende Band 1 umfasst Arbeitshefte 1 – 7, die Grundlagen und Grundbegriffe der Chemie.

Nähere Beschreibung:

Heftreihe „Üb(erleg)ungsaufgaben zur Chemie“, Didaktisches Konzept und Inhalte

Konzept: Viele Lehrbücher bieten viele Lehrtexte, gelegentlich auch Übungsaufgaben. Selten werden diese im Buch erklärt, Lösungshinweise und Lösungen zur Selbstkontrolle finden die Lernenden ebenfalls so gut wie gar nicht. Gerade zum Selbstlernen jedoch wären diese hilfreich, ebenso zur Übung in Einzel- und Gruppenarbeit im Unterricht der Sekundarstufe (allgemein- und berufsbildend, in Vertiefungs- und Vertretungsstunden, bei Hausaufgaben usw.) oder auch im Grundstudium in Seminaren im ersten Chemiesemester an Fachhochschulen oder Universitäten. Die Reihe „Übungshefte zur Chemie“ will diese Lücke schließen und bietet hierzu Arbeitshefte zu allen wichtigen Themenbereichen in der Chemie an – vom Anfangsunterricht über Organische und Physikalische Chemie bis hin zu den Grundlagen der Analytik und Labortechnik in Forschung und Produktion.

Umfang: Eine Reihe von rund 20 Kapiteln (für den Chemieunterricht und zum Selbstlernen) im Format DIN-A-4 (auch als Kopiervorlage einsetzbar), als Printversion in schwarzweiß (preiswertes Schülerheft) und zu rund 30-50 Seiten je Dokument (als Themen-/Übungsheft).

Textelemente in den einzelnen Kapiteln:

!!! In diesem Kapitel ...	Einleitender Überblick über das Kapitel
!!! Beispiel	Konkretes und/oder unterhaltsames Beispiel zu einer allg. Regel
!!! Wichtig zu wissen	Merksätze
!!! Wissen testen	Übungsaufgaben, drei verschiedene Schwierigkeitsgrade, kurz vor dem Ende von Kapiteln/Unterkapiteln
!!! Richtig gelöst	Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen (am jeweiligen Kapitelende)

Hinweise (TEXT), Abbildungen (in Tabellenrahmen), Formeln (Im Text, z. B. *common domain* – Grafiken), Jeweils am Kapitel-/Arbeitsheft-Ende ggf. auch Stichwortverzeichnis/Index



Abbildungen: Helium-Luft-Gemisch im Einsatz als Ballongas / Feuerwerk mit Magnesiumspänen (Eig. Fotos)

Lernvoraussetzungen (Kurzer Hinweis zu Kapitel 1 bis 3)

Dieses Buch bietet **Lernhilfen zu chemischen Reaktionen und zum Fachrechnen in Chemie** zu folgenden Themen / Unterrichtsinhalten:

- „Stoffumwandlungen und Reaktionsgleichungen“ (in Kap. 4),
- „Arten chemischer Reaktionen“ (Kap. 5),
- „Chemisches Rechnen“ (Kap. 6) und
- „Grundbegriffe der Chemie“ (Kap. 7: Glossar der Fach- / Grundbegriffe).

Um chemische Reaktionen und Berechnungen verstehen und durchführen zu können, bedarf es jedoch eines Grundwissens über **Stoffe**, ihre Eigenschaften, ihre Benennung und über chemische Formeln. Diese werden in den folgenden **Kapiteln 1 bis 3** nochmals kurz vorgestellt (Eine ausführliche Darstellung findet sich in **Band 1** aus dieser Reihe „**Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**“, Kap. 1 bis 3).

Kapitel 1: Stoffe

1.1 Stoffgemische und Reinstoffe

Grundlegend unterscheidet man **Stoffgemische** und **Reinstoffe**. Stoffgemische kann man in einzelne Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein physikalisch), Reinstoffe nicht. Reinstoffe haben konstante, immer gleichbleibende **Stoffeigenschaften**.

Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten; Beispiele: Härte, Dichte, Aussehen, elektrische Leitfähigkeit).

Chemische Stoffeigenschaften beschreiben, wie ein Stoff auf den Kontakt mit anderen Stoffen „chemisch reagiert“, das heißt: ob und wie er sich mit anderen Stoffen zu neuen Stoffen verbindet.



Abb. 1.1: Stoffe in einem Chemikalienlager (Bildquelle: Eigenes Foto, ebenso im Folgenden, sofern nichts anderes vermerkt wurde)

Eine „**chemische Reaktion**“ ist eine **Stoffumwandlung** (Beispiele: Brennbarkeit, Reaktionsfähigkeit gegenüber Säuren, Laugen, Gasen usw. – Vorgänge, bei denen neue Stoffe entstehen). Reinstoffe und Stoffgemische weisen bestimmte Eigenschaften auf – physikalisch (z. B. Härte, Schmelztemperatur) ebenso wie chemisch (also im Hinblick auf ihre Fähigkeit, chemisch zu reagieren, eine Stoffumwandlung zu vollziehen).

Bei Reinstoffen sind die Stoffeigenschaften immer gleich, bei Stoffgemischen hängen sie von der Art der Bestandteile und von deren Mischungsverhältnis ab. Bei Stoffgemischen ist dieses oft beliebig.

Eine wichtige Stoffgruppe sind die **Metalle**. Alle Metalle leiten den elektrischen Strom sehr gut (Leiter 1. Ordnung). Sie leiten auch Wärme gut, sind glänzend und verformbar.

Eine weitere, wichtige Gruppe sind die **Salze**. Alle Salze sind brüchig (spröde, nicht verformbar), und sie weisen hohe Schmelztemperaturen auf. Ihre Kristalle leiten den elektrischen Strom nicht – in wässriger Lösung oder als Schmelze können Salze den elektrischen Strom jedoch gut leiten. Sie zersetzen sich dabei chemisch (Elektrolyte, Leiter 2. Ordnung).



Abb. 1.2: Kristalle – geometrisch geformte Festkörper (hier: Chromalaun, Pyrit, Kupfervitriol und Schwefel)

1.2 Elemente und Verbindungen

Bei Reinstoffen unterscheidet man chemisch zerlegbare Reinstoffe (Chemische **Verbindungen**) und chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe (Chemische **Elemente**). Bei den Elementen unterscheidet man Metalle, Halb- und Nichtmetalle. Bei den Verbindungen unterscheidet man ebenfalls drei große Gruppen:

- metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, **Legierungen**, z.B. Messing),
- ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, **Salze**, z.B. Natriumchlorid),
- molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z.B. Kohlendioxid, Wasser, Zucker).

Ionische, kovalente und metallische Verbindungen haben jeweils ähnliche physikalische und chemische Stoffeigenschaften:

1. **Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter (Abb. 1.4a).
2. **Salze** sind allesamt ionische Verbindungen: Sie sind a) spröde (brüchig), b) weisen sehr hohe Schmelzpunkte auf und sind c) nur in Lösung oder Schmelze elektrisch leitfähig (Abb. 1.4b).
3. **Molekulare Verbindungen** sind allesamt elektrische Nichtleiter (Isolatoren). Verbindungen mit kleinen Molekülen sind flüchtig (niedriger Siedepunkt), Verbindungen mit sehr großen Molekülen kunststoff- oder diamantartig (zersetzlich oder hoher Schmelzpunkt).

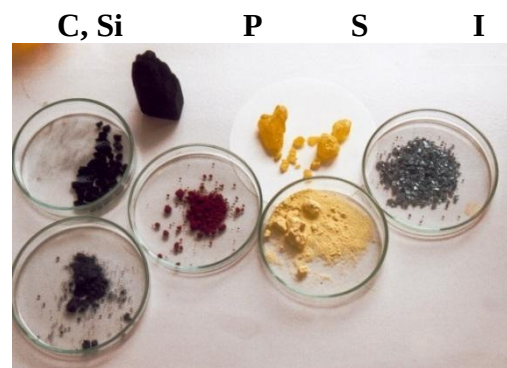


Abb. 1.3: Nicht- und halbmolekulare Elemente und ihre Symbole (von links nach rechts zunehmend flüchtig, links Kohlenstoff C, links unten Silizium Si, mittig roter Phosphor P (halblinks) und Schwefel S, ganz rechts Iodpulver (Symbol: I).



Abb. 1.4a: Reinmetallproben in Glasampullen

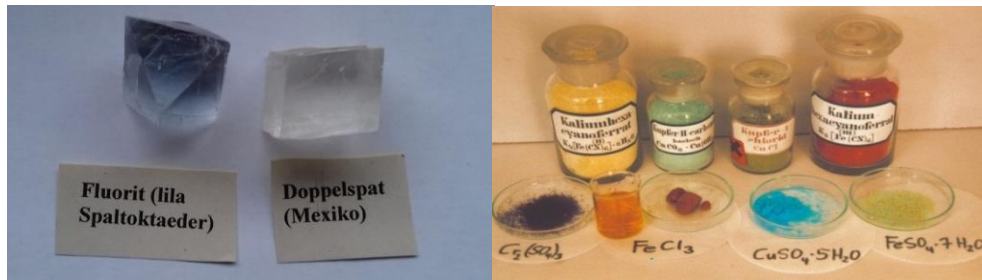
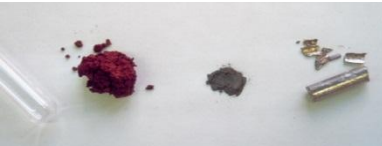


Abb. 1.4b: Links zwei Salzkristalle – ihre jeweilige geometrische Form ist eine Stoffeigenschaft. Rechts: Buntmetall-Salze im Labor (im Einzelnen: Oben v. li. $K_4[Fe(CN)_6]$, Patina, $CuCl_2$, $K_3[Fe(CN)_6]$, unten v. li. $Cr_2(SO_4)_3$, $FeCl_3$ (aq) und (s), $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$)

Man unterscheidet außerdem „anorganische“ und „organische“, d.h. in lebenden Organismen vorkommende Verbindungen. Die folgenden Abbildungen 1.4c zeigen Beispiele:

N P Sb Bi  Elemente der 5. Hauptgruppe Stickstoff (N, links), Phosphor, Selen und Bismut – im Periodensystem der Elemente von oben nach unten zunehmend metallische Eigenschaften	 Ionische Verbindungen (Salze): spröde, hoher Schmelzpunkt, nichtleitend außer in Schmelze und Lösung (hier: die beiden Blutlaugensalze)	 Molekulare Verbindung(en): flüchtig, diamant- oder kunststoffartig (hier: Stickstoffdioxid NO_2 in Glasampulle)
 Koordinative Verbindungen (so genannte Komplexe): Durch Absorption, eine Wechselwirkung von Elektronen mit Licht, sind sie oft farbig)	 Verbindungen in der belebten Natur – hier: Wald in Klatenberge bei Telgte / Münster – sind „organisch“	 Kohlenwasserstoffe im Feuerzeug – Feuerzeuggas ist meist ein Isomerengemisch aus Butangas C_4H_{10} mit etwas Propan und Pentan, drei organische Verbindungen.
 Kohlenstoffverbindung anorganisch: Kohlensäure im Mineralwasserglas	 Kohlenstoffverbindungen organisch: Stearinsäure, Rohr- und Milchzucker, Stärke (Kohlehydrate) und Harnstoff $OC(NH_2)_2$	

Man kennt inzwischen rund 120 Elemente, fast eine Million anorganische Verbindungen und über 19 Millionen organische Verbindungen. **Organische** Verbindungen sind allesamt molekulare Verbindungen des Kohlenstoffs, Symbol: C (und der Kohlenwasserstoffe C_xH_y). Sie leiten sich vom Methangas CH_4 ab. Stärke, Zucker, Harnstoff und Fette und Öle sind z.B. solche „organische“ Verbindungen.

Anorganische Verbindungen sind frei von Kohlenstoff – wobei man Kohlenstoff selbst und ausnahmsweise einige ganz einfach aufgebaute Kohlenstoffverbindungen ebenfalls als „anorganisch“ bezeichnet. Dazu gehören z.B. Kohlendioxid CO_2 , Kohlensäure H_2CO_3 und die salzartigen Carbonate und Carbide, zum Teil auch einige molekulare Stoffe wie z.B. Tetrachlorkohlenstoff CCl_4 . Das Element Kohlenstoff existiert in der Natur in Form von Graphit und Diamant.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 (□□■) *Grundbegriffe – vier Anfangsfragen*

- 1) Was ist der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Stoffeigenschaften?
- 2) Welche Stoffarten unterscheidet man?
- 3) Wie kann ein Gemisch aus Kochsalz, Quarzsand und Bleischrot aufgetrennt werden?
- 4) Was ist ein chemisches Element?

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■) *Silbenrätsel für Chemie-Amateure und Chemiker*

Forme aus den unten angegebenen Silben folgende Begriffe:

- 1) ein Edelmetall
- 2) ein gasförmiges Element
- 3) eine Substanz, die die Welt bunt machen kann
- 4) ein Zuckerersatz für Zuckerkrankte
- 5) ein Gerät zum Öffnen einer Weinflasche
- 6) ein zylinderförmiges Laborglasgerät mit Rundung (unten) und Öffnung (oben)
- 7) ein Gerät zum Erhitzen von Stoffproben im Labor mittels Feuer
- 8) ein Glasgerät zur Trennung zweier nicht mischbarer Flüssigkeiten
- 9) ein fast leerer Bestandteil eines Atoms (nach Rutherford)
- 10) Person zur Vermittlung einer Naturwissenschaft an Naturwissenschaft an Schüler/innen
- 11) Eine Zustandsgröße, die man ändert, wenn man z.B. den Schmelzpunkt eines Gletschers überschreitet
- 12) Ein zu Reklamezwecken missbrauchtes Edelgas
- 13) Name eines Gemenges aus verschiedenen Reinstoffen, die sich physikalisch wieder trennen lassen
- 14) Ein Haushaltsgerät zum Trennen von zum Beispiel Kieselsteinen und Sand oder Nudeln und Salzwasser
- 15) Bezeichnung für die Eigenschaft instabiler Atomsorten, unter Aussendung von Strahlen zu zerfallen

Übrig bleibt der Name eines grauen Tieres mit langer Nase (leicht) und eines Beamten, der einer Gruppe von Verwaltungsrichtern vorsitzt (schwer).

Die Silben: A/AK/BER/BER/BREN/BUN/DE/DENT/DI/E/E/ER/FANT/FARB/GE/GE/GENZ/GLAS/HER/HOFS/HÜL/KEN/KOR/LE/LE/LEH/LEK/MISCH/NE/NEN/NER/O/O/ON/PE/PHY/PRÄ/QUECK/RA/RA/RE/RER/RICHTS/SAU/SCHEI/SEN/SI/SIEB/SIL/SIK/STOFF/STOFF/STOFF/STOFF/SÜSS/TÄT/TEM/TER/TI/TRICH/TRO/TUNGS/TUR/VER/VI/WAL/ZIE

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□□■) *Elemente und Verbindungen*

Teilen Sie folgende Stoffe ein in Salze, Metalle, nichtmetallische Elemente, molekulare Verbindungen und Legierungen sowie Stoffgemische:

- a) Sauerstoff, b) Luft, c) Schwefel, d) Eisen, e) Natriumchlorid (Kochsalz), f) Kalzium, g) Kalziumoxid (Gebrannter Kalk), h) Kohlendioxid, i) Zucker, j) Wasser, k) Salzwasser, l) Alkohol (Ethanol), m) Iodsalz (Kaliumiodat), n) Bittersalz (Magnesiumsulfat), o) Blei, p) Messing, q) Rost (Eisenoxidhydroxid), r) Bronze, s) Phosphor, t) Chlorgas, u) Eisenchlorid.

1.3 Element Nr. 1 - 10: Einführendes und Wissenswertes

Die chemisch unzerlegbaren Reinstoffe sind die Grundstoffe, aus denen die Welt besteht. Sie werden die chemischen Elemente genannt, und diese rund 100 Grundstoffe bilden alle bekannten, rund 18 Millionen chemischen Verbindungen des Universums. **Sauerstoff** gehört zu den wichtigsten Elementen – wir Menschen bestehen zu etwa 3/5 aus Verbindungen des Sauerstoffs – und die Luft zu etwa 21% aus dem Element selbst. Der in unserem Körper gebundene Sauerstoff ist hauptsächlich mit den Elementen **Wasserstoff** verbunden (in Form von Wasser) und mit **Kohlenstoff** – Zucker zum Beispiel sind Verbindungen aus diesen drei Elementen des Lebens: Kohlenstoff, Elementsymbol: C, Wasserstoff H und Sauerstoff O.

Die Nr.1: Wasserstoff, Symbol: H ist das älteste und mit Abstand häufigste Element im Universum – der Urstoff des Universums. Er entstand etwa eine Minute nach dem Urknall, als sich das Ur-Universum auf 60 Millionen Kelvin abgekühlt hatte, so dass sich **Protonen** und **Elektronen** zu **Wasserstoffatomen** ${}^1_1\text{H}$ vereinigen konnten – den kleinstmöglichen Stoffportionen. Oft kam auch noch ein **Neutron** hinzu. Dieser dadurch „schwere“ Wasserstoff ${}^2_1\text{H}$, dessen Atome nun also ein Proton und ein Neutron im Kern enthalten, ist doppelt so schwer wie normaler Wasserstoff und wird **Deuterium** genannt (Griechisch „*deuteron*“ = das Zweite; Massezahl 2, Ordnungs- oder Protonenzahl: 1, Symbol auch: D). Ein Atomkern der leichten Form des Wasserstoffs heißt **Proton** (Griech. „*proton*“ = das Erste, Symbol: H^+ oder p^+). In der Häufigkeit der Elemente im Universum ist Wasserstoff (H) der Spitzenreiter, gefolgt von Helium (He), Sauerstoff (O) und Kohlenstoff (C). (Die weiteren, zu den zwölf häufigsten Elementen gehörenden Grundstoffe sind Neon (Ne), Magnesium (Mg), Silizium (Si), Schwefel (S), Argon (Ar), Calcium (Ca) und die beiden magnetischen Metalle Eisen (Fe) und Nickel). Der Grund für die große Häufigkeit von Wasserstoff liegt darin, dass alle Elemente außer Wasserstoff und Helium im Universum ausschließlich im Inneren von Fixsternen entstehen: Gaswolken ziehen sich unter der Schwerkraft zusammen und bilden „Hauptreihensterne“. In ihren Zentren können die Wasserstoff-Atomkerne zu Helium-Atomkernen verschmelzen. Heliumreiche Sterne mit mehr als 0,6 Sonnemassen blähen sich danach zu „Roten Riesensternen“ auf, die Helium zu Kohlenstoff und Sauerstoff verschmelzen. Kohlenstoffatome wie unser Körper sie enthält entstehen also im All durch die Fusion von Helium-Atomkernen in Roten Riesensternen („Heliumbrennen“). Kohlenstoff C wird dann zu Sauerstoff, Neon, Natrium und Magnesium verschmolzen („Kohlenstoff-Brennen“), am Ende auch zu Silizium und Eisen. Aus diesem Grund sind das auch die häufigsten Elemente bzw. Atomsorten im All). Auf unserem Planeten ist Wasserstoff jedoch eher selten. Er besteht zu 32% aus Sauerstoff O, zu 29% aus Eisen Fe (wovon fast alles im Erdkern sitzt) und zu 17% aus Silizium Si (fast alles in Erdmantel und Erdkruste, gebunden an Sauerstoff ergibt das Siliziumdioxid SiO_2 , auch Quarzsand genannt, oder in Verbindung mit Magnesium, Calcium und Aluminium viele Sorten Gesteine). In der Erdkruste sind O und Si die häufigsten Elemente, in den Ozeanen Sauerstoff und Wasserstoff (als Wasser, H_2O) sowie Chlor und Natrium (als Kochsalz, NaCl).

Wasserstoff ist ein farb- und geruchloses Gas, und auf Grund der Kleinheit seiner Atome ist er das leichteste Gas überhaupt. Es ist brennbar und im Gemisch mit Luft und Sauerstoff explosiv. Bei der „Knallgasreaktion“ (Wasserstoffverbrennung) entsteht die chemische Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff: „Wasserstoffoxid“ (**Wasserdampf**). Ein **Wassermolekül** H_2O besteht aus einem Sauerstoff- und zwei Wasserstoff-Atomen. Ein Wasserstoffgas-Molekül hingegen besteht aus zwei Wasserstoff-Atomen, denn Wasserstoffatome H vereinigen sich über die Elektronen $\bullet$ (e^-) in ihren Atomhüllen paarweise zu Wasserstoffmolekülen H_2 . Zwei H-Atome bilden jeweils ein **Wasserstoffgas-Molekül** (Symbol: H_2) – die beiden Atomkerne sind über ein Elektronenpaar zu einem Molekül verbunden (Symbolschreibweise: $\text{H}\bullet + \bullet\text{H} \rightarrow \text{H}_2$).

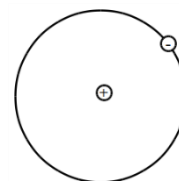


Abb. 1.5: Wasserstoffatom im Modell – im Kern ein Proton, in der Hülle ein Elektron (Bildquelle: By Lambdaf - Own work, CC0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=58281305>)

Die Nr.2: Helium (He), zweite Element, ist ebenfalls ein Gas. Heliumatome entstehen im Inneren von Sternen wie unsere Sonne, indem Wasserstoff-Atomkerne miteinander verschmelzen. Heliumgas entsteht zudem im Erdinneren durch den Zerfall radioaktiver Atome wie Uran und Thorium und gelangt so z. B. in Erdgas, aus dem es dann durch Tieftemperatur-Destillation gewonnen werden kann – unser heutiges **Ballongas** war also vor vielen Millionen Jahren in den radioaktiven Atomkernen in der Erdkruste enthalten.

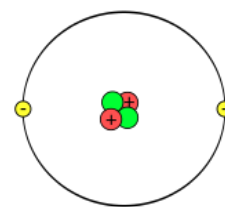


Abb. 1.6: Modell des Heliumatoms: Zwei Protonen p^+ im Atomkern werden von zwei Neutronen zusammengehalten. In der Atomhülle befinden sich zwei Elektronen e^-

(Bildquelle: Svdmolten/Jeanot (converted by King of Hearts) - Image:Atom.png, CC BY-SA 3.0, über: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1805226>)

Übrigens: Helium ist das Gas mit der tiefsten aller möglichen Siedetemperaturen – es wird erst bei -269 °C flüssig (4,15 Kelvin über dem absoluten Nullpunkt). Heliumatome enthalten in ihrer Atomhülle zwei Elektronen (ein Elektronenpaar; vgl. Abb. rechts). Im Unterschied zu den Wasserstoffatomen können sie sich deshalb nicht mehr paarweise zu Molekülen verbinden – Helium existiert nur in Form von Einzelatomen (atomar) und bildet keine chemischen Verbindungen („Edelgas“).

Die Nr. 3: Lithium (Li) ist das Element Nr. 3: seine Atomkerne enthalten je drei Protonen und – im Normalfall – vier Neutronen (${}^7_3\text{Li}$, es gibt auch ${}^6_3\text{Li}$ -Isotope, also mit der Masse 6: Im Atomkern sitzen drei Protonen und nur drei Neutronen statt vier). Die Hülle besteht jedoch aus zwei „Schalen“: Innen sitzt ein Elektronenpaar und außen – wohl weil die innere Schale somit „voll“ ist („Edelgaskonfiguration“) – ein einzelnes, Außenelektron. Li ist so das erste Element einer neuen Periode. Anders als Wasserstoff bildet Lithium bildet auch keine Moleküle, sondern hier vereinigen sich unzählige Li-Atome zu einem metallischen Partikel. In ihm sind die Außenelektronen nun alle frei beweglich (elektrische Leitfähigkeit, Glanz!). Lithium ist daher ein Metall – und es steht im Guinnessbuch der Rekorde, weil es das Leichteste aller Metalle ist: seine Dichte liegt unter der des Wassers.: Es schwimmt. Boote aus Lithiummetall zu konstruieren ist dennoch keine gute Idee: Lithium ist so reaktionsfreudig, dass es die chemische Verbindung Wasser zerlegt und mit ihr unter Bildung von Wasserstoffgas und ätzender Lithiumlauge reagiert („**Alkalimetall**“). Lithium verbrennt zu Lithiumoxid, und auch dieses Pulver reagiert – typisch für sehr unedle Metalle – mit Wasser zu einer Lauge („basisches Oxid“). Lithium wird für Li-Ionen-Akkus gebraucht und in Form der Salze Lithiumcarbonat und Lithiumchlorid in Antidepressiva.

Die Nr. 4: Beryllium (${}^9_4\text{Be}$), Element Nr. 4, findet sich im Edelstein Beryll, ist als Metall sehr hart, in Salzen giftig, und es wird für Raketen-Materialien verwendet (oft legiert mit Aluminium).

Die Nr. 5: Bor (B) ist im Unterschied zu Li und Be kein Metall – hier begegnet uns wieder ein Nichtmetall. Anders als Wasserstoff und Helium ist es jedoch kein Gas. Bor-Atome (Häufigstes Isotop: ${}^{11}_5\text{B}$) weisen gleich drei Außenelektronen auf, und sie können daher jeweils drei weitere Boratome binden, so dass sich pulvrige, nichtmetallische Feststoffe bilden können, im Idealfall Kristalle aus Ikosaedern, Körper mit zwölf Ecken und aus zwanzig identischen Flächen (siehe Abb.). Bor ist brennbar, Boroxid B_2O_3 jedoch ist nicht basisch wie z. B. Lithiumoxid Li_2O , sondern es reagiert mit Wasser zu einer Säure. Bor kommt also zusammen mit Wasserstoff und Sauerstoff in der Borsäure vor, einem weißen Pulver, zusammen mit Natrium und Sauerstoff im Mineral Borax (Natriumtetraborat $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$), das in der Analytik genutzt wird, um bestimmte, farbige Schwermetallionen in Salzen nachzuweisen („**Boraxperle**“).

Übrigens: Beryllium ist im Universum extrem selten (Auf 0,81 Be-Atome kommen 49,5 Atome Li, 2,21 Milliarden Atome He und 31,8 Milliarden Atome H – im Vergleich zu 1 Million Atomen Silizium, 0,202 Gold-Atomen und 830000 Eisenatomen).

Die Nr. 6: Kohlenstoff (C) ist wie Bor ein festes Nichtmetall. Es kann zu Kohlendioxid CO_2 und, bei unvollständiger Verbrennung, zu Kohlenmonoxid CO reagieren. Kohlendioxid reagiert mit Wasser zu Kohlensäure H_2CO_3 . Er ist „der absolute Joker“ unter den Elementen: Kohlenstoffatome weisen vier bindungsfähige Außenelektronen auf (und zwei innere Elektronen,

nahe am Atomkern aus 6 Protonen und zumeist sechs Neutronen). In Verbindung mit Wasserstoff kann sich so z. B. **Methangas** bilden – aus Methanmolekülen, die je vier Wasserstoffatome und ein Kohlenstoffatom enthalten (Formel: CH_4). Jedes C-Atom kann sich aber auch – und das sogar in einer extrem stabilen Form – mit vier weiteren C-Atomen zu einem fast unendlichen Netzwerk verbinden. Das Ergebnis ist ein Feststoff mit einer Rekord-Härte: Der Diamant (Eine anders angeordnetes Netzwerk von C-Atomen ist Graphit. Hier sind die Atome so angeordnet, dass Schichten entstehen: Graphit eignet sich als Schmiermittel, und auf Grund der Beweglichkeit einiger „überzähliger“ Elektronen in diesem Schichtgitter ist ein Graphitstab sogar elektrisch leitfähig, ähnlich wie ein Metallstück). Die C-Atome in diesem Netzwerk können aber auch gegen Atome vieler anderer Elemente ausgetauscht werden. Das ist der Grund, weshalb Kohlenstoff weitaus mehr chemische Verbindungen bilden kann als alle anderen Elemente zusammen.

Die Nr.7: Stickstoff (Häufigste Atomsorte: $^{14}_7\text{N}$) bildet unter Normalbedingungen ein Gas (N_2 -Moleküle, auf Grund der 5 Außenelektronen je Atom mit drei Elektronenpaar-Bindungen pro Molekül, Formel: $|\text{N}\equiv\text{N}|$). Es ist Hauptbestandteil der Luft, kann aber auch chemisch gebunden vorkommen. So bildet es mit Wasserstoff Ammoniakgas NH_3 , mit Sauerstoff Stickstoffoxide, die mit Wasser u. a. zu Salpetersäure HNO_3 reagieren, oder mit Bor und Siliziumatomen fast diamantharte Fräskopf-Materialien wie Bornitrid BN und Siliziumnitrid Si_3N_4 .

Die Nr. 8: Sauerstoff (Häufigstes Isotop: $^{16}_8\text{O}$) hat seinen Namen daher erhalten, dass es in vielen Säuren vorkommt, denn Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren (Beispiel: Kohlensäure H_2CO_3 aus Kohlendioxid $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$). Sauerstoff unterhält Verbrennungen (brandfördernd, Oxidationsmittel) und ist lebenswichtig (Atemluft). Als Gas kommen Sauerstoff O_2 sowie Stickstoff N_2 und Wasserstoff H_2 in Form zweiatomiger Moleküle vor.

Die Nr. 9: Fluor ($^{19}_9\text{F}$) ist das reaktionsfreudigste Nichtmetall unter den Elementen. Dieses aggressive, gelbliche Giftgas bringt Metalle und Kunststoffe zum Brennen, zersetzt Wasser unter Bildung von Flusssäure HF und kann sogar noch Sauerstoff, eines der besten Oxidationsmittel, oxidieren: Fluoratom haben ein extrem hohes Bestreben, ihrer Außenschale ein fehlendes, achtetes Außenelektron einzuverleiben, und das Ergebnis sind dann zumeist Fluorid-Anionen, die chemisch ähnlich stabil sind wie Argon-Atome. (Zahnpasta sollte also Fluorid enthalten zur mineralischen Härtung von Zahnschmelz, keinesfalls jedoch Fluor!). Teflon, Flussspat (CaF_2), Natriumfluorid und GoreTex sind wichtige Fluor-Verbindungen.

Die Nr. 10: Neon (Häufigstes Isotop: $^{20}_{10}\text{Ne}$), Element Nr. 10, ist wie Helium (Ballongas) ein Gas, das chemisch nicht reagiert. Der Grund liegt darin, dass die Atomschale auch hier außen voll ist (**Edelgas**). Neon wird für Helium-Neon-Laser eingesetzt – und in „Neonröhren“. Seine Dichte ist, wie die von Wasserstoff und Helium, geringer als die der Luft, weshalb Helium- und Neonballons aufsteigen.

Übrigens: Neon bildet sich im All, wenn Rote Riesensterne nach dem „Heliumbrennen“ kurz vor dem Kollaps stehen und Kohlenstoff-Atomkerne verschmelzen (Kohlenstoffbrennen, hier fusionieren u. a. zwei $^{12}_6\text{C}$ -Atome zu einem $^{20}_{10}\text{Ne}$ - und einem ^4_2He -Atom, zu einem $^{16}_8\text{O}$ - und zwei ^4_2He -Atomen oder auch zu Neutronen und Natrium- oder gleich zu Magnesiumatomen $^{24}_{12}\text{Mg}$). Ist der Kohlenstoff-Vorrat aufgebraucht, so explodiert ein Stern kurz nach dem „Neonbrennen“ als Nova. Ein Weißer Zwerg entsteht – seine Materie ist so dicht, dass ein Teelöffel davon auf der Erde soviel wie ein PKW wiegen würde (um 1000 kg/cm^3). Riesensterne ziehen sich unter der Schwerkraft noch stärker zusammen (Dichte von Neutronenstern-Materie: Ein Hochhaus pro Teelöffel, zwischen den Atomkernen ist kein leerer Raum mehr, die Elektronen werden in die Protonen gedrückt).



Abb. 1.7: Neon

(Bildquelle: By Jurii - <http://images-of-elements.com/neon.php>, CC BY 3.0, über: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7435019>)

Die Nr. 11 ist wieder ein Alkalimetall, das **Natrium**, denn seine Atomkerne weisen 11 Protonen je Atom auf. Von hier an wiederholen sich bestimmte Eigenschaften von Elementen übrigens periodisch: Etwa jedes achte Element ist also immer ein Halogen, gefolgt von einem Edelgas und einem Alkalimetall.

Kapitel 2: Stoffumwandlungen

Vorgänge, bei denen neue Stoffe entstehen, heißen **chemische Reaktionen**. Sie verlaufen als:

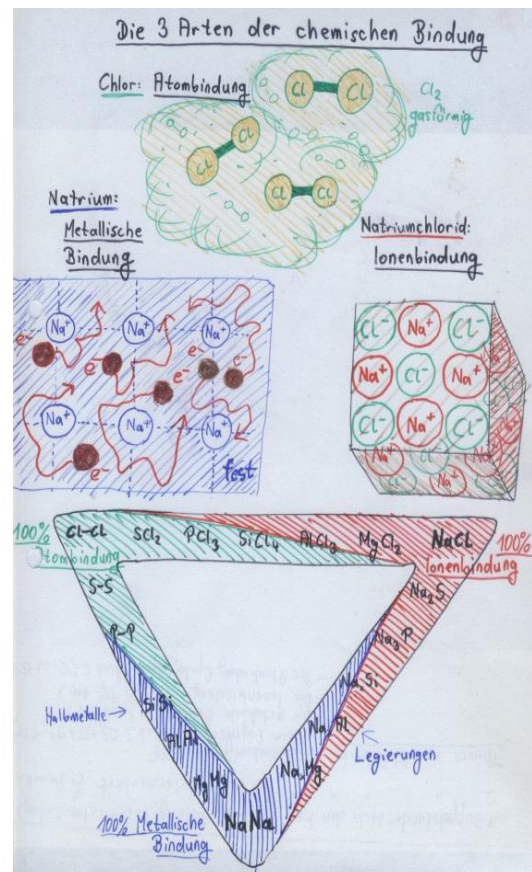
- **Stoffvereinigung** (Synthese; Schema: **Stoff A + Stoff B → Verbindung AB**),
- **Stoffzerlegung** (Analyse; Schema: **Verbindung AB → Stoff A + Stoff B**) oder:
- **Stoffumgruppierung** (Schema: **Verbindung AB + Stoff C → Verbindung AC + Stoff B**,
oder: **Verbindung AB + Verbindung CD → Verbindung AD + Verbindung BC**).

Chemische Reaktionen werden von **Energieumwandlungen** begleitet. Bei Verbrennungen wird zum Beispiel im System Brennstoff/Luft gespeicherte chemische Energie in Wärmeenergie umgewandelt. Reaktionen, bei denen Wärme frei gesetzt wird, nennt man exotherm.

2.1 Formeln, Teilchen, Reaktionen

Stoffe bestehen aus kleinstmöglichen **Stoffportionen**. Bei den Elementen nennt man diese Teilchen **Atome** (Beispiel: Ballongas, Helium, besteht aus einzelnen Heliumatomen, He). In Verbindungen liegen Atomverbände aus zumeist mehreren Atomsorten vor. Die Atome sind in diesen Verbänden elektrisch geladen (Ionen) oder über ihre Atomhüllen miteinander verknüpft (Moleküle). Insgesamt gibt es drei Arten von Bindungen, die Atome miteinander eingehen können:

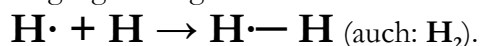
- 1.) Die **Atombindung** (kovalente Bindung): Die Atome bilden Moleküle, indem sie Elektronen in ihrer äußeren Atomhülle gemeinsam nutzen. Stoffe aus kleinen Molekülen sind elektrische Nichtleiter und oft flüchtig (Niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, Beispiele: Chlorgas Cl_2 , Chlorwasserstoff HCl oder Wasser H_2O), Stoffe mit Riesenmolekülen sind wachs-, kunststoff- oder diamantartig (Beispiel: Polyethylen, hier weisen die Moleküle viele Tausend C- und H-Atome auf).
- 2.) Die **metallische Bindung**: Metallatome haben in ihrer Atomhülle außen nur wenig Elektronen. Sie stellen sie dem Gesamtverband zur Verfügung (bewegliche Elektronen). Dadurch hält die Stoffportion zusammen, wird elektrisch leitfähig und glänzend (durch eine Wechselwirkung zwischen Lichtteilchen, die das Metallstück treffen, und Elektronen an dessen Oberfläche).
- 3.) Die **Ionenbindung**: elektrisch geladene Atome (Ionen) halten über elektrische Anziehungskräfte zusammen. Sie bilden Kristalle (salzartige Stoffe) mit hohen Schmelztemperaturen. Ein typisches Beispiel ist das Kochsalz (Natriumchlorid NaCl , aus Natriumkationen Na^+ und Chlorid-Anionen Cl^-).



Bei Stoffumwandlungen werden **die kleinstmöglichen Stoffportionen** (Atome, Moleküle, Ionen) umgruppiert. Atome verbinden sich dabei oft zu **Molekülen**, indem sie vereinzelter Außenelektronen gemeinsam nutzen. Dadurch entstehen **bindende Elektronenpaare**.

Reaktionen zwischen **Nichtmetallatomen** und deren Verbänden (Molekülen) verlaufen so. Hier werden Elektronen gemeinsam genutzt: Zwei einzelne Außenelektronen, die zu je einem Atom gehören, bilden ein **bindendes Elektronenpaar**. Diese „Elektronenpaar-Bindung“ wird auch kovalente Bindung oder Atombindung genannt. Sie hält die beiden Atome zusammen.

Zwei Wasserstoffatome H (je einzelnes Außenelektron bilden so ein Wasserstoffmolekül H₂, Abb. rechts). In Formelschreibweise wird der Vorgang so dargestellt:



Jedes Wasserstoffatom **H·** hat nur ein Elektron ·. Jedem Wasserstoffatom fehlt gewissermaßen ein zweites Elektron zum Erreichen des Idealzustandes, wie er im Heliumatom vorliegt („Edelgas-konfiguration“). Aber auch der Bindungs-Partner benötigt eines. Also wird ihm das eigene e⁻ zur Verfügung gestellt und das des Partners mit benutzt. Das gemeinsam genutzte, „bindende“ Elektronenpaar wird in Formelschreibweise als Strich — dargestellt, vereinzelter Elektronen als Punkt H·. Aus den zwei H-Atomen **H·** und **·H** wird so ein Gasmolekül: **H··H** bzw. **H – H**.

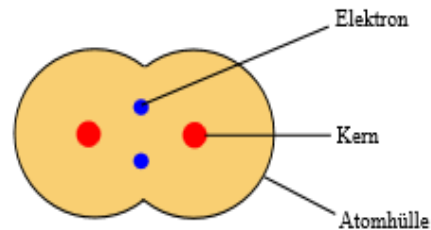
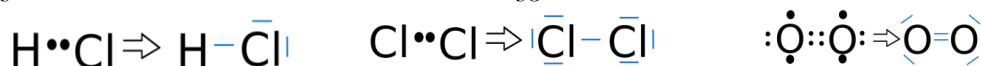
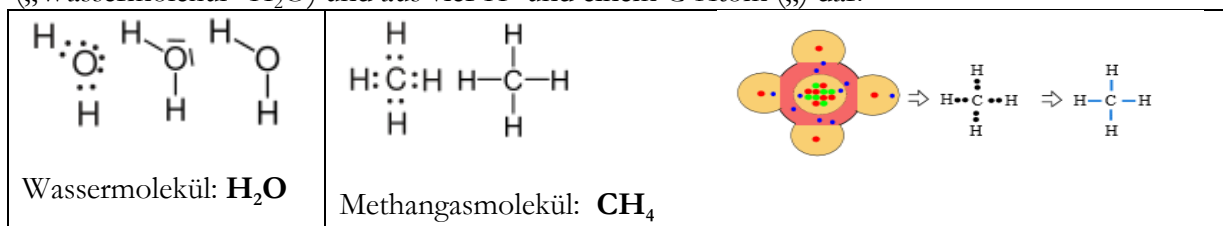


Abb. 1.8: H₂-Molekül (Bildquelle: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Schema_Wasserstoffmolek%C3%BCl.svg, gemeinfrei)

Ähnlich verbinden sich ein Wasserstoff- und ein Chloratom (Symbole: **H** und **Cl**) zu einem **H-Cl**-Molekül, zwei Chloratome zu einem Chlormolekül **Cl-Cl** (bzw.: **Cl₂**) oder auch zwei Sauerstoffatome O (mit je sechs Außenelektronen) zu einem **O₂**-Molekül. In Symbolschreibweise wird das so dargestellt:



Dementsprechend stellt man auch die beiden Atomverbände aus zwei H- und einem O-Atom („Wassermolekül“ H₂O) und aus vier H- und einem C-Atom („Methangas“ CH₄) dar:



(Bildquellen: HCl-Bildung: Von Sundance Raphael 16:18, 16. Nov. 2006 (CET) - "own work",

<https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34621>, Sauerstoffmolekül:

https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Sauerstoff_Elektronenschreibweise.svg, Chlormolekül:

https://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Die_Atombindung#/media/File:Chlor_Elektronenschreibweise.svg, CH₄-Molekül unten rechts:

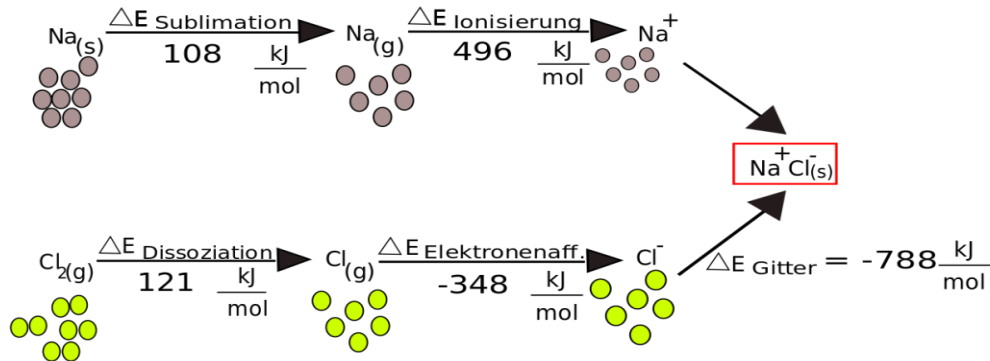
https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Methan_Elektronenschreibweise.svg)

Reaktionen zwischen Metallatomen und Nichtmetallatomen verlaufen anders. Hier werden Elektronen nicht gemeinsam genutzt, sondern komplett zwischen Atomen ausgetauscht (**Elektronen-austausch-** oder **Redox-Reaktion**): Das Metallatom gibt sie ab, das Nichtmetallatom nimmt sie auf. Dabei bilden sich keine bindenden Elektronenpaare, sondern **Ionen**.

Die Ionenbindung zwischen Natrium- und Chlor-Atomen kommt z.B. dadurch zu Stande, dass die Natriumatome ihre Außenelektronen an die Chloratome abgeben. Immer wenn ein Metall wie z.B. Natrium Na Elektronen e⁻ abgibt (Darstellung in Formeln: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$) und ein Nichtmetall wie Chlorgas Cl₂ sie aufnimmt (In Formeln: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$), dann laufen fünf Einzelschritte ab:

- 1) Sublimation: Das Metall bildet einzelne Atome, es verdampft,
- 2) Elektronenabgabe: es bildet einzelne Na^+ -Ionen („Oxidation“: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$),
- 3) Dissoziation: das Chlorgas, Symbol: Cl_2 , bildet Einzelatome $\text{Cl}^\cdot$ ($\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}$),
- 4) diese nehmen Elektronen auf (Elektronenaffinität: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$) und
- 5.) die Na^+ -Kationen und Cl^- -Anionen vereinigen sich (Kristallbildung: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$).

Wenn man die Energiebeträge der Einzelschritte in kJ/mol angibt, dann lässt sich diese Reaktion von Natrium mit Chlorgas als Schema darstellen:



(Bildquelle: Von Sundance Raphael 21:10, 23. Nov. 2006 (CET) - "own work", <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34969>)

Die beiden Stoffgruppen, zu denen die beiden Elemente Natrium und Chlor gehören, werden im Folgenden näher vorgestellt. Sie heißen die Alkalimetalle und die Halogene. Zuvor gibt eine Lernzusammenfassung noch einmal die Regeln wieder, nach denen diese Art von Stoffumwandlungen ablaufen, die Elektronenaustausch-Reaktionen (zu Nr. 1-4 vgl. Kap. 1):

- 1) Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) werden mit **Elementsymbolen** abgekürzt
- 2) Chemisch zerlegbare Reinstoffe (**Verbindungen**) bilden sich aus den Elementen immer nur in bestimmten Mengenverhältnissen. Beispiele:
 Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfersulfid Aluminium + Sauerstoff $\rightarrow$ Aluminiumoxid
 $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$ (Verhältnis: Cu : S = 1:1) $2 \text{Al} + 3 \text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ (Verhältnis: Al : O = 2 : 3)
- 3) Metalle sind glänzend, verformbar, elektrisch leitend und gute Wärmeleiter.
Nichtmetalle leiten den elektrischen Strom nicht (Isolatoren, Nichtleiter).
- 4) a) Verbindungen von **Metallen** mit **Nichtmetallen** sind **Salze** (ionische Verbindungen),
 b) Verbindungen von **Metallen** mit **Metallen** sind Legierungen (metallische Verbindungen)
 c) Verbindungen von **Nichtmetallen** mit **Nichtmetallen** sind **molekulare Verbindungen**.
- 5) Wenn Metalle chemisch reagieren (sich mit anderen Stoffen vereinigen / verbinden), dann geben ihre Atome die Außenelektronen aus der Atomhülle ab. Die Anzahl der Außenelektronen entspricht der Hauptgruppen-Nummer im Periodensystem (PSE).
- 6) Bei dieser **Elektronenabgabe** (Oxidation, ox) entstehen aus Metallatomen immer **Kationen** (positiv geladene Atomteilchen, die Ionenladung entspricht der Hauptgruppenzahl im PSE; bei Nebengruppen wird die Ionenladung als römische Ziffer in Klammern angegeben):
Beispiele: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ [Kupfer(II)-Kation]
- 7) Nichtmetall-Atome nehmen ein oder mehrere Elektronen auf (Reduktion, red).
 Sie werden zu **Anionen** (negativ geladene Teilchen, die Anzahl ihrer negativen Ladungen entspricht der Hauptgruppenzahl minus acht):
Beispiele: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ $\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$ $\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (Oxid-, Chlorid-, Sulfid-Anion)
 Hauptgruppe VII Hauptgruppe VI (rechne: VI – 8 = -2)

2.2 Wie Metalle reagieren: Die 1. und 2. Hauptgruppe

Gold rostet nicht. Eisen rostet langsam – es ist kein Edelmetall. Einige Leichtmetalle sind sogar so unedel (reaktionsfreudig), dass sie von Wasser innerhalb von Sekunden angegriffen werden können. Im „Periodensystem der Elemente“ (PSE) stehen sie in den beiden linken Spalten: die erste und zweite „Hauptgruppe“. Diese **Alkali- und Erdalkalimetalle** sind typische, zugleich sehr unedle Metalle.

a) Physikalische Eigenschaften der Alkalimetalle

Alkalimetalle sind metallisch glänzende, silbrig-weiße (Ausnahme: Caesium hat bei geringster Verunreinigung einen Goldton), weiche Leichtmetalle. Sie sind mit dem Messer schneidbar. Alkalimetalle haben eine geringe Dichte. Sie ist kleiner als die von Wasser: Sie schwimmen.

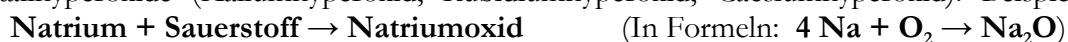


Abb. 2.1: Alkalimetalle (von links nach rechts: Lithium Li, Natrium Na, Kalium K und Rubidium Rb; im Periodensystem von oben nach unten stehend, zunehmend leicht schmelzbar und reaktiv)

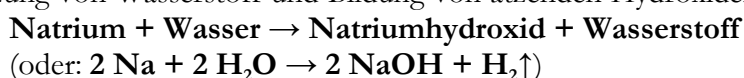
b) Chemische Eigenschaften der Alkalimetalle

Alkalimetalle reagieren mit vielen Stoffen, so beispielsweise mit Wasser, Luft oder Halogenen teilweise äußerst heftig unter starker Wärmeentwicklung. Insbesondere die schwereren Alkalimetalle können sich an der Luft selbst entzünden. Daher werden sie unter Schutzflüssigkeiten, wie Paraffin oder Petroleum (Lithium, Natrium und Kalium), bzw. unter Luftabschluss in Ampullen (Rubidium und Caesium) aufbewahrt.

Mit Sauerstoff reagieren die Metalle unter Bildung fester, weißer Alkalimetalloxide (Lithoxidium- und Natriumoxid), manche sogar unter Bildung der Alkalimetallperoxide (Natriumperoxid) und Alkalimetallhyperoxide (Kaliumhyperoxid, Rubidiumhyperoxid, Caesiumhyperoxid). Beispiele:



Alkalimetalle reagieren heftig mit Wasser (Natrium reagiert mit Wasser so heftig, dass das Metall schmilzt; Kalium bildet in Kontakt mit Wasser rotviolette Stichflammen; bei Rubidium und Caesium ist die Reaktion explosionsartig!). Die Reaktion mit Wasser zu Alkalimetallhydroxiden erfolgt unter Freisetzung von Wasserstoff und Bildung von ätzenden Hydroxiden (Lösung in Wasser: Laugen):



Alkalimetall-Salze zeigen charakteristische **Flammenfärbungen**. Über diese können sie nachgewiesen werden (Qualitative Analyse): Lithium färbt die Flamme Karminrot, Natrium gelb, Kalium violett, Rubidium rotviolett und Caesium blauviolett. Die Flammenfärbung kommt dadurch zu Stande, dass die Atome in der Flamme so viel Wärmeenergie aufnehmen, dass ihre Elektronen in höhere „Umlaufbahnen“ angehoben werden (Aufnahme von Energie, Absorption). Kurz danach geben sie genau diese Energiemenge wieder ab. Das geschieht in Form eines Lichtstrahls bestimmter Wellenlänge bzw. Farbe (Emission). Aus der Farbe (Spektrallinie) kann darauf geschlossen werden, welche Atome vorliegen (Spektralanalyse, Atomabsorptionsspektroskopie AAS).

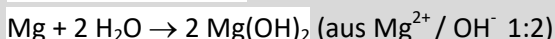
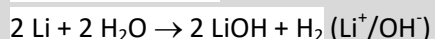
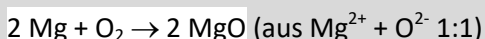
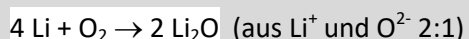
!!! Wichtig zu wissen

Die Elemente der 1. Hauptgruppe heißen **Alkalimetalle**. Sie sind sehr reaktionsfreudig. Alle **Metalle** leiten Strom und Wärme, glänzen und sind verformbar. Alle Alkalimetalle jedoch sind zusätzlich brennbar, reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoffgas und mit Säuren zu Salzen und Wasser. Alkalimetall-Salze färben die Flamme. Alkalimetalle weisen recht niedrige Schmelzpunkte auf und eine Dichte von unter $1,0 \text{ g/cm}^3$: Sie schwimmen in Wasser und reagieren mit ihm.

Die Elemente der 2. Hauptgruppe heißen **Erdalkalimetalle**. Ihre Sauerstoffverbindungen (Oxide) sind „erdig“. Sie sind etwas weniger reaktionsfreudig als die Alkalimetalle, aber einige ihrer Salze – die Carbonate, Sulfate und Oxalate – sind nicht wasserlöslich.

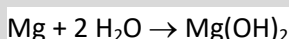
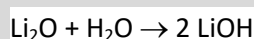
Lernzusammenfassung zur 1. + 2. Hauptgruppe:

Die Elemente der 1. Hauptgruppe im Periodensystem: **Alkalimetalle** (ohne Wasserstoff in „Vorperiode“, von arab. „*al kalja*“ = Asche, aus Asche u. ähnl. herstellbar) und der 2. Hauptgruppe: **Erdalkalimetalle** (Oxide „erdig“) sind alle metallisch (Leichtmetalle), sehr empfindlich (unedel) und brennbar: sie reagieren mit Luftsauerstoff (O_2) zu **Oxiden** (Anion O^{2-}) und mit Wasser zu **Laugen** (**Hydroxiden**, Anion OH^-) und Wasserstoffgas (H_2). Beispiele:



Ihre Oxide bilden **Laugen** (= Lösungen der Hydroxide in Wasser, $pH > 7$;

Laugen sind „basisch“, von: „die Basis von Salzen“). Beispiele:



Salze sind Verbindungen von **Metallen** mit **Nichtmetallen** und entstehen auch aus der Reaktion von Laugen mit Säuren zu Salz und Wasser (Neutralisation),

Erdalkalimetalle reagieren nicht ganz so heftig wie Alkalimetalle.

Alkalimetall-Salze sind **wasserlöslich**. Bei den Erdalkalisalzen sind Hydroxide kaum und Carbonate und Sulfate überhaupt nicht wasserlöslich (Ausnahme: $MgSO_4$).

Beispiele: Löslich sind $NaCl$, KCl , $LiOH$, KOH , Na_2S , Na_2SO_4 , $MgSO_4$ usw.,

unlöslich sind: $CaSO_4$ (Gips), $SrSO_4$, $BaSO_4$, $CaCO_3$ (Kalk), $SrCO_3$, $BaCO_3$, $Ca(OH)_2$ (kaum lösl.)

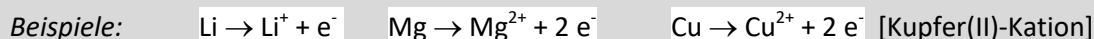
Alkali- und Erdalkali-Atome (außer Mg) nehmen in Flammen (Wärme-)Energie auf (**Absorption**) und geben sie als Licht(-energie) wieder ab (**Emission**). Das Licht kommt, wenn nach außen „angehobene“ Außenelektronen in der Atomhülle wieder „zurückspringen“ (Einstein: „**Quantensprung**“).

Weil jedes Atom anders aufgebaut ist, sendet es andere Energieportionen / Lichtstrahlen anderer Wellenlängen (Farben) aus. Man erkennt daher das Atom an der jeweiligen **Flammfärbung** (im Spektroskop noch besser: an den **Spektrallinien** im (Regenbogen-) Spektrum, das vom Prisma erzeugt wird – eine Nachweisreaktion, Spektroskopie).

Alle Metalle sind chemisch nicht weiter zerlegbar (Elemente).

Wenn Metalle chemisch reagieren (sich mit anderen Stoffen vereinigen / verbinden), dann geben ihre Atome Außenelektronen aus der Atomhülle ab. Besonders groß ist das Bestreben zur Elektronenabgabe bei den Alkalimetall-Atomen, sehr gering bei den Edelmetall-Atomen.

Bei dieser **Elektronenabgabe** (**Oxidation**, ox) entstehen aus Metallatomen immer **Kationen** (positiv geladene Atomteilchen):

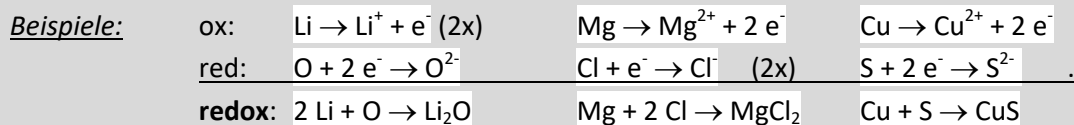


Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf (**Reduktion**, red).

Sie werden zu Anionen (negativ geladene Teilchen):



Kationen und Anionen bilden unter Abgabe von Energie Salzkristalle.



Aber: Gase sind oft molekular (zweiatomig), daher z.B.: $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ / $4 Li + O_2 \rightarrow 2 Li_2O$

2.3 Wie Nichtmetalle reagieren: Die 7. Hauptgruppe

Neben Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel wichtige Nichtmetalle sind die Halogene. Diese Nichtmetalle stehen im Periodensystem in der siebten Spalte, gleich neben den **Edelgasen** (ganz rechts). Im Unterschied zu den Edelgasen sind die **Halogene** farbig, giftig und sehr reaktionsfreudig.

Als Elemente verbinden sich die Halogenatome miteinander zu Molekülen ($\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl-Cl}$, auch: Cl_2). Gasförmige Halogene reizen stark die Schleimhäute und können über einen langen Zeitraum des Einatmens sogar tödlich wirken. Sie töten Mikroorganismen und können zur Desinfektion eingesetzt werden, Chlor im Trinkwasser, Iod bei Wunden.

a) Physikalische Eigenschaften der Halogene

Halogen / Eigenschaft	Fluor	Chlor	Brom	Iod
Farbe	blassgelb	grüngelb	rotbraun	schwarz
Schmelzpunkt	-220 °C	-101 °C	-7 °C	+114 °C
Siedepunkt	-188 °C	-34 °C	+59 °C	+185 °C

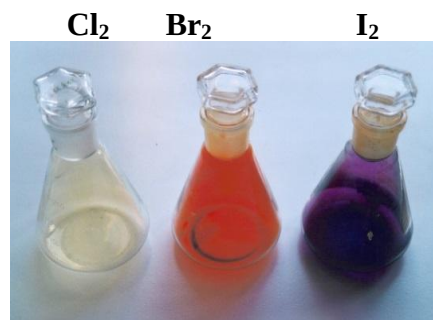


Abb. 2.2: Drei Halogene (7. Hauptgruppe, von links nach rechts: Grünes Chlorgas, brauner Brom- und violetter Ioddampf, im PSE von oben nach unten zunehmend farbintensiv).

b) Chemische Eigenschaften der Halogene

Da die Halogen-Halogen-Bindung in den Molekülen nicht sehr stabil ist, reagieren auch Halogenmoleküle heftig – mit Metallen und mit Wasserstoffgas. Halogene reagieren mit Metallen unter Bildung von Salzen, was ihnen ihren Namen einbrachte. Beispiel: Bildung von Kochsalz (NaCl): **Natrium + Chlor $\rightarrow$ Natriumchlorid** (in Formeln: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$)

Halogenide (Metall-Halogen-Verbindungen, ionische Halogenverbindungen wie z. B. die Fluoride, Chloride, Bromide und Iodide) sind salzartige Stoffe. Dementsprechend haben sie hohe Schmelzpunkte, sind spröde und elektrische Nichtleiter außer in Schmelze und Lösung. Die meisten Halogenide sind wasserlöslich (wie z. B. Kochsalz, Natriumchlorid; wasserunlöslich sind Blei-, Quecksilber- und Silberhalogenide (vgl. Salzsäuregruppe) sowie Kupfer(I)-halogenide. Viele Halogenide kommen in der Natur in Form von Mineralien vor.

Halogene reagieren heftig mit Wasserstoff unter Bildung von **Halogenwasserstoffen**, die, in Wasser gelöst, mehr oder weniger starke Säuren sind. Die Heftigkeit der Reaktion nimmt von Fluor zu Iod ab; Beispiel: Chlorknallgasreaktion:



Wasserstoffgas entzündet sich in Kontakt mit Fluorgas sogar spontan und explosionsartig, selbst bei sehr tiefen Temperaturen. Die Reaktion mit Chlor muss zwar durch Belichten oder Erwärmen gestartet werden, aber auch sie ist extrem heftig (Gemische von Chlorgas und Wasserstoff sind explosiv). Brom reagiert weniger heftig und im Falle des Iod läuft die Reaktion nicht mehr vollständig ab. Alle Halogenwasserstoffe sind bei Raumtemperatur farblose Gase. Die Siedepunkte von HCl (-85°C), HBr (-67°C) und HI (-35°C) liegen erheblich niedriger als der von HF ($+19,5^\circ\text{C}$). Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure, Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Iodwasserstoffsäure. HCl , Chlorwasserstoff, löst sich in Wasser unter Bildung einer starken Säure (Salzsäure). Der Siedepunkt von Chlorwasserstoffgas ist -85°C , Löslichkeit um 320 L pro L Wasser!

Übrigens: **Halogenide** werden im Labor dadurch nachgewiesen, dass man Bromid- oder Iodidlösungen (z. B. Magnesiumbromid und -iodid) mit Chlorwasser und Hexan schüttelt. Dabei entsteht Chlorid (also ein neues Salz) und Brom oder Iod, denn Chlorwasser (die Lösung von Chlor in Wasser) reagiert mit Bromid- bzw. Iodidlösungen zu Brom bzw. Iod. Brom und Iod lösen sich in Hexan viel besser als in Wasser. Im Hexan nehmen sie eine braunorange Farbe an (Brom) bzw. rosaviolett (Iod). Der entsprechende Farbton beweist also, dass zuvor Bromid, Iodid oder Chlorid vorlag (Chlor in Hexan ist fast farblos, konzentriert auch gelbgrün).

Zusammenfassend gilt für die Halogene:

1. 7. Hauptgruppe im Periodensystem: **Halogene** (von griech. „*halos*“ = Salz und „*genein*“ = bilden, herstellen) – Salzbildner (reagieren mit Metallen zu Salzen): F, Cl, Br, I (+At)
Beispiele: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ (Redoxreaktion: Na-Atom gibt e^- an Chloratom ab)
 $\text{Mg} + \text{I}_2 \rightarrow \text{MgI}_2$ (Magnesiumiodid: Mg-Atom gibt seine 2 Außen- e^- an I ab)
 $\text{Pb} + \text{I}_2 \rightarrow \text{PbI}_2$ (Blei(II)-iodid, gelb, Pb-Atom gibt 2 e^- an je ein Iodatomb ab)
Bei dieser Elektronenabgabe (Oxidation, ox) entstehen aus den Metallatomen immer Kationen (positiv geladene Atomteilchen), die Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf und werden zu Anionen (negativ geladene Teilchen): F^- , Cl^- , Br^- , I^- (**Halogenid-Anionen**).
Kationen und Anionen bilden unter Abgabe von Energie die Salzkristalle (Halogenide).
2. Alle Halogene sind farbig, giftig, ein wenig wasserlöslich und sehr gut löslich in Flüssigkeiten wie Öl, Hexan und Benzin (unpolare, nicht mit Wasser mischbare Flüssigkeiten).
Sie haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen. Sie sind daher **molekular** (zweiatomig) wie Gase, d.h. sie bilden F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 -Moleküle.
3. Alle Halogene reagieren mit Metallen zu Salzen (s.o.) und mit **Wasserstoffgas** zu Halogenwasserstoffen, die ätzend sind und mit Wasser **Säuren** bilden.
Beispiele: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ (Redoxreaktion, HCl = Chlorwasserstoff, in Wasser gelöst bildet HCl Salzsäure)
 $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$ (HF = Fluorwasserstoff / Flusssäure, Salze: Fluoride)
Halogenwasserstoffe bilden in Wasser H^+ -Kationen (Protonen) und Halogenid-Anionen.
Sie greifen unedle Metalle an (Ätzworgang, Korrosion) und bilden Salze und Wasserstoffgas.
Beispiel: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ (Redoxreaktion: H^+ nimmt je ein e^- vom Metall auf)
4. Die Reaktionsfähigkeit der Halogene nimmt im PSE von unten nach oben stark zu. Fluor F_2 ist das reaktionsfähigste Element. Es entzündet Kunststoffe, setzt auch viele Metalle in Brand und reagiert mit Wasserstoffgas auch unterhalb von -200°C noch explosionsartig. Es zersetzt sogar Wasser: $2 \text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HF} + \text{OF}_2$ (Sauerstoffdifluorid, ätzend und giftig wie Fluorgas).
5. Metall-Halogenide sind wasserlöslich (Ausnahmen: AgHal wie z.B. AgCl , PbHal_2 wie z.B. PbI_2).
Halogenid-Anionen geben e^- an reaktionsfähigere Halogenatome (im PSE weiter oben) ab.
Beispiele: $2 \text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{Br}_2$ (**Nachweisreaktion für Bromid**, Br_2 in Hexan orangebraun)
 $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$ (**Nachweisreaktion für Iodid**, I_2 in Hexan rosaviolett, in H_2O braun; Redoxreaktion: Cl_2 nimmt je Atom 1 e^- auf:
ox: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 e^-$ red.: $\text{Cl}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ redox: s.o.)
6. Halogenid-Anionen werden daher mit **Chlorwasser und Hexan** nachgewiesen ($\text{pH} < 7$), Iodid-Anionen alternativ auch mit **Blei(II)-Salzlösungen**: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$ (gelb, s.o.)
7. Nachbargruppe der Halogene ist die 6. Hauptgruppe. Diese Elemente bilden mit Metallen kalk-ähnliche Oxide (Kalkbildner, **Chalkogene**, von griech. „*chalkos*“ = Kalk und „*genein*“ = bilden, herstellen): O, S, Se, Te, (Po); Beispiele: $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$ $\text{S} + 2 e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (Oxid-, Sulfid-Anion).
8. Eine weitere Nachbargruppe der Halogene sind die **Edelgase** (8. Hauptgruppe): He, Ne, Ar, Kr, Xe, (Rn). Alle Edelgase sind farblos, geruchlos, ungiftig, kaum wasserlöslich und normalerweise **nicht reaktionsfähig**. Sie liegen daher nur **in Form einzelner Atome** vor (atomar), da diese kaum bzw. **keine chemischen Bindungen** eingehen, weil ihre Außenschale voll mit Elektronen besetzt ist („Elektronenkonfiguration“, „Elektronenoktett“: volle Außenschale mit 8 e^- , bei He 2 e^-).

Kapitel 3: Namen und Formeln von Stoffen

3.1 Chemische Bezeichnungen von Verbindungen

3.1.1 Arten von Verbindungen

Zur chemischen **Benennung** von Stoffen ist zunächst wichtig, die Unterscheidung in ionisch, molekular und anorganisch / organisch vorzunehmen, da es hier verschiedene Benennungssysteme gibt (Lernvoraussetzung, s.o. Kap. 2, vgl. S.15). Zur Unterscheidung dieser Arten chemischer Verbindungen helfen hier folgende Informationen:

- 1) Elemente bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen, den **Atomen**. **Neutrale Atome** haben immer gleiche Protonen- und Elektronenzahlen. Ihre Neutronenzahl berechnet sich aus der Differenz der relativen Atommasse zur Ordnungs- bzw. Protonenzahl. **Ionen** sind elektrisch geladene Atome: Die Anzahl ihrer Elektronen entspricht nicht der Anzahl der Protonen im Kern.
- 2) **Edelgaskonfiguration**: Alle Atome streben bei chemischen Reaktionen in ihrer Hülle eine volle Außenschale an (mit 2 bzw. 8 Außenelektronen).
- 3) **Ionen** sind elektrisch geladene Atome oder Atomverbände (**Kationen** positiv, Elektronenzahl ist kleiner als die Anzahl der Protonen im Atomkern; **Anionen** negativ, Elektronenzahl ist größer als die Anzahl der Protonen).
Beispiele: Mg^{2+} , Cl^- , S^{2-} , Al^{3+} , SO_4^{2-} , CH_3COO^-
- 4) **Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter. Ihre Atome haben wenig Außenelektronen.
- 5) **Metallatome** reagieren mit Nichtmetallatomen, indem sie Elektronen an diese abgeben (**Elektronenübertragung, Redoxreaktion**), sie werden durch die Ladungstrennung elektrisch positiv geladen (Ionenbildung durch **Oxidation** = Elektronenabgabe),
Beispiel: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- 6) **Nichtmetallatome** reagieren, indem sie bei chem. Reaktionen mit Metallen Elektronen aufnehmen (Bildung der Anionen durch **Reduktion** = Elektronenaufnahme) oder nutzen bei Reaktionen untereinander Außenelektronen gemeinsam als bindende Elektronenpaare (**Elektronenpaarbindung, Atombindung**). Nichtmetallatome streben dabei eine Edelgaskonfiguration an (maximal 4 Elektronenpaare, d.h. volle Außenschale mit 2 bzw. 8 Elektronen).
Beispiele: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ (Chlorid-Anion) bzw. $\text{Cl} \cdot + \cdot \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}-\text{Cl}$ (Chlormolekül)
- 7) **Salze** sind allesamt **ionische Verbindungen**: Sie sind a) spröde (brüchig), b) weisen sehr hohe Schmelzpunkte auf und sind c) nur in Lösung oder Schmelze elektrisch leitfähig.
Beispiele: Kochsalz NaCl , Magnesiumchlorid MgCl_2
- 8) **Moleküle** sind elektrisch neutrale Atomverbände. Die Atome sind über bindende Elektronenpaare miteinander verbunden.
Beispiel: Wasserbildung, Gleichung: $2 \text{H} \cdot + \cdot \text{O} \cdot \rightarrow \text{H}-\text{O}-\text{H}$ bzw. H_2O
- 9) **Molekulare Verbindungen** sind allesamt elektrische Nichtleiter (Isolatoren). Verbindungen mit kleinen Molekülen sind flüchtig (niedriger Siedepunkt), Verbindungen mit sehr großen Molekülen kunststoff- oder diamantartig (zersetzlich oder hoher Schmelzpunkt).

3.1.2 Namen anorganischer Verbindungen

Während die Namen organischer Verbindungen von den Alkanen abgeleitet werden, bildet man die der anorganischen Stoffe aus den Namen der Elemente oder auch der Salze:

1) Elemente (und Elementsymbole):

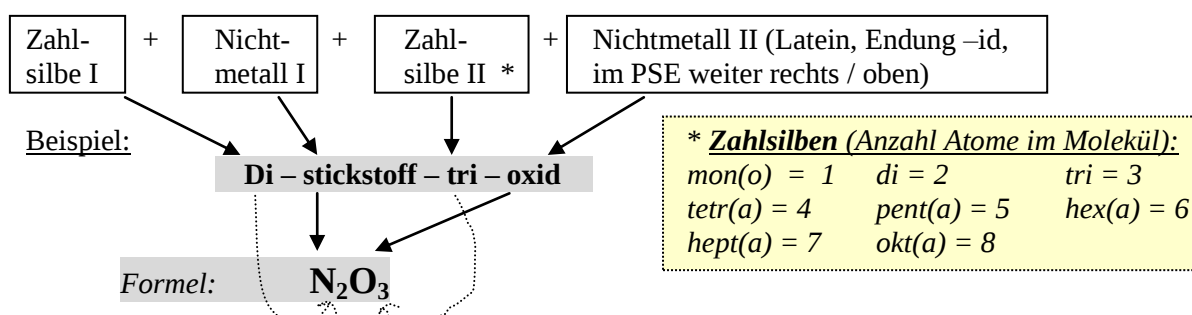
Siehe PERIODENSYSTEM (PSE)

(Metalle kursiv:)

H	Wasserstoff	He	Helium	C	Kohlenstoff	O	Sauerstoff
F	Fluor	Na	Natrium	Mg	Magnesium	Al	Aluminium
P	Phosphor	S	Schwefel	Cl	Chlor	Ar	Argon
K	Kalium	Ca	Kalzium	Mn	Mangan	Fe	Eisen
Cu	Kupfer	Zn	Zink	Br	Brom	Ag	Silber u.a.

Die Benennung anorganischer Verbindungen aus nur zwei Elementen (binäre Verbindungen) erfolgt nach folgenden Regeln:

2) Benennung molekularer Verbindungen (binär, nur aus Nichtmetallen):



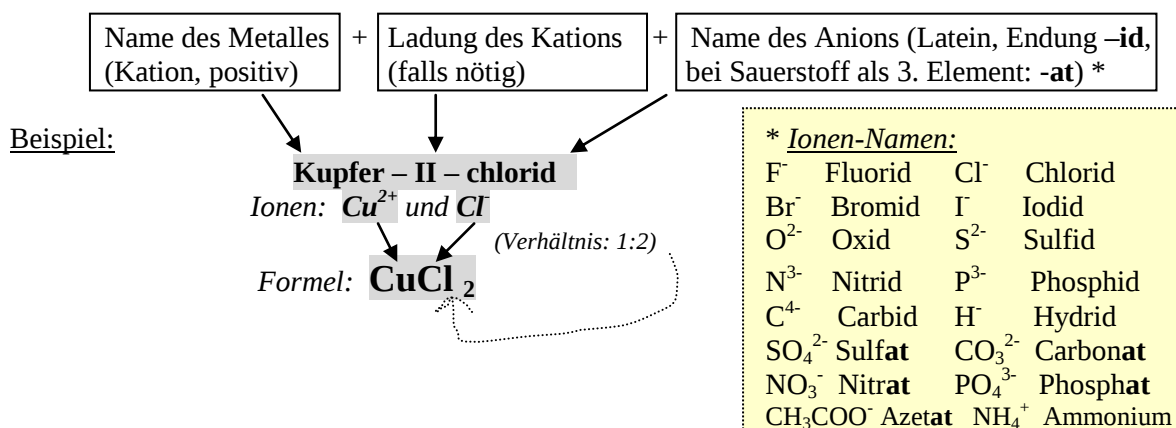
3) Benennung binärer ionischer Verbindungen (aus Metall + Nichtmetall bzw. Kation + Anion):

Salzbildung: Metall + Nichtmetall → Ionenverbindung (Salz) oder: Säure + Base → Salz + Wasser

Beispiel: **2 Na + Cl₂ → 2 NaCl** oder: **HCl + NaOH → NaCl + H₂O**

Symbol für wasserunlösliche Produkte $A + B \rightleftharpoons AB$ aus Lösungen: ↓, für gelöste Ionen: (aq)

Der Stoffname von Salzen besteht aus drei Bausteinen; im Unterschied zu Molekülen werden hier keine Atomzahlen angegeben, sondern –sofern nötig– nur Ladungszahlen des Kations:



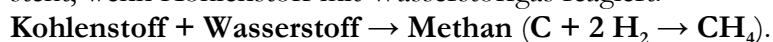
4) Benennung ionischer Verbindungen aus mehr als zwei Elementen:

- Wenn das Nichtmetall zusätzlich Sauerstoffatome gebunden hat, dann ist die Endung **-at** (s. o.), wenn es etwas weniger Sauerstoff gebunden hat, auch **-it** (Beispiele: **S²⁻ Sulfid**, **SO₄²⁻ Sulfat**, **SO₃²⁻ Sulfit**).
- Wenn das Anion eine **Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindung** aufweist, so gelten Regeln aus der **organischen Chemie** (Beispiele: **HCOO⁻ Methanat / Formiat**, **CH₃COO⁻ Ethanat / Azetat** usw.).

Hinweis: Wenn ein Ion von Liganden umgeben ist (unabhängig von Ionenladungen und Wertigkeiten, Formeln: Eckige Klammern), so gelten besondere Regeln (z.B. **Komplexe**, Beispiel: **[BiI₄] Tetraiodobismutat**).

3.1.3 Namen organischer Verbindungen

Die größte Stoffgruppe in der Chemie sind die organischen Verbindungen. Sie gehören zu den molekularen Stoffen. Da sie ganz besondere Eigenschaften aufweisen – ins Besondere die, dass sie Millionen von Verbindungen bilden können – wird ihr „Gebiet“ als „**Organische Chemie**“ bezeichnet. Die einfachste organische Verbindung ist das **Methangas** (Symbol: **CH₄**). Es entsteht, wenn Kohlenstoff mit Wasserstoffgas reagiert:



Da ein Kohlenstoffatom vier Außenelektronen hat, kann es vier Bindungen eingehen. Wasserstoffatome haben nur ein Elektron. Jedes der vier Kohlenstoffatome kann also mit einem Elektron eines Wasserstoffatoms eine der vier möglichen Bindungen bilden: ein Kohlenstoffatom (Symbol: C) bindet vier einzelne Wasserstoffatome (H; als Gas bilden ansonsten Moleküle: $2 \text{H} \rightarrow \text{H}_2$): $\text{C} + 4 \text{H} \rightarrow \text{CH}_4$.

Alle vier Kohlenstoff-Wasserstoff-Bindungen im Methanmolekül **CH₄** sind gleich lang und gleich weit voneinander entfernt (Abb. 3.1). Auch das Element Silizium kann eine ähnliche Verbindung bilden, das Silan (Formel **SiH₄**).

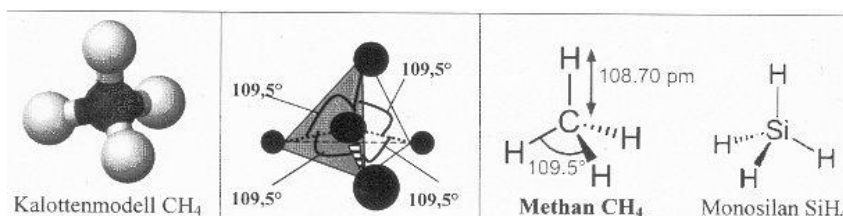
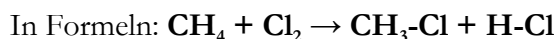
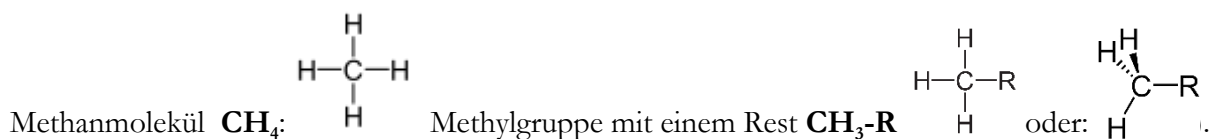


Abb. 3.1: Strukturformeln von Methan (links) und Monosilan

Im Methanmolekül gibt es jedoch eine Besonderheit: Jedes der vier H-Atome im Methanmolekül kann durch andere Atome ausgetauscht werden. So reagiert zum Beispiel ein Gemisch aus Methan und Chlorgas bei Zündung explosionsartig zu Chlormethan und Chlorwasserstoffgas:



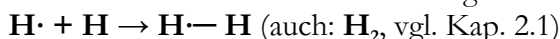
Im Chlormethan ist eines der vier H-Atome durch ein Chlortatom ausgetauscht worden („Substitutionsreaktion“). Solche „Substitutionsprodukte“ haben also allgemein die Formel **CH₃R** (das neu hinzugekommene Atom wird als „Rest“ R dargestellt):



Auch ein weiteres Kohlenstoffatom kann im Methanmolekül an die Stelle R eines H-Atoms treten. Das geschieht, wenn z.B. ein weiteres Methanmolekül **CH₄** ebenfalls ein H-Atom „abgibt“ (zum Beispiel bei Bestrahlung mit ultravioletttem Licht):



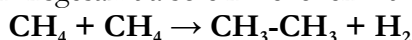
Die beiden abgetrennten Wasserstoffatome bilden ein Wasserstoffgas-Molekül **H₂**:



Die beiden Methylreste vom Methanmolekül bilden ein Teilchen Ethan:



Im Methanmolekül tritt an die Stelle des vierten, abgespaltenen H-Atoms also nicht irgendein Rest R, sondern nochmals ein Methylrest **•CH₃**, so dass das Gas Ethan entsteht – eine Verbindung des Kohlenstoffatoms zu einem weiteren Kohlenstoffatom (C-C-Bindung). Aus zwei Teilchen Methangas werden dann insgesamt also ein Teilchen Ethan und ein Wasserstoffmolekül **H₂**:



Das Ethanmolekül kann wieder ein H-Atom abspalten, um eine neue **C-C**-Bindung auszubilden (zu einer weiteren CH_3 -Gruppe) – und so weiter. So entstehen immer längere C-C-C-C-Ketten. Längerkettige, stabile Verbindungen mit C-C-Gerüsten gibt es in einer unüberschaubaren Vielfalt.

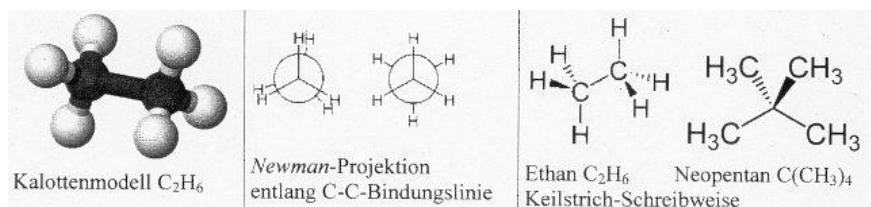


Abb. 3.2: Ethan C_2H_6 (links) und Neopentan $\text{C}(\text{CH}_3)_4$

Die Bildung von C-C-Bindungen eröffnet eine gigantische Vielfalt an Möglichkeiten: Methan CH_4 ist die Ausgangsverbindung einiger Millionen Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen, der **Kohlenwasserstoffe** C_xH_y . Es kann jedoch nicht nur eines, sondern jedes der vier H-Atome im Methan CH_4 durch ein weiteres C-Atom aus einem Methanmolekül durch den Methylrest $-\text{CH}_3$ ersetzt werden (Vierfach-Substitution). Das Ergebnis ist Neopentan $\text{C}(\text{CH}_3)_4$ (Abb. 3.2 rechts).

Auch hier, im Neopentan $\text{C}(\text{CH}_3)_4$, ist nun wieder jedes der zwölf H-Atome aus den vier Methylgruppen $-\text{CH}_3$ wieder durch weitere Methylgruppen ersetzbar, ohne dass das Molekül instabil wird. Das Ergebnis wäre dann hier z. B. ein Kohlenwasserstoff $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ mit der Halbstrukturformel $\text{C}[\text{C}(\text{CH}_3)_3]_4$ bzw. $\text{C}(\text{C}_4\text{H}_9)_4$. Das Molekül hat dann $4 \cdot 9 = 36$ H-Atome.

Doch auch hier könnte jedes dieser H-Atome wieder durch eine Methylgruppe $-\text{CH}_3$ ersetzt werden: Das ergäbe Tetradekan, einen Kohlenwasserstoff mit der Formel $\text{C}[\text{C}(\text{C}_4\text{H}_9)_3]_4$ bzw. $\text{C}_{40}\text{H}_{84}$. Tetradekan zum Beispiel ist ein natürlicher Bestandteil im Paraffin (Kerzenwachs) oder

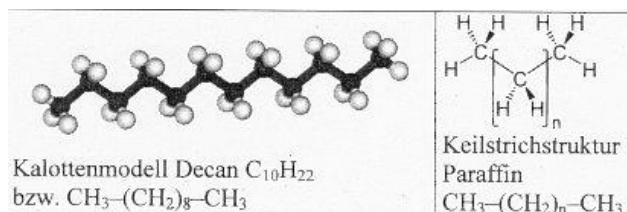


Abb. 3.3: Strukturformel langkettiger Paraffine

auch im Asphalt (Bitumen, Straßenbelag) und schmilzt bei etwa $80 - 84^\circ\text{C}$. Es kommt hierin jedoch eher in weniger verzweigten Ketten vor. Abb. 3.3 zeigt die Strukturformel langkettiger Paraffine wie Tetradekan, wobei n die Anzahl der C-Atome in der C-C-Kette ist, abzüglich der beiden C-Atome in den endständigen $-\text{CH}_3$ -Gruppen.

Kohlenstoff-Wasserstoffverbindungen wie Methan, Neopentan und Tetradekan mit der allgemeinen Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ bezeichnet man als **Alkane** oder als **gesättigte Kohlenwasserstoffe**. Stabile Alkane gibt es in fast unüberschaubarer Vielfalt. Die wichtigsten Alkane sind:

Name	Summenformel	M (g/mol)	Fp.(°C)	Kp.(°C)	D (g/cm ³)	Löslichkeit in Wasser
Methan	CH_4	16,043	-182,5	-161,5	0,671 g/L	0,035 L/kg = 0,021 g/kg
Ethan	C_2H_6	30,07	-183,3	-88,7	1,265 g/L	0,049 L/kg
Propan	C_3H_8	44,096	-187,7	-42	1,878 g/L	kaum löslich
n-Butan	C_4H_{10}	58,123	-138,3	-0,5	2,522 g/L	kaum löslich
n-Pentan	C_5H_{12}	72,15	-129,7	+ 36	0,626	kaum löslich
n-Hexan	C_6H_{14}	86,18	- 95,6	+ 69	0,6593	fast unlöslich
n-Octan	C_8H_{18}	114,2	-56,8	+125	0,7028	fast unlöslich

!!! Wichtig zu wissen

Alle **Alkane** sind farblos, brennbar, reagieren mit Chlorgas und sind nicht wasserlöslich (Methan und Ethan nur ganz wenig). Die **Benennung organischer Verbindungen** orientiert sich an diesen Stoffen und an den Atomgruppen, die in ihren Molekülen an der Stelle der H-Atome sitzen (Vorsilben z.B. **Methyl-, Ethyl-, Propyl-, Butyl-** usw.).

3.2 Formeln von Verbindungen

Verbindungen entstehen aus Elementen immer in bestimmten Mengen- bzw. Atomzahlen-Verhältnissen (Siehe Kap.6: Fachrechnen Chemie). Für das Erstellen von **Summenformeln** gilt:

(SUMMEN)FORMELN sind Symbole für **Stoffe** (Reinstoffe: Elemente und Verbindungen).
REAKTIONSGLEICHUNGEN sind Symbole für Stoffumwandlungen (**Reaktionen**).

- a) **Elementsymbole** der Atome oder Ionen raussuchen
(im PSE weiter links und unten stehende Elemente auch in der Formel links)
- b) **Atomzahlenverhältnisse** unten klein hinter die Elementsymbole setzen
(Anzahl der Atome pro Molekül entsprechend der Zahlsilben im Namen bzw. Wertigkeit der Atome bestimmen bzw. die Anzahl der Ionen entsprechend ihrer Ionenladungszahlen und deren kleinsten gemeinsamen Vielfachen kgV bestimmen)

<u>Beispiele:</u>	Phosphorpentachlorid	Zahlsilben: (mono) / penta	Formel: PCl₅
	Aluminiumoxid	Ionen: Al ³⁺ und O ²⁻ kgV: 6	Formel: Al₂O₃

Ionenladungen:

- Die Ladungszahl der Ionen der Hauptgruppen-Metalle entspricht der Hauptgruppenzahl im „Periodensystem“ (einige Ausnahmen: Es gibt auch Sn²⁺, Pb²⁺, Bi³⁺)
- Die Ladungszahl der einatomigen Ionen der Nichtmetalle ist negativ und entspricht der Hauptgruppenzahl abzüglich der Zahl Acht (Beispiel: Oxid-Anion VI – 8 = -2; Ausnahme: H⁺/H⁻).

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Alkalimetalle	Erdalkali- metalle	Erdmetalle	Kohlenstoff- Gruppe	Stickstoff- Gruppe	Chalkogene (Erzbildner)	Halogene (Salzbildner)	Edelgase
1,0 1 H							4,0 2 He
6,9 3 Li	9,0 4 Be	10,8 5 B	12,0 6 C	14,0 7 N	16,0 8 O	19,0 9 F	20,2 10 Ne
23,0 11 Na	24,3 12 Mg	27,0 13 Al	28,1 14 Si	31,0 15 P	32,1 16 S	35,5 17 Cl	39,9 18 Ar
39,1 19 K	40,1 20 Ca	69,7 31 Ga	72,6 32 Ge	74,9 33 As	79,0 34 Se	79,9 35 Br	83,8 36 Kr
85,5 37 Rb	87,6 38 Sr	114,8 49 In	118,7 50 Sn	121,8 51 Sb	127,6 52 Te	126,9 53 I	131,3 54 Xe
132,9 55 Cs	137,3 56 Ba	204,4 81 Tl	207,2 82 Pb	209,0 83 Bi	210,0 84 Po*	210,0 85 At*	222,0 86 Rn*
223,0 87 Fr*	226 88 Ra*	(					

In der untersten Zeile stehen nur radioaktive, zumeist extrem kurzlebige Stoffe (instabil, nur künstlich herstellbar). An der mit Strich markierten Stelle stehen die **Nebengruppen-Elemente** (40 Elemente, der „d-Block“, auch „Buntmetalle“ genannt). Sie haben unterschiedliche Ladungszahlen. Die wichtigsten Nebengruppenmetall-Kationen sind:

Cr³⁺ vom Chrom, Fe³⁺ vom Eisen, die zweifach positiven Kationen Cu²⁺, Mn²⁺, Fe²⁺, Co²⁺, Ni²⁺, Zn²⁺ sowie Ag⁺ und Cu⁺.

Achtung:

Nichtmetall-Atome bilden Salze bzw. **ionische Verbindungen** nur in Verbindung mit Metall-Atomen. Nichtmetallatome untereinander bilden elektrisch neutrale Atomverbände (**Moleküle**). Diese Verbindung zwischen den Atomen hält hier nicht aufgrund elektrischer Anziehungskräfte zwischen (+) und (-), sondern durch gemeinsame Nutzung zweier Elektronen als bindendes Elektronenpaar:

Beispiel: NaCl als **ionische** Verbindung: $\text{Na}^{\bullet} + \cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot \rightarrow \text{Na}^+ + :\ddot{\text{Cl}}:^-$ oder: $\text{Na}^{\bullet} + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ + :\text{Cl}^-$



Beispiel: H₂ als **molekulare** Verbindung: $\text{H}^{\bullet} + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$ (bzw. H₂)



Ionenladungen und Anzahlen von Bindungen, die ein Atom eingehen kann, können mit Hilfe des Atommodells nach *Bohr* bestimmt werden. In diesem „**Schalenmodell**“ vom Aufbau der Atome (von *Niels Bohr*, um 1910) besteht die Hülle aus „Schalen“, in denen sich die Elektronen befinden.

Die innerste, dem Kern nächste Schale ist voll besetzt, wenn sie zwei Elektronen aufweist. Jede weitere Schale fasst acht Elektronen. Atome mit voll besetzten Außenschalen gehören zur Gruppe der Edelgase, so z. B. Helium (2 Elektronen) und Neon ($2+8 = 10$ Elektronen).

Natriumatome sind wie Neonatome aufgebaut, jedoch weisen sie im Kern ein Proton mehr auf. Daher kommt ein elftes Elektron hinzu. Da die 2. Schale mit 8 Außen- bzw. Valenzelektronen voll aufgefüllt ist (Neon ist wie Helium ein Edelgas!), beginnt mit Natrium wieder eine neue Periode, ebenso wie schon beim Lithium.

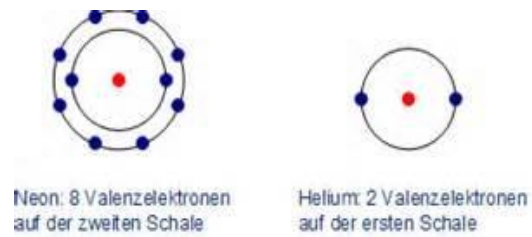
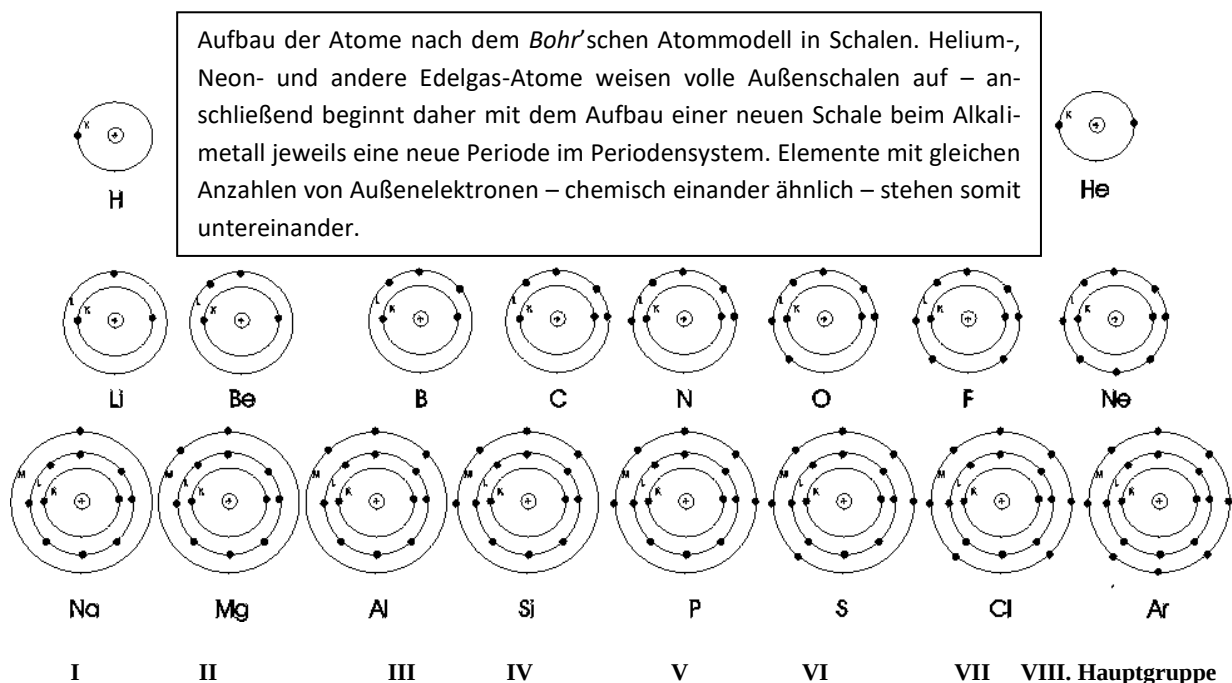


Abb. 3.4: Atome bestehen aus Atomkernen (massereich, positiv geladen) und Atomhülle (leerer Raum, elektrisch negativ geladen). Die kleinstmöglichen, negativen Ladungen werden als „Elektronen“ bezeichnet. Sie befinden sich in „Schalen“ in der Atomhülle. Die in der äußersten Schale befindlichen Elektronen werden „Valenzelektronen“ genannt. Es sind maximal acht.

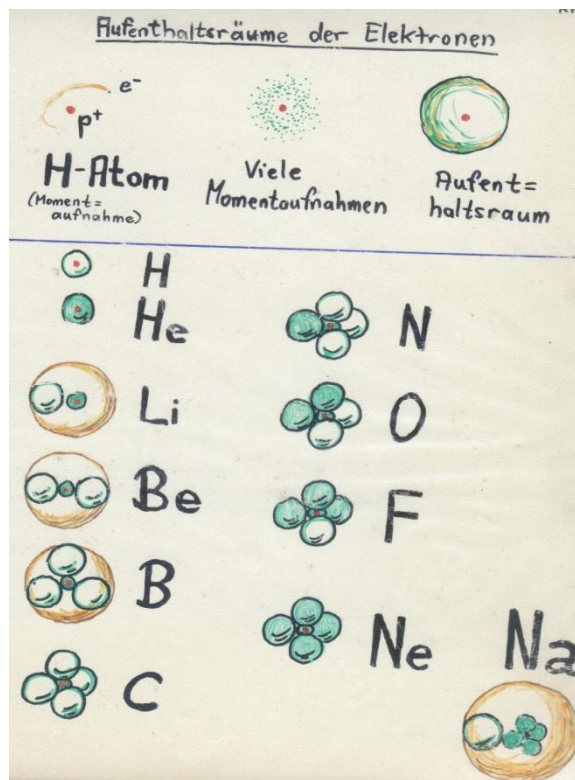
Der Aufbau der Atome nach *Bohr* geht aus der Stellung der Elemente im „Periodensystem“ hervor, die Anzahl der Außenelektronen eines Atoms entspricht der Hauptgruppenzahl:



Natriumatome weisen nur ein Valenzelektron auf – Natrium ähnelt daher dem Lithium. Alle Elemente der 1. Hauptgruppe im Periodensystem sind Alkalimetalle. Die Anzahl der Außenelektronen entspricht also immer der Hauptgruppenzahl – und sie bestimmt die chemischen Eigenschaften eines Elementes. Die Anzahl der Schalen entspricht der Periode.

Atome verbinden sich über ihre äußeren Elektronen mit den Nachbaratomen zu **Molekülen**. Die räumliche Struktur der Moleküle und ihrer Verbindungen kann mit Hilfe des **Kugelwolkenmodells** bestimmt werden. Hier stellt man sich die Aufenthaltsräume der Elektronen bzw. Elektronenpaare kugelförmig vor (eine vereinfachte Form des Orbitalmodells nach *Schrödingers* wellenmechanischem Atommodell). Sie nehmen im Atom den größtmöglichen Abstand zueinander ein (Vgl. Abbildung rechts: Die in der Abbildung nicht voll ausgefüllten „Kugelwolken“ beinhalten je ein Außenelektron und können zu **Elektronenpaarbindungen** EPB verschmelzen – die voll ausgefüllten Kugelwolken sind mit jeweils einem Elektronenpaar bereits voll besetzt).

Mit Hilfe dieses EPA-Modells (von **Elektronenpaar-Abstoßung**) lassen sich räumliche Strukturen von Bindungen und Molekülen beschreiben (**Strukturformeln**; ausführliche Lernhilfen und Üb(erleg)ungsaufgaben hierzu – wie zu Kap. 1 bis 3 insgesamt – finden sich in **Band 1, 3 und 5** dieser Reihe).



Zur **Bildung der Formeln von Verbindungen aus zwei Elementen** wird also zunächst die **Ionenladung** oder – bei molekularen Verbindungen – die theoretische Ionenladung (**Oxidationszahl**) der Bindungspartner berechnet. Erst danach fügt man jeweils so viele Ionen bzw. Atome zusammen, dass die **Summe der Ladungs- bzw. Oxidationszahlen Null** beträgt (im neutralen Atomverband). Der jeweils näher beim Element Fluor stehende Bindungspartner erhält negative Oxidationszahlen, die Ladungszahlen der Metallatome entspricht der Hauptgruppenzahl (positiv) und die der Nichtmetall-Anionen der Differenz aus der Hauptgruppenzahl minus acht (Beispiel für Sauerstoff in der 6. Hauptgruppe: $6 - 8 = -2$, d.h. das Oxidation anion hat die Ladung -2).

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□□■ bis □■●) *Formeln von Verbindungen:*

Teil 1: Bilden Sie die Summenformeln folgender Stoffe:

- a) Eisen, b) Wasserstoffgas, c) Chlorgas, d) Chlorwasserstoffgas,
e) Eisen(II)-sulfid, f) Wasser, g) Aluminiumoxid.

Teil 2: Zu welcher Art von Verbindung gehören folgende Stoffe – und wie heißen sie?

- (I) PbI_2 , (II) NaF , (III) HF , (IV) P_4 , (V) P_2O_5 , (VI) NO_2
(VII) Mg_3N_2 , (VIII) KH , (IX) CuCl und CuCl_2 , (X) CCl_4

3.3 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen zu den Üb(erleg)ungsaufgaben in Kap. 1 bis 3

!!! Richtig gelöst

Zu Kap. 1.2 (Elemente und Verbindungen):

Zu Üb(erleg)ungsaufgabe 1 in Kap. 1.2:

- 1) Chemische Stoffeigenschaften beschreiben, wie ein Stoff auf den Kontakt mit anderen Stoffen chemisch reagiert, das heißt: ob und wie er sich mit anderen Stoffen zu neuen Stoffen verbindet (chemische Reaktion, Stoffumwandlung; *Beispiele: Brennbarkeit, Reaktionsfähigkeit gegenüber Säuren, Laugen, Gasen usw.*). Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten; *Beispiele: Härte, Dichte, Aussehen, elektrische Leitfähigkeit*).
- 2) Man unterscheidet Stoffgemische und Reinstoffe. Stoffgemische kann man in Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein **physikalisch**). Reinstoffe sind physikalisch nicht auftrennbar. Reinstoffe unterscheidet man in **chemisch** zerlegbare Reinstoffe (Chemische Verbindungen) und chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe (Chemische Elemente). Bei den **Elementen** unterscheidet man Metalle, Halb- und Nichtmetalle. Bei den **Verbindungen** unterscheidet man drei große Gruppen:
 - metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, Legierungen, z. B. *Messing*),
 - ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, Salze, z. B. *Natriumchlorid*) und
 - molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z. B. *Kohlendioxid, Wasser und Zucker*).
- 3) Kochsalz abtrennen: Wasser zugeben, Salzwasser abfiltrieren (Filterrückstand: Blei und Sand), Blei abtrennen: Sieben (Bleischrot-Kügelchen sind größer als Sandkörner) oder Dichtesortieren (in Wasser aufschlämmen, Blei sinkt ab, Dekantieren) oder evtl. auch Aufschmelzen (Blei schmilzt eher als Sand, der dann oben auf der Bleischmelze schwimmt, also auch ein Dichte-Sortieren).
- 4) Ein chemisches Element ist ein chemisch nicht weiter zerlegbarer Reinstoff (s.o.).

Zu Üb(erleg)ungsaufgabe 2 in Kap. 1.2:

Silben Rätsel: Leichtes Lösungswort **Elefant**, Schweres Lösungswort: **Oberverwaltungsgerichtspräsident**, Einzellösungen:

1) Quecksilber	2) Sauerstoff	3) Farbstoff	4) Süßstoff	5) Korkenzieher
6) Reagenzglas	7) Bunsenbrenner	8) Scheidetrichter	9) Elektronenhülle	10) Physiklehrer
11) Temperatur	12) Neon	13) Stoffgemisch	14) Sieb	15) Radioaktivität

Zu Überlegungsaufgabe 3:

Salze	e) Natriumchlorid (Kochsalz) g) Kalziumoxid (Gebrannter Kalk) m) Iodsalz (Kaliumiodat) n) Bittersalz (Magnesiumsulfat) q) Rost (Eisenoxidhydroxid) u) Eisenchlorid
Metalle	d) Eisen f) Kalzium o) Blei
Nichtmetallische Elemente	a) Sauerstoff c) Schwefel s) Phosphor t) Chlorgas
Molekulare Verbindungen	h) Kohlendioxid i) Zucker j) Wasser l) Alkohol (Ethanol)
Legierungen	p) Messing r) Bronze
Stoffgemische	b) Luft k) Salzwasser

Zu Kap. 3.2 (Namen und Formeln von Verbindungen):

Teil 1: Die Summenformeln sind: a) Eisen Fe, b) Wasserstoffgas H₂, c) Chlorgas Cl₂, d) Chlorwasserstoffgas HCl, e) Eisen(II)-sulfid FeS, f) Wasser H₂O, g) Aluminiumoxid Al₂O₃.

Teil 2:

Ionisch	(I) PbI ₂ , Blei(II)-iodid, (II) NaF, Natriumfluorid, (VII) Mg ₃ N ₂ , Magnesiumnitrid, (VIII) KH, Kaliumhydrid, (IX) Kupfer(I)-chlorid CuCl und Kupfer(II)-chlorid CuCl ₂ (mit Cu ²⁺ und 2 Cl ⁻)
Molekular	(III) HF, Fluorwasserstoff (Wasserstofffluorid, Flusssäure), (IV) P ₄ , Phosphor, (V) P ₂ O ₅ , Diphosphorpentaoxid, (VI) Stickstoffdioxid NO ₂ , (X) Kohlenstofftetrachlorid

Kapitel 4: Stoffumwandlungen und Reaktionsgleichungen

!!! In diesem Kapitel ...

„Sage es mir, und ich vergesse es; zeige es mir, und ich erinnere mich; lass es mich tun, und ich behalte es.“ (*Kung Fu-Tse, Konfuzius*). Vielleicht hat der wissbegierige Konfuzius das einmal gesagt, als ein Alchimist ihm ein brodelndes Reaktionsgemisch gezeigt hat.

Das Deuten eines Experimentes und das Erstellen einer Reaktionsgleichung selbst zu versuchen statt die Regeln und Gesetzmäßigkeiten hierfür nur gesagt zu bekommen, das ist das Ziel, auf das dieses Kapitel hinweisen will. Es bietet deshalb Lern- und Übungshilfen, um über Formeln und Stoffmengenverhältnisse (Gasvolumina und Gasgleichungen) zum Aufstellen der Reaktionsgleichungen zu kommen.

Das nächste Kapitel bietet dann weiterführende Übungsaufgaben zu den verschiedenen Arten chemischer Reaktionen, und das übernächste Kapitel zeigt, wie auf der Basis der Reaktionsgleichungen genauere Umsatzberechnungen durchgeführt werden können (Stöchiometrie).

Nach einigen kurzen Wiederholungs-Übungen zu Größengleichungen (wie z. B. den Gasgesetzen), zu Reaktionsschemen und zu den Regeln für das Erstellen von Reaktionsgleichungen bietet dieses Kapitel Gelegenheit, das Formulieren von Reaktionsgleichungen einzuüben.



Abb. 4.1: Gasbildung bei einer chemischen Reaktion – hier reagiert der Stoff Kaliumpermanganat mit Wasserstoffperoxid, Essigsäure und Natriumcarbonat

(Bildquelle: Daria55 - Own work, CC BY 4.0, über: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=64810787>)

!!! Wichtig zu wissen

- Reaktionsgleichungen geben chemische Reaktionen in Form der Formeln aller Reaktionsteilnehmer und stöchiometrischer Koeffizienten wieder.
- Stöchiometrie befasst sich mit der Berechnung der Stoffmengen und Mengenverhältnisse bei chemischen Reaktionen

Schlüsselthemen:

- Berechnungen mit Gasgesetzen und andere Größengleichungen durchführen
- Reaktionsschemen und Reaktionsgleichungen erstellen
- Reaktionsgleichungen für kompliziertere Redoxreaktionen formulieren

4.1 Gasgesetze und Größengleichungen

Stoffgemische lassen sich aus ihren Einzelbestandteilen oft in beliebigen Mischungsverhältnissen herstellen. Stoffe reagieren zu Verbindungen jedoch immer nur in ganz bestimmten Masse-Verhältnissen. Die mengenmäßige Untersuchung der Reaktion von Kupfer Cu mit Schwefel S zu Kupfer(I)-sulfid liefert z.B. das in Abb. 4.2 wiedergegebene Ergebnis: Kupfer und Schwefel vereinigen sich immer im etwaigen Massen-Verhältnis 4 : 1. In Beispiel Nr. 8 würden also 14 Gramm Kupfer übrig bleiben.

Die **Gesamtmasse** aller reagierenden Stoffe bleibt stets gleich (Erstes Grundgesetz der Chemie). Auch die **Masse-Verhältnisse**, in denen sich zwei Stoffe verbinden, ist stets konstant (Zweites Grundgesetz der Chemie) – ähnlich wie die Anzahl der Fliesen und Kacheln in einem Muster (Abb. 4.3).

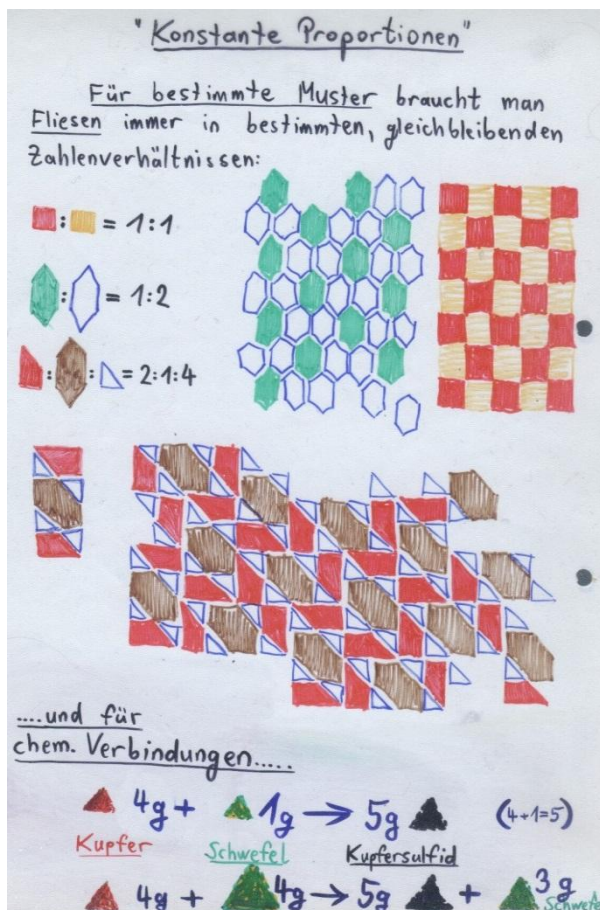


Abb. 4.3: Konstante Mengenverhältnisse bei Kachelmustern und in Verbindungen

Versuche zum 1.+2. chemischen Grundgesetz

REAKTION: Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfersulfid

BEISPIEL

Nr.1:	8g + 2g $\rightarrow$	10g
Nr.2:	4g + 1g $\rightarrow$	5g
Nr.3:	2g + 0,5g $\rightarrow$	2,5g
Nr.4:	2g + 2g $\rightarrow$	2,5g + 1,5g
Nr.5:	2g + 1g $\rightarrow$	2,5g + 0,5g
Nr.6:	4g + 2g $\rightarrow$	5g + 1g
Nr.7:	4g + 0,5g $\rightarrow$	2,5g + 2g
Nr.8:	16g + 0,5g $\rightarrow$	2,5g +g (!?)

Abb. 4.2: Masseverhältnisse bei der Stoffvereinigung von Kupfer und Schwefel zu Kupfer(I)-sulfid Cu_2S

Der italienische Chemiker *Avogadro* fand heraus, dass diese konstanten Masse-Verhältnisse bei chemischen Reaktionen auch bei Reaktionen von und mit Gasen gelten. Hier entdeckte er zudem konstante Volumenverhältnisse. Sie weisen auf die **Stoffmengen n** der reagierenden Stoffe hin (nicht nur auf deren **Massen m** , denn eine Menge von 10 Menschen kann unterschiedliche Massen auf die Waage bringen, je nachdem ob es sich um Säuglinge oder Sumo-Ringer handelt! Masse und Menge ist eben ein Unterschied.).

Zudem entdeckte er, dass gleiche Volumina V von verschiedenen Gasen unter gleichen Bedingungen (Temperatur T , Druck p) gleiche Stoffmengen n enthalten, also gleich große Anzahlen von Gasteilchen (**Satz von Avogadro**).

Vereinfacht kann daher angenommen werden, dass ein Raumteil stets ein Gasteilchen enthält. So fand *Avogadro* z.B. heraus, dass die Teilchen elementarer Gase aus jeweils zwei Gasatomen bestehen müssen:

Avogadro entdeckte auch, dass gleiche Volumina unterschiedlicher Gase immer gleiche Stoffmengen enthalten (24 Liter Gas bei Raumtemperatur und Normaldruck in etwa die Stoffmenge von einem Mol). Andere Forscher entdeckten, wie die Zustandsgrößen gasförmiger Stoffportionen (der Druck p , das Volumen V und die Temperatur T) zusammenhängen. Die Entdeckung des Gesetzes von *Avogadro* sowie der Gasgesetze („ideales Gasgesetz“) führten dazu, dass mit Hilfe der **Grundgesetze der Chemie** und durch Vergleiche von Volumina und Massen bei Stoffumsätzen in Reaktionen mit Gasen die Größen **Stoffmenge n** (in **mol**) und **Masse m** (in **g**) ineinander umrechenbar wurden.

Über Stoffmengenverhältnisse, chemische Formeln und Größengleichungen wie z. B. dem idealen Gasgesetz kommt man zum Erstellen von chemischen **Formeln** für Stoffe und **Reaktionsgleichungen** für Stoffumwandlungen.

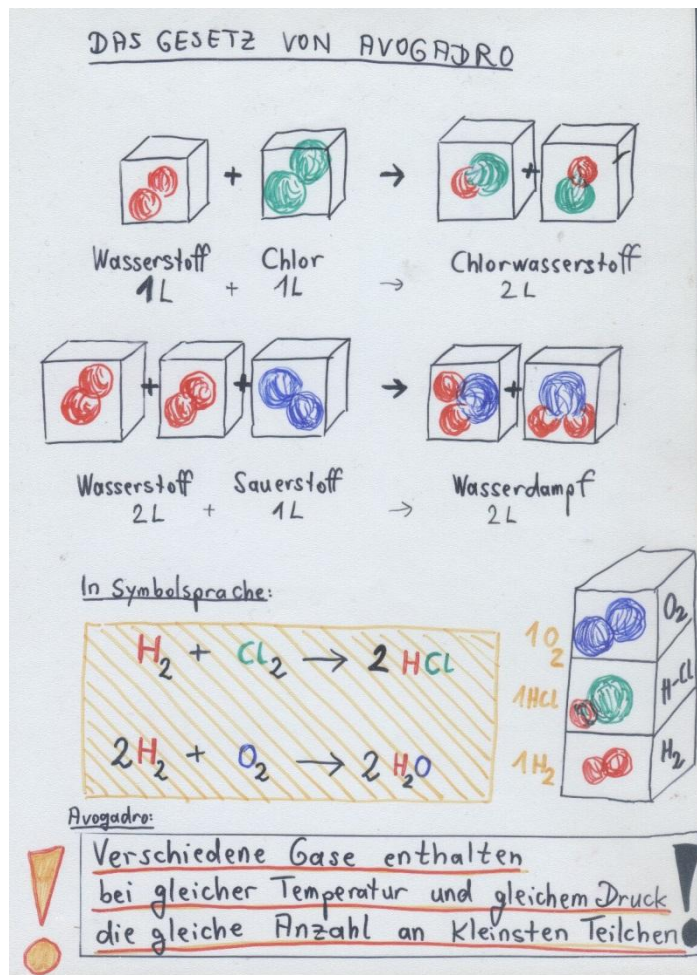
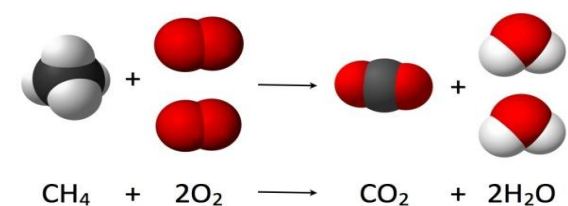


Abb. 4.4: Satz von *Avogadro*

!!! Wichtig zu wissen

- wie man (mit Hilfe der Stoffmengenverhältnisse) Stoffe **benennt** und **chemische Formeln** bildet (Kap.3.2),
- wie man **Größengleichungen** formuliert und umformt (Mathe, Physik)
- wie man **Masse m** und **Stoffmenge n** sowie **Masse- und Stoffmengenverhältnisse** berechnet, ineinander umrechnet und dem molaren Volumen für Gase und dem idealen Gasgesetz rechnet

So verhilft die Reaktionsgleichung z.B. für die Verbrennung von Methangas CH_4 in Sauerstoff O_2 zu Kohlendioxid CO_2 und Wasserdampf H_2O zu den Aussagen, dass die Ausgangsstoffe im Volumenverhältnis 1 : 2 reagieren, dass das Gesamtvolumen der Gas Mischung gleich bleibt (abgesehen von der Temperaturerhöhung!) und dass aus 1 mol CH_4 auch genau 1 mol CO_2 entsteht.



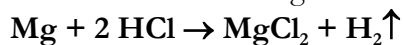
(Bildquelle: Jynto Robert A. Rohde Jacek FH Jynto, Lizenz CC BY-SA 3.0 in wikimedia commons über: https://en.m.wikipedia.org/wiki/Stoichiometry#/media/File%3ACombustion_reaction_of_methane.jpg)

Das chemische Rechnen kann trainiert und eingeübt werden, bis dass mit Hilfe der Formeln (vgl. Kap. 2.1) Reaktionsgleichungen erstellt werden können (siehe Kap. 4.2, weitere Übungsmöglichkeiten zur allgemeinen Berechnungen mit Größengleichungen, ins Besondere mit Gehaltsgrößen, sowie Umsatzberechnungen sind im Kapitel 6 zur **Stöchiometrie** zu finden, dem chemischen Rechnen mit Stoffmengen und –umsätzen). Das folgende Beispiel zeigt einführend, wie man bei Umsatzberechnungen vorgeht. Hier wird von Reaktionsgleichungen ausgegangen:

!!! Beispiel

Säuren greifen unedle Metalle an, indem sich Wasserstoffgas entwickelt und ein Salz entsteht. Es soll z.B. berechnet werden, wie viel Gramm Magnesiumchlorid sowie wie viel mL Wasserstoffgas entstehen, wenn 2,43 g Magnesiumband bei einer Raumtemperatur von $\vartheta = +23\text{ °C}$ und einem Luftdruck von $p = 1013\text{ hPa}$ in 20 mL konzentrierter Salzsäure mit $w(\text{HCl}) = 35\%$ gelöst werden.

Für diese Berechnung ist also zunächst das Erstellen der Reaktionsgleichung erforderlich. Sie wird aus den Formeln der beteiligten Stoffe gebildet:



In Tabellen oder im Periodensystem sieht man dann nach der Molaren Masse der Stoffe (Elemente: Relative Atommasse RAM), z.B. für Wasserstoff mit $M = 2\text{ g/mol}$ und Magnesium mit $M = 24,3\text{ g/mol}$. Diese setzt man dann ein um zu erfahren, wieviel Gramm abgewogen werden können, wenn ein Mol Magnesium und 2 Mol reines Chlorwasserstoffgas HCl (also 100%ig) miteinander zu je einem Mol Magnesiumchlorid und Wasserstoffgas reagieren. Mit einer Dreisatzrechnung wird dann jeweils ausgerechnet, wieviel 35%ige Salzsäure nötig ist (Überschlag: fast das Dreifache von dem, was an 100%igem HCl gebraucht wird!), wenn man 1 mol Mg einsetzt, und wieviel nötig ist, wenn nur 1/10 mol Mg zur Verfügung steht. Mit Hilfe der Gasgesetze (Übungsbeispiele wie in diesem Kapitel) kann dann übrigens auch das Volumen der entstehenden Gasportion unter den genannten Bedingungen berechnet werden.

Übungsbeispiele zum Formulieren einer solchen Reaktionsgleichung werden im Folgenden in diesem Kapitel gegeben. Mit Hilfe der Molaren Massen M (in g/mol) und der stöchiometrischen Koeffizienten kann dann auch berechnet werden, welche Stoffmengen an Magnesium und Salzsäure vorliegen (zu Gehaltsangaben wie $w(\text{HCl}) = 35\%$ siehe im folgenden Kapitel zur Stöchiometrie!) und welche Stoffmengen an MgCl_2 und H_2 hieraus freigesetzt werden können (unter Annahme einer 100%igen Umsetzung).

!!! Wichtig zu wissen

Die **ideale Gasgleichung** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ist eine Größengleichung. Sie ermöglicht es, die Stoffmenge einer Gasportion in Abhängigkeit der Zustandsgrößen Druck, Volumen und Temperatur mit Hilfe der allgemeinen Gaskonstante R zu berechnen.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□□■ bis □■□) *Kleine Rechenaufgaben zu den Gasgesetzen:*

- Eine Gasflasche mit dem Volumen von 50 L wird bei 150 bar (= 150.000 hPa) Innendruck geöffnet. Welches Volumen nimmt das Gas beim Luftdruck von 1 bar (1000 hPa) ein?
- Die gleiche Gasflasche erwärmt sich von 273 K im Sonnenlicht auf 300 K. Wie hoch steigt der Innendruck? (Wenn die Stahlwand maximal 180 bar aushält: Wird die Druckgasflasche platzen?)

- c) In einem Kolbenprober werden 100 mL Gas auf 50 mL zusammengepresst (komprimiert). Wie hoch steigt der Innendruck?

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■ bis □■●) *Rechnen mit den Gasgesetzen:*

(Übung zum Umformen von Größengleichungen und Einsetzen der Größen in die Gleichung):

- Unter Normalbedingungen wird ein 2-Liter-Gasballon mit Wasserstoffgas befüllt ($\rho(\text{H}_2) = 89,98 \text{ mg/L}$). Welche Masse $m(\text{H}_2)$ hat diese Gasportion?
- Die relative Atommasse (RAM) der wichtigen Atomarten Wasserstoff, Kohlenstoff, Sauerstoff und Stickstoff beträgt $A_r(\text{H}) = 1,0080 \text{ u}$, $A_r(\text{C}) = 12,011 \text{ u}$, $A_r(\text{O}) = 15,999 \text{ u}$ und $A_r(\text{N}) = 14,007 \text{ u}$. Berechnen Sie:
 - die Molare Masse M der fünf Stoffe mit den Formeln N_2 , O_2 , H_2O , NH_3 und CH_4 ,
 - die Dichte ρ dieser Stoffe unter Normalbedingungen (Hinweis: mit Hilfe des Molaren Volumens V_m für ideale Gase unter Normalbedingungen ($p_0 = 1013 \text{ hPa}$ und $T_0 = 0^\circ \text{ C} = 273,15 \text{ K}$).
 - den Faktor x , um den sich das Volumen des Wassers ausdehnt, wenn es vom flüssigen Zustand bei $T = +4^\circ \text{ C}$ (hier gilt: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3$) durch Verdunstung in Wasserdampf übergeht und sich dieser dabei um 4 K abkühlt (bei konstantem Druck von $p_0 = 1013 \text{ hPa}$).
- Bestimmung der Molaren Masse nach Viktor Meyer: Ein Gramm einer unbekannten Flüssigkeit wird bei 1013 hPa und 80° C verdampft. Es entsteht ein Dampf-Volumen von 622 mL . Berechnen Sie die Molare Masse M dieses Stoffes und geben Sie an, um welche Flüssigkeit es sich handelt, wenn sie aus den Elementen C, H und O bestand, wobei der Massenanteil an Sauerstoff $34,7\%$ beträgt.

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□■●) *Gruppenarbeit zur Einführung in Gase und Periodensystem:*

(Eine arbeitsteilige Gruppenarbeit zur Einführung in das PSE und die Physik und Chemie der Gase mit Hilfe eines Tabellenbuches zur Chemie in dreizehn Teilen)

- Suchen Sie alle einatomigen Gase heraus und erkläre mit Hilfe von PSE + Atombau, warum sich deren Atome nicht - wie bei Wasserstoff, Fluor und Sauerstoff auch - paarweise verbinden!
- Vergleichen Sie die Dichte, Siedepunkte und Wasserlöslichkeit der Edelgase und der Halogene untereinander sowie mit der jeweiligen molaren Masse (bzw. dem Atomgewicht): Welche Gesetzmäßigkeiten lassen sich hier feststellen? Wie könnten entsprechende Regeln lauten (z.B.: Je größer ..., desto)?
- Vergleichen Sie die Schmelz- und Siedepunkte, die Dichte und die molare Masse der Wasserstoffverbindungen der 6.+7. Hauptgruppe untereinander sowie die von HF und H_2O mit Ammoniak und Methan: Welche Gesetzmäßigkeiten sind hier erkennbar?
- Welche dieser Gase sind ätzend (korrosiv), bilden mit Wasser Säuren oder Basen? Welches ist das Giftigste? (Gemessen z. B. an MAK-Werten, den gesetzlichen maximal zulässigen Arbeitsplatz-Konzentrationen MAK!)
- Welches Gas hat den jeweils höchsten oder niedrigsten Wert für die Dichte, die Löslichkeit, den Siedepunkt sowie den Dampfdruck? Erkläre die Extremwerte von der Masse bzw. Größe der Gasmoleküle her!
- Welche Besonderheiten fallen auf bei den Stoffen Wasser, HF, HCN und He (z.B. bezüglich der Siedepunkte im Vergleich zu Gasen gleichgroßer molarer Masse? Und welche Gase sind eigentlich in unserer Atemluft enthalten?
- Einige Gase haben bei Löslichkeit ein Sonderzeichen für „reagiert mit Wasser“ (Hydrolyse), einige das Zeichen für unendlich. Suche mögliche Gründe hierfür und gebe zwei Beispiele für „Hydrolyse-Reaktionen“ mit Reaktionsschemen an!
- Erklären Sie die Begriffe kritischer Druck und kritische Temperatur an einem selbstgewählten Beispiel. Nenne 2 Gase, die sich bei $+20^\circ \text{ C}$ allein durch Druckerhöhung verflüssigen lassen!
- Welche Gase dürfen bei $+20^\circ \text{ C}$ in verflüssigter Form in geschlossenen Druckgasflaschen transportiert werden (Diese halten bis zu 150 bar Überdruck aus!)? Informieren Sie sich auch über die Begriffe „Dewar-Gefäß“ (abgebildet bei den Laborgeräten), „kritischer Druck“ und „kritische Temperatur“!
- Suchen Sie aus den Gasen drei unterschiedliche Paare aus, die jeweils miteinander chemisch reagieren können und gib die entsprechenden Reaktionsschemen an (Beispielsweise: Verbrennung, Säure-Base-Reaktion mit Salzbildung, Hydrolyse, Synthese von chem. Verbindungen wie z.B. bei der Chlorknallgasreaktion u. ähnl.)!
- Suchen Sie vier farbige Gase heraus!
- Fassen Sie (in Gruppenarbeit) die Ihnen beim Vergleich (Teilaufgaben 1-11) aufgefallenen Gesetzmäßigkeiten in einigen Sätzen zusammen: Welche Zusammenhänge bestehen zwischen Atommasse und Stellung im PSE einerseits und den Stoffeigenschaften molekularer Verbindungen - am Beispiel der Gase - andererseits?
- (mit Umsatzberechnung, s. Kap. 7.3.3) Wieviel mL Wasserstoff ergeben sich eigentlich bei der Reaktion von je 20 mg Lithium und Kalium mit Wasser?

Üb(erleg)ungsaufgabe 4 (□□■ bis □■●) Gas- und Grundgesetze der Chemie als Größengleichungen:

Bilden zwei Elemente A und B mehrere Verbindungen A_nB_m und A_xB_y untereinander, so stehen die Verhältnisse (n und x bzw. m und y), in denen sich die Elemente zu diesen Verbindungen AB zusammenfinden, zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen. Dieses Grundgesetz der Chemie lässt sich mathematisch in Form einer Größengleichung ausdrücken, indem man Variablen der betreffenden Größen einsetzt (z. B. $n/x = 1,2,3...$ und $m/y = 1,2,3...$ (n, m, x, y = Atomzahlenverhältnisse)). Geben Sie folgende Größen und chemische Grund- / Naturgesetze in Form von Größengleichungen an:

- Partialdruckgesetz von J. Dalton
- Gasgesetz von Boyle und Mariotte für isotherme Zustandsänderungen
- Gesetz von der Erhaltung der Masse (1. GG der Chemie), Antoine Laurent Lavoisier
- Gesetz der konstanten Proportionen (2. GG der Chemie), Josephe-Louis Proust
- Gesetz der multiplen Proportionen (3. GG der Chemie), John Dalton
- Gasgesetz von Gay-Lussac für isobare Zustandsänderungen
- Gasgesetz von G. Amontons für isochore Zustandsänderungen
- Allgemeine Gasgleichung (ideales Gasgesetz):
- Number Avogadro N_A (Avogadrozahl, Definition für die SI-Basiseinheit der Stoffmenge n)

Üb(erleg)ungsaufgabe 5 (□■●) Van-der-Waals-Gleichung, ideale und reale Gase:

- Geben Sie in Größen bzw. Größengleichungen an, wie Druck, Temperatur, Diffusion und Molares Volumen definiert sind und was sich aus dem allg. Gasgesetz ableiten lässt.
- Geben Sie die van-der-Waals-Gleichung für reale Gase an und erläutern Sie die Begriffe Kompressibilitätsfaktor, Kritischer Druck und Kritische Temperatur mit Hilfe folgender Angaben:

Tabelle: Zur Gasverflüssigung nötiger Druck bei CO_2 ($p_{\text{krit.}} = 11,30 \text{ MPa}$ bei $T_{\text{krit.}} = 304,1 \text{ K}$):

$\vartheta / ^\circ\text{C}$	-50	-10	+10	+30	+31	>31
P / MPa	0,68	2,64	4,50	7,21	Unendlich groß	unmöglich

- Bei einem Versuch wurde Wasserstoff mit dem Volumen $V_1 = 520 \text{ cm}^3$ bei der Temperatur $\vartheta_1 = 38^\circ\text{C}$ und dem absoluten Druck $p_{\text{abs1}} = 1035 \text{ hPa}$ abgemessen. Wie groß ist das Volumen V_2 (in cm^3) des Wasserstoffs bei der Temperatur $\vartheta_2 = 20^\circ\text{C}$ und dem absoluten Druck $p_{\text{abs2}} = 1013 \text{ hPa}$?
- Eine Gasportion nimmt bei $\vartheta_1 = 20^\circ\text{C}$ und $p_1 = 1013 \text{ hPa}$ ein Volumen $V_1 = 20,00 \text{ L}$ ein. Auf welche Temperatur ϑ_2 in $^\circ\text{C}$ muss das Gas isobar erwärmt werden, damit es sich auf ein Volumen $V_2 = 25,00 \text{ L}$ ausdehnt?

Üb(erleg)ungsaufgabe 6 (□■●) Masse-Berechnung und Umrechnen von Gasvolumina

(I) Rechnen Sie für folgende Gase das Volumen unter Normbedingungen auf die gegebenen Bedingungen um:

- | | | |
|------------------------------|-------------------------|-------------------------|
| a) $v_0 = 100 \text{ cm}^3$ | $p = 100,9 \text{ kPa}$ | $t = 20^\circ\text{C}$ |
| b) $v_0 = 250 \text{ cm}^3$ | $p = 101,0 \text{ kPa}$ | $t = 18^\circ\text{C}$ |
| c) $v_0 = 1,125 \text{ l}$ | $p = 102,0 \text{ kPa}$ | $t = -15^\circ\text{C}$ |
| d) $v_0 = 4,450 \text{ m}^3$ | $p = 101,8 \text{ kPa}$ | $t = 95^\circ\text{C}$ |
| e) $v_0 = 1 \text{ m}^3$ | $p = 15 \text{ MPa}$ | $t = 25^\circ\text{C}$ |

(II) Berechnen Sie aus der Masse folgender Gase das Volumen, das sie unter den gegebenen Bedingungen einnehmen:

- 1 kg H_2 bei 100,7 kPa und 22°C ,
- 25 kg N_2 bei 102,3 kPa und -18°C
- 240 g CH_4 bei 99,4 kPa und 25°C ,
- 1 t CO bei 3 MPa und 800°C
- 20 mg Ne bei 500 kPa und 180 K

(III) Berechnen Sie die Masse folgender Gase unter den gegebenen Bedingungen.

- 80 cm^3 NO bei 102,1 kPa und 25°C ,
- 3 m^3 Ar bei 200 kPa und 50°C

4.2 Reaktionsschemen erstellen

!!! Wichtig zu wissen

Ein Reaktionsschema nennt die Namen oder Formeln aller Ausgangs- und Endstoffe, die an einer chemischen Reaktion beteiligt sind.

Zum Erstellen eines Reaktionsschemas müssen alle Stoffe bekannt sein, welche an der Reaktion teilnehmen (Edukte) und welche gebildet werden (Produkte).

!!! Beispiel

Für die Verbrennung von Butangas aus einer Campinggasflasche lautet das Reaktionsschema:

Butan + Sauerstoff → Kohlendioxid + Wasser

In Formeln: $\text{C}_4\text{H}_{10} + x \text{O}_2 \rightarrow y \text{CO}_2 + z \text{H}_2\text{O}$

Die Variablen x , y und z weisen darauf hin, dass das Reaktionsschema keine Aussage darüber macht, welche Stoffmengen an Sauerstoff verbraucht oder welche Mengen an CO_2 und H_2O erzeugt werden.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□□■) *Formeln bilden und Reaktionsschemen erstellen::*

Geben Sie an, welche Produkte bei den im Folgenden genannten, einfacheren Reaktionen entstehen und erstellen Sie das jeweilige Reaktionsschema in Worten (Beispiel: Blei + Iod → Blei-II-iodid). Bilden Sie auch die chemischen Summenformeln der genannten Ausgangsstoffe (Edukte, Reaktanden) und aller Reaktionsprodukte.

- Methangas entsteht aus den Elementen,
- Ethan (C_2H_6) verbrennt,
- Methan reagiert mit Chlorgas in mehreren Stufen, in letzter Stufe zu Chlorwasserstoff und Kohlenstofftetrachlorid (= Tetrachlormethan),
- Tetrachlorkohlenstoff reagiert explosionsartig mit Lithium,
- Natrium verbrennt,
- Natriumoxid reagiert mit Wasser zu Natriumhydroxid,
- Chlorwasserstoff reagiert mit Natriumsulfid,
- (Di-)Stickstoffpent(a)oxid reagiert mit Wasser zu Salpetersäure HNO_3 ,
- Magnesiumoxid reagiert mit Wasser,
- Magnesiumoxid reagiert mit Chlorwasserstoff,
- Aluminiumpulver verbrennt,
- Magnesium reagiert mit Luftstickstoff zu Magnesiumnitrid,
- Magnesiumnitrid reagiert mit Wasser, n) Ammoniakgas zerfällt in die Elemente,
- Kohlendioxid reagiert mit Wasser zu Kohlensäure, p) Brom reagiert mit Aluminium,
- Ioddampf reagiert mit Zinkpulver,
- Zink-II-iodid reagiert mit Chlorgas,
- Schwefel reagiert mit Zinn zu Zinn-IV-Sulfid.

4.3 Reaktionsgleichungen formulieren

Eine Reaktionsgleichung gibt Stoffmengen-Verhältnisse wieder, in denen Stoffe reagieren.

!!! Beispiel

Für die Verbrennung von Butangas aus einer Campinggasflasche lautet die Reaktionsgleichung:
 $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$ - das heißt: 2 Mol Butan reagieren mit 13 Mol Sauerstoff.

!!! Wichtig zu wissen

Reaktionsgleichungen stehen für Stoffumwandlungen (Reaktionen) und bestehen aus:

- Namen oder **Formeln** der Ausgangsstoffe (**Edukte**),
- **Reaktionspfeil** („reagiert zu“),
- Namen oder **Formeln** der Endstoffe (**Produkte**) und
- ggf. vor den Formeln stehenden stöchiometrischen **Koeffizienten** (Große Zahlen für die Anzahl der Stoffmengenverhältnisse oder Atomverbände, in denen die Stoffe reagieren).

Bei umkehrbaren chemischen Reaktionen (Gleichgewichtsreaktionen) verwendet man statt des Reaktionspfeiles $\rightarrow$ den **Gleichgewichtspfeil** $\rightleftharpoons$!

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 (□□■) *Einfache Reaktionsgleichungen formulieren*

Erstellen Sie nun die Reaktionsgleichungen zu den in Aufg. 1 auf S. 37 aufgezählten Reaktionen!

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■ bis □■) *Reaktionsgleichungen trainieren*

Erstellen Sie die Reaktionsgleichungen folgender Reaktionen innerhalb möglichst kurzer Zeit. Messen Sie hierbei die zur Formulierung benötigte Arbeitszeit und kontrollieren Sie Ihr Ergebnis:

- a) Eisen bildet mit Schwefel Eisen-II-sulfid, b) Kohlenstoff bildet mit Schwefel aus den Elementen Schwefelkohlenstoff, CS_2 , c) Kohlenstoff verbrennt zu Kohlendioxid, d) Kohlenstoff verbrennt zu Kohlenmonoxid, e) Wasserstoff und Chlorgas vereinigen sich zu Chlorwasserstoff, f) Chlorwasserstoffgas reagiert mit Lithiummetall, dabei entsteht Wasserstoff und ein Salz, g) Kalzium verbrennt, es entsteht "gebrannter Kalk", h) Natrium verbrennt, i) Natrium reagiert mit Wasser zu Ätznatron (NaOH) und Wasserstoff, j) Kalzium reagiert mit Wasser zu Ätzkalk, Formel $\text{Ca}(\text{OH})_2$, und zu einem Gas, k) Kupfer-II-oxid reagiert mit Ruß (C), u. a. zu Kupfer, l) Blei-II-oxid reagiert mit Eisenpulver zu Blei + Eisen-II-oxid, m) Blei-IV-oxid reagiert mit Eisen-II-oxid zu Blei-II-oxid und Eisen-III-oxid, n) Ätznatron reagiert mit Chlorwasserstoff zu Salzwasser, o) Arsen reagiert mit Schwefeldampf zu Arsen-III-sulfid, p) Kalk (CaCO_3) zerfällt beim Erhitzen in zwei Oxide, q) Mangan-VII-oxid reagiert mit Wasserstoff zu Wasser und Mangan, r) Wie q, nur es entstehen Wasser und Mangan-IV-oxid, s) Aluminium reagiert mit HCl -Gas u.a. zu Aluminiumchlorid, t) HCl -Gas reagiert mit Mangan-II-Sulfid, u.a. zu Mangan-II-chlorid, u) Methangas verbrennt, v) Ethangas (C_2H_6) verbrennt, w) Ethin, Strukturformel $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$, verbrennt, es entsteht Ruß und Wasserdampf, x) Magnesiumnitrid reagiert mit Wasser zu Ammoniak und $\text{Mg}(\text{OH})_2$, y) Phosphin (eine Phosphor-Wasserstoff-Verbindung) verbrennt, so dass Wasser und Phosphorpentoxid entstehen, z) Kupfer-II-chlorid reagiert mit Ätznatron.

4.4 Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen

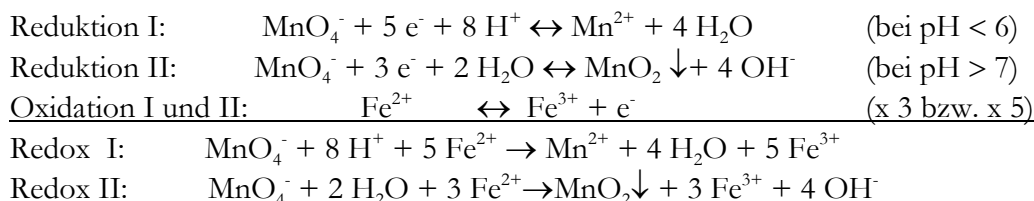
!!! Wichtig zu wissen

Bei einer **Redoxreaktion** werden **Elektronen** übertragen (negative Ladungen, Erläuterung siehe Kap. 5.2). Die Änderung der Ladungs- bzw. Oxidationszahlen ist beim Erstellen der Gleichung der Gesamtreaktion zu berücksichtigen, - und insbesondere dann, wenn Teilgleichungen für die **Elektronenabgabe (Oxidation)** und die **Elektronenaufnahme (Reduktion)** formuliert und zur Gesamtgleichung kombiniert werden sollen.

Oxidationszahlen ändern sich, für Oxidation (Elektronenabgabe) und Reduktion (Elektronenaufnahme) laufen einzelne Vorgänge ab, die entsprechend der stöchiometrischen Wertigkeit bzw. Anzahl übertragener Elektronen pro Atom mehrmals ablaufen müssen, und entsprechend den Redoxpotenzialen der korrespondierenden oder gar konkurrierenden Redoxsysteme ist zu beachten, welche der möglichen Teil-Reaktionen bevorzugt abläuft. Die folgenden Aufgaben regen dazu an, diese Trainingsstrecke abzugehen und das Vorgehen einzuüben – willkommen in der Trainingssecke „Konditionstraining zum Erstellen von Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen“.

!!! Beispiel

Kaliumpermanganat-Lösung reagiert mit Eisen-II-sulfat-Lösung. Im sauren Milieu entfärbt sich die Permanganatlösung (KMnO_4 ist hier fünfwertig), im neutralen und basischen Medium hingegen entsteht ein brauner Niederschlag (Braunstein MnO_2 , KMnO_4 ist dreiwertig). Um die beiden Reaktionsgleichungen Redox I und Redox II zu formulieren, ist es ratsam, jeweils Teilgleichungen für Reduktion und Oxidation zu erstellen:



!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe(n) Nr.1 (□■●)

Säuren reagieren mit Metallen wie Aluminium und Zink zu Wasserstoff H_2 und Salzen.

- Welcher Wert in einem Tabellenbuch zeigt an, dass Säuren wie HCl und CH_3COOH mit Mg , Al und Zn reagieren – nicht aber mit Cu ?
- Warum reagiert konz. Salpetersäure HNO_3 an Luft mit Zink anders – nämlich so, dass statt H_2 (farblos) ein braunes Gas entsteht?
- Warum reagiert sie sogar mit Kupfer, obwohl Kupfer entsprechend der Spannungsreihe der Metalle edler ist als Wasserstoff (Abb. 4.1)?
- Warum reagiert HNO_3 in N_2 -Atmosphäre nicht zu einem braunen, sondern zu einem farblosen Gas?
- Wie reagiert das System Cu/HNO_3 in Lachgas-Atmosphäre (N_2O)?
- Welches System könnte einen noch größeren Unterschied an Redoxpotenzialen aufweisen als Cu/HNO_3 ? Und wie könnte man diesen messen?

- g) Informieren Sie sich in diesem Zusammenhang in Lehrbüchern zur Elektrochemie auch über Redoxpotenziale von Konzentrationshalbzellen (Galvanische Elemente) und Elektrolyse / Elektrogravimetrie.

Üb(erleg)ungsaufgabe(n) Nr.2 (□□■ bis ■■■■)

Das „Konditionstraining Redox-Reaktionen“ im Rahmen dieses Trainingsbuches: Der Schwierigkeitsgrad nimmt von Teilaufgabe zu Teilaufgabe zu. Versuchen sie zunächst, die Aufgaben ohne die hinter dem Aufgabentext folgenden (Lern-)Hilfestellungen zu lösen. Nutzen Sie anschließend die gegebenen Lernhilfen und zählen Sie aus, ob sich die Anzahl der von Ihnen erfolgreich gelösten Teilaufgaben bzw. Reaktionsgleichungen erhöht hat (Lernerfolgskontrolle mit Übung).

Teilaufgabe 1: Erklären Sie folgende Grundbegriffe in mind. einem Satz mit je einem Beispiel:

- a) Redoxreaktion, b) Oxidationszahl, c) Reduktion, d) Oxidationsmittel, e) Redoxpotential, f) Galvanisches Element, g) Halbzelle, h) NWE, i) Elektrode, j) Salzbrücke, k) Batterie, l) Spannungsreihe (der Metalle/ Nichtmetalle etc.)

Teilaufgabe 2: Geben Sie mit Hilfe der Spannungsreihen der Metalle bzw. Nichtmetalle an, ob bei folgenden Stoffen miteinander Redoxreaktionen möglich sind:

- a) Chlor + NaI, b) Brom + KF, c) Jod + NaBr, d) Fluor + HCl, e) Fluor + Wasser, f) Schwefel + NaBr, g) Brom + Natriumsulfid, h) Lithium + Aluminiumchlorid, i) Zink + Kupfersulfatlösung, j) Zink + Jod, k) Kupfer + Magnesiumsulfat, l) Eisen + Kupferoxid, m) Blei-IV-oxid + Kohlenstoff, n) Aluminium + Eisen-III-oxid, o) Neon + Fluor, p) Aluminiumoxid + Aluminium, q) Gold-III-chlorid + Silber, r) Salzsäure + Kupfer, s) Essigsäure + Aluminium.

Teilaufgabe 3: Erstellen Sie die Reaktionsschemen folgender Redox- und: Säure-Base-Reaktionen:

- a) Salzsäure + Soda, b) Salpetersäure + Kalk, c) Schwefelsäure + Salpeter, d) Kupferoxid + Schwefelsäure, e) Kalilauge + Salpetersäure, f) Wasserstoff + Chlorgas, g) Magnesium + Stickstoff, h) Magnesium + Kohlen-dioxid, i) Eisenpulver + Kupferoxid, j) Silbernitratlösung + Blei (Blei wird zweiwertig), k) Salmiaksalz (Ammoniumchlorid) + Natronlauge, l) Schwefeltrioxid + Stickstoffmonoxid, u.a. zu Stickstoffdioxid, m) Silber + Bleioxid.

Teilaufgabe 4: Vervollständigen Sie folgende Reaktionsschemen (Hinweis: Hier liegt der Schwierigkeitsgrad höher als in Teilaufgabe 3; Redoxreaktionen in **zwei** Teilschritten **Red(uktion)/Ox(idation)** formulieren):

- | | |
|---|--|
| a) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ | zu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| b) $\text{FeS} + \text{O}_2$ | zu $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ |
| c) $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2$ | zu $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ | zu $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ |
| e) $\text{Na}_3\text{SbS}_4 + \text{HCl}$ | zu $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{H}_2\text{S} + \text{NaCl}$ |
| f) $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ | zu $\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ |
| g) $\text{C}_{14}\text{H}_{10} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ | zu $\text{C}_{14}\text{H}_8\text{O}_2 + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ |
| h) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ | zu $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ |
| i) $\text{NaNO}_3 + \text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ | zu $\text{NH}_3 + \text{NaAlO}_4$ |
| j) $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} + \text{H}^+$ | zu $\text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$ |
| k) $\text{BrO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+$ | zu $\text{Br}^- + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ |
| l) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+$ | zu $\text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| m) $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ | zu $\text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| n) $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- + \text{H}^+$ | zu $\text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ |
| o) $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}^+$ | zu $\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

(Die Oxidationszahl von C in $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ist hier +III)

- p) $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+$ zu $\text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

-und **nur** für "Profis": q) $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ (Trinitroglyzerin) zu: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_2$.

Teilaufgabe 5: Erstellen Sie folgende Reaktionsgleichungen:

- H_2O_2 reagiert mit schwefelsaurer Kaliumpermanganatlösung,
- Zinnober (HgS) wird in Königswasser ($\text{HCl} + \text{HNO}_3$) gelöst, wobei u.a. der Tetrachloromercuratkomplex $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ entsteht.

4.5 Lernzusammenfassung zu Kapitel 4

Wenn das Erstellen von Reaktionsgleichungen und das Lösen der vorausgegangenen Üb(er)legungsaufgaben in diesem Kapitel so nicht gelungen ist, kann es nun vielleicht mit Hilfe der Lernzusammenfassung nochmals trainiert werden (vgl. Ratschlag von Konfuzius zu Beginn dieses Kapitels!).

Eine weitere, anschließende Lernhilfe ist der Vergleich der eigenen Lösungsversuche mit den folgenden Lösungshinweisen und Lösungen zu diesem Kapitel (Lernerfolgskontrolle).

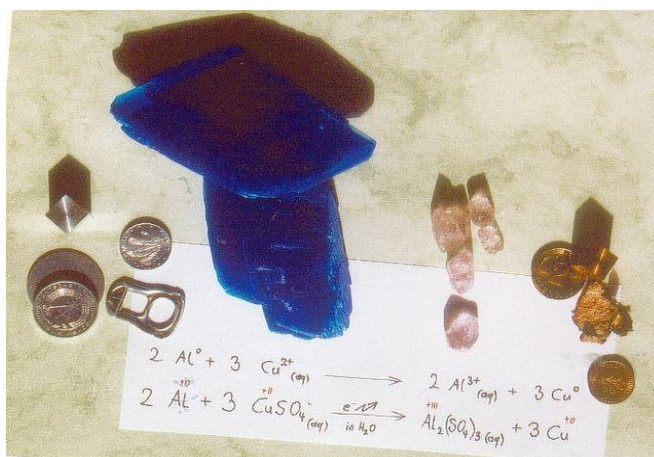


Abb. 4.5: Reaktionsgleichung und Stoffe zu: Aluminium Al und Kupfersulfat CuSO_4 reagieren zu Aluminiumsulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ und Kupfer Cu (Eig. Foto)

4.6 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen

Die folgende Lernhilfe bietet nochmals ausführlich Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen für kompliziertere Redoxreaktionen an:

- Voraussetzungen für das **Erstellen der Reaktionsgleichung**:
 - Die Formeln der Ausgangsstoffe (Edukte) der Reaktion kennen
 - Die Formeln des oder der Reaktions-Produkte (er)kennen können
 - Oxidationszahlen bestimmen können (zur Identifikation von Reduktions- / Oxidationsmittel).

- Erstellen von **Redox-Reaktionsschemen** auf oben genannter Grundlage.

Hier empfiehlt sich ein Vorgehen in folgender Reihenfolge (Ionen-Methode):

- Gerüstgleichung erstellen,
- +3) Teilgleichungen für Elektronenabgabe und -aufnahme erstellen,
- Atomzahlen ergänzen (H- und O-Atome),
- +6) Elektronen und ggf. Komplexgruppen ergänzen
(Ausgleich der Atom- und Ladungszahlen),
- kgV der Anzahl der ausgetauschten Elektronen bilden und Teilgleichungen multiplizieren,
- multiplizierte Teilgleichungen addieren,
- Elektronen und gleichartige Teilchen wegkürzen und
- Richtigkeits-Kontrolle des Reaktionsschemas durch Abzählen der Atome und Ladungen.

Mit etwas Übung und durch Anwendung der oben genannten Vorgehensweise lässt sich jede beliebige Reaktionsgleichung für Redoxreaktionen erstellen – ohne Hunderte von Reaktionsschemen auswendig lernen zu müssen. Im Einzelnen empfehlen sich folgende 10 Arbeitsschritte:

- §1: Erstellen Sie eine Gerüstgleichung, die die Edukte und Produkte enthält, deren Elemente eine Änderung der Oxidationszahlen erfahren haben (also Elektronen ausgetauscht haben).
- §2: Formulieren Sie die Teilgleichung für die Oxidation (Elektronenabgabe des Reduktionsmittels; Anwachsen der Oxidationszahl) - schreiben Sie das Element nur dann als freies Atom oder Ion auf, wenn es tatsächlich als solches vorliegt!
- §3: Formulieren Sie die Teilgleichung für die Reduktion (Elektronenaufnahme des Oxidationsmittels, Reduzierung der Oxidationszahl) - schreiben Sie das Element nur dann als freies Atom oder Ion auf, wenn es tatsächlich als solches vorliegt!
- §4: Ergänzen Sie jede Teilgleichung so, daß die Atomzahlen der einzelnen Elemente auf beiden Seiten gleich werden. In neutralen und sauren Lösungen können zum Ausgleich der Sauerstoff- und anschließend der Wasserstoff-Bilanz H_2O und H^+ -Teilchen hinzugefügt werden, in alkalischen Lösungen $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$. Bei diesem Ausgleichen keine Oxidationszahlen von H- und O-Atomen ändern ! (Bei überschüssigen O-Atomen also im Sauren und Neutralen H^+ hinzufügen und auf der anderen Seite H_2O entstehen lassen, im Alkalischen H_2O hinzufügen und dafür auf der anderen Seite OH^- entstehen lassen !)
- §5: Bei Komplexen auf der anderen Seite die Komplexgruppen ergänzen (Keine Oxidationszahlen ändern!)
- §6: Zum Ausgleich der elektr. Ladungen auf beiden Seiten der Teilgleichungen erforderliche Anzahlen von Elektronen hinzufügen (bei Elektronenaufnahme links, bei -abgabe rechts vom Reaktionspfeil); die Anzahl der Elektronen entspricht der Größe der Oxidationszahlen-Änderung des jeweiligen Elementes!
- §7: Jede Teilgleichung so multiplizieren, daß die Anzahlen der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen sich entsprechen (kgV bilden !);
- §8: Die beiden multiplizierten Teilgleichungen addieren und die auf beiden Seiten der Gleichung gleichartig auftauchenden Glieder wegekürzen. Alle Elektronen müssen sich nun ebenfalls streichen lassen!
- §9: Sofern ein Reaktionsschema in Ionenschreibweise nicht genügt (z.B., weil die Masse von Edukten oder Produkten stöchiometrisch berechnet werden soll), sind die an der Reaktion nicht beteiligten Ionen auf beiden Seiten des Reaktionsschemas in gleicher Form und Anzahl zu ergänzen.
- §10: Kontrolle der Richtigkeit durch Abzählen der Atomzahlen und Ladungen auf beiden Seiten.

!!! Beispiel

Mögliche Klausur- oder Prüfungsaufgaben zum erstellen schwierigerer Redox-Reaktionsgleichungen wären:

- 1) Erstellen Sie das Schema der Oxidation von Schwefelwasserstoff durch konz. Salpetersäure (u.a. zu Schwefel und Stickstoffmonoxid)
- 2) Erstellen Sie das Schema der Chlorherstellung aus Kaliumdichromatlösung und konz. Salzsäure
- 3) H_2O_2 reagiert mit schwefelsaurer Kaliumpermanganatlösung,
- 4) Zinnober (HgS) wird in Königswasser ($\text{HCl} + \text{HNO}_3$) gelöst, wobei u.a. der Tetrachloromercuratkomplex $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ entsteht.

!!! Richtig gelöst

Beispiele: a) Reaktion von HNO_3 mit H_2S , b) Reaktion von Dichromat mit Salzsäure

Schritt	Vorgang	Ergebnis am gewählten Beispiel
1	Gerüstgleichung erstellen:	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2	Oxidations-Teilgleichung: Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
3	Reduktions-Teilgleichung: Red.:	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$
4	Atomzahlen-Ergänzungen: Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}$
	Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
5	Komplexgruppen-Ergänzungen:	(entfällt hier)
6	Ladungsausgleich: Ox.:	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S} + 2 \text{e}^-$
	Red.:	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
7	kgV für e^- bilden (Multipl.) 3 x Ox:	$3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{H}^+ + 3 \text{S} + 6 \text{e}^-$
	2 x Red.:	$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
8	Addition d. Teilgleichungen: Redox:	$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}^+ + 3 \text{S} + 12 \text{e}^- + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
9	Kürzung:	$3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
10	Richtigkeitskontrolle durch Abzählen: (je Seite 3 S-, 2 N-, 6 O-Atome und 8 H^+)	

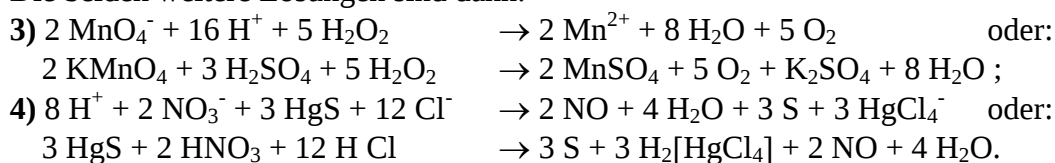
Und zur Reaktion von Dichromat mit Salzsäure:

1	Gerüstgleichung erstellen:	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
2	Oxidations-Teilgleichung: Ox.:	$\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
3	Reduktions-Teilgleichung: Red.:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
4	Atomzahlen-Ergänzungen: Ox.:	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
	Red.:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
5	Komplexgruppen-Ergänzungen:	(entfällt hier)
6	Ladungsausgleich: Ox.:	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
	Red.:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
7	kgV für e^- bilden (Multiplikation) 3 x Ox:	$6 \text{Cl}^- \rightarrow 3 \text{Cl}_2 + 6 \text{e}^-$
	1 x Red.:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
8	Addition der Teilgleichungen:	$14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cl}^- + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2 + 6 \text{e}^-$
9	Kürzung:	$14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2$
10	Richtigkeitskontrolle durch Abzählen: (je Seite 14 H^+ , 2 Cr-, 7 O- und 6 Cl-Atome)	

Erweiterung auf volle, neutrale Stoffe: Die 14 Protonen werden in Form von Salzsäure zugegeben (14 x H Cl), von den 14 Chloridionen werden sechs Stück oxidiert. Daher sind auf beiden Seiten der Gleichung 8 Chloridionen zu ergänzen, die sich an der Reaktion nicht beteiligt haben. Entsprechend können beiderseitig 2 Kaliumionen ergänzt werden, um die Herkunft des Dichromations anzuzeigen.

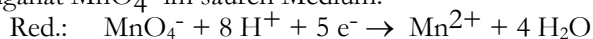
Ergebnis: $14 \text{H}^+ + 14 \text{Cl}^- + 2 \text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 2 \text{K}^+ + 8 \text{Cl}^- + 3 \text{Cl}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$
bzw.: $14 \text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{CrCl}_3 + 2 \text{KCl} + 3 \text{Cl}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$

Die beiden weitere Lösungen sind dann:



Es folgen konkrete Lernhilfen zu Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2 in Kap. 4.4:

(I) Die hier z. T. schwierigeren Schemen sollten zunächst einzeln in Teilschritten (Reduktion / Oxidation) erstellt werden. Da Sie bei Redoxreaktionen Reduktion und Oxidation getrennt in Teilreaktionen formulieren können, können Sie bei fast allen Aufgaben jeweils eine Teilreaktion so einsetzen, wie Sie sie schon in vorhergehenden Schemen im Lehrbuchtext kennengelernt haben, z.B. für die Reduktion (Red.) von Permanganat MnO_4^- im sauren Medium:



In Kombination mit der Teilgleichung (Ox.) für die Oxidation müssen sie für die Anzahl der aufgenommenen und abgegebenen Elektronen das kleinste gemeinsame Vielfache kgV suchen und beide Teilgleichungen entsprechend multiplizieren. Beim Zusammenfassen zur Bruttogleichung (Redox) müssen sich die Elektronen rechts und links vom Reaktionspfeil dann herauskürzen! Die jeweiligen kgV sind für jede Redoxreaktion natürlich unterschiedlich, dafür sind einige Teilgleichungen hier jedoch in mehreren Aufgaben einsetzbar!

(II) In einigen Teilaufgaben haben die C-Atome gebrochene Oxidationszahlen (z.B. wenn sich rein rechnerisch der Durchschnittswert $-2/3$ ergibt). Ähnliche Durchschnittswerte ergeben sich oft bei organischen Verbindungen. Alternativ kann man hier zur Ermittlung der Oxidationszahlen einzelner Atome in größeren Molekülen auch Strukturformeln erstellen, bindende Elektronenpaare dem jeweils elektronegativeren Partner zurechnen und danach alle Atome wie hypothetische Ionen behandeln, um deren Oxidationszahlen zu bestimmen.

Einfacheres Beispiel: Im CH_4 -Molekül ist daher C -IV, denn: $\text{EN}(\text{C}) > \text{EN}(\text{H})$! Und im Methanolemolekül CH_3OH ? Hier gibt es 3 C-H-Bindungen (statt 4), deren Bindungselektronen jeweils dem C-Atom zugerechnet werden, nun auch eine C-O-Bindung (Elektronen dem O-Atom zurechnen!) und eine H-O-Bindung (Elektronenpaar ebenf.zum O-Atom), so dass das Molekül zur Ermittlung der Oxidationszahlen behandelt wird, als ob es aus folgenden Ionen bestünde: 4 x H^+ -Ion (Ox.-zahl +I), ein O^{2-} -Ion und ein C^{2-} -Ion (- ein C-Atom mit 3 zusätzlichen Elektronen von den H-Atomen, aber einem an O abgegebenen Valenzelektron, also mit 6 statt 4 Elektronen: C^{2-}).

(III) Da in wässrigen Lösungen übrigens immer Protonen und Hydroxidionen sowie Wassermoleküle gegenwärtig sind, dürfen Sie sich diese zum Erstellen von Teilgleichungen beliebig "ausleihen" und hinterher - im Redox- Gesamtschema - wieder gemeinsam mit den Elektronen herauskürzen.

(IV) Viele „Teilgleichungen“ finden Sie in Tabellen zum Redoxpotenzial korrespondierender Redoxsysteme wieder! Und: Verzweifeln Sie bitte nicht, falls Sie diese Schemen - insbesondere in Aufgabe q) - nicht alle auf Anhieb hinbekommen! Im Gegenteil: Auch „Fortgeschrittene“ müssen hier gegf. lange überlegen. Darum hier zu allen Teilaufgaben noch mehr Hilfestellungen:

- a) Liegt hier wirklich eine Redoxreaktion vor?
- b) Hier müssen Sie *drei* Teilreaktionen erstellen, da zwei Oxidationen gleichzeitig ablaufen! Gemerkt? Hier werden im FeS beide Atome oxidiert, so dass das Teilchen FeS insg. 7 Elektronen abgibt - und mit dem Sauerstoff ein kgV von $4 \times 7 = 28$ entsteht!
- c) Das organische Hexanmolekül zeigt an, dass 6 mol Kohlendioxid pro mol Hexan entstehen! Da aber O-Atome im Wasser nicht paarweise vorkommen, muss alles außer O_2 verdoppelt werden!
- d) Reduktion: Salpetersäure reagiert mit 3 Protonen und 3 Elektronen zu 2 • Wasser + NO-Gas!
- e) Redox?
- f) Teilgleichung mit dem Permanganat-Ion MnO_4^- !
- g) Die vierzehn C-Atome gehen von der Durchschnitts-Oxidationszahl „ $-10/14$ “ zu „ $-4/14$ “, sie geben also durchschnittlich $6/14$ Elektronen ab!
- h) Ethanol reagiert hier mit Wasser unter Abgabe von 4 Protonen und 4 Elektronen zu Essigsäure (Oxidation), - die Teilgleichung für die Reduktion von Permanganat kann von oben übernommen werden!
- i) Nitrat reagiert mit 8 Elektronen (siehe Oxidationszahlen-Änderung!) und mit 9 Protonen zu Ammoniak und 3 Wasser, das kleinste gemeinsame Vielfache ist hier kgV=24!
- in p) ist die Oxidationszahl des Sauerstoffs im Wasserstoffperoxid -I (eine O-O-Bindung!),
- in q) reagieren 12 C-Atome (Oxidationszahl rechnerisch je $-2/3$) und 26 hypothetische Oxidionen zu $12 \text{CO}_2 + \text{O}_2 + 60 \text{e}^-$!

4.6.1 Hinweise und Lösungen zu Kap. 4.1

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

- a) Aus $(p \cdot v) : T = \text{const.}$ folgt: $v_2 = (v_1 : p_1) \cdot p_2 = (50 \text{ L} / 150 \text{ bar}) \cdot 1 \text{ bar} = 0,333 \text{ L}$.
 b) $p_1 : T_1 = p_2 : T_2$, hieraus folgt: $p_2 = (p_1 \cdot T_2) : T_1 = (150 \text{ bar} \cdot 300 \text{ K}) : 273 \text{ K} = 164,8 \text{ bar}$. Die Stahlwand wird den Druckanstieg aushalten. c) Der Innendruck verdoppelt sich.

Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

- a) $m(\text{H}_2) = \rho \cdot V = 89,98 \text{ mg/L} \cdot 2000 \text{ mL} = 179960 \text{ mg} \approx 180 \text{ g}$.
 b) (I) $M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,007 = 28,014 \text{ g/mol N}_2$; gerundet also 28 g/mol Stickstoff bzw. 32 g/mol Sauerstoff, 18 g/mol Wasser, 17 g/mol Ammoniak und 16 g/mol Methangas.
 (II) $\rho = m/V$, bei 1 Mol unter Normalbedingungen gilt: $m = M$ und: $V = V_{m,n}$, daher liefert die Division M / V_m die Dichte ρ_0 unter Normbedingungen; es ergibt sich: $\rho_0 = M / V_m$:
 $\rho(\text{N}_2) = 28 \text{ g} / 22,41 \text{ L/mol} = 1,249 \text{ g/L}$,
 $\rho(\text{O}_2) = 32 \text{ g} / 22,41 \text{ L/mol} = 1,428 \text{ g/L}$,
 $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} / 22,41 \text{ L/mol} = 0,803 \text{ g/L}$ Wasserdampf (!),
 $\rho(\text{NH}_3) = 17 \text{ g} / 22,41 \text{ L/mol} = 0,759 \text{ g/L}$,
 $\rho(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} / 22,41 \text{ L/mol} = 0,714 \text{ g/L CH}_4$.
 (III) Unter Normbedingungen gilt für Wasserdampf also, dass 1 mol ein Volumen von $V_{m,n} = 22,41 \text{ L}$ aufweist. Flüssiges Wasser ($M = 18 \text{ g/mol}$) hat bei $T = +4^\circ\text{C}$ ein Volumen von $V_{\text{flüssig}} = 1,00 \text{ mL}$ (pro Gramm). Somit kann die Aufgabe auf zwei Rechenwegen gelöst werden - nämlich, indem man den Faktor x durch Berechnung des Volumens von 1 g Wasserdampf unter Normalbedingungen ermittelt oder aber durch Berechnung der Stoffmenge von 1 g Wasser. Der zweite Weg ist der einfachere:
 $M = m / n$, also: $m = M \cdot n$ bzw. $n = m / M = 1 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 1/18 \text{ mol} = 0,055 \text{ mol}$.
 Somit dehnt sich 1 mL Wasser (flüssig, bei 4°C) aus auf:
 $V_0 = V_{m,n} \cdot n = 22,41 \text{ L/mol} \cdot 0,055 \text{ mol} = 1,245 \text{ L} = 1245 \text{ mL}$ Wasserdampf unter Normbedingungen, - also um das $x = 1245$ fache.
 c) $n = 0,0217 \text{ mol}$; $M = 46,1 \text{ g/mol}$; Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (Die zweite Möglichkeit Dimethylether CH_3OCH_3 wäre schon bei Raumtemperatur gasförmig, nicht flüssig)

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

Bei dieser dreizehnteiligen Gruppenarbeit müssten die Teilgruppen folgende Arbeitsergebnisse untereinander austauschen und einander dabei die Lösungswege erklären können:

- 1) Aufgrund der nach dem Bohrschen Atommodell vollen Außenschale sind Edelgasatome bindungsunfähig: Edelgase liegen atomar vor. (Nach der Mo-Theorie: Voll aufgefüllt sind hier auch nicht- bzw. antibindende Molekülorbitale, daher beträgt die Bindungsenergie Null!)
- 2) Je größer die RAM (Edelgase) bzw. M (Halogene), desto höher liegen Siede- und Schmelzpunkt sowie Dichte im gasförmigen Zustand.
- 3) Entsprechendes gilt für die Halogenwasserstoffe und die Chalkogenwasserstoffe. Wasser ist aufgrund starker H-Brücken-Bindungen ein Ausnahmefall. In der Reihe $\text{HF}/\text{H}_2\text{O}/\text{NH}_3/\text{CH}_4$ sinken Polarität, Siede- und Schmelzpunkt gemeinsam ab.
- 4) Ätzende Gase sind: NH_3 , H-Hal (Halogenwasserstoffe), H_2S , Interhalogenverbindungen, Halogenoxide, SO_2 und die Stickoxide. Giftige Gase sind - vgl. MAK-Werte! - die Verbindungen HCN , H_2S , Fluor u.a.
- 5) Minimal- und Maximalwerte zeigen folgende Gase:

Extremwert/Gas	Dichte	Wasserlöslichkeit	Siedepunkt	Dampfdruck	molare Masse
Minima:	H_2 und He	H_2 und He, CH_4	H_2 und He	H_2 und He	H_2 und He
Maxima:	Br_2 , SF_6 , WF_6	HI , HBr , NH_3	Br_2 , SO_2 , Cl_2	SO_2 , SF_6	Br_2 , SF_6 , WF_6 , HI

- 6) Aufgrund starker H-Brücken-Bindungen zeigen insbes. H_2O und HF Besonderheiten im Verhältnis von Siede- und Schmelzpunkt zur molaren Masse (vgl. oben).
- 7) Reaktion mit Wasser = Hydrolyse, z.B.: $\text{COCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ HCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$. Auch Gase wie Fluor, Kohlendioxid, Schwefeldioxid usw. reagieren mit Wasser. Das Zeichen ∞ steht bei Flüssigkeiten, die mit Wasser beliebig mischbar sind (z.B. HF , HCN).
- 8+9) Der kritische Druck ist der Druck, oberhalb dem eine isotherme Verflüssigung der Gasportion durch Druckerhöhung unmöglich ist (flüssig = gasförmig). Auch eine isobare Verdampfung des verflüssigten Gases durch Temperaturerhöhung ist hier unmöglich! Die kritische Temperatur ist die Temperatur, oberhalb der keine isobare Verflüssigung bzw. Verdampfung mehr möglich ist. Alle Gase, deren kritische Temperatur unter ca. $+20^\circ\text{C}$ liegt, können schon bei Raumtemperatur allein durch Druckerhöhung verflüssigt werden.

366,25 K – 273,15 K = 93° C

Üb(erleg)ungsaufgabe 6:

- (I) a) $v = 107,8 \text{ cm}^3$ b) $v = 267,3 \text{ cm}^3$
c) $v = 1,056 \text{ l}$ d) $v = 5,970 \text{ m}^3$
d) $v = 7,373 \text{ l}$
(II) a) $v(\text{H}_2) = 12088 \text{ l} = 12,088 \text{ m}^3$ b) $v(\text{N}_2) = 18502 \text{ l} = 18,502 \text{ m}^3$
c) $v(\text{CH}_4) = 373,1 \text{ l}$ d) $v(\text{CO}) = 106185 \text{ l} = 106,185 \text{ m}^3$
e) $v(\text{Ne}) = 0,002967 \text{ l} = 2,967 \text{ cm}^3$
(III) a) $m(\text{NO}) = 0,09888 \text{ g} = 98,88 \text{ mg}$ b) $m(\text{Ar}) = 8921 \text{ g} = 8,921 \text{ kg}$

4.6.2 Hinweise und Lösungen zu Kap. 4.2

Zu Aufg. 1 siehe Kap. 4.6.3 unten

4.6.3 Hinweise und Lösungen zu Kap. 4.3

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgaben 1 in Kap. 4.2 und 4.3:

3a) $\text{C} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$, b) $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$, c) $\text{CH}_4 + 4 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + 4 \text{HCl}$, d) $\text{CCl}_4 + \text{Li} \rightarrow 4 \text{LiCl} + \text{C}$, e) $4 \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$, f) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$, g) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}_{\text{aq}} + \text{H}_2$, h) $2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$, i) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$, j) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$, k) $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, l) $2 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$, m) $3 \text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$, n) $\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{PH}_3$, o) $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$, p) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 (\rightarrow \text{H}^+_{\text{aq}} + \text{HCO}_3^-_{\text{aq}})$, r) $\text{I}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnI}_2$, s) $\text{ZnI}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{I}_2$, t) $2 \text{S} + \text{Sn} \rightarrow \text{SnS}_2$.

Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

a) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$, b) $\text{C} + 2 \text{S} \rightarrow \text{CS}_2$, c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, d) $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$, e) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$, f) $2 \text{HCl} + 2 \text{Li} \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{LiCl}$, g) $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$, h) $4 \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$, i) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$, j) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$, k) $2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$, l) $\text{PbO} + \text{Fe} \rightarrow \text{Pb} + \text{FeO}$, m) $3 \text{PbO}_2 + 2 \text{Fe} \rightarrow 3 \text{PbO} + \text{Fe}_2\text{O}_3$, n) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, o) $2 \text{As} + 3 \text{S} \rightarrow \text{As}_2\text{S}_3$, p) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, q) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 7 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Mn} + 7 \text{H}_2\text{O}$, r) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{MnO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$, s) $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$, t) $\text{MnS} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$, u) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, v) $2 \text{C}_2\text{H}_5 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$, w) $2 \text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{C} + 2 \text{H}_2\text{O}$, x) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{NH}_3$, y) $4 \text{PH}_3 + 16 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5 + 6 \text{H}_2\text{O}$, z) $\text{CuCl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaCl}$

4.6.4 Hinweise und Lösungen zu Kap. 4.4

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1:

a) Das Redoxpotenzial, b) Weil statt der Protonen H^+ das Nitrat-Anion NO_3^- Elektronen vom Metall aufnimmt (mit dem Stickstoffatom der Oxidationsstufe +V), c) siehe b), d) Weil (entsprechend der Reaktionsgleichung) zunächst NO-Gas entsteht (farblos). NO-Gas reagiert anschließend mit Sauerstoff aus der Luft weiter zu braunem Stickstoffdioxid NO_2 : $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$, e) Hier kann das entstehende NO-Gas ebenfalls zu NO_2 weiterreagieren: $\text{N}_2\text{O} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2$, f) eine oxidierende Säure mit höherem Redoxpotenzial als HNO_3 (z. B. HClO_4) und ein stärker reduzierendes Metall (stärker als Cu wäre dann jedes Metall, das auch von HCl angegriffen werden kann) würden umso heftiger miteinander reagieren, je weniger edel das Metall ist (u. U. auch explosionsartig bzw. Stichflammen-Gefahr!), g) Siehe z. B. bei Wächter, Tabellenbuch der Chemie, wiley-VCH 2012 oder ders., Chemielabor, wiley-VCH 2011.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2:

Teilaufgabe 1: Die Begriffserklärungen finden sich z. B. in Lehr- und Schulbüchern oder unter www.de.wikipedia.org zum jeweiligen Stichwort im Eingangssatz des Lexikonartikels..

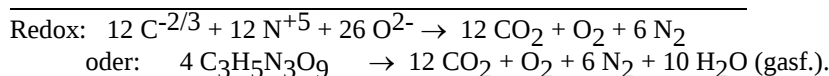
Teilaufgabe 2: Folgende Reaktionen sind nicht möglich: b, c, f, k und o – r

Teilaufgabe 3: Die Reaktionsschemen lauten:

- a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
(oder einfacher: $\text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, Protolyse bzw. Verdrängungsreaktion)
- b) $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
(bzw.: $\text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, Protolyse/Verdrängung)
- c) $2 \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HNO}_3$
(oder auch: $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$
bzw.: $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_3$, Protolyse/Verdrängung)
- d) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (Protolyse/Verdrängung von Wasser durch Protonierung von Oxid)
- e) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (Neutralisation)
- f) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ (Redoxreaktion, Chlor oxidiert Wasserstoffgas)
- g) $3 \text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ (Redoxreaktion, Mg reduziert Stickstoffgas)
- h) $2 \text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{C} + 2 \text{MgO}$ (Redoxreaktion)
- i) $\text{CuO} + \text{Fe} \rightarrow \text{FeO} + \text{Cu}$
(bei Kupferoxid-Überschuss auch u.U. bis zu: $3 \text{CuO} + 2 \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{Cu}$)
- j) $2 \text{Ag}^+ + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag} \downarrow$ (Redoxreaktion, hier: Zementation; Ag^+ oxidiert Blei)
- k) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ (Verdrängungsreaktion,
auch als: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$; vgl. Amalgamprobe)
- l) $\text{SO}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{NO}_2$ (Redoxreaktion, Stickstoffmonoxid reduziert SO_3 ,
die umgekehrte Reaktion wurde früher zur SO_3 - bzw. H_2SO_4 -Herstellung genutzt!)
- m) $\text{Ag} + \text{PbO}$: Keine Reaktion
(Silber ist edler, vgl. Spannungsreihe und Redoxpotentiale sowie oben in j)

Teilaufgabe 4:

- a) $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$ (Neutralisation)
- b) $4 \text{FeS} + 7 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$
- c) $2 \text{C}_6\text{H}_{14} + 19 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 14 \text{H}_2\text{O}$
- d) $3 \text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$ (gasf.) - oder in Vollschriftweise:
 $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$
- e) $2 \text{Na}_3\text{SbS}_4 + 6 \text{HCl} \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_5 + 3 \text{H}_2\text{S} + 6 \text{NaCl}$
- die hier von HCl vertriebene Säure " H_3SbS_4 " existiert nicht, es entstehen daher Antimonsulfid + Schwefelwasserstoff
- f) $5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- mit Hilfe der in der Aufgabe angegebenen Teilgleichung formuliert !
- g) $14 \text{C}_{14}\text{H}_{10} + 14 \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O} + 14 \text{C}_{14}\text{H}_8\text{O}_2$
- C-Atome gehen von Ox.-zahl -10/14 zu -4/14, geben also durchschnittlich 6/14 Elektronen ab
- h) Teilgleichung für Permanganat und Ethanol s.o. / kgV = 20
- i) $8 \text{Al} + 3 \text{NaNO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NaOH} \rightarrow 3 \text{NH}_3 + 8 \text{NaAlO}_2$
oder: $8 \text{Al} + 3 \text{NO}_3^- + 27 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{NH}_3 + 9 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{Al}^{3+}$
- j) $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$ / kgV=10 (Teilgleichg. zu MnO_4^- s.o. !)
- k) Red.= $\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$, kgV=6
- l) Red.= $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$, kgV=6
- m) Ox.= $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
- n) Ox.= $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
- o) Ox.= $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{e}^-$
- p) Ox.= $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
- q) Ox.I = $6 \text{C}^{-2/3} + 12 \text{O}^{2-} \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 28 \text{e}^-$ (x2)
Ox.II = $2 \text{O}^{-II} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$, (x1)
Red. = $2 \text{N}^{+5} + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{N}_2$, (x6)



Teilaufgabe 5:

- a) $2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2$ oder:
 $2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$;
- b) $8 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- + 3 \text{HgS} + 12 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{S} + 3 \text{HgCl}_4^-$ oder:
 $3 \text{HgS} + 2 \text{HNO}_3 + 12 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{S} + 3 \text{H}_2[\text{HgCl}_4] + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$.

Kapitel 5: Stoffumwandlungen typisieren – Arten chemischer Reaktionen

!!! In diesem Kapitel ...

„Wie Fingerabdrücke und Stimmen sind die Lernstile der Menschen unterschiedlich. Sie bestimmen, wie Schüler an eine Aufgabe herangehen und sich an eine Information erinnern. Diese Lernstile erklären auch, was sie bei einem Test wissen.“ (*Lynn O'Brien*). Erinnern Sie sich an Ihr Wissen über chemische Reaktionen? Informationen hierzu können durch unzählige Experimente gewonnen werden – oder aber durch das Studium eines guten Buches aus der Fachliteratur zu diesem Thema, denn „Lesen ist für den Geist, was Gymnastik für den Körper ist.“ (*Joseph Addison*). Dieses Kapitel soll helfen, Informationen über chemische Reaktionen zu sammeln und zu sortieren, um einen Überblick über grundlegende Typen chemischer Reaktionen zu schaffen und das Anwenden dieses Wissens an Prüfungs- und Übungsaufgaben einzuüben – zum Beispiel durch das Einsortieren von Reaktionen in diese Typologie.

Schlüsselthemen:

- Chemische Reaktion
- Donator-Akzeptor-Prinzip und *Lewis*-Konzept
- Ladungsübertragung / Redoxreaktion
- Ionenübertragung / Fällungsreaktion, Löslichkeitsgleichgewichte
- Protonenübertragung / Säure-Base-Reaktion (Protolyse)
- Ligandenübertragung / Reaktionen mit Komplexen
- Nachweisreaktionen

5.1 Chemische Reaktionen – Verlauf und Energie

Bei chemischen Reaktionen werden Stoffe umgewandelt – Ausgangsstoffe (Edukte) in Produkte. Grundsätzlich sind drei Vorgänge möglich:

- **Stoffzerlegung**, Analyse: Stoff AB reagiert zu Stoff A und Stoff B, Schema: $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$
- **Stoffvereinigung**, Synthese: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$
(Es entstehen immer neue, chemische Verbindungen)
- **Stoffumgruppierung**: $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AC} + \text{BD}$ (auch: $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$ u.a.).

Nach dem Aggregatzustand der reagierenden Stoffe lassen sich Gasreaktionen, Feststoffreaktionen und Reaktionen in Lösungen unterscheiden, und nach Art der reagierenden Teilchen wird in Ionen-, Molekül- und Radikalreaktionen unterschieden.

In der Organischen Chemie gibt es **Austausch-, Anlagerungs- und Abspaltungsreaktion** (auch **Substitution, Addition** und **Eliminierung** bezeichnet; diese werden in Band 5 dieser Reihe zur Organischen Chemie behandelt). Hier wird nach der Art des Austauschs von Atomen und Atomgruppen unterschieden. Ein Austausch- bzw. Übertragungskonzept gibt es jedoch auch allgemein in der Chemie: Reaktionen werden als Übertragung (Transfer) von Teilchen aufgefasst: von Ionen, Elektronen, Protonen oder Elektronenpaaren bzw. Liganden.

5.1.1 Energie bei chemischen Reaktionen

Bei chemischen Reaktionen wird oft eine Form von Energie in eine andere Energieform umgewandelt, Stoff- und Energieumwandlung laufen gemeinsam ab.

!!! Beispiel

Ein Fass Öl brennt: Aus dem Öl und dem Sauerstoff der Luft (Edukte) werden Verbrennungsgase und Ruß freigesetzt (Produkte). Bei der Verbrennung wird in der Flamme chemisch im System Luft/Öldampf gespeicherte Energie umgewandelt in Wärme und Licht.

Die Beleuchtung eines PKW wird angeschaltet: In der Autobatterie wird die dort im System Bleioxid/Batteriesäure gespeicherte, chemische Energie umgewandelt in elektrische Energie, die anschließend in den Kfz-Leuchten in Wärme- und Lichtenergie umgewandelt wird.

Es wird zwar bei allen chemischen Reaktionen Wärme abgegeben oder aufgenommen, dennoch kann bei chemischen Reaktionen auch nach Art und Weise der Änderung der Inneren Energie der Reaktionsteilnehmer unterschieden werden zwischen:

- thermochemischen Reaktionen (vorwiegend wird Wärme umgesetzt),
- photochemischen Reaktionen (Aufnahme oder Abgabe von Licht bzw. elektromagnetischer Strahlung),
- elektrochemische Reaktionen (Zufuhr oder Abgabe von elektrischer Arbeit) und
- tribochemische Reaktionen (Auslösen und Beschleunigen von Reaktionen durch mechanische Arbeit).

Zur Beschreibung und Berechnung von Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen ist die physikalische Größe „Energie“ jedoch zunächst zu definieren und ihre Einheit festzulegen (z. B. als Messgröße):

!!! Wichtig zu wissen

Stoffumwandlungen werden **chemische Reaktionen** genannt. Wenn Stoffe reagieren, dann wird dabei **Energie** in eine andere Form umgewandelt.

Energie ist z. B. gespeicherte Wärme und / oder Arbeit. Sie tritt in Form folgender thermodynamischer Größen auf, z. B. als Wärme(energie) Q , als Arbeit W , als chemische, innere Energie U eines Systems u.a.

Die **Maßeinheit der Energie** ist das Joule. 1 Joule ist 1 Newton mal 1 Meter ($1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$). Mit einem Kilojoule (1000 J) kann man z. B. 100 mL Wasser um 2,4 K erwärmen, eine 5-kg-Masse um 20 m/s beschleunigen oder um 20,4 m anheben oder eine 40-W-Glühbirne 25 s lang brennen lassen.

Chemische Reaktionen liefern **Energie** in Form von Wärme (exotherme Reaktion), Licht, elektrischer oder mechanischer Energie. Wenn Stoffe bei einer Reaktion Wärme von außen aufnehmen, so wird die Reaktion als endotherm bezeichnet: Wärme wird in innere, chemische Energie umgewandelt. Solche Energieumsetzungen bei chemischen Reaktionen werden in der Energetik und Thermodynamik untersucht.

5.1.2 Verlauf chemischer Reaktionen

Chemische Reaktionen verlaufen über eine sehr unterschiedliche Zeitdauer: Ein Korrosionsvorgang läuft sehr langsam ab, explosionsartige Verbrennungsvorgänge hingegen unmessbar schnell. Die **Geschwindigkeit einer Reaktion** wird als Stoffmengen-Umsatz pro Zeit definiert (Einheit: mol/s).

!!! Wichtig zu wissen

Die **Reaktionsgeschwindigkeit** v_{RG} bemisst sich in mol Stoffumsatz n pro Zeiteinheit t (also $v_{RG} = n/t$ in mol/s). In Lösungen wird sie definiert als Konzentrationsänderung Δc eines Stoffes pro Zeitintervall Δt : $v_{RG} = \Delta c / \Delta t$.

Bei Reaktionen in der Gasphase kann sie auch als Volumen- oder Druckänderung pro Zeiteinheit erfasst werden. Die Reaktionsgeschwindigkeit wird durch Messung von Masse-, Volumen-, Druck- oder Konzentrationsänderungen in einem Reaktionsgemisch in Abhängigkeit von der Zeit (Dauer) der Reaktion bestimmt. Sie erhöht sich im Allgemeinen

- mit zunehmender Konzentration (oder dem Partialdruck) der Reaktionspartner,
- mit zunehmender Temperatur,
- durch Anwesenheit von Katalysatoren und
- mit zunehmender Oberflächengröße fester Edukte (Verteilungsgrad erhöhen durch Mahlen, Pulverisieren).

!!! Wichtig zu wissen

Eine Reaktion kann oft durch Druck- und Konzentrationserhöhung der Edukte oder Entfernen der Produkte und durch Zugabe geeigneter Katalysatoren **beschleunigt** werden.

Ein **Katalysator** ist ein Stoff, der die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht, indem er sich an der Reaktion beteiligt, ohne dabei verbraucht zu werden.

Eine Reaktion setzt zwar ggf. Wärmeenergie frei, kann aber oft auch nur dann in Gang gesetzt werden, wenn dem reagierenden System (wie z. B. einem Benzindampf/Luft-Gemisch bei einer Verbrennung) Aktivierungsenergie zugeführt wird (Zündfunke, Erwärmung). Ein Katalysator kann die Reaktion auch ohne Zufuhr von Aktivierungsenergie starten.

!!! Beispiel

Platindraht entzündet eine Wasserstoffgasflamme – ganz ohne Zündfunke oder Erwärmen. Als *Humphrey Davy* 1816 diese scheinbar wundersame Fähigkeit entdeckte, stellte sich schnell die Frage nach der Ursache. Man fand heraus, dass sich das Platin an der Knallgasreaktion beteiligt, ohne dabei selbst verbraucht zu werden: Platin ist ein Katalysator.

!!! Wichtig zu wissen

Ein **Katalysator** ermöglicht und beschleunigt Reaktion und senkt Aktivierungsenergie, indem er einen alternativen Reaktionsweg ermöglicht. Er wird bei der Reaktion nicht verbraucht.

Reaktionsgeschwindigkeiten und –verläufe werden in der Kinetik untersucht. Thermodynamik und Kinetik sind Gebiete aus der Physikalischen Chemie (Ausführliche Lernhilfen, Prüfungs- und Übungsaufgaben zu Themen wie Reaktionsgeschwindigkeit, Aktivierungsenergie und Katalyse werden daher in Band 3 dieser Reihe vorgestellt).

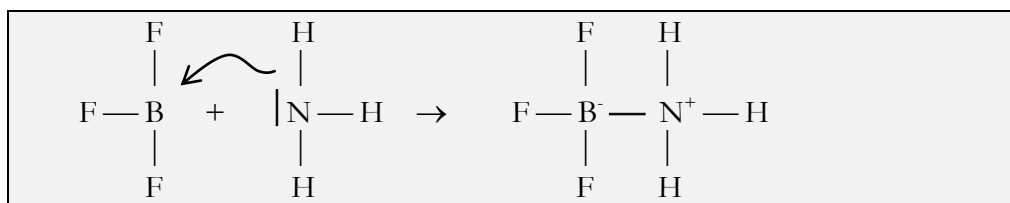
5.1.3 Stoffumwandlungen als Transferreaktion: Das Donator-Akzeptor-Prinzip

Bei vielen Reaktionen tauschen die reagierenden Atome, Ionen oder Moleküle Teilchen aus. Die Reaktion von Aluminium- mit Eisenoxidpulver im Thermitgemisch lässt sich z.B. damit erklären, dass die Aluminiumatome ihre Valenzelektronen an die Eisen-Ionen im Eisenoxid abgeben (Redoxreaktion). Auch Elektronenpaare, Protonen oder Ionen können ausgetauscht werden: ein Partner gibt ein Teilchen ab (Donator), ein anderer nimmt sie auf (Akzeptor).

Nach dem **Konzept von Lewis** wird eine Säure als Elektronenpaar-Akzeptor aufgefasst, eine Base als Elektronenpaar-Donator:

!!! Beispiel

Bortrifluorid reagiert mit Ammoniakgas:



Ähnlich reagiert Aluminiumchlorid AlCl_3 mit Salzsäure zu Tetrachloroaluminat-Anionen
 $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{AlCl}_4]^-$:



Bortrifluorid BF_3 und Aluminiumchlorid AlCl_3 nehmen jeweils ein Elektronenpaar auf, welches vom Ammoniak NH_3 bzw. Chlorid-Anionen als *Lewis*-Basen zur Verfügung gestellt wird. Durch Übertragung des freien Elektronenpaares am Stickstoffatom auf das Boratom in BF_3 entsteht so eine Verbindung mit der Formel $\text{H}_3\text{N}-\text{BF}_3$, und die *Lewis*-Säure AlCl_3 reagiert mit einem Chlorid-Anion Cl^- zum Anion $[\text{AlCl}_4]^-$, da es das Elektronenpaar des Chlorid-Anions anzieht.

Eine *Lewis*-Säure kann z. B. auch ein Proton bzw. Protonen-Donator sein, er wird dann als *Bronsted*-Säure bezeichnet (s. Kap. 5.4). Auch ein Atom mit freien 3d- oder 4d-Orbitalen kann als *Lewis*-Säure ein Elektronenpaar aufnehmen, welches von einem Anion oder Molekül mit freien Elektronenpaaren zur Verfügung gestellt wird. Man bezeichnet diese *Lewis*-Säure dann als Zetralatom in einem Komplex (s. Kap. 5.5):

!!! Beispiel

Nickelmetall reagiert mit Kohlenmonoxid $[\text{C}\equiv\text{O}]^+$ als *Lewis*-Säure (3d-Orbital nicht voll aufgefüllt, Elektronenlücke!). Das CO-Molekül liefert über das negativ polarisierte Kohlenstoffatom $[\text{C}\equiv]$ jeweils ein Elektronenpaar an das Nickel-Zentralatom; es entsteht $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, ein Gas.

Chemische Reaktionen werden also oft als Übertragungsreaktionen aufgefasst:

!!! Wichtig zu wissen

Ein grundlegendes Konzept chemischer Reaktionen erklärt Stoffumwandlungen als **Übertragung** (Transfer) von Ladungen, Protonen, Ionen oder Liganden. Nach dem **Donator-Akzeptor-Prinzip** gibt ein Atom, Molekül oder Ion Teilchen ab (Donator), ein anderes nimmt diese auf (Akzeptor).

Elektronenpaar-Akzeptoren werden als **Lewis-Säuren** bezeichnet, Elektronenpaar-Akzeptoren als **Lewis-Basen**.

5.2 Elektronenübertragung: Die Redoxreaktion

Johann J. Becher teilte 1667 Mineralien und Erden in drei Gruppen oder Prinzipen ein, die auch für verschiedene Stoffe standen, das *terra fluida* für das Quecksilber (Prinzip der Flüchtigkeit), das *terra pinguis* für den Schwefel (Prinzip der Brennbarkeit) und das *terra lapidea* für das Salz (Prinzip der Festigkeit). *Georg E. Stahl* ersetzte 1697 *Bechers* Schwefelprinzip der Farbigkeit, Brennbarkeit, Öligkeit und Feuchtigkeit durch den Stoff Phlogiston. Er nahm an, dass alle brennbaren Körper Phlogiston enthalten würden. Bei der Verbrennung erfolgte eine Zerlegung in Phlogiston, welches flüchtig sei und entweiche, und in Asche, den zurückbleibenden, unbrennbaren und phlogistonfreien Teil.

Antoine L. de Lavoisier untersuchte Verbrennungsvorgänge mit Hilfe der Waage. Er widerlegte so diese Theorie und erkannte Verbrennungsvorgänge als chemische Reaktionen, bei denen sich **Sauerstoff** mit einem brennbaren Stoff zu **Oxiden** verbindet. Diese historische Definition einer Oxidation ist oft noch im Hinterkopf, wenn eine **Reduktion** z. B. als „Entzug von Sauerstoff“ beschrieben wird. Oxidation und Reduktion aber sind nach heutigem Verständnis auch ohne Beteiligung von Sauerstoff oder Oxiden möglich – es werden **Elektronen** übertragen, nicht Sauerstoffatome.

5.2.1 Ladungstransfer – der Redoxvorgang

Eisenpulver und Stahlwolle sind brennbar, dabei entsteht Eisenoxid. Heißes Eisenpulver reagiert jedoch auch mit Schwefel oder Chlorgas: Das Metall gibt Elektronen an das Nichtmetall ab.

!!! Beispiel

Metalle geben bei der Reaktion mit Nichtmetallen Außenelektronen an die Nichtmetalle ab – sie reduzieren das Nichtmetall und werden selbst oxidiert; Beispiel:

Elektronenabgabe (**Oxidation**): $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Elektronenaufnahme (**Reduktion**): $\text{S} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$

Elektronentransfer (**Redox**): $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$ (Produkt: FeS, Eisen-II-sulfid).

Eisen – zum Beispiel ein Eisennagel – reagiert ebenso in Kupferchloridlösung: Es gibt Elektronen ab, so dass Eisen-II-Kationen Fe^{2+} in Lösung gehen, und Kupfer-II-Ionen Cu^{2+} nehmen die Elektronen auf, so dass ein brauner Kupferbelag auf dem Eisennagel abgeschieden wird:

!!! Beispiel

Elektronenabgabe (**Oxidation**): $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Elektronenaufnahme (**Reduktion**): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Elektronentransfer (**Redox**): $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

Formal der gleiche Redoxvorgang läuft auch ab, wenn Eisenpulver mit Kupferoxidpulver erhitzt wird (Feststoff-Reaktion).

Schwefel, Chlor, Sauerstoff und Kupfer-II-Ionen bewirken, dass das Eisen Elektronen an sie abgibt, dass es oxidiert wird. Sie sind Oxidationsmittel. Unedle Metalle wie Eisen, Magnesium und Aluminium, aber auch Wasserstoffgas sowie brennbare Stoffe sind Stoffe, die Elektronen an den Reaktionspartner abgeben und ihn somit reduzieren. Sie sind Reduktionsmittel.

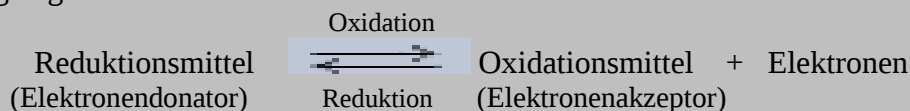
Als Oxidationsmittel bezeichnet man Stoffe, die ein hohes Bestreben haben, Elektronen aufzunehmen – Reduktionsmittel hingegen geben sie ab. Oxidationsmittel oxidieren also den Reaktionspartner, werden selbst aber reduziert: Ihre Oxidationszahl wird kleiner. Redoxreaktionen sind also daran erkennbar, dass sich die Oxidationszahlen der Reaktionspartner ändern (Lernhilfen zum Begriff Oxidationszahl finden sich in Kap. 3.1.2, zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen in Kap. 4.4!).

!!! Wichtig zu wissen

Wenn negative, elektrische Ladungen übertragen werden, dann liegen **Redoxreaktionen** vor (*charge transfer reaction*). Diese Reaktionen sind daran erkennbar, dass sich **Oxidationszahlen** ändern.

Ein Vorgang, bei dem die Oxidationszahl reduziert wird (durch Elektronenaufnahme kleiner wird), wird als **Reduktion** bezeichnet. Bei einer **Oxidation** werden Elektronen (negative Ladungen) abgegeben – die Oxidationszahl wird größer.

Oxidationsmittel haben ein hohes Bestreben, Elektronen **aufzunehmen** – Reduktionsmittel hingegen geben sie ab:



Kupferoxid reagiert mit Eisenpulver, Eisenoxid jedoch nicht mit Kupfer. Eisenoxid jedoch kann mit Aluminium reagieren. Durch solche Vergleiche lässt sich ermitteln, wie „edel“ bzw. wie stark ein Metall als Reduktionsmittel bzw. ein Metallkation als Oxidationsmittel ist. Die Auflistung der Metalle in Reihenfolge abnehmender Reduktionskraft (z. B. Li, Mg, Al, Fe, Cu, Ag) wird als **Spannungsreihe** der Metalle bezeichnet. Entsprechend kann auch eine Spannungsreihe der Nichtmetalle erstellt werden, indem man diese nach ansteigender Stärke als **Oxidationsmittel** anordnet (Beispiel: C, S, Br_2 , Cl_2 , O_2 , F_2).

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□□■) *Elektronenübertragungen erkennen*

Geben Sie an, welches Atom bei den folgenden Reaktionen reduziert wird - und durch wen:

- | | |
|--|---|
| a) $\text{Mg} + \text{CuO} \rightarrow \text{MgO} + \text{Cu}$ | b) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ |
| c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ | d) $\text{SbCl}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{Sb}$ |
| e) $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ | f) $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$ |
| g) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ | h) $\text{PbO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$ |

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2 (□□■ bis □■□) *Möglichkeiten zur Elektronenübertragung feststellen*

Geben Sie an, ob bei Zusammengabe folgender Stoffe aufgrund der Redoxpotentiale Reaktionen möglich sind:

- | | | |
|--|--|--|
| a) $\text{Cu} + \text{HCl}$, | b) $\text{Zn} + \text{HBr}$, | c) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 (\text{aq})$, |
| d) $\text{Cu} + \text{FeCl}_3$ -Lösng. ($\rightarrow \text{Fe}^{2+}$), | e) $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ (konz. Salpetersäure), | f) $\text{Pt} + \text{HNO}_3$ |

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.3 (□□■) *Ionenladungen, Ladungszahlen*

Geben Sie an, welche der folgenden Formeln für ionische Verbindungen stehen und welche Formeln falsch sein müssen: a) Li_3N , b) H_2S , c) Al_4C_3 , d) Na_7P , e) MgO_3 , f) MgO , g) HBr , h) KOH , i) K_2O , j) KH_3 , k) H_2O , l) CH_3 , m) I_2 , n) HI_2 , o) SF_6 , p) CHCl_3 .

q) Ionische Verbindungen werden auch als Salze bezeichnet. Geben Sie Wege an, wie man diese im Allgemeinen herstellen kann.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.4 (□□■) *Oxidationszahlen*

Geben Sie die Wertigkeit der Elemente in folgenden Verbindungen an (Oxidationszahlen):

AlH_3 ; H_2O ; P_2O_5 ; MnO_2 ; KMnO_4 ; Bi_2S_5 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; CHF_3 ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$; $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$; HCHO

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.5 (□■□ bis ■■■) *Klausuraufgaben zum Thema Redoxreaktionen:*

Eine Klausur zum Thema Redoxreaktionen (hier: aus der Chemielaboranten- und CTA-Ausbildung):

- Nennen Sie je zwei Reduktionsmittel und vier Oxidationsmittel.
- Ordnen Sie die von Ihnen aufgeführten Oxidationsmittel in der Reihenfolge Ihres Oxidationsvermögens, beginnend mit dem stärksten Oxidationsmittel ($\text{A} > \text{B} > \text{C} > \text{D}$)
- Erstellen Sie folgende Reaktionsschemen für Redoxreaktionen (jeweils Elektronenbilanz, Teilschritte Red/Ox und Gesamtschema):
 - Fe^{2+} -Ionen in schwefelsaurer Permanganatlösung (MnO_4^-), Produkte u.a.: Mn^{2+} , Fe^{3+} ,
 - Wasserstoffperoxid (H_2O_2) mit Fe^{2+} -Ionen, Produkte: H_2O und O_2 ,
 - H_2S -Gas in konz. Salpetersäure, Produkte u.a.: NO und S ,
 - Salzsäure in Dichromatlösung ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), Produkte u.a.: Cr^{3+} , Cl_2 ,
 - Lithium in Wasser, c6) Thermitreaktion (Eisen-II-oxid mit Aluminiumpulver)
- Welche Reaktionsmöglichkeiten gibt es, wenn Magnesiumband in Bromwasser gegeben wird?
- Erläutern Sie die Begriffe Komproportionierung und Disproportionierung und nennen Sie je ein Beispiel!
- Ammoniumchloridlösung wird mit angesäuerter Natriumnitrit-lösung gemischt. Es entsteht u. a. Stickstoffgas. Erstellen Sie das Schema der Gesamtreaktion und erläutern Sie deren Mechanismus.
- Eine angesäuerte Wasserstoffperoxidlösung wird auf zwei Reagenzgläser aufgeteilt. In das erste Glas wird Permanganatlösung (MnO_4^-) gegeben, so dass u. a. Sauerstoffgas und Mn^{2+} -Ionen entstehen (schwach rosa). In das zweite Glas wird Iodwasserstoffsäure (HI) gegeben. Die Lösung wird braun. Wenn man sie mit Hexan versetzt und gut durchschüttelt, so wird sie gelb und das Hexan färbt sich rosaviolett. Erstellen Sie auch hier das Schema der jeweiligen Gesamtreaktion.

5.2.2 Galvanische Elemente und Redoxpotenziale

Ein Eisennagel wird in Kupferchloridlösung aufgelöst und oxidiert. Ein elektrisch leitend mit Kupferdraht verbundener Eisennagel in Kupferchloridlösung wird ebenfalls oxidiert. Jetzt findet die Kupferabscheidung jedoch am Kupferdraht statt.

Die Ursache liegt darin, dass die Elektronen vom edleren Kupfer angezogen werden. Sie wandern deshalb vom Eisennagel in den Kupferdraht. Hier herrscht nun ein Elektronenüberschuss, der Kupferdraht lädt sich elektrisch negativ auf (Minuspole, Katode). Er zieht deshalb die positiv geladenen Kupfer-II-Ionen aus der Salzlösung an. Diese reagieren an der Kupferdraht-Oberfläche mit den überschüssigen negativen Ladungen (Elektronenaufnahme, Reduktion): Die Entladung der Kationen an der Katode (am Kupferdraht) lässt einen Kupferbelag entstehen.

Am Eisennagel hingegen herrscht nun Elektronenmangel (Pluspol, Anode): Er lädt sich positiv auf und gibt weitere Elektronen an das Kupfer ab (Oxidation). Reduktion und Oxidation finden also räumlich getrennt voneinander statt. Eine solche Anordnung, in der Reduktion und Oxidation räumlich getrennt voneinander ablaufen, wird als **Galvanisches Element** bezeichnet. *Luigi Galvani* hatte nämlich entdeckt, dass Froschschenkel zucken, wenn man sie gleichzeitig mit Skalpellen aus zwei unterschiedlichen Metallen berührt (Stahl und Kupfer): In der Nervenbahn fließt dabei ein elektrischer Strom vom Eisen zum Kupfer (Abb. 5.1 links).

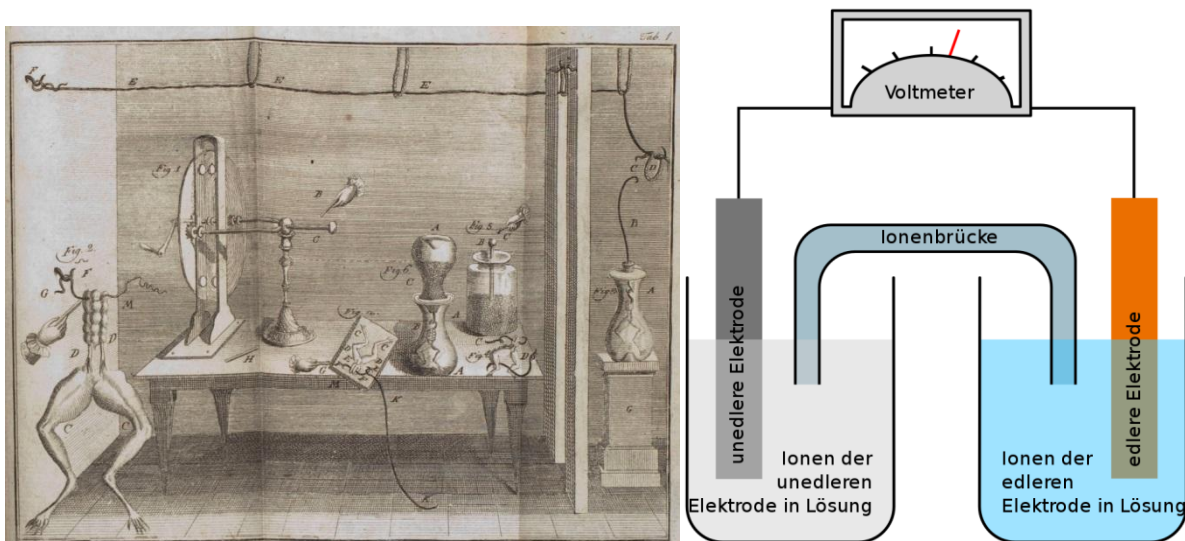


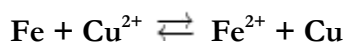
Abb. 5.1: Links *Galvanis* Froschschenkel-Experiment (gemeinfrei), rechts das *Galvanische Element* (Bildquelle: Von Henry Mühlpfordt / *File:Galvanic Cell.svg; Gringer - File:Galvanic Cell.svg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5896436>)

!!! Wichtig zu wissen

Ein System, in dem zwei unterschiedliche Metalle über eine Elektrolytlösung miteinander in Kontakt sind, wird als **Galvanisches Element** bezeichnet.

Ein **Galvanisches Element** kann auch erzeugt werden, wenn man ein unedles Metall in dessen Salzlösung stellt (eine "Halbzelle", z. B. Eisen in Fe^{2+} -Lösung), ein edleres in die des edleren Metalles (zweite Halbzelle: Cu/Cu^{2+} , vgl. Abb. 5.1 rechts), und den Stromkreis schließt, indem man eine Salzbrücke zwischen die Salzlösungen schaltet und die beiden Metalle mit einem Draht elektrisch leitend verbindet. Daraufhin fließen dann elektrisch negative Ladungen (Elektronen) durch den Draht (Entladung einer "Batterie"), denn es hat sich eine elektrische Spannung aufgebaut: Das edlere Metall wird dann wieder zur Katode (Minuspole), das unedlere geht in Lösung (Anode, Pluspol).

An diesem Elektronentransfer (**Redox**) sind also zwei Redoxpaare beteiligt: Das Paar Fe/Fe²⁺ und das Paar Cu/Cu²⁺. Bei der Entladung der Batterie findet folgender Vorgang statt: Fe + Cu²⁺ → Fe²⁺ + Cu, jedoch wäre beim Beladen einer Batterie (Polumkehrung) auch der umgekehrte Vorgang möglich. Es handelt sich also um eine umkehrbare, reversible Reaktion:



Eisen lässt sich in Säuren auflösen. Auch hierbei wird das Metall oxidiert. Wie Kupfer-II-Ionen, so können auch die in Säuren enthaltenen H₃O⁺-Ionen bzw. Protonen H⁺ auf unedle Metalle oxidierend wirken. Protonen werden dabei zu Wasserstoffgas reduziert:



Somit lässt sich auch eine Halbzelle konstruieren, in der in Platinmetall gelöstes Wasserstoffgas in einer Säure (System: H₂/H⁺) in Kontakt steht mit einer Halbzelle aus einem Metall M und seiner Salzlösung M^{x+}:



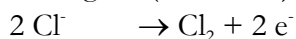
Wenn eine solche Wasserstoff-Halbzelle unter Normbedingungen arbeitet (bei c(H⁺) = 1 mol/L und p(H₂) = 1013 hPa), dann wird sie als Normalwasserstoffelektrode (NWE) bezeichnet. In der Elektrochemie wird das Redoxpotenzial M / M^{x+} einer Halbzelle über ein Galvanisches Element im Vergleich zur NWE gemessen. Je größer die Spannung, die sich aufbaut, umso größer ist auch die Reduktions- oder Oxidationskraft der jeweiligen Halbzelle im Vergleich zum System H₂/H⁺ der NWE. Das Standard-Redoxpotenzial E⁰ eines Redoxsystems M / M^{x+} ist also eine wichtige Kenngröße: Redoxpaare mit niedrigem Redoxpotenzial reagieren vorwiegend unter Elektronenabgabe (gute Reduktionsmittel), Redoxpaare mit hohem Redoxpotenzial vorwiegend unter Elektronenaufnahme (gute Oxidationsmittel).

Die Übungs-, Klausur- und Prüfungsaufgaben am Ende von Kap. 5.2.3 ermöglichen es Ihnen nun, Ihr eigenes Wissens-„Potenzial“ (bezüglich des Wissens über Redoxreaktionen) zu „messen“. Falls das Lesen und Erstellen von chemischen Formeln und Reaktionsgleichungen hierbei noch Probleme bereitet, so können Sie dieses vorab mit Hilfe der vorausgegangenen Kapitel einüben (Kap. 4.4).

5.2.3 Elektrolyse – die erzwungene Redoxreaktion

Wenn elektrischer Gleichstrom z.B. durch eine Kupfer-II-chlorid-Lösung fließt, dann werden die Kationen am Minuspol (der Kathode) entladen, Kupfer entsteht (kathodische Reduktion von Cu²⁺). An der Anode (dem Pluspol) bildet sich Chlorgas (anodische Oxidation, Entladung der Chloridionen):

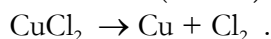
Elektronenabgabe (Oxidation):



Elektronenaufnahme (**Reduktion**):



Elektronentransfer (**Redox**):



Auf diese Weise lassen sich Salze zerlegen, Werkstücke mit Metall überziehen („Galvanisieren“) und Elemente wie Chlor, Aluminium, Magnesium und Natrium produzieren. Eine solche Elektrolyse ist eine mit Hilfe elektrischen Stromes erzwungene Redoxreaktion.

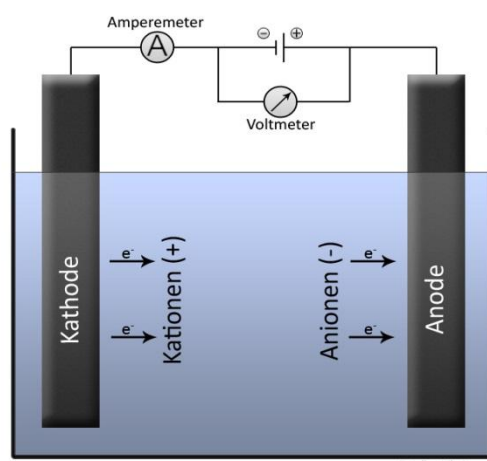


Abb. 5.2: Elektrolyse einer Salzlösung: Kationen werden entladen und scheiden sich an der Kathode ab (Minuspole), während Anionen zur Anode wandern, dem Pluspol (Bildquelle: Von Niko Lang - Eigenes Werk, CC BY-SA 2.5, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1557744>)

Mit Hilfe einer Elektrolyse kann man unedle Metalle aus ihren Salzschnmelzen herstellen (z.B. **Schmelzflusselektrolyse** von Aluminium- und Magnesiumsalzen), aber auch Halogene (wie z.B. bei der Chloralkalielektrolyse das Chlor aus NaCl-Lösung). Bei einer **Galvanik** erzeugt man metallische Überzüge (Verzinken, Verchromen, Vernickeln, Versilbern, Vergolden, Leiterplattenproduktion usw.) und durch **elektrolytische Raffination** wird die Reinigung eines Metalles dadurch erreicht, dass sich durch Elektrolyse eine Anode aus einem Rohmetall löst und sich an einer Kathode selektiv als reines Metall abscheidet. Verunreinigungen bleiben im Elektrolyt gelöst oder fallen als Anodenschlamm aus (z.B. bei der Reinigung von Kupfer, Nickel, Silber und Blei).

!!! Wichtig zu wissen

In einem **galvanischen Element** laufen Reduktion und Oxidation räumlich getrennt in zwei Halbzellen ab.

Wenn dieser Ladungstransfer durch Einwirkung eines äußeren Zwanges umgekehrt wird, dann bezeichnet man diesen Vorgang als **Elektrolyse**. In der Regel werden bei einer Elektrolyse Ionen entladen – Kationen an der Kathode (am Minuspol, durch Reduktion), Anionen an der Anode (am Pluspol, durch Oxidation).

Hinweis: Näheres zur Elektrochemie siehe Band 2 „Physikalische und Analytische Chemie“ (inkl. Elektroanalytische Methoden). Großtechnische Produktionsprozesse mit elektrolytischen Vorgänge werden in Band 3 „Organische und Technische Chemie“ behandelt.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.6 (□■) Redoxpotenzial – Höhe, Höchstwerte und Bedeutung

- a) Geben Sie an, wie Redoxpaare mit niedrigem Redoxpotenzial reagieren (vorrangig) und wie die mit hohem Redoxpotenzial vorrangig reagieren (Redox-Regel).
b) Das Redoxpaar $F_2 / 2 F^-$ hat unter den elementaren Stoffen das höchste Redoxpotenzial, das Paar Cs / Cs^+ das niedrigste. Welches sind die beiden Redoxpaare mit dem insgesamt höchsten bzw. niedrigsten Redoxpotenzial?

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.7 (□■ bis ■■■) Grundbegriffe Elektrochemie und Redoxvorgänge

Beim Üben trainiert und misst man sein Potenzial – zum Beispiel seine Fähigkeiten und Kenntnisse. Diese Übungsaufgabe soll Sie anregen, Ihr „Potenzial“ über die Potenzialmessung in der Elektrochemie zu testen und zu erweitern.

- a) Geben Sie die Definition folgender Fachbegriffe aus der Elektrochemie an: (1) Galvanisches Element, (2) Redox-Gleichgewicht, (3) Redox-Potenzial (Zellspannung), (4) Zellspannung U , (5) Klemmspannung U_K , (6) Normalwasserstoff-elektrode NWE, (7) Standardelektroden-potenziale E° , auch: Standard-Redoxpotenzial, (8) Standardzellspannung U° einer galvanischen Zelle.
b) Zählen Sie sechs galvanische Elemente auf und geben Sie an, wie diese angeordnet sind.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.8 (□□■ bis □■) Spannungsreihen

Geben Sie mit Hilfe der Spannungsreihen der Metalle bzw. Nichtmetalle bzw. einer Tabelle der Redoxpotenziale an, ob bei folgenden Stoffen miteinander Redoxreaktionen möglich sind:

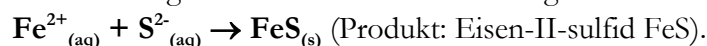
- | | | | |
|-----------------------------|--------------------------------|----------------------------|---------------------------|
| a) Chlor $Cl_2 + NaI$, | b) Brom $Br_2 + KF$, | c) Jod $I_2 + NaBr$, | d) Fluor $F_2 + HCl$, |
| e) Fluor + Wasser, | f) Schwefel + NaBr, | g) Br_2 + Natriumsulfid, | h) Li + Aluminiumchlorid, |
| i) Zn + Kupfersulfatlösung, | j) Zink + Jod, | k) Cu + Magnesiumsulfat, | |
| l) Eisen + Kupferoxid, | m) Blei-IV-oxid + Kohlenstoff, | n) Al + Eisen-III-oxid, | |
| o) Neon + Fluor, | p) Aluminiumoxid + Aluminium, | q) Gold-III-chlorid + Ag, | |
| r) Salzsäure + Kupfer, | s) Essigsäure + Aluminium. | | |

5.3 Ionenübertragung: Die Fällungsreaktion

Eine Lösung ist ein homogenes Stoffgemisch aus gelöstem Stoff (z. B. einem Salz) und dem Lösemittel (z. B. Wasser). Sie ist deshalb nicht filtrierbar. Eine Reaktion, bei der Ionen in einer Lösung so auf die Ionen eines anderen Stoffes übertragen werden, dass ein neuer, schwerlöslicher Stoff entsteht, wird als Fällungsreaktion bezeichnet (Niederschlagsbildung durch Ionenaustausch). Der neue, schwerlösliche Stoff wird als Niederschlag filtrierbar.

!!! Beispiel

Das Vereinigen verdünnter und somit fast farbloser Lösungen von Eisen-II-sulfat und Natriumsulfid führt zur Bildung eines schwarzen Niederschlages:



Es handelt sich hierbei um das gleiche Produkt wie bei der Reaktion von Eisenpulver mit heißem Schwefeldampf, hier jedoch wurden nicht Elektronen zwischen den Atomen der Elemente übertragen (s. o. Kap. 5.2.1), sondern die Ionen der beiden gelösten Salze.

5.3.1 Ausfällung, Niederschlag, Kristallisation

Wenn beim Zusammengeben zweier verschiedener Lösungen ein unlöslicher Stoff entsteht, so zeigt sich das in Form einer leichten Trübung (es liegt u. U. eine Kolloidbildung durch Ausflockung vor) oder aber es setzt sich ein fester, filtrierbarer Niederschlag unten ab. Im Falle von Salzlösungen vereinigen sich Kationen und Anionen dabei entsprechend ihrer Ionenladung (Wertigkeit der Ionen) zu kristallinen Niederschlägen (in Stoffmengenverhältnissen entsprechend der Ladungszahlen der Ionen).

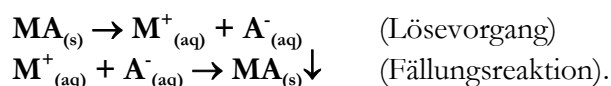
!!! Wichtig zu wissen

Eine Reaktion, bei der Ionen aus Salzlösungen übertragen werden, so dass bei deren Zusammengeben ein neuer, schwerlöslicher Stoff entsteht, wird als **Fällungsreaktion** bezeichnet, das Produkt als **Ausfällung** oder **Niederschlag**.

Wenn ein gelöster Feststoff in Folge einer Temperaturänderung oder beim Verdunsten von Lösemittel einen unlöslichen Bodensatz in Form von Kristallen bildet, so spricht man von Kristallisation. Eine Kristallisation verläuft ebenfalls, wenn sich in einer abkühlenden, am Erstarrungspunkt befindlichen Schmelze Kristalle bilden. Dieses Auskristallisieren eines Stoffes ist im Unterschied zur Ausfällung (Niederschlagsbildung) jedoch keine chemische Reaktion.

5.3.2 Löslichkeit und Lösungsgleichgewicht

Beim Auflösen eines Salzes MA in Wasser erfolgt eine Dissoziation in freie Ionen (Kationen M^+ und Anionen A^-), die anschließend von einer Hülle von Lösemitteln umgeben werden (Hydrathülle, Hydratation). Es handelt sich somit um einen Vorgang, der entgegengesetzt zur Ausfällung verläuft:



Fällungsreaktionen sind oft umkehrbar – z. B. durch Zugabe großer Mengen von Lösemitteln und anschließender Zugabe anderer Fällungsmittel. Ähnlich können auch Redoxreaktionen umgekehrt werden (Beispiel: Be- und Entladen einer Autobatterie)

Umkehrbare Reaktionen werden als Gleichgewichtsreaktionen bezeichnet und mit Gleichgewichtspfeilen formuliert: $M^{+}_{(aq)} + A^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons MA_{(s)}$.

!!! Beispiel

Ein Auflösen von Antimonsulfid Sb_2S_3 in Wasser ist kaum möglich: Für 1 g Sb_2S_3 würden dazu etwa sechs Millionen Liter Wasser benötigt (Lediglich $5,9 \cdot 10^{-6}$ g sind in einem Liter Wasser löslich). Dieser Vorgang verläuft nach dem allgemeinen Schema

$A_n B_m \rightarrow n A^{m+} + m B^{n-}$. Es ist die Rückreaktion der entsprechenden Fällungsreaktion $n A^{m+} + m B^{n-} \rightarrow A_n B_m \downarrow$. Antimonsulfid ist nur in winzigen Spuren löslich, weil das Gleichgewicht $n A^{m+} + m B^{n-} \rightleftharpoons A_n B_m$ sehr weit auf der rechten Seite liegt.

Wird die Lösung eines leicht löslichen Antimonsalzes (Beispiel: $SbCl_3$ in Salzsäure) mit Schwefelwasserstofflösung versetzt, so bildet sich ein orangebrauner Niederschlag von Antimon-III-sulfid (Fällungsreaktion): $2 Sb^{3+}_{(aq)} + 3 S^{2-}_{(aq)} \rightleftharpoons Sb_2S_{3(s)} \downarrow$

Umgekehrt gehen in großen Mengen reinen Wassers winzige Spuren von Antimonsulfid auch wieder in Lösung: Es herrscht ein Lösungsgleichgewicht, auch wenn der Stoff Antimonsulfid scheinbar unlöslich in Wasser ist: Ständig lösen sich winzige Mengen des Bodensatzes im Lösemittel auf, doch im Lösemittel finden auch ständig wieder Ionen zusammen, so dass neuer Niederschlag ausfällt.

Ein System, in dem Hin- und Rückreaktion gleichschnell ablaufen, befindet sich im **Gleichgewichtszustand** (ein scheinbarer Stillstand). Im Gleichgewichtszustand ist der Quotient aus (das Verhältnis zwischen) dem Produkt der Reaktionsprodukte durch das Produkt der Reaktions-Edukte konstant (**Massenwirkungsgesetz**, MWG):

$$K_{MWG} = \frac{c(\text{Produkte})}{c(\text{Edukte})}$$

Eine **Gleichgewichtsreaktion**, die nach dem Schema $A + B \rightleftharpoons AB$ verläuft, weist also eine charakteristische Konstante K_{MWG} nach dem Massenwirkungsgesetz auf. Sie berechnet sich nach der Formel:

$$K_{MWG} = \frac{c(A) \cdot c(B)}{c(AB)}$$

Das gilt auch für **Fällungsreaktionen** und **Lösungsvorgänge**.

!!! Wichtig zu wissen

Umkehrbare Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet: Gleichgewichtsreaktionen sind Reaktionen, die in zwei Richtungen gleichzeitig verlaufen können (Hin- und Rückreaktion laufen u. U. gleichzeitig ab, Beispiel: $A + B \rightleftharpoons AB$).

Das **Massenwirkungsgesetz** (MWG) besagt::

$$K_{MWG} = c(\text{Produkte}) / c(\text{Edukte})$$

Ein Lösungsgleichgewicht kann beeinflusst werden, indem man die Temperatur ändert: Ist der Lösungsvorgang endotherm, so steigt die Löslichkeit eines Salzes mit der Temperatur, ist er endotherm, so fällt sie. Bei Gasen ist die Löslichkeit zudem druckabhängig.

Hinweis: Näheres zu chemischen Gleichgewichten (auch bei Redox-, Fällungs-, Säure-Base-Reaktionen usw.) findet sich in Band 2 dieser Reihe „Physikalische und Analytische Chemie“ in den Kapiteln zu Gleichgewichten, Massenwirkungsgesetz und Thermodynamik.

5.3.3 Sättigungskonzentration, Ionen- und Löslichkeitsprodukt

Viele Stoffe sind in Wasser nur in begrenzten Mengen löslich. Die **Löslichkeit** L eines Stoffes wird in g Stoff pro 100 g Lösemittel angegeben, die erreichbare **Sättigungskonzentration** in der Regel in Stoffmenge pro Lösungsvolumen (**Stoffmengenkonzentration** c in mol/L) oder als Stoffmasse pro Lösungsvolumen (**Massenkonzentration** β in g/L).

Neben der Löslichkeit L eines Stoffes und der Sättigungskonzentration $c_{\max}$ (in mol/L) gibt es das Löslichkeitsprodukt. Das **Löslichkeitsprodukt** K_L eines Stoffes ist eine stoffspezifische Konstante, eine charakteristische Stoffeigenschaft, die ebenso wie die Löslichkeit angibt, welche Stoffmenge n in einem bestimmten Volumen V eines Lösemittels gelöst bleiben kann. Es errechnet sich durch Multiplikation der Stoffmengenkonzentrationen der einzelnen Ionen (jeweils in mol/L). Das Löslichkeitsprodukt eines Salzes MA im Hinblick auf den Lösevorgang $\text{MA}_{(s)} \rightarrow \text{M}^+_{(aq)} + \text{A}^-_{(aq)}$ beträgt:

$$K_L(\text{MA}) = c(\text{M}^+_{(aq)}) \cdot c(\text{A}^-_{(aq)}).$$

K_L hat bei 1:1-Elektrolyten die Einheit mol^2/L^2 . Auch der negative dekadische Logarithmus des K_L -Wertes wird verwendet, er wird als $\text{p}K_L$ -Wert bezeichnet.

!!! Beispiel

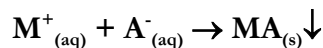
Für Kochsalzlösung gilt $c(\text{Na}^+) = c(\text{Cl}^-) = \sqrt{K_L}$, da: $c(\text{Na}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) = K_L(\text{NaCl})$,
aber schon bei CaCl_2 gilt z.B.: $c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{Cl}^-) \cdot c(\text{Cl}^-) = K_L(\text{CaCl}_2)$,
hier ist die Einheit also mol^3/L^3 !

Umrechnungshilfen:

Masse% = Massenanteil $w \cdot 100$ = Sättigungskonzentration in g/100 g = Gewichtsprozent Gew%
Massenanteil $w \cdot \text{Dichte } \rho(\text{H}_2\text{O})$ in kg/L = Löslichkeit in kg/L = 1000 • Löslichkeit in g/L
Löslichkeit in g/L = Molare Masse M in g/mol • Sättigungskonzentration c (Ion) in mol/L
1:1-Elektrolyte: Sättigungskonzentration c (Ion) in mol/L = $\sqrt{K_L}$; L in g/L = M in g/mol • $\sqrt{K_L}$
 $\text{p}K_L = -\log K_L$ $K_L = c(\text{Kation}) \cdot c(\text{Anion}) = 10^{-\text{p}K_L}$

Hinweis: Näheres zur Berechnung von Stoffmengenkonzentrationen, Löslichkeiten und Löslichkeitsprodukten findet sich im folgenden Kapitel zur Stöchiometrie, Üb(er)legungsaufgaben zu Löslichkeit und Löslichkeitsprodukten im folgenden Unterkapitel 5.3.2 Lösungsgleichgewichte.

Wenn Lösungen zweier leicht löslicher Salze zusammengegeben werden, so dass sich durch Austausch der Ionen ein schwerlösliches Salz MA bilden kann, dann überschreitet das Produkt der Ionenkonzentrationen $c(\text{M}^+_{(aq)}) \cdot c(\text{A}^-_{(aq)})$ momentan das Löslichkeitsprodukt $K_L(\text{AB})$ des schwerlöslichen Salzes AB: der Niederschlag fällt aus, denn die Löslichkeit wurde überschritten:



In Sonderfällen kommt es jedoch nicht sofort zu einer Niederschlagsbildung (metastabiler Zustand). Es lassen sich daher drei Arten von Lösungen unterscheiden:

- Nicht gesättigte Lösungen: Das Ionenprodukt ist kleiner als der K_L -Wert
- Gesättigte Lösungen: Das Ionenprodukt ist genau so groß wie der K_L -Wert (Ionenprodukt der Lösung = Löslichkeitsprodukt, die Lösung steht im Gleichgewicht mit ungelöstem Bodensatz)
- Übersättigte Lösung: Das Ionenprodukt ist größer als das Löslichkeitsprodukt K_L des gelösten Stoffes.

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 (□□■ bis □■■■) *Löslichkeit, Löslichkeitsberechnungen:*

- Vergleichen Sie mit Hilfe eines Tabellenbuches der Chemie die Löslichkeiten der Erdalkalihydroxide, -carbonate und -sulfate untereinander: Welche Zusammenhänge zwischen Stellung im PSE (Kationengröße und -ladung) und Löslichkeit erkennen Sie? Gibt es ähnliche Zusammenhänge bei den Silberhalogeniden oder den Sulfiden ZnS, CdS, HgS?
- Berechnen Sie die pK_L -Werte und die Löslichkeit in mmol/L für die Silberhalogenide, Kupfer-I-iodid CuI und Blei-II-carbonat PbCO₃. Wie groß ist die Löslichkeit von Bromwasserstoff HBr, Schwefelwasserstoff H₂S und Stickstoff N₂ in mol/L?
Errechnen Sie auch den pK_L -Wert eines dieser Gase aus seiner Löslichkeit!
- Vergleichen Sie die Polarität und Wasserlöslichkeit der oben genannten Gase miteinander!
Welche Zusammenhänge existieren hier?
- Die Löslichkeit von Ammoniakgas beträgt maximal 685,7 L/kg Wasser bei +25°C, das Gas hat eine Dichte: 0,72 g/L. Berechnen Sie hieraus die Konzentration $c(\text{NH}_3)$ in mol/L von konzentriertem (gesättigtem) Ammoniakwasser!
- Berechnen Sie mit Hilfe der Tabellenangaben die Löslichkeiten von Ammoniak NH₃, Chlorwasserstoff HCl, Sauerstoff O₂, Helium He und Schwefelwasserstoff H₂S als Massenkonzentration β in g/L und als Sättigungs-/Stoffmengenkonzentration $\bullet_{\text{max}}$ in mol/L!

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■ bis □■■■) *Fällungsreaktionen, Löslichkeitsprodukte:*

- Natriumsulfidlösung Na₂S wird mit Bleisalzlösung (Kation Pb²⁺) versetzt. Es entsteht ein schwarzer Niederschlag. Wenn Natriumsulfatlösung Na₂SO₄ mit Bleisalzlösung versetzt wird, dann entsteht ein weißer Niederschlag. Geben Sie an, welche Fällungsreaktionen hier ablaufen.
- Die Löslichkeit von Salzen steht oft im Zusammenhang mit der Stellung ihrer Ionen im Periodensystem (Ionengröße, -ladung; Lösungsprodukte und -enthalpien). Vergleichen Sie die pK_L -Werte der im Folgenden angegebenen Salze mit der Stellung der Ionen im PSE: Welche Zusammenhänge zwischen Ionengröße und pK_L -Werten gibt es?

Die pK_L -Werte:

Salz	pK_L	Salz	pK_L	Salz	pK_L
AgCl	9,7	AgBr	12,3	AgI	16,1
AgOH	7,82	Ag ₂ SO ₄	4,85	Ag ₂ S	50,1
CaF ₂	10,4	BaF ₂	5,8		
PbCl ₂	4,8	PbBr ₂	5,7	PbI ₂	7,85

- Bilden Sie die Größengleichungen für das Löslichkeitsprodukt der drei Salze Bismut-III-sulfid, Silberphosphat und Kalziumphosphat.
- Jeweils eine Spatelspitze des Pigmentes Bleichromat wird in ein Reagenzglas mit Wasser, in eines mit gesättigter Blei-II-chloridlösung und in eines mit Kaliumnitratlösung gegeben. Welche Lösung weist nach dem Schütteln und Absetzen ungelösten Feststoffes die intensivste Gelbfärbung auf und was geschieht beim anschließenden Erwärmen der Bleichlorid-haltigen Lösung?
- Ordnen Sie folgende Salze nah steigendem pK_L -Wert: Ag₂S, CaSO₄, CaCO₃, PbCO₃, Fe(OH)₃, Fe(OH)₂, Ca(OH)₂.
- Ordnen Sie die Erdalkalisulfate nach steigendem K_L -Wert und geben Sie an, welche Kationen ausfallen, wenn jeder der gesättigten Erdalkalilösung etwas gesättigte Strontiumsulfatlösung zugegeben wird?
- Eine Lösung enthält je 0,01 mol/L an Strontium- und Bariumchlorid. Welches Ion fällt zuerst aus, wenn etwas Schwefelsäure zugefügt wird – und welche Konzentration weist es noch auf, wenn das zweite Ion auszufallen beginnt?

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□■■ bis ■■■■) *Lösungsgleichgewichte:*

- Geben Sie für die beiden folgenden Reaktionen an, die Gleichgewichtskonstante K_{MWG} berechnet wird: (I) $n A + m B \rightleftharpoons A_n B_m$, (II) $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

- b) Geben Sie an, wie die Konstante nach dem Massenwirkungsgesetz für ein Lösungsgleichgewicht $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ mit dem Löslichkeitsprodukt K_L , dem pK_L -Wert sowie der Dissoziationskonstante K_D zusammenhängt: Wie rechnet man Löslichkeit L und Löslichkeitsprodukt K_L für Reaktionen vom Typ $m A + n B \rightleftharpoons A_n B_m$ ineinander um?
- c) Geben Sie an, wie man die Löslichkeit L von Aluminiumsulfat $Al_2(SO_4)_3$ berechnet, wenn man die Äquivalentkonzentration der Aluminium- und Sulfat-Ionen hat und vom K_L -Wert ausgehen muss?

Üb(erleg)ungsaufgabe 4 (□■■ bis ■■■) Berechnungen von L , K_L und c_{max} :

Berechnen Sie die Löslichkeitsprodukte von

- Silberphosphat (Löslichkeit bei 25 °C: $6,5 \cdot 10^{-3}$ g/L, $M = 418,7$ g/mol),
- Silberchlorid ($L = 1,88 \cdot 10^{-3}$ g/L, $M = 142,32$ g/mol) und
- Gips ($L = 1,343$ g/L, Formel: $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$).
- Berechnen Sie die Löslichkeit $L(CaF_2)$ von Kalziumfluorid in g/L, wenn das Löslichkeitsprodukt $4,11 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ beträgt.
- Berechnen Sie den K_L -Wert von Silberchromat, wenn dessen Sättigungskonzentration bzw. die molare Löslichkeit $c_{max} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ beträgt.
- Wie groß ist der K_L -Wert für Bariumsulfat, wenn die Sättigungskonzentration bzw. die molare Löslichkeit $c_{max} = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ beträgt?
- Berechnen Sie die Löslichkeiten von Silberchlorid aus dem Löslichkeitsprodukt $K_L(AgCl) \approx 10^{-16} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, von Blei-II-chlorid aus $K_L(PbCl_2) = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ und erstellen Sie allgemein die Größengleichung zur Berechnung der Löslichkeit $L(A_m B_n)$ eines Salzes $A_m B_n$ aus dessen Löslichkeitsprodukt $K_L(A_m B_n)$.

Üb(erleg)ungsaufgabe 5 (□■■ bis ■■■) pK_L -Werte und Kationentrennung durch Fällungsreaktionen:

- Berechnen Sie die pK_L -Werte folgender sieben Salze: Zinksulfid, Kupfer-II-sulfid, Eisen-II-sulfid, Silbersulfid, Mangan-II-sulfid, Silberchlorid und Magnesiumhydroxid.
Die Löslichkeitsprodukte betragen jeweils:
 $K_L(ZnS) = 2 \cdot 10^{-25} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, $K_L(CuS) = 8,5 \cdot 10^{-37} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, $K_L(FeS) = 3,7 \cdot 10^{-19} \text{ mol}^2/\text{L}^2$,
 $K_L(Ag_2S) = 10^{-10} \text{ mol}^3/\text{L}^3$, $K_L(MnS) = 7 \cdot 10^{-16} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, $K_L(AgCl) = 2 \cdot 10^{-49} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ und
 $K_L(Mg(OH)_2)$ rund $4 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$.
- Kationen werden in der Anorganisch-analytischen Chemie qualitativ nachgewiesen, indem man sie von anderen, bei Nachweisreaktionen störenden Ionen durch Fällungsreaktionen und Abfiltrieren in verschiedene Ionengruppen auftrennt (Kationentrenngang). Eine Probelösung enthält Zink-, Silber-, Kupfer-II-, Eisen-II-, Mangan-II- sowie Magnesium- und Silberionen. Sie wird zur Ausfällung der Sulfide mit einer gesättigten Schwefelwasserstofflösung, $c(H_2S) = 0,1 \text{ mol/L}$, versetzt und zunächst durch Zugabe von konzentrierter Salzsäure auf $pH = 0$ gebracht, so dass die Sulfidkonzentration unter den Wert $c(S^{2-}) = 1,1 \cdot 10^{-21} \text{ mol/L}$ abfällt. Welche Ionen oder welches Ion fällt dabei aus, so dass es sich abfiltrieren lässt?
- Das Filtrat wird mit Natriumacetat und Ammoniumcarbonat auf einen pH -Wert von 4,7 gebracht, so dass die Sulfidkonzentration den Wert $c(S^{2-}) = 1,1 \cdot 10^{-17} \text{ mol/L}$ ansteigt. Welches Ion fällt aus?
- Welche Ionen oder welches Ion fällt abschließend aus, wenn man das erneute Filtrat mit konz. Ammoniak und festem Ammoniumchlorid auf pH 8 bis 9 bringt, wobei die Sulfidkonzentration den Wert $c(S^{2-}) = 1,1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$ ansteigt?

5.4 Protonenübertragung: Die Säure-Base-Reaktion

„Echt ätzend!“, erklärte der Professor, als er im Laborschrank für Säuren die Ammoniak-Vorratsflasche mit einem weißen Belag vorfand. „Protonendonatoren protonieren pufferfreie Partnerteilchen also auch ohne hydratisierte Hydroniumionen!“

Die Erstsemester reaktivierten vergessene Abiturinhalte und überlegten. Nach „Übersetzung“ der verwendeten Fachbegriffe und der Überlegung, dass es hier also um **Säure-Base-Reaktionen** außerhalb wässriger Lösungen geht, kamen sie darauf, dass der Professor hier meinte, dass Chlorwasserstoffmoleküle auch in der Gasphase mit Ammoniakmolekülen reagieren können.

!!! Beispiel

Chlorwasserstoff-Moleküle H-Cl können ihre Protonen H^+ auf die Ammoniakmoleküle übertragen („Protolyse“, das freie Elektronenpaar am Stickstoffatom im Ammoniak bindet das Proton des Chlorwasserstoff-Gasteilchens). Als weißer Rauch oder Belag entsteht dabei das Salz Ammoniumchlorid: $NH_3 + HCl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$.

!!! Wichtig zu wissen

Säuren sind Protonen-Donatoren, **Basen** werden als Protonen-Akzeptoren definiert (nach *Brønsted* und *Lowry*).

5.4.1 Säure-Definitionen

Ähnlich den Atommodellen gibt es auch viele Definitionen des Begriffs „Säure“. Sie stellen ebenfalls eine Entdeckungsgeschichte dar, einen Lernprozess sozusagen im Verständnis der Wirkung von Anziehungskräften elektrischer (Elementar-)Ladungen:

- In der Antike ging man zunächst vom sauren Geschmack aus, wusste aber auch schon, dass Säuren Metalle und Carbonate angreifen können. Dass man das Aufbrausen dieser gasbildenden chemischen Reaktion kannte, zeigt folgender Vergleich: „Wie einer, der jemandem an einem kalten Tage das Kleid auszieht oder Essig auf Natron gießt, so ist derjenige, der einem mißmutigen Herzen Lieder singt.“ (Buch der Sprüche, Kap. 25, V.20).
- *Antoine L. de Lavoisier* (1743-1794) führte die „aufbrauchende Fähigkeit“ von Säuren gegenüber Metallen und einigen Salzen (Carbonaten) darauf zurück, dass sie Sauerstoff enthalten (oxygenium) und aus Nichtmetalloxiden und Wasser entstehen. Metalloxide bilden mit Wasser nach seinem Verständnis die Basis zur Salzbildung mit Säuren – er nannte sie Basen.
- *Svante Arrhenius* (1859 – 1927) lernte aus vielen Elektrolyse-Experimenten, dass elektrischer Strom in Lösungen durch Ionen transportiert wird. Hieraus folgerte er, dass Säuren H^+ -Ionen (Protonen) bilden und Laugen (wässrige Lösungen von Basen) Hydroxidionen OH^- .
- *Brønsted* und *Lowry* „lernten“, dass die neutralisierende Wirkung der *Arrhenius*-Basen auf Säuren darauf zurückzuführen ist, dass sie Protonen aufnehmen können: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Sie entwickelten ein Donator-Akzeptor-Prinzip für Säure-Base-Reaktionen: Säuren geben Protonen ab (Protolyse), Basen nehmen sie auf (Protonierung).
- *Lewis* erkannte, dass das Wirkprinzip noch weiter vereinfacht werden kann: Nicht nur Protonen, sondern alle *Lewis*-Säuren nehmen Elektronenpaare auf, und *Lewis*-Basen geben Elektronenpaare ab (vgl. Kap. 5.1.3).

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 (□□■)

Eine Reinigungskraft mischt zur besseren Reinigung des WCs einen sauren Abflussreiniger, der das Salz Natriumhydrogensulfat enthält (NaHSO_4) mit einem basischen „Abflussfrei“, welches NaOH enthält. Verdoppelt sich die Reinigungskraft? Begründen Sie ihre Antwort!

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■)

Geben Sie Eigenschaften von Stoffen in folgenden Stoffgruppen an: Welche Eigenschaften haben...

- | | |
|---|-------------------------|
| a) Alle Metalle (und die Oxide sehr unedler Metalle), | b) Alkalimetalle, |
| c) Alle Halogene (und ihre Wasserstoff-Verbindungen), | d) Alle Laugen (Basen). |

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□□■ bis □■□)

Teil 1: Geben Sie an, welche Definitionen es von dem Begriff „Säure“ gab und gibt (nach *Lavoisier*, *Arrhenius*, *Brønsted* und *Lowry* sowie nach *Lewis*).

Teil 2: Erstellen Sie folgende Reaktionsgleichungen:

- | | |
|---|---|
| a) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^- + ?$ | b) $2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{COOH} + ?$ |
| c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + ?$ | d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + ?$ |
| e) $2 \text{mol NH}_3 + 1 \text{mol H}_3\text{PO}_4 \rightarrow ?$ | f) $3 \text{mol NH}_3 + 1 \text{mol H}_3\text{PO}_4 \rightarrow ?$ |
| g) $\text{BF}_3 + \text{NaF} \rightarrow ?$ | h) Welche der Reaktionen a) bis f) sind Säure-Base-Reaktionen? |

5.4.2 Salzbildung, Neutralisation, Verdrängung

Säuren weisen polar-kovalente Elektronenpaarbindungen von Wasserstoffatomen an stark elektronegative Nichtmetallatome auf. In wässriger Lösung dissoziieren sie, wobei das abgegebene **Proton** H^+ nicht nur vom Säurerest-Anion A^- abgespalten wird: Es protoniert ein Wassermolekül, so dass ein **Hydroniumion** H_3O^+ entsteht und von weiteren Wassermolekülen hydratisiert wird: $\text{HA} + n \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$. Laugen enthalten als wässrige Lösungen von Metalloxiden oder -hydroxiden hydratisierte **Hydroxidionen** $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$. Säuren neutralisieren Laugen daher, wobei Salze MA entstehen: $\text{MOH} + \text{HA} \rightarrow \text{MA} + \text{H}_2\text{O}$. Salze können auch durch andere Protonen-Übertragungen gebildet werden (Protolyse, Verdrängung).

!!! Beispiel

Um Ammoniumsalze qualitativ nachzuweisen, führt man in der Anorganisch-analytischen Chemie die „Kreuzprobe“ durch: Zwei Streifen angefeuchtetes Universalindikatorpapier (UIP) werden innen und außen auf ein Uhrglas gebracht, welches man als Deckel auf ein zweites Uhrglas stülpt. In diesem zweiten Uhrglas befinden sich etwas Ätznatron NaOH , die Salzprobe und einige Tropfen Wasser. Wenn ein Ammoniumsalz vorhanden ist, dann gibt es Protonen an die starke Base NaOH ab: $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$. Das so gebildete Ammoniakgas steigt auf, löst sich in dem Wasser, mit dem das Indikatorpapier auf dem Deckel-Uhrglas befeuchtet wurde, und reagiert mit dem Wasser, indem es ihm Protonen entzieht: $\text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$. Das bewirkt eine Blaufärbung des UIP, was das Vorhandensein von Hydroxidionen OH^- anzeigt. Die Blaufärbung ist somit ein Nachweis für Ammoniumsalze. Protonenübertragungen sind umkehrbar, sind somit Gleichgewichtsreaktionen; das Massenwirkungsgesetz ist somit auf Protolysereaktionen anwendbar.

Bildung von Salzen MA sind insgesamt möglich durch:

- | | |
|--|---|
| 1. Reaktionen zwischen Metallen M und Nichtmetallen: | $M + A \rightarrow MA,$ |
| 2. Reaktionen von Metallen mit Säuren HA: | $M + 2 HA \rightarrow 2 MA + H_2$ |
| 3. Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren HA: | $M_2O + 2 HA \rightarrow 2 MA + H_2O$ |
| 4. Reaktionen von Laugen MOH mit Säuren: | $MOH + HA \rightarrow MA + H_2O$ |
| 5. Reaktionen von Laugen mit Nichtmetalloxiden: | $M(OH)_2 + AO_2 \rightarrow MAO_3 + H_2O$ |
| 6. Reaktionen von Salzen mit starken Säuren: | $MB + HA \rightarrow MA + HB$ |
| 7. Reaktionen von Salzen mit starken Basen: | $MOH + XA \rightarrow MA + XOH$ |

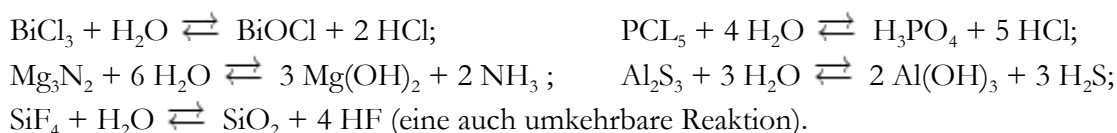
Die beiden letztgenannten Fälle Nr. 6 und 7 werden als Verdrängungsreaktionen bezeichnet: Die starke Säure HA bzw. die starke Base MOH vertreiben die jeweils Schwächere aus ihrem jeweiligen Salz (siehe o. g. Beispiele „Kreuzprobe“ und „Essig auf Natron“ aus dem Buch der Sprüche 25,20). Verdrängungsreaktion erlauben qualitativ zu vergleichen, welche Säuren „stark“ und welche „schwach“ sind. Mit Ausnahme von Nr. 1 und 2 sind jedoch alle o. g. Fälle Reaktionen, bei denen Protonen übertragen werden (Protolyse). Es gibt sogar Reaktionen, bei denen gleichartige Teilchen miteinander unter Protonenübertragung reagieren. Diese werden als Autoprotolyse bezeichnet: Protolysereaktionen, bei denen ein Stoff mit dem Lösemittel Wasser reagiert, werden Hydrolyse genannt.

!!! Beispiel

Eine Autoprotolyse läuft z. B. in konzentrierter Schwefelsäure oder in Wasser ab:



Eine Hydrolyse läuft ab, wenn Stoffe wie Bismut-III-chlorid, Phosphorpentachlorid oder Magnesiumnitrid mit Wasser in Kontakt kommen:



Von großer Bedeutung ist die **Autoprotolyse** im Wasser: $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$. Wasser gibt hier (wie eine Säure HA allgemein) ein Proton an ein anderes Wassermolekül ab.

!!! Wichtig zu wissen

In wässriger Lösung existieren keine freien Protonen H^+ , sie werden an Wassermoleküle angelagert und hydratisiert zu **Hydroniumionen** $H_3O^+_{(aq)}$. Als **Hydrolyse** bezeichnet man Protolysereaktionen mit Wasser (das sonst oft nur ein protisches Lösemittel ist). Eine Autoprotolyse ist die Protonenübertragung eines zumeist flüssigen Reagenz' an sich selbst. Von zentraler Bedeutung ist die **Autoprotolyse des Wassers**:



Säuren und Basen bilden bei einer **Neutralisation** Salze und Wasser. Bei einer **Verdrängungsreaktion** werden schwächere Säuren oder Basen durch stärkere Säuren oder Basen aus ihren Salzen freigesetzt (verdrängt). Beide Reaktions-Typen werden mit Hilfe des Säure-Base-Modells von *Brønsted* und *Lowry* erklärt: Säuren sind Protonen-Donatoren, Basen sind Protonen-Akzeptoren.

Hinweis: Lewis hat dieses Modell erweitert: Nach ihm sind Basen Elektronenpaar-Donatoren; Lewis-Säuren sind als Elektronenpaar-Akzeptoren aufzufassen.

Üb(erleg)ungsaufgabe 4 (□□■ bis □■●)

Deuten Sie einige Laborversuche zu Nachweisreaktionen:

- Wenn man Salmiaksalz, Formel NH_4Cl , mit festem Natriumhydroxid NaOH versetzt und einen Tropfen Wasser hinzugibt, dann tritt ein beißender Geruch nach Ammoniak auf. Erläutern Sie die ablaufende Reaktion in einigen Sätzen und erstellen Sie eine Reaktionsgleichung.
- Wenn man in ein Reagenzglas mit Kalk (Kalziumcarbonat, CaCO_3), Gasableitungsrohr und durchbohrtem Gummistopfen eine Pipette mit Salzsäure konz. gibt, dann tritt eine starke Gasentwicklung auf. Dieses Gas wird in Kalk- oder Barytwasser, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ bzw. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ als frisch filtrierte, klare Lösung eingeleitet. Dabei entsteht Kalk (CaCO_3) bzw. Bariumcarbonat BaCO_3 , welches die Lösung weiß trübt. Welche Reaktionen laufen hier ab? (Erstellen Sie Reaktionsgleichungen)
- Calcium wird in Bromwasser gegeben. Es entfärbt Bromwasser und ein Gas sowie ein weißer Stoff (unlöslich) entstehen. Es reagiert also ein wenig ähnlich wie Lithium mit Brom und Wasser. Welche Reaktionen erwarten Sie? (Reaktionsgleichungen erstellen, Beobachtungen deuten)
- Bromwasser wird mit Hexan und Kaliumiodidlösung geschüttelt. Das Hexan färbt sich violett. Eine Wiederholung des Versuches ohne Kaliumiodidlösung erzeugt oranges Hexan. Erklären Sie die Beobachtung und erstellen Sie das Reaktionsschema.

Üb(erleg)ungsaufgabe 5 (□□■ bis □■●) Reaktionsgleichungen (Redox und Protolyse):

Vervollständigen Sie folgende Reaktionsschemen für Säure-Base- und Redoxreaktionen:

- $\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow ?$
- $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{KHSO}_4 \rightarrow ?$
- $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow ?$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaCO}_3 \rightarrow ?$
- $\text{CuO} + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Cu} + ?$
- $\text{CuO} + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + ?$

Üb(erleg)ungsaufgabe 6 (□□■ bis □■●)

Prüfungs-/Klausur-Aufgaben zum Thema Säure-Base-Reaktionen:

- Geben Sie an, welches Ion bzw. welche zugehörige Base entsteht, wenn folgende Teilchen als Protonendonator reagieren:
 H_3O^+ , HCl , H_2S , H_2O , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_4SiO_3 , KHSO_4 , HCOOH , HOOC-COOH (= Oxalsäure), HNO_3 , H_2SO_3 , NaH_2PO_4 , NH_4^+ .
- Geben Sie an, welche Säure entsteht, wenn folgende Teilchen als Protonenakzeptor reagieren:
 HCO_3^- , S^{2-} , HS^- , OH^- , H_2O , NH_2^- , NH_3 , PO_4^{3-} , H_2PO_4^- , MnO_4^- , N^{3-} , O^{2-} , $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ (= Ethanolat-Anion), SO_3^{2-} , CN^- , SCN^- .
- Welche Reaktionsprodukte erwarten Sie bei folgenden (Säure-Base-!?)Reaktionen:
 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{NH}_3 + \text{HF} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons ?$
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons ?$
 - $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 - $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons ?$
 - $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$
 Nutzen Sie ggf. ein Tabellenbuch. Welches hiervon sind keine Säure-Base-Reaktionen?
- Erstellen Sie die Summen- und Strukturformeln folgender Stoffe und bestimmen Sie die Lewis-Basen und -Säuren: Ammoniak, Ammoniumchlorid, Wasser, Kohlensäure, Natriumcarbonat, Ameisensäure, Kaliumhydrogensulfid, Magnesiumhydroxid.

Üb(erleg)ungsaufgabe 7 (□□■ bis □■●)

Laborreagenzien und Lösemittel – sauer, basisch, protisch, oxidierend und reduzierend:

- Nennen Sie je vier im Labor gebräuchliche, wichtige Säuren und Laugen (Name/Formel)
- Nennen Sie je fünf im Labor gebräuchliche, wichtige Oxidations- und Reduktionsmittel
- Nennen Sie drei im Labor gebräuchliche, wichtige polare, protische Lösungsmittel und drei gebräuchliche, unpolare Lösemittel
- In einem Vorrat uralter Laborreagenzien finden sich Vorratsgefäße mit den im Folgenden aufgelisteten Aufschriften (Trivialnamen). Geben Sie die chemisch-systematische Stoffnamen (nach

IUPAC) und Formeln dieser Reagenzien an sowie die Warnhinweise (alte Gefahrensymbole wie z. B. C für Ätzend/*corrosive*, aus der Zeit noch vor dem GHS), die diese Flaschen tragen müssten:

1) Ätznatron, 2) Natron, 3) Soda, 4) Salpeter, 5) Steinsalz, 6) Bittersalz, 7) Salmiaksalz, 8) Kupfervitriol, 9) Zinkvitriol, 10) Alaun, 11) Chromalaun, 12) Glaubersalz, 13) *Mohr'sches Salz*, 14) Borax, 15) Chlorkalk, 16) Gips, 17) Tonerde / Tonerde-hydrat, 18) Ätzbaryt, 19) Ätzkalk / gelöschter Kalk, 20) Gebrannter Kalk, 21) Ätzkali, 22) Kalk, 23) Hirschhornsalz, 24) Pottasche, 25) Zyankali, 26) Zinnober, 27) Kalilauge, 28) Salzsäure, 29) Kalkwasser, 30) Tetra, 31) Natronlauge, 32) Barytwasser

Üb(erleg)ungsaufgabe 8 (■■■) Supersäuren

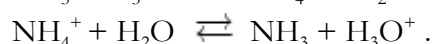
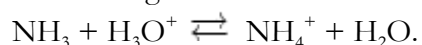
Flusssäure HF bildet mit Antimonpentafluorid SbF_5 eine sehr starke Säure mit der Formel $\text{H}_2\text{F}^+[\text{SbF}_6^-]$. Welche Supersäure entsteht, wenn Fluorschwefelsäure HSO_3F mit Antimonpentafluorid reagiert?

5.4.3 Protolysegleichgewichte, K_S - und pH-Werte

Protonenübertragungen sind Gleichgewichtsreaktionen, auf die das Massenwirkungsgesetz MWG angewendet werden kann.

!!! Beispiel

Wenn Ammoniakwasser mit einer Säure versetzt wird, dann entstehen Ammoniumionen, und Ammoniumsalze reagieren in Wasser sauer:



In diesem Gleichgewicht sind NH_3 die Base und Ammonium NH_4^+ die zugehörige Säure (korrespondierendes Säure-Base-Paar).

Für die Reaktion von Ammoniak mit Säuren gilt nach dem MWG:

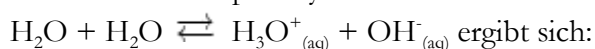
$$K_{\text{MWG}} = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

Zu jeder Säure-Base- bzw. Protolysereaktion gehören also zwei **korrespondierende Säure-Base-Paare** – im Beispiel oben $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ und $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$. Bei der Reaktion von Azetaten beim Verreiben mit Kaliumhydrogensulfat im Mörser zu Essigsäure und Sulfaten sind das z. B. die Paare $\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH}$ und $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$.

Nach dem MWG ergibt sich für die Reaktion $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ die Konstante

$$K_{\text{MWG}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Im Falle der Autoprotolyse des Wassers nach der Gleichung



$$K_{\text{MWG}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2} \quad \text{mit } c = \frac{1000 \text{ g/L}}{18 \text{ g/mol}} = 55,5 \text{ mol/L}.$$

Hieraus berechnet sich das Ionenprodukt des Wassers zu

$$K_{\text{W}} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

Die Hydroniumkonzentration in reinem, neutralen Wasser ist demnach:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_{\text{W}}} = 10^{-7} \text{ mol/L}.$$

Der negative, dekadische Logarithmus der Hydroniumionenkonzentration wird als **pH-Wert** bezeichnet (p von lat. *potentia* = das Vermögen, die Fähigkeit, in der Chemie auch für den negativen, dekadischen Logarithmus eines Zahlenwertes verwendet):

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}.$$

Analog gibt es einen **pOH-Wert**: $\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-) \Rightarrow c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}$
und einen **pK_w-Wert**: $\text{pK}_w = -\log K_w \Rightarrow K_w = 10^{-\text{pK}_w}$

Von der Mathematik her folgt daraus: $\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$, was die logarithmierte Form der o. g. Gleichung $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ ist.

Wenn sich dem MWG für die Reaktion $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ die folgende Konstante nach dem Massenwirkungsgesetz ergibt:

$$K_{\text{MWG}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})},$$

dann kann der konstante Wert $c(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \text{ mol/L}$ beim Umformen mit K_{MWG} multipliziert werden. Das ergibt die Säurekonstante $K_s(\text{HA})$. Der **K_s-Wert** stellt ein sehr wichtiges Maß für die **Stärke einer Säure** dar:

$$K_s(\text{HA}) = K_{\text{MWG}} \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure hat z. B. einen pK_s-Wert von 4,75. Sie ist damit eine schwache Säure.

Entsprechend gibt die Basenkonstante einer Base (der **K_b-Wert**) deren **Basenstärke** an, die logarithmierten Formen mit umgekehrtem Vorzeichen werden analog dem pH- und dem pK_w-Wert mit pK_s und pK_b bezeichnet.

!!! Beispiel

Die Basekonstante für Ammoniak in Wasser (Schema: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$) ist:

$$K_b = K_{\text{MWG}} \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3)} = 10^{-4,75} \text{ mol/L}.$$

Ammoniak als Base (pK_b = 4,75) ist also ähnlich stark wie Essigsäure als Säure (pK_s = 4,75) - die wäßrige Lösung des Salzes Ammoniumazetat $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$ reagiert daher im Gegensatz zur sauren Ammoniumchloridlösung oder zur basischen Natriumazetatlösung völlig neutral.

Es gibt starke und schwache Säuren, Basen und Elektrolyte. Aus dem pK_s-Wert einer Säure HA und deren Anfangskonzentration $c_0(\text{HA})$ kann man jedoch nicht ansehen, in welchem Umfang die Dissoziation der Säure sowie ihre anschließende Protolyse $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ ablaufen. Hierfür hat man den Begriff **Protolysegrad** eingeführt (Symbol: α). Der Protolysegrad gibt an, in welchem Maße (oder zu wieviel Prozent) eine Säure in Wasser protolysiert. Er stellt ein Verhältnis dar zwischen der Differenz aus der Anfangskonzentration einer Säure $c_0(\text{HA})$ minus deren Konzentration nach der Dissoziation der Säure und der Anfangskonzentration:

$$\alpha = \frac{c_0(\text{HA}) - c(\text{HA})}{c_0(\text{HA})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})} = \frac{c(\text{A}^-)}{c_0(\text{HA})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})}$$

Der Protolysegrad ergibt sich also als Quotient aus der Konzentration der dissoziierten Teilchen des Elektrolyten und der Gesamtkonzentration vor der Dissoziation bzw. Protolyse, wenn die Konzentration der Hydroniumionen durch die Anfangskonzentration dividiert wird:

$$\alpha = c(\text{H}_3\text{O}^+) / c_0(\text{HA}).$$

Der **Dissoziationsgrad** einer Base (Dissoziation: $B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$) wird entsprechend berechnet:

$$\alpha = \frac{c_0(B) - c(B)}{c_0(B)} = \frac{c(HB^+)}{c_0(B)} = \frac{c(OH^-)}{c_0(B)}$$

!!! Beispiel

Zur Ermittlung des Protolysegrades von Ammoniak in einer Lösung mit $c(NH_3) = 10 \text{ mmol/L}$ und einem pH-Wert von $pH = 10,62$ berechnet sich der pOH-Wert zu:
 $pOH = 14 - 10,62 = 3,38$. Der Protolysegrad von Ammoniak beträgt bei dieser Verdünnung:

$$\alpha = \frac{c(OH^-)}{c_0(B)} = \frac{10^{-3,38}}{10^{-2}} = 10^{-5,38} = 0,0417$$

Ammoniak protolysiert hier zu 4,17%.

Die Stärke einer Säure bzw. Base nimmt mit steigender Verdünnung zu, somit auch der Protolysegrad. Aus der Gleichsetzung $c(H_3O^+) = c(A^-) = \alpha \cdot c_0(HA)$ kann durch Einsetzen in die Säurekonstante

$K_s(HA) = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)}$ und anschließende Umformung aufgezeigt werden, wie die Säurekonstante mit dem Protolysegrad α zusammenhängt:

$$K_s(HA) = \frac{\alpha \cdot c_0(HA) \cdot \alpha \cdot c_0(HA)}{c(HA) - \alpha \cdot c_0(HA)} = \frac{\alpha^2 \cdot c_0(HA)}{1 - \alpha}$$

Das ist das *Ostwald'sche* Verdünnungsgesetz. Mit diesem Gesetz kann der K_s -Wert einer Säure näherungsweise aus deren Protolysegrad berechnet werden:

$$K_s(HA) = \frac{\alpha^2 \cdot c_0(HA)}{(1 - \alpha)}$$

Für schwache Säuren geht der Protolysegrad gegen Null, d. h.: $1 - \alpha = 1$. Dann gilt vereinfacht: $K_s(HA) = \alpha^2 \cdot c_0(HA)$. Mit steigendem Verdünnungsgrad bzw. abnehmender Anfangskonzentration $c_0(HA)$ nimmt der Protolysegrad α zu.

Die Anwendung des **Ostwald'sche Verdünnungsgesetzes** hilft, **pK_s-Werte** zu bestimmen:

!!! Beispiel

Von einer Säure HA gibt bei einer Konzentration von $c_0(HA) = 1 \text{ mmol/L}$ nur jedes Hundertste Molekül ein Proton H^+ ab. Welchen pH- und pK_s-Wert weist diese Säure auf?

Die Aufgabenstellung zeigt, dass bei der Protolysegrad bei $c_0(HA) = 1 \text{ mmol/L}$ $\alpha = 0,01$ beträgt (1%). Zur Berechnung des pH-Wertes wird die Gleichung $\alpha = c(H_3O^+) / c_0(HA)$ umgeformt und eingesetzt: $c(H_3O^+) = 0,01 \cdot c_0(HA) = 10^{-5} \text{ mol/L}$. Der pH-Wert beträgt also: $pH = -\log c(H_3O^+) = -\log(10^{-5} \text{ mol/L}) = 5$.

Das vereinfachte *Ostwald'sche* Verdünnungsgesetz lautet: $K_s(HA) = \alpha^2 \cdot c_0(HA)$, hier gilt also: $K_s = (10^{-2})^2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 10^{-7} \text{ mol/L}$. Daraus folgt: $pK_s = 7$.

(Es handelt sich hier um Schwefelwasserstoffsäure, die zweite Dissoziationsstufe $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$ kann hier vernachlässigt werden)

Bei der pH-Berechnung schwacher Säuren muss der Protolysegrad berücksichtigt werden, indem die Säurekonstante in die Berechnung mit einfließt. Die Gleichsetzung $c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ gilt ja nur bei vollständiger Dissoziation $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$ der Säure. Bei sehr geringer Dissoziation nach der Gleichung $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ kann die Anfangskonzentration der Säure jedoch mit deren Konzentration nach der Dissoziation gleichgesetzt werden: $c_0(\text{HA}) = c(\text{HA})$, und da $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ dann sehr klein ist, gilt für den K_S -Wert nun: $K_S = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 / c_0(\text{HA})$. Daraus folgt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{HA})}$$

Wenn diese Gleichung logarithmiert und mit -1 multipliziert wird, so ergibt sich die Gleichung zur Berechnung des pH-Wertes schwacher Säuren:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{p}K_S - \lg c_0(\text{HA})]$$

!!! Beispiel

Essigsäure hat einen $\text{p}K_S$ -Wert von $\text{p}K_S = 4,75$. Zur Berechnung des pH-Wertes einer Essigessenz mit $c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mmol/L}$ setzt man die Zahlenwerte in die Gleichung zur Berechnung des pH-Wertes schwacher Säuren ein:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{p}K_S - \lg c_0(\text{CH}_3\text{COOH})] = \frac{1}{2} [4,75 - \lg (10^{-3} \text{ mol/L})] = \frac{4,75 - (-3)}{2} = 3,88$$

(Zum Vergleich: Eine Essigsäure mit $c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol/L}$ hat demgegenüber $\text{pH} = 2,38$, denn dann ist $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$).

Entsprechend wird der pOH-Wert schwacher Basen aus deren Anfangskonzentration $c_0(\text{B})$ bzw. c_{Base} mit Hilfe der Basenkonstante K_B berechnet: $\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_{\text{Base}})$. Der pH-Wert ergibt sich dann mit Hilfe der Gleichung $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_W = 14$, denn dann gilt:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_{\text{Base}}).$$

!!! Wichtig zu wissen

Aus der **Gleichgewichtskonstante** K_{MWG} für die Protolyse einer Säure in Wasser kann eine **Säurekonstante** (K_S -Wert) berechnet werden, die als Maß für die Stärke einer Säure dient. Auch **pH-Werte** schwacher Säuren und Laugen werden mit Hilfe der logarithmierten K_S -Werte berechnet, ähnlich wie **Dissoziationsgrade**. Die Größengleichungen hierzu lauten:

- pH-Wert starker Säuren: $\text{pH} = -\log c_{\text{Säure}}$
- pOH-Wert starker Basen: $\text{pOH} = \log c_{\text{Base}}$ und: $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_W = 14$
- pH-Wert schwacher Säuren: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \lg c_{\text{Säure}})$
- pOH-Wert schwacher Basen: $\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_{\text{Base}})$
- Protolyse schwacher Säuren: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{Dissoziationsgrad } \alpha \cdot c_0(\text{HA})$
- Protolyse schwacher Basen: $c(\text{OH}^-) = \text{Dissoziationsgrad } \alpha \cdot c_0(\text{B})$

In wässriger Lösung gilt aufgrund des konstanten K_W -Wertes bei 25°C immer:

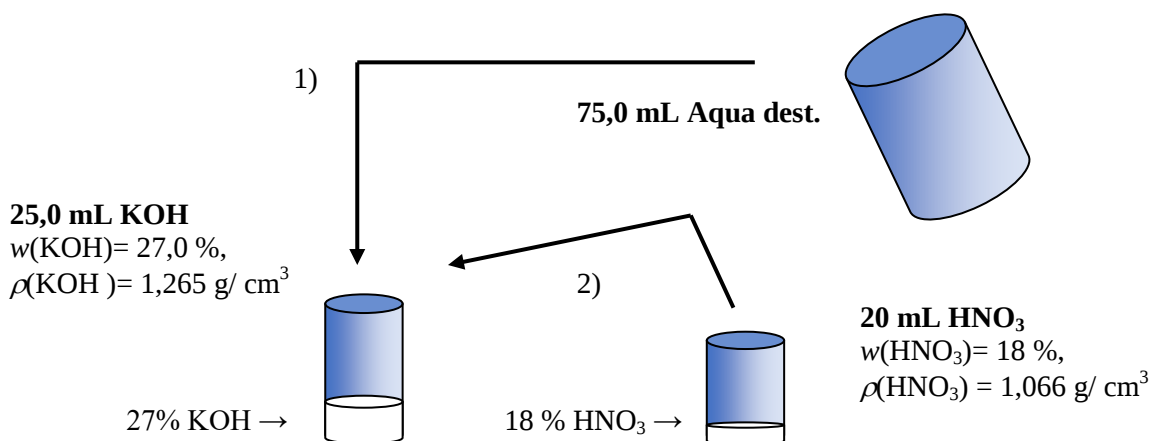
$$K_S \cdot K_B = K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \quad \text{Logarithmiert:} \quad \text{p}K_S + \text{p}K_B = \text{p}K_W = 14.$$

Üb(erleg)ungsaufgabe 9 (□■) *Protolysegleichgewichte, K_S -Werte und pH-Berechnungen:*

- Geben Sie an, nach welchem allgemeinen Schema 1) Neutralisationen und 2) Verdrängungsreaktionen ablaufen.
- Geben Sie die Größengleichungen zur Definition folgender Größen / Werte an:
pH- und pOH-Wert, K_W - und pK_W -Wert,
Berechnung der pH- und pOH-Werte sowie
der Protolyse- und Dissoziationsgrade starker und schwacher Säuren und Basen.
- Erläutern Sie die mathematischen Zusammenhänge zwischen pK_S -Wert und Säurestärke.

Üb(erleg)ungsaufgabe 10 (□■) *pH-Berechnungen bei Verdünnung und Titration:*

- Welchen pH- Wert haben 10 mL einer Salzsäurelösung mit $\rho(\text{HCl}) = 1,010 \text{ g/cm}^3$ und $w(\text{HCl}) = 2,0\%$, die im Messkolben durch Wasserzugabe auf 100 mL verdünnt wurden?
- 25,0 mL Kalilauge, $w(\text{KOH}) = 27,0\%$, $\rho(\text{KOH}) = 1,265 \text{ g/cm}^3$, werden mit 75,0 mL Aqua dest. verdünnt und dann mit 20,0 mL Salpetersäure, $w(\text{HNO}_3) = 18\%$, $\rho(\text{HNO}_3) = 1,066 \text{ g/cm}^3$, zur Reaktion gebracht. Erstellen Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie pH-Wert der Lösung.



- 25,0 mL Natronlauge, $c(1/1 \text{ NaOH}) = 0,5 \text{ mol/L}$, Titerfaktor $t = 1,012$, werden mit 150,0 mL Salzsäure, $c(1/1 \text{ HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$, $t = 1,000$, versetzt und auf 250,0 mL aufgefüllt. Liegt der so erzeugte pH-Wert der Lösung bei $\text{pH} = 1,2$? Berechnen Sie den pH- Wert auch dieser Lösung!

Üb(erleg)ungsaufgabe 11 (□■) *Laboralltag: Eine weitere pH-Berechnung bei Verdünnung*

5,00 mL einer Schwefelsäure mit der Dichte $\rho = 1,84 \text{ g/mL}$, $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96,0\%$, werden auf 2000 mL aufgefüllt. Berechnen Sie den pH-Wert der aufgefüllten Lösung. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,07 \text{ g/mol}$

Üb(erleg)ungsaufgabe 12 (□□■) *pH-Wert und Konzentration:*

Verschiedene Lösungen werden mit dem pH-Meter einer pH-Messung unterzogen. Es werden folgende Werte gemessen:

Blut $\text{pH} = 7,4$; Regenwasser $\text{pH} = 5,6$; Zitronensaft $\text{pH} = 2,20$; Ammoniaklösung $\text{pH} = 11,5$; konz. Schwefelsäure $-1,447$; Batteriesäure im Bleiakku $\text{pH} = 1,0$; dest. Wasser $\text{pH} = 6,65$; sirupöse Perchlorsäure $\text{pH} = -1,5$; Kalkwasser $\text{pH} = 12,5$; Kaffee $\text{pH} = 5,0$; Colagetränk $\text{pH} = 3,2$; Seewasser $\text{pH} = 8,2$.

Ordnen Sie die Lösungen tabellarisch nach steigender Basizität, beginnend mit der sauersten Lösung, und berechnen Sie deren Protonenkonzentrationen in mol/L. Wo etwa müsste man Kernseifenlösung, Essigessenz, Magensaft und saure Milch in dieser Tabelle hinzufügen / einordnen?

Üb(erleg)ungsaufgabe 13 (□■■)

Protolysereaktionen, pH-Berechnungen und Säurestärken:

- 1) Berechnen Sie mit Hilfe des nebenstehenden Textes folgende Werte:
 - a) den pH-Wert von Salzsäure mit 10 mol/L, 1 mol/L und 0,0001 mol/L,
 - b) den pH-Wert der Essigsäure ($pK_S = 4,75$) bei 1 mol/L und bei 0,001 mol/L,
 - c) den pOH- und pH-Wert einer 0,01molaren Natronlauge,
 - d) den pOH- und pH-Wert von 0,1 molarer Ammoniaklösung,
 - e) den pK_S - Wert einer unbekannten Säure HX, deren einmolare Lösung einen pH-Wert von 5,0 aufweist,
 - f) die Protonenkonzentration in einer Lösung, die nach der Reaktion von 1000 mL Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/L}$) mit einem mol Ätzkali (KOH) übrigbleibt,
 - g) den etwaigen pH-Wert einer jeweils einmolaren Lösung von KHSO_4 und NH_4Cl .
- 2) Welche der folgenden wässrigen Salzlösungen muss entsprechend der K_S -Werte sauer oder alkalisch reagieren: NH_4ClO_4 , NaI, K_2CO_3 , NaHCO_3 , CH_3COOK , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ und/oder Na_3PO_4 . Prüfen Sie Ihre Vermutung durch pH-Messungen im Labor!
- 3) Um wieviel Stufen steigt der pH von HCl ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) bei Verdünnung 1 : 10000? Was geschieht bei einer 2. Verdünnung um das 1000fache?
- 4) Autoprotolyse geschieht auch in anderen Lösemitteln, z.B. Essigsäure: $2 \text{ CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH}_2^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$. Wie lauten die Autoprotolyse-Schemen für 2 NH_3 (flüss.), $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (konz)?
- 5) Welche der folgenden Salzlösungen sind entsprechend der pK_S -Werte alkalisch?
 - a) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$
 - b) $\text{C}_3\text{H}_7\text{COONa}$,
 - c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,
 - d) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$,
 - e) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$,
 - f) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$,
 - g) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$,
 - h) NaHCO_3 ?
- 6) Geben Sie an, welche der folgenden Stoffgemische (von jeweils 1+1 mol in wässriger Lösung) miteinander reagieren oder sich als Pufferlösungen eignen:
 - a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KHSO}_4$
 - b) $\text{HCOOH} + \text{HCOOK}$
 - c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - d) $\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{COO}(\text{NH}_4)$
 - e) $\text{NH}_3 + (\text{NH}_4)\text{HSO}_4$
 - f) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4$
 - g) $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$
 - h) $\text{NaSH} + \text{H}_2\text{S}$.Welche pH-Werte müssten diese Lösungen entsprechend der pK_S -Werte aufweisen?
- 7) Bortrifluorid BF_3 und Ammoniak bilden eine stabile Verbindung. Zeichnen Sie deren Strukturformel und geben Sie an, ob BF_3 hier als Lewis-Säure oder Lewis-Base reagieren kann.

Üb(erleg)ungsaufgabe 14 (□■■ bis ■■■)

Klausuraufgaben zu Protolysereaktionen und pH-Berechnung:

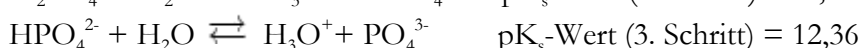
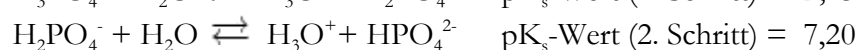
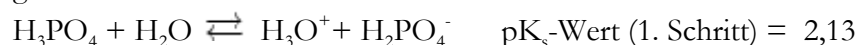
- a) Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen:
 - a1) 0,00001 mol KOH/L,
 - a2) 0,1 mol NH_3 /L,
 - a3) 1 mol NH_4Cl /L,
 - a4) 10^{-9} mol HCl/L,
 - a5) 0,001 mol HAc/L
- b) Vervollständigen Sie folgende Säure-Base-Reaktionsschemen, sofern eine Reaktion abläuft:
 - b1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH}$
 - b2) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - b3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - b4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - b5) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O}$
 - b6) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_4\text{HCO}_3$
 - b7) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KHSO}_4$
- c) Erklären Sie den Begriff pK_B -Wert und geben Sie dessen Herleitung am Beispiel von Ammoniakwasser an (z. B. von der Gleichgewichtskonstante K_{MWG} des Massenwirkungsgesetzes MWG her).
- d) Vergleichen Sie die Salze KHSO_4 und NaHCO_3 : Welche Eigenschaften / pH-Werte müssten Lösungen der Konzentration 1 mol/L bei diesen Salzen aufweisen?
- e) Was ist eine Pufferlösung? (Erklären Sie den Begriff in ein bis zwei Sätzen, nennen und erklären Sie je ein Beispiel!)
- f) Wie groß ist der pH-Wert von reinem Wasser bei 5°C ($pK_W = 14,7338$) und bei 50°C ($pK_W = 13,2617$)?
- g) 40 mL Salpetersäure mit pH = 1,4 werden mit 25 mL Kalilauge (mit $c(\text{KOH}) = 0,02 \text{ mol/L}$) versetzt. Welchen pH-Wert hat das Gemisch?

5.4.4 Mehrprotonige Säuren und Ampholyte

Säuren, die mehrere Protonen pro Molekül für Säure-Base-Reaktionen zur Verfügung haben, protolysieren in mehreren Stufen. Solche **mehrprotonige Säuren** bilden durch Protonenabgabe Anionen, die wiederum als Säure reagieren und Protonen abgeben können. Das am schwächsten gebundene Proton wird zuerst abgegeben. Der pK_s -Wert des ersten Protolyseschlusses ist daher der geringste. Jeder weitere, nachfolgende Schritt (jede nachfolgende, schwierigere Protonenabgabe) weist einen höheren pK_s -Wert auf.

!!! Beispiel

Phosphorsäure bildet nach Abgabe eines Protons das Dihydrogenphosphat-Anion $H_2PO_4^-$. Es kann jedoch wiederum als Säure reagieren (zum HPO_4^{2-} -Anion), die gebildete Base kann nochmals ein H^+ abgeben.



Je nach Konzentration an H^+ gibt z.B. H_2SO_4 unterschiedlich viele H^+ ab (Abb. 5.2a). Entsprechendes gilt für mehrwertige Basen wie z. B. das Carbonat-Anion CO_3^{2-} : Es kann zwei Mal ein Proton aufnehmen, weist also zwei pK_B -Werte auf. Teilchen wie HCO_3^- , $H_2PO_4^-$ und HPO_4^{2-} können also Protonen ebenso aufnehmen wie abgeben. Solche Teilchen werden als **Ampholyte** bezeichnet. Der pH-Wert entscheidet darüber, in welcher Protonierungsform diese Teilchen vorliegen. Selbst Wasser kann je nach Reaktionspartner als *Brønsted*-Säure (z.B. gegenüber NH_3) UND als *Brønsted*-Base (z.B. gegenüber HCl) wirken: es ist ebenfalls ein Ampholyt.

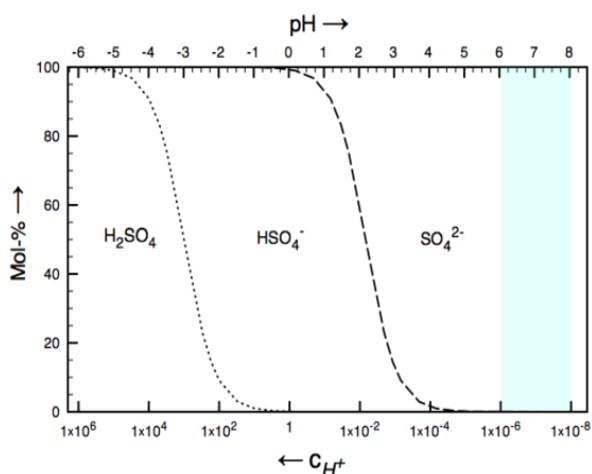
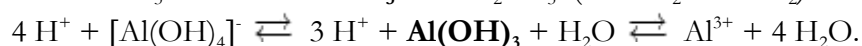
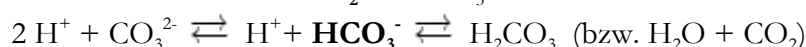


Abb. 5.2a: Protonenabgabe von H_2SO_4 und HSO_4^- in Abhängigkeit vom pH-Wert (Bildquelle: Von Roland.chem - own made, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=8753524>)

!!! Beispiel

Als „**amphoter**“ bezeichnet man Metallhydroxide, die als Ampholyte reagieren (so z.B. die Hydroxide der Metalle Al, Be, Zn, Cd, Sn, Pb). Ampholyten neben Wasser sind z. B. das „amphotere“ Aluminiumhydroxid oder das Hydrogencarbonat (s. u., Fettdruck):



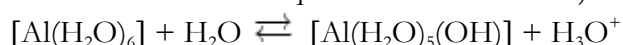
5.4.5 Puffer und die Protolyse von Salzen

Sodalösung ist stark basisch. Das Carbonat-Anion wird vom Lösemittel Wasser protolysiert:

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. Kationen können – die der 1. und 2. Hauptgruppe ausgenommen – mit Wasser schwach sauer reagieren: Das vom Wasser umhüllte, mehrfach positive geladene Zentralion kann Protonen der Hydrathülle auf Wassermoleküle übertragen. Dabei entstehen Hydroniumionen.

!!! Beispiel

Kupfer-, Eisen-, Chrom-, Zink-, Mangan- und Aluminiumsulfatlösungen reagieren schwach sauer. Das jeweilige Zentralion zieht die Wassermoleküle der Hydrathülle so stark an, dass sie Protonen abgeben. Die Reaktion kann am Beispiel des Aluminium-Kations folgendermaßen formuliert werden (Kationensäure Aluminium bzw. Hexaqua-Aluminium-Kation):



Puffer sind äquimolare Lösungen schwacher Säuren oder Basen und deren Salze, deren pH-Wert bei Säure- oder Laugezugabe annähernd stabil bleibt. Am **Punkt halber Neutralisation** gilt hier:

$$\text{pH} = \text{pK}_s.$$

Der pH-Wert stellt sich als Funktion des Verhältnisses $c(\text{A}^-)/c(\text{HA})$ ein und die Kapazität des Puffers ist in diesem pH-Bereich bei $\text{pH} = \text{pK}_s$ am Größten.

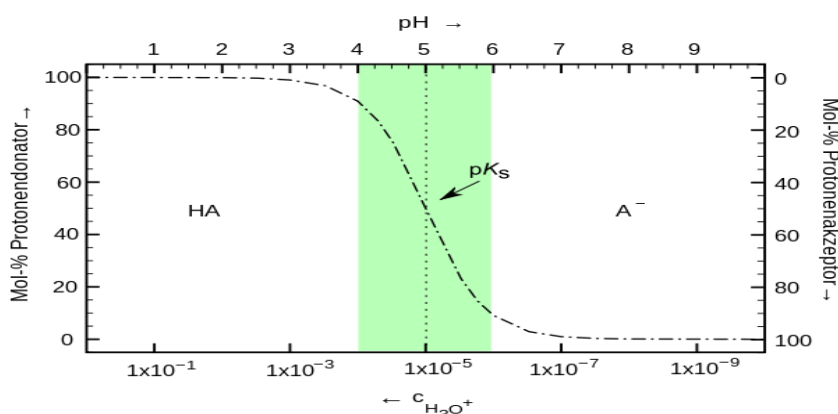


Abb. 5.2b: Gleichgewichtslagen eines Puffersystems einer schwachen Säure HA mit $K_s = 10^{-5}$ und ihrer zugehörigen A^- in Abhängigkeit vom pH-Wert der Lösung. Liegen HA und A^- in gleichen Konzentrationen vor, ist der pH-Wert gleich dem pK_s -Wert, einem Maß für die Säurestärke. Der Pufferbereich der Lösung liegt in diesem Bereich. (Bildquelle: Von Roland.chem - own made, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=9058129>; Näheres zu Protolysegleichgewichten inkl. Mehrprotoniger Säuren findet sich in Band 2 dieser Reihe zu Physikalischer und Analytischer Chemie, Übungsaufgaben zu diesem Kapitel Protonenübertragungen finden sich am Ende von Kap. 5.4.6.)

!!! Wichtig zu wissen

Protonenübertragungen sind **Gleichgewichtsreaktionen**. Die **Säurekonstante K_s** gibt die Stärke einer Säure an, die **Basenkonstante K_B** die Stärke einer Base. Mit Hilfe der pK_s -Werte (bzw. pK_B -Werte) werden pH-Werte schwacher Säuren (bzw. Basen) berechnet. Teilchen, die wie Wasser als Säure und Base reagieren können, nennt man Ampholyte.

5.4.6 Säure-Base-Titration

Bei einer **Säure-Base-Titration** werden zur Bestimmung unbekannter Säure- oder Basekonzentrationen einer Probelösung abgemessene Volumina einer Maßlösung bekannter Konzentration zugegeben, bis dass der Äquivalenzpunkt erreicht wird.

Die unbekannte Konzentration einer Säure (oder Base, früher: Titrant) wird durch Zugabe meßbarer Volumina Maßlösung (früher auch: Titrator, Titerlösung) bekannter Äquivalent-Konzentration c_{eq} bis zum Äquivalenzpunkt (ÄP) bestimmt. Am Äquivalenzpunkt läßt sich aufgrund der Gleichheit der Stoffmengen $n_{Säure}$ und n_{Base} ($n_{Säure} = n_{Base}$) nun die zuvor unbekannte Konzentration $c_{Säure}$ aus dem verbrauchten Maßlösung- bzw. Titervolumen V_{Base} errechnen:

$$c_{Säure} \cdot V_{Säure} = c_{Base} \cdot V_{Base}$$

$$\Rightarrow c_{Säure} = (c_{Base} \cdot V_{Base}) : V_{Säure}$$

(Umrechnung von $n_{Maßlösung}$ auf c_{Probe} bzw. über die Äquivalentmenge $n = m / \zeta$: $n_{Probe} = c_{eq} V_{Titrant} / \zeta_{Probe}$ (ζ = Wertigkeit, Anzahl der Protonen, $c_{eq} = c / \zeta$).

Umgekehrt lassen sich auch Basen unbekannter Konzentration mit Säure-Titern (Maßlösungen) bestimmen. Die Konzentration der Maßlösung wird durch genaue Einwaage oder oft auch wiederum mit Hilfe genau einwägbarer Urteriter volumetrisch bestimmt.

Bei einer Volumetrie sind folgende **systematische Fehler** möglich:
Falsche Eichung (Pipette, Bürette, Titerlösung),
Benetzungsfehler (fettige Bürette),
Ablese- oder Parallaxefehler (an der Bürette),
Ablauffehler (Wartezeit beachten!), sowie
zufällige oder **statistische Fehler** (Wägefehler, Überschreitung des ÄP).

Bei mehrwertigen (mehrprotonigen) Säuren wie z.B. der Schwefelsäure (H_2SO_4) ist hierbei zu berücksichtigen, dass von einwertigen Maßlösungen (z.B. KOH) die doppelte Stoffmenge benötigt wird. Liegen nun die (schwache) Säure und die dazugehörige (korrespondierende) Base in gleicher Konzentration vor, so folgt hier aus K_s entsprechend dem MWG: $pH = pK_s$ (am Punkt halber Neutralisation). Über diese „Halbtitration“ lässt sich somit die Säurestärke, d.h. der pK_s -Wert von Säuren, durch pH-Messung bestimmen. Handelt es sich noch dazu um eine schwache Säure oder Base und deren Salz, so liegt ein „**Puffergemisch**“ vor, also ein äquimolares Gemisch von Säure und korrespondierender Base (gleich große Stoffmengen).

Anforderungen an **Maßlösungen** (Titer, Titrator) sind:

- einfache und reproduzierbare Herstellung,
- Stabilität der Konzentration gegenüber Wärme-, Licht- und atmosphärischer Beeinflussung,
- hohe Äquivalentmasse (mindert Einwägefehler).

Urteriter zur Einstellung von Säuren sind z.B. Soda und Kaliumhydrogencarbonat, zur Einstellung von Basen nimmt man Kaliumhydrogenphthalat (204,2 g/mol), $KOOC-C_6H_4-COOH$.

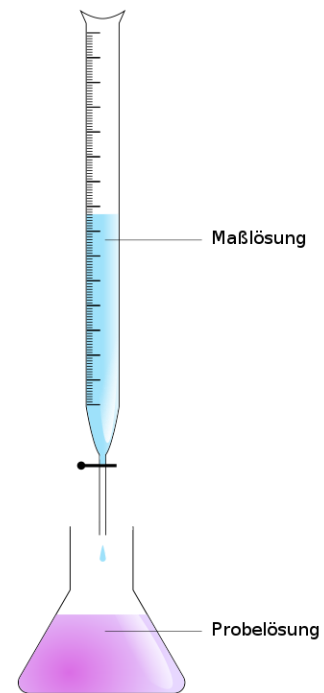


Abb. 5.3: Titration einer Probelösung (unten im Erlenmeyerkolben) mit einer Maßlösung (aus der Bürette) (Bildquelle: Von Titrate.svg: User:Liquid 2003derivative work: Matt (talk) - Titrate.svg, CC BY 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7329491>)

!!! Beispiel

Die **Berechnung einer Säure-Base-Titration** erfolgt nach:

$$n_{\text{Probe}} = n_{\text{Maßlösung}}, \text{ bzw.: } c_{\text{eq}} \cdot V_{\text{Probe}} = c_{\text{eq}} \cdot V_{\text{Maßlösung}} \text{ oder nach:}$$

$$m(\text{Probe}) = \frac{V(\text{Probe})}{V(\text{Maßlösung})} \cdot c(\text{Maßlösung}) \cdot V(\text{Maßlösung}) \cdot M(\text{Probe})$$

Berechnung der Stoffmenge n bei Proben unbekannter Konzentration erfolgt nach:

$$n_{\text{eq}} = \zeta \cdot n = c_{\text{eq}} \cdot V_{\text{Maßlösung}} \quad \text{und: } m_{\text{Probe}} = n_{\text{eq}}(\text{Maßlösung}) \cdot M_{\text{eq}}(\text{Probe}) \\ = c_{\text{eq}} \cdot V_{\text{Maßlösung}} \cdot M_{\text{Probe}} / \zeta_{\text{Probe}}$$

Hinweis: Früher wurde die Probe auch Analyt oder Titrand genannt, die Maß- oder Meßlösung Titrator oder Titrant. Aufgrund zahlreicher Verwechslungen spricht man nun möglichst nur noch von Probe und Maßlösung.

Insgesamt existieren folgende **Titrations-Verfahren**:

- Direkte Titration** (Probe vorlegen, mit Maßlösung titrieren / s.o.), und falls die Probe direkt nicht bestimmt werden kann:
- Rücktitration** (abgemessenes Volumen Maßlösung im Überschuss zugeben, von der Probe unverbrauchte Menge „zurück-“titrieren),
- Umgekehrte Titration** (Bestimmtes Volumen Maßlösung vorlegen und mit Probelösung bis zum ÄP titrieren),
- Substitutionstitration** (Probe nicht mit Messlösung, sondern einer bekannten Verbindung derselben umsetzen und die dabei freiwerdende, der Probe äquivalente Menge zurücktitrieren - auch als indirekte Titration bezeichnet, wenn stattdessen eine bekannte Verbindung der Probe volumetrisch bestimmt wird, um über den Verbrauch auf die unbekannte Probmenge zurückzurechnen).

!!! Wichtig zu wissen

Bei einer **Säure-Base-Titration** werden zur Bestimmung unbekannter Säure- oder Basekonzentrationen einer Probelösung abgemessene Volumina einer **Maßlösung** bekannter Konzentration zugegeben, bis dass der **Äquivalenzpunkt** erreicht wird.

Hinweis: Näheres zu Säure-Base-Titrationsen und zur Volumetrie allgemein findet sich auch in Band 2 dieser Reihe zu Physikalischer und Analytischer Chemie.

Die folgenden Üb(er)legungsaufgaben bieten nun Gelegenheit, Klausur- und Prüfungsaufgaben zu Protolysegleichgewichten zu testen, zu trainieren und zu festigen.



Abb. 5.4: Automatisches Titrationsgerät (Abb. Gemeinfrei)

Üb(erleg)ungsaufgabe 15 (□■) Titration – Durchführung und Berechnung:

Erklären Sie, was eine „Säure-Base-Titration“ ist und wie man aus dem Messwert (Titrationsergebnis) die Konzentration der unbekannten Probe bzw. ihren Massenanteil berechnet.

Üb(erleg)ungsaufgabe 16 (□■) Titrationsberechnungen

- 35 g einer schwefelsauren Lösung werden mit 18,7 mL einer KOH-Maßlösung, $c(\text{KOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$, titriert. Wie groß war der Massenanteil $w(\text{H}_2\text{SO}_4)$ in der Probelösung?
- 100 mL einer schwefelsauren Lösung werden mit 31,2 mL einer KOH-Maßlösung, $c(\text{KOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,1014$ titriert. Wie groß war der Masse an Schwefelsäure $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ in der Vorlage?
- Auch eine salpetersaure Lösung soll mit KOH titriert werden. Welcher Säure-Base-Indikator wäre zur Erkennung des Äquivalenzpunktes geeignet?
- Eine Titration von 100 mL der salpetersauren Probe mit einem geeigneten Indikator ergab einen Verbrauch von 13,2 mL einer $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Maßlösung mit $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 13,2 \text{ mL}$. Wie groß war die Stoffmengenkonzentration an HNO_3 in der Probe?
- 25,0 mL einer natronlaugehaltigen Probelösung wurden auf 100 mL aufgefüllt. 20,0 mL der so aufgefüllten Lösung verbrauchen bei der Titration 37,6 mL salzsaure Maßlösung, $c(1/1 \text{ HCl}) = 0,100 \text{ mol/L}$, $t = 1,000$. Wie groß ist die Massenkonzentration der Probelösung?

Üb(erleg)ungsaufgabe 17 (■) Prüfungsfragen und –aufgaben zu Pufferlösungen

- pH-Wert-Berechnung einer Pufferlösung: Phosphorsäure hat als 2. Dissoziationskonstante den Wert $\text{pK}_s(2) = 7,21$ (bei 25°C). Berechnen pH-Wert hat eine Pufferlösung, die 0,04 mol/L an Na_2HPO_4 und die doppelte Konzentration an NaH_2PO_4 aufweist?
- Welchen pH-Bereich puffert eine Lösung, die 0,04 mol/L NH_4Cl und 0,03 mol/L NH_3 enthält?
- Welchen pH-Bereich puffert eine Lösung, die 0,025 mol/L Na_2HPO_4 und die gleiche Konzentration an NaH_2PO_4 enthält?
- In welchem pH-Bereich hat eine Pufferlösung die größte Kapazität?
- Zu dem in Teilaufgabe a) genannten Puffer wird Salpetersäure mit $\text{pH} = 1$ gegeben. Wie viel Salpetersäure kann zu 25 mL Pufferlösung zugegeben werden, ohne dass sich der pH-Wert merklich ändert?
- Wie groß ist die Pufferkapazität von 25 mL der unter Teilaufgabe b) genannten Pufferlösung, wenn Kalilauge mit $c(\text{KOH}) = 0,015 \text{ mol/L}$ zugegossen wird?
- Welchen pH-Wert hat ein Liter $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ -Pufferlösung mit $\text{pH} = 7,12$ nach der Zugabe von 1 mL Salzsäure mit $c = 1 \text{ mol/L}$ (also 10^{-3} mol HCl)?

Üb(erleg)ungsaufgabe 18 (□■ bis ■) Prüfungsfragen und –aufgaben zu Protolysegleichgewichten

- Berechnen Sie den pK_s -Wert einer in Wasser vollständig dissozierenden Säure mit $c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. der Säure H_3O^+ !
- Berechnen Sie den pK_B -Wert einer starken Base B sowie ihrer konjugierten Säure HB^+ .
- Geben Sie die stärkste in Wasser existierende Säure an sowie die stärkste in Wasser existierende Base.
- Welche stärkste in Essigsäure (wasserfrei) existierende Base entsteht, wenn man KOH in Essigsäure auflöst?
- Welches sind die stärksten Basen, die in flüssigem Ammoniak sowie in Methanol existieren können?
- Welchen pH-Wert hat eine Säure HA mit $\text{pK}_s > 4$ bei $0,1 \text{ mol/L}$?
- Welchen pH-Wert hat eine Lösung mit $c_0(\text{NH}_3) = 0,3 \text{ mol/L}$?
- Nach welcher Gleichung protolysieren bzw. hydrolysieren Ammoniumchlorid, Natriumacetat und Essigsäureethylester $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ in Wasser?
- Guillaume F. Rouelle (1703 – 1770) definierte Basen als Stoffe, die mit Säuren unter Bildung von Salzen reagieren. Lavoisier nahm nach Experimenten mit CO_2 , NO_2 und SO_2 an, Säuren enthalten stets Sauerstoff. Wie wurde Lavoisiers Annahme widerlegt und was folgte Liebig hieraus im Hinblick auf Säuren?

5.5 Ligandenübertragung: Komplexe entstehen

Neben den metallischen und den stöchiometrischen Bindungen (ionisch und molekular-kovalent) gibt es auch **koordinative Bindungen in Komplexen**. Diese bilden sich, wenn Wechselwirkungen zwischen Molekülen mit freien Elektronenpaaren und oft kationischen Zentralatomen möglich sind. Diese **Zentralatome** müssen dazu besonders klein sein (Kationen) oder hohe Kernladungszahlen aufweisen. Sie nehmen Elektronenpaare auf (**Lewis-Säuren**, Elektronenpaar-Akzeptoren) und umgeben sich so mit Liganden. **Liganden** sind Moleküle oder Ionen mit freien Elektronenpaaren (**Lewis-Basen**, Elektronenpaar-Donatoren).

Die **Koordinationszahl** gibt an, wieviel koordinative Bindungen ein Zentralatom eingehen kann, und sie ist unabhängig von dessen Wertigkeit und Oxidationszahl. Hat ein Ligand mehrere freie Elektronenpaare, so kann er mehrzählig sein: Er deckt mehrere Koordinationsstellen ab.

!!! Wichtig zu wissen

Lewis-Säuren sind Elektronenpaar-Donatoren (Hier: **Zentralatome** mit nicht voll besetzten 3d- oder 4d-Orbitalen). **Lewis-Basen** sind Elektronenpaar-Donatoren (Hier: **Komplexbildner** bzw. **Liganden** in der Komplexchemie).

!!! Beispiele

Beispiel 1:

Ein Komplex mit koordinativer Bindung zwischen Zentralatom und Ligand ist z. B. das Chrom-III-hexaquo-chlorid $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Das Cr^{3+} -Zentralatom zieht hier sechs Elektronenpaare von jeweils einem Wassermolekül an. Diese ordnen sich so um das Zentralatom an (Koordination), dass das Ion eine oktaederförmige Struktur annimmt (größtmöglicher Abstand der sechs Liganden H_2O , Koordinationszahl 6).

Beispiel 2:

Liganden können mitunter mehrere Elektronenpaare an ein Zentralatom abgeben, so z. B. die Verbindung Ethylendiamin (Diaminoethan, auch abgekürzt als en). Das en-Molekül ist ein „zweizähntiger“ Ligand: $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ hat an beiden Aminogruppen $-\text{NH}_2$ je ein freies Elektronenpaar ähnlich dem N-Atom im Ammoniak. Das Molekül kann daher mit einem Zentralatom M zwei koordinative Bindungen eingehen (Abb. 5.5). In dem ebenfalls oktaederförmigen Komplex Dichlorobis(ethylendiamin)kobalt-III-chlorid $[\text{Co}(\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$ oder kürzer: $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$ sitzen z. B. vier Liganden an einem Co^{3+} -Ion: zwei Ethylendiamin-Moleküle (*Lewis-Basen*) und zwei Chlor-Anionen (Koordinationszahl 6). Das Kobalt-III-Kation (*Lewis-Säure*) besitzt sechs 3d-Elektronen, vier davon sind jedoch ungepaart. Es erreicht durch die Komplexbindung deren Umstellung auf drei 3d-Elektronenpaare, so dass die sechs Elektronenpaare der sechs Ligandenatome die beiden verbliebenen 3d-Orbitale, das 4s-Orbital und die drei 4p-Orbitale besetzen (also Bildung von d^2sp^3 -Hybridorbitalen, Koordinationszahl = 6, zum Erreichen der Edelgaskonfiguration des Krypton-Atoms).

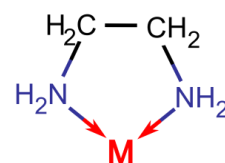


Abb. 5.5: Ethylendiamin-Metall-Komplex (Quelle: wikipedia, gemeinfrei)

Beispiel 3:

Ein drittes Beispiel ist der Nickel-Dimethylglyoxim-Komplex, der als qualitativer Nachweis für Nickel-II-salze in der anorganisch-analytischen Chemie eingesetzt wird – ein himbeerroter Niederschlag („Nickel-DMG“, Abb. 3.4 Mitte). Hier sitzen zwei Moleküle Dimethylglyoxim an einem Ni^{2+} -Zentralatom.

Komplexe mit der Koordinationszahl 2 sind in der Regel linear, mit 4 entweder quadratisch-planar oder tetraedisch und mit der Koordinationszahl = 6 sind sie oktaedrisch. Seltener ist die Koordinationszahl 5, hier sind sie trigonal-bipyramidal.

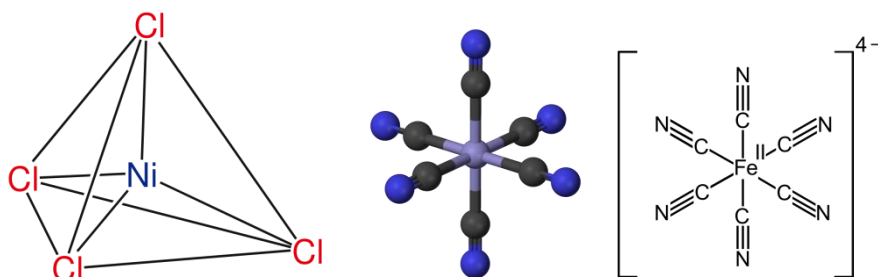


Abb. 5.6: Komplexe mit der Koordinationszahl 4 (pyramidal, links) und 6 (Mitte, oktaedrisch, als Formel auch rechts; Abb. gemeinfrei)

Hinweis: Bei oktaedrischen Komplexen mit zwei verschiedenen Liganden (A,B) vom Typ MA_2B_4 gibt es noch die beiden Möglichkeiten, dass die beiden Liganden A zwei benachbarte oder zusammenliegende (Z-, „cis-“) oder zwei entgegengesetzt liegende (E-, „trans-“) Ecken des Oktaeders besetzen. Auch bei planarer Anordnung von vier Liganden ist eine solche *cis-trans*-Isomerie möglich. *Cis-trans*-Isomere haben oft unterschiedliche Färbung und Wirkung, so ist z.B. das „Peyron'sche Salz“ (entdeckt 1844) *cis*-Diammindichloroplatin-II (Formel: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$) ein Medikament gegen Blasen- und Hodentumoren - das *trans*-Isomer jedoch ist wirkungslos. Mehr zu *cis-/trans*-Isomerie findet sich in Band 3 dieser Reihe zur Organischen Chemie.

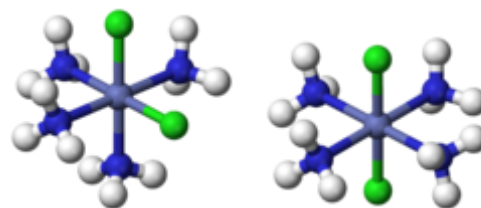
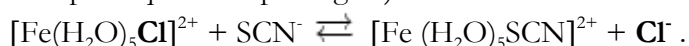


Abb. 5.7: Der Komplex $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ in *cis*-Form (von lat. *cis* „nebeneinander“, Links) und *trans*-Form (Rechts, „Gegenüberliegend“, Abb. gemeinfrei)

Die typische Reaktionsweise an koordinativen Bindungen ist der **Ligandenaustausch**.

!!! Beispiel

Man beobachtet beim Zusammengeben von Eisen-III-chloridlösung (durch Eisen-III-hexaquo- oder -chloropentaquo-Komplexe gelb) mit Ammonium- oder Kaliumthiocyanatlösung:



Der Thiocyanato-Komplex ist der wesentlich stabilere, darum werden schließlich alle Aquo-Liganden ausgetauscht, bis dass - in salzsaurer Lösung - blutrotes Eisen-III-thiocyanat entsteht. Für den Kobaltnachweis, der ebenfalls mit Thiozyanatlösung erfolgt, wird daher ein noch stabilerer und zudem farbloser Eisenkomplex gebildet - das Eisen wird „maskiert“, durch Zugabe einer Spatelspitze NaF oder KF entsteht im Reagenzglas der farblose Hexafluoroferrat-III-Komplex $[\text{FeF}_6]^{3-}$. Somit wird der blaue, in Amylalkohol lösliche Kobalt-Thiocyanato-Komplex erkennbar (Qualitative Nachweisreaktion für Co^{2+} in der anorganisch-analytischen Chemie).

Viele Komplexe werden in der Industrie als **Katalysatoren** eingesetzt.

Für Gleichgewichtsreaktionen - und Komplexbildungen sind stets Gleichgewichtsreaktionen - kann man nach dem MWG eine **Stabilitätskonstante K** für Komplexe bilden und elektrochemisch bestimmen.

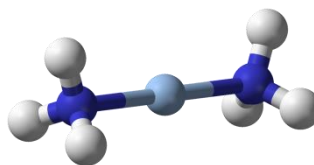


Abb. 5.8: Strukturmodell des Silberdiamminkomplexes $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ (Koordinationszahl: 2) – er ist linear (Abb. gemeinfrei)

!!! Beispiel

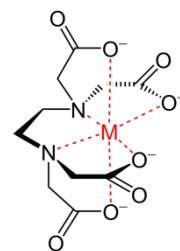
Wenn z.B. der Silberdiamminkomplex entsteht, so existiert folgendes, zweistufiges Gleichgewicht: $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{NH}_3_{(\text{aq})} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+_{(\text{aq})} + \text{NH}_3_{(\text{aq})} \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+_{(\text{aq})}$, und demzufolge für jeden der beiden Schritte eine Gleichgewichtskonstante K_{MWG} : K_1 und K_2 . Die Stabilitätskonstante für den Silberdiamminkomplex beträgt z.B.:

$$K = K_1 \cdot K_2 = \frac{c([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+)}{c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{NH}_3)^2} = 10^7 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2.$$

Das Löslichkeitsprodukt von AgCl beträgt $K_L = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$. Wässrige AgCl-Suspension enthält also maximal ca. $10^{-5} \text{ mol Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{L}$. Gibt man jedoch NH_3 hinzu, so löst sich AgCl als $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+_{(\text{aq})}$, - aus der Stabilitätskonstante $K = 10^7 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2$ lässt sich ablesen, dass die maximale Silberdiammin-Konzentration 10^7 mal größer sein kann als die der hydratisierten Silberkationen.

Besonders stabil sind Chelatkomplexe. **Chelate** sind Komplexe mit mehrzähligen Liganden (s.o. im Beispiel mit dem Liganden 1,2-Diaminoethan - auch Ethylendiamin genannt). Im EDTA-Metallion-Chelatkomplex (rechts) sitzt ein EDTA-Molekül um alle 6 Koordinationsstellen des Zentralatoms M – EDTA ist deshalb „sechszählig“.

Andere Liganden sind zwei- oder auch dreizählige:



!!! Beispiel

Aminoethansäure (die Aminosäure Glycin, Formel $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$) ist z. B. ein zweizähliger Ligand (Andockstellen mit freiem Elektronenpaar in Fettdruck), und Tartrationen reagieren in der basischen „Fehling’schen“ Lösung mit Cu^{2+} -Ionen als dreizählige Liganden, sodass dort kein $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ausfällt.

!!! Wichtig zu wissen

- **Komplexbildungs-Reaktionen** sind Transferreaktionen, bei denen Bindungen „höherer Ordnung“ entstehen (Komplexe, koordinative Verbindungen).
- **Komplexe** sind Verbindungen, die sich unabhängig von Oxidations- und Ladungszahlen bilden, indem Metall-Kationen (mit freien d-Orbitalen, **Lewis-Säuren**) zu Zentralatomen werden, die mit Liganden verbunden sind.
- **Liganden** sind Teilchen, die freie Elektronenpaare aufweisen (**Lewis-Basen**). Mehrzählige Liganden (Chelatbildner) weisen mehrere freie Elektronenpaare auf.
- **Koordinationszahlen** geben an, wie viele koordinative Bindungen ein Zentralatom eingehen kann (d. h. wie viele einzählige Liganden es binden kann).
- Ligandenaustausch-Reaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen, bei denen ein Zentralatom seine Liganden austauscht.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□□■) *Grundbegriffe der Komplexchemie:*

Definieren Sie die Begriffe Komplexbildungsreaktion, Komplex, Ligand, Zentralatom, Koordinationszahl und Ligandenaustausch.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2 (□■ ■ bis ■■■) *Prüfungsfrage aus einer mündlichen Prüfung zur Komplexchemie:*

Geben Sie an, welcher Ligand entsteht, wenn zur Erhöhung der Zähigkeit im Ethylendiaminmolekül jedes H-Atom an einem Stickstoffatom gegen eine Acetatgruppe ausgetauscht wird. Zu welchen Zwecken wird das Produkt eingesetzt? Und was ist ein Komplexon?

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.3 (etwa: □■ ■) *Klausuraufgaben zur Komplexchemie:*

- a) Erklären Sie am Beispiel des Hexafluoroferrat-III-Komplexes folgende Begriffe aus der Komplexchemie in je ein bis zwei ganzen Sätzen: a1) Koordinationszahl, a2) Ligand, a3) Zentralatom, a4) Ligandenaustausch
- b) Benennen Sie folgende Komplexe und Komplexsalze:
b1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, b2) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NH}_3)_2]^{2+}$, b3) $\text{K}[\text{Bi}(\text{I})_4]$, b4) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, b5) $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$, b6) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, b7) $[\text{Sn}(\text{Cl})_6]^{2-}$
- c) Die Verbindung 1,2-Diaminoethan (Ethylendiamin, abgekürzt en) bildet mit CoCl_3 -Lösung ein grünes Reaktionsprodukt (Formel: $[\text{Co}(\text{Cl})_2(\text{en})_2]\text{Cl}$, Name: Dichlorobis(1,2-diaminoethan)cobalt-III-chlorid). Erklären Sie, welche Art von Verbindung hier vorliegt und wie sie entsteht.
- d) Bilden Sie die Summenformel folgender Komplex-Ionen und Komplexsalze:
d1) Tetrahydroxoaluminat, d2) Natriumtetrahydroxo-aluminat, d3) Hexaquaachrom-III-chlorid, d4) Kaliumhexachloro-platinat-IV, d5) Ammonium-tetrachlorocuprat-II
- e) Das farblose Kupfersulfat (wasserfrei, CuSO_4) wird in Wasser gelöst blau (Koordinationszahl von Cu^{2+} ist 4). Gibt man etwas Ammoniakwasser hinzu, so entsteht zunächst ein hellblauer Niederschlag, der sich anschließend im Ammoniaküberschuss mit tiefblauer Farbe löst. Wird diese Lösung tropfenweise mit konz. Salzsäure versetzt, so verläuft dieser Vorgang rückwärts, wobei zusätzlich ein weißer Rauch entsteht (über der Flüssigkeit) und am Ende eine grüne Lösung (HCl -Überschuss).
- e1) Erklären Sie diese Versuchsbeobachtungen mit den hier ablaufenden Reaktionen.
- e2) Erstellen Sie deren Reaktionsschemen.

5.6 Nachweisreaktionen

Viele der in Kap. 5.1 bis 5.5 beschriebenen Transferreaktionen werden in der qualitativ-anorganischen Analytik als Nachweisreaktionen eingesetzt, wie sie in den ersten Semestern an Fachhochschulen und Universitäten oder auch z. B. im ersten Ausbildungsjahr der Chemielaboranten und CTAs behandelt werden. Zum Trainieren von Aufgabenstellungen zu diesem Themenbereich folgen hier Übungsaufgaben zu Nachweisreaktionen für Anionen und Kationen – wiederholend also zu Redox-, Säure-Base-, Fällungs- und Komplexbildungs-Reaktionen:

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□■ bis ■■■) Prüfungsbogen für Erstsemester, anorganisch-analytische Chemie; multiple-choice:

- 1) Welche der folgenden Reaktionen wird zum Nachweis von Kaliumionen eingesetzt?
a) Oxidationsschmelze, b) Kreuzprobe, c) Flammprobe, d) Amalgamprobe, e) Keine
- 2) Welche der folgenden Substanzen kann Kupfer am Besten oxidieren?
a) Natronlauge, b) Kohlensäure, c) Wasserstoffgas, d) Magnesiumpulver, e) Chlorgas
- 3) Welches der folgenden Ionen wird nicht über eine Säure-Base-Reaktion nachgewiesen?
a) Azetat, b) Sulfid, c) Carbonat, d) Kupfer-II-kation, e) Ammonium-Ion
- 4) Wie ändert sich der pH-Wert einer Säure mit pH = 2 bei Verdünnung um 1 : 100?
a) Er wird 100 Stufen größer, b) Er wird 2 Stufen kleiner, c) Er wird 1 Stufe kleiner, d) Er wird zwei Stufen größer, e) Er wird 10 Stufen größer
- 5) Welche Wertigkeit (Oxidationszahl) hat Chrom in Kaliumdichromat ($K_2Cr_2O_7$)?
a) +V, b) +VI, c) +IV, d) -II, e) null, f) +I
- 6) Welcher der folgenden Stoffe ist basisch?
a) $KMnO_4$, b) NH_3 , c) CH_3COOH , d) CH_3COONH_4 , e) NH_4Cl
- 7) Welche der folgenden Reaktionen dient dem Nachweis von Ammoniumionen?
a) Oxidationsschmelze, b) Kreuzprobe, c) Flammprobe, d) Amalgamprobe, e) Keine
- 8) Welcher der folgenden Stoffe reagiert sauer?
a) $KMnO_4$, b) NH_3 , c) NH_4NO_3 , d) CH_3COONa , e) CH_3COONH_4
- 9) Welches der folgenden Salze reagiert am stärksten basisch?
a) $KMnO_4$, b) Na_2SO_4 , c) NH_4Cl , d) CH_3COONH_4 , e) CH_3COONa
- 10) Welche Wertigkeit (Oxidationszahl) hat Schwefel in Schwefelsäure (H_2SO_4)?
a) +V, b) +VI, c) +IV, d) -II, e) null, f) +I
- 11) Was ändert sich an der Oxidationszahl, wenn ein Element reduziert wird?
a) Sie wird kleiner, b) Sie geht auf Null, c) sie wird größer, d) Sie wird halbiert, e) Nichts
- 12) Warum ist Quecksilbernitratlösung ein gutes Oxidationsmittel?
a) Sie enthält Edelmetallanionen, b) sie enthält Stickstoffanionen, c) sie enthält Edelmetallkationen, d) sie enthält Nitratkationen, e) sie reagiert stark sauer.
- 13) Warum ist Kaliumchromanat (K_2CrO_4) ein starkes Oxidationsmittel? a) Weil es ein Farbstoff ist, b) es wirkt stark reduzierend, c) es enthält zwei O_2 -Moleküle, d) Es enthält Sauerstoffanionen, e) Es enthält Chrom mit der Oxidationszahl +VI
- 14) Welches der folgenden Reduktionsmittel ist das stärkste?
a) Schwefel, b) Atomarer Wasserstoff, c) Atomares Chlorgas, d) Kupferpulver, e) Fixiersalz ($Na_2S_2O_3$)
- 15) Begründen Sie kurz Ihre Antwort zu Nr. 14 und nennen Sie ergänzend weitere Reduktionsmittel: zwei elementare und zwei molekulare oder ionische Stoffe.
- 16) Erstellen Sie die Reaktionsschemen für folgende Vorgänge:
a) Aluminium wird in Schwefelsäure gelöst
b) Eisen-II-oxid reagiert mit Aluminiumpulver
c) Kaliumpermanganat reagiert mit konz. Salzsäure (u.a. zu Mn^{2+} -Ionen)

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□■ bis ■■■) *Grundbegriffe und Aufschlüsse in der Analytik*

- a) Erklären Sie die Begriffe Erfassungsgrenze, Grenzkonzentration, spezifische und selektive Reaktion.
b) Die vier säureunlöslichen Stoffe Bariumsulfat, Eisen-III- und Chrom-III-oxid sowie Zinnstein / Zinn-IV-oxid sollen aufgeschlossen werden. Geben Sie geeignete Aufschlussverfahren an und erstellen Sie hierfür die Reaktionsgleichungen.

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□□■ bis □■■) *Vorproben und Anionennachweise:*

Formulieren Sie die Reaktionsschemen folgender Reaktionen:

- a) Amalgamprobe, b) Leuchtprobe (Ausgangsstoffe: HCl , Zn , Sn^{2+}), c) Oxidationsschmelze (Edukte: KNO_3 , NaNO_3 , Cr_2O_3 oder MnO_2 - es entstehen NO , CrO_4^{2-} und Na_2MnO_4 - letzteres disproportioniert bei Säurezugabe zum violetten Permanganat MnO_4^- und zu Braunstein, MnO_2), d) die drei Anionennachweise aus der US und die Kreuzprobe, e) das Anfertigen des SA aus einer US, die $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ und $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ enthält (Achtung: Al^{3+} bildet hier kein Carbonat!)

Üb(erleg)ungsaufgabe 4 (□□■ bis □■■) *Kationen trennen:*

- a) Welche Kationen gehören welchen Trenngangsgruppen an? Nennen Sie je Gruppe drei Beispiele.
b) Was würde sich an dieser Gruppeneinteilung der Kationen ändern, wenn man nach direkter Fällung der HCl -Gruppe Ammoniak und Ammoniumcarbonat zugeben würde?

Üb(erleg)ungsaufgabe 5 (□■■ bis ■■■) *Kationen trennen und nachweisen:*

Je eine Spatelspitze der Salze AgNO_3 , $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ und $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ werden in etwa 10 mL warmer, verdünnter Salpetersäure gelöst. Wie kann man diese Kationen wieder voneinander trennen und nachweisen (Spezifische und selektive Fällungs- und Nachweisreaktionen)?

Üb(erleg)ungsaufgabe 6 (□■■ bis ■■■) *100 Grundbegriffe der Allgemeinen und Anorganischen Chemie:*

Die folgenden 100 Grundbegriffe aus der Allgemeinen Chemie wurden nach Themengebieten aufgelistet sowie so, dass sie inhaltlich aufeinander aufbauen. Definieren Sie das folgende „Grundvokabular“ an Begriffen in je einem Satz und nennen Sie ggf. auch je ein Beispiel:

a) Bereich Stoffe, Stoffgemische und –trennverfahren:

1 Stoffgemisch (homo-/heterogen)	12 Sublimation
2 Reinstoff	13 Emulsion
3 Stofftrennverfahren	14 Suspension
4 Reaktion (= Stoffumwandlung)	15 Aerosol / Kolloid
5 Element	16 Filtration
6 Verbindung (chem.)	17 Destillation („Azeotrop“)
7 Stoffmenge	18 Extraktion
8 Masse	19 Sedimentation
9 Volumen	20 Analyse
10 Konzentration(sangaben)	21 Synthese
11 Kondensation	

b) Bereich Atombau und chemische Bindung:

22 Atom	32 Metallbindung
23 Molekül	33 Elektronegativität EN
24 Elementarteilchen (p+/n/e-)	34 Polare / unpolare Atombindung
25 Ion (Kation / Anion)	35 Legierung
26 Isotop	36 Atom-/Molekülorbital (AO/MO)
27 Atomhülle	37 Hybridorbital (HO)
28 Ladungs-/Oxidationszahl	38 Wasserstoffbrückenbindung
29 Edelgaskonfiguration, -schale	39 Koordinative Bindg.(Komplex)
30 Atombindung, kovalente Bindg.	40 Ligand / Koordinationszahl
31 Ionenbindung	

c) Bereich Protonenübertragung:

41 Säure	48 Protonenkonzentration
42 Base (= Lauge)	49 pH-Wert [$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$]
43 Protolyse (-grad α / Proton)	50 Verdrängungsreaktion
44 Neutralisation	51 Puffer
45 Dissoziation	52 Säurestärke (/ pKs-Wert)
46 Hydratation (/ Solvation)	53 Amphoterie
47 Stoffmengen-Konzentration	54 Titration

d) Bereich Elektronenübertragung:

55 Oxidation	61 Spannungsreihe (elektrochem.)
56 Reduktion	62 (Redox-/Normal-) Potential
57 Redoxreaktion	63 Elektromotorische Kraft
58 Reduktionsmittel	64 Normalwasserstoff-elektrode (NWE)
59 Oxidationsmittel, -zahl	65 Elektrolyse (Anode, Kathode)
60 Galvanisches Element	66 Dis-/ Komproportionierung

e) Bereich Reaktionsgeschwindigkeit und –mechanismus (Kinetik):

67 Aktivierungsenergie	72 Entropie
68 Endo- / Exotherme Reaktion	73 Thermodynamik
69 Gleichgewichtsreaktion (,MWG)	74 Kinetik
70 Katalyse (, Katalysator)	75 Gasgesetze, -konstante
71 Enthalpie	

f) Bereich Organische Chemie

76 Homologe Reihe	89 Kondensation(sreaktion)
77 Funktionelle Gruppe	90 Polymerisation(sreaktion)
78 Gesättigter Kohlen-wasserstoff (KW)	91 Duroplast
79 Ungesättigter KW	92 Thermoplast
80 Aromatischer KW	93 Elastomer
81 Isomerie	94 Optische Aktivität, Chiralität
82 Mesomerie	95 Substituent 1.+2.Ordnung
83 Substitution(sreaktion)	96 Dehydrierung
84 Substituent	97 Lipid
85 Radikal	98 Kohlenhydrat
86 Nukleophil/Elektrophil	99 Protein
87 Addition(sreaktion)	100 Enzym
88 Eliminierung(sreaktion)	

5.7 Lernzusammenfassung zu Kapitel 5

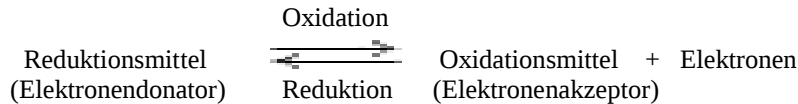
!!! Noch einmal in Kürze

1) Lernzusammenfassung Chemische Reaktionen (Kap.2):

- Stoffumwandlungen werden chemische Reaktionen genannt. Wenn Stoffe reagieren, dann wird dabei Energie in eine andere Form umgewandelt.
- Eine Reaktion kann oft durch Druck- und Konzentrationserhöhung der Edukte oder Entfernen der Produkte und durch Zugabe geeigneter Katalysatoren beschleunigt werden.
- Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht, indem er sich an der Reaktion beteiligt, ohne dabei verbraucht zu werden.
- Ein grundlegendes Konzept chemischer Reaktionen erklärt Stoffumwandlungen als Übertragung (Transfer) von Ladungen, Protonen, Ionen oder Liganden. Nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip gibt ein Atom, Molekül oder Ion Teilchen ab (Donator), ein anderes nimmt diese auf (Akzeptor).

2) Lernzusammenfassung Redoxreaktionen (Kap. 5.2):

- Wenn negative, elektrische Ladungen übertragen werden, dann liegen Redoxreaktionen vor (*charge transfer reaction*). Diese Reaktionen sind daran erkennbar, dass sich Oxidationszahlen ändern.
- Eine Oxidation ist die Abgabe von Elektronen an das Oxidationsmittel. Dabei wird die Ladungs- oder Oxidationszahl größer.
- Eine Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen vom Reduktionsmittel. Dabei wird die Ladungs-/ Oxidationszahl reduziert (kleiner).
- Oxidationsmittel haben ein hohes Bestreben, Elektronen aufzunehmen – Reduktionsmittel hingegen geben sie ab:



- Ein Oxidationsmittel ist ein Stoff, der andere Stoffe gut oxidieren kann (der ein hohes Bestreben hat, Elektronen aufzunehmen).
Wichtige Oxidationsmittel sind Sauerstoff, die Halogene, Wasserstoffperoxid, Edelmetall-Kationen und Verbindungen von Elementen mit ungewöhnlich hoher Oxidationszahl (z. B. Chromat-VI, Perchlorsäure, Blei-IV-oxid, Kaliumpermanganat, Salpeter, konz. Salpetersäure).
Das stärkste Oxidationsmittel ist Fluorgas (F_2).
- Die Spannungsreihe der Metalle ist die Auflistung der Metalle, angeordnet nach ihrer Reduktionskraft (dem „Redoxpotenzial“). Sie beginnt mit den Metallen höchster Reduktionskraft (Alkalimetalle), geht über das System Wasserstoff/Säure (H_2/H^+ , Redoxpotenzial gleich Null) und endet bei den Metallen geringster Reduktionskraft (Edelmetalle).
Edelmetall-Kationen haben eine hohe Oxidationskraft, Alkalimetall-Kationen keine.
- Ein Reduktionsmittel ist ein Stoff, der andere Stoffe gut reduzieren kann (also ein hohes Bestreben hat, Elektronen abzugeben).
Wichtige Reduktionsmittel sind unedle Metalle, Wasserstoffgas (ins Besondere atomarer Wasserstoff), Kohlenstoff und Kohlenwasserstoffe und Verbindungen von Elementen mit ungewöhnlich niedriger Oxidationszahl (z. B. Hydride mit H^- -Anionen, Nitrite, Sulfite, Thiosulfate, Eisen-II- und Zinn-II-Salze). Die stärksten Reduktionsmittel sind Cesium, Rubidium und atomarer Wasserstoff.
- Ein Galvanisches Element ist ein System, in dem Reduktion und Oxidation freiwillig und getrennt ablaufen können, so dass elektrische Spannung aufgebaut und Strom fließen kann (ein System, in dem zwei unterschiedliche Metalle über eine Elektrolytlösung miteinander in Kontakt sind).
- Als Redoxpotenzial bezeichnet man die zwischen zwei Halbzellen eines galvanischen Elementes aufgebaute Spannung (Standard-Redoxpotenzial: bei +25 °C, 1013 hPa Gasdruck und bei Elektrolytlösungen mit $c = 1$ mol/L).
- Ein Elektrolyt ist ein Stoffgemisch (eine Lösung), das als Leiter 2. Ordnung den elektrischen Strom nur leiten kann, wenn gleichzeitig ein Massetransport stattfindet (Leiter 1. Ordnung sind Metalle: Ladungstransport ohne Massetransport).
- Wenn dieser Ladungstransfer durch Einwirkung eines äußeren Zwanges umgekehrt wird, dann bezeichnet man diesen Vorgang als Elektrolyse. In der Regel werden bei einer Elektrolyse Ionen entladen – Kationen an der Kathode (am Minuspol, durch Reduktion), Anionen an der Anode (am Pluspol, durch Oxidation).
- Eine Elektrolyse ist eine durch elektr. Strom erzwungene Redoxreaktion. Hierbei werden hierbei die Elektrolyte zersetzt / zerlegt (Viele Salze und einige Säuren in die Elemente).
- Metalle, die nicht unter Wasserstoffbildung von Säuren gelöst werden können, werden Edelmetalle genannt (Redoxpotenzial über Null, das Standard-Redoxpotenzial von Säuren bzw. vom System H^+/H_2 beträgt Null).

3) Lernzusammenfassung Ionenübertragung / Fällungsreaktion (Kap.5.3):

- Eine Reaktion, bei der Ionen aus Salzlösungen so übertragen werden, dass bei deren Zusammengeben ein neuer, schwerlöslicher Stoff entsteht, wird als Fällungsreaktion bezeichnet, das Produkt als Ausfällung oder Niederschlag.
- Umkehrbare Reaktionen werden als Gleichgewichtsreaktionen bezeichnet: Gleichgewichts-Reaktionen sind Reaktionen, die in zwei Richtungen gleichzeitig verlaufen können (Hin- und Rückreaktion laufen u. U. gleichzeitig ab, Beispiel: $A + B \rightleftharpoons AB$).
- Das Massenwirkungsgesetz (MWG) besagt::
 $K_{MWG} = c(\text{Produkte}) / c(\text{Edukte})$

4) Lernzusammenfassung **Säure-Base- / Protolysereaktionen** (Kap. 5.4):

- Elektronenpaar-Akzeptoren werden als *Lewis-Säuren* bezeichnet, Elektronenpaar-Akzeptoren als *Lewis-Basen*.
- Säure-Base-Reaktionen sind Reaktionen, bei denen Protonen ausgetauscht werden (Protonenübertragungs- oder Protolyse-Reaktionen, ein Proton ist ein positiv geladenes Wasserstoff-Ion H^+).
- Eine Säure ist ein Stoff, der Protonen (H^+ -Ionen) abgeben kann: $Säure\ HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$,
In Wasser gelöste Säuren enthalten Hydronium- bzw. H_3O^+ - Ionen. Besonders starke Säuren (Stoffe mit hohem Bestreben, Protonen abzugeben) sind Schwefel-, Salpeter- und Salzsäure. Saure Lösungen weisen pH-Werte unter 7 auf.
- Eine Base ist ein Stoff, der Protonen aufnehmen kann: $B + H^+ \rightleftharpoons HB^+$ (Beispiel: Ammoniak). In Wasser gelöste Basen enthalten Hydroxid- bzw. OH^- -Ionen und werden Laugen genannt. Besonders starke Basen sind Natron- und Kalilauge. Basische Lösungen weisen pH-Werte über 7 auf.
- Säuren und Basen bilden bei einer Neutralisation Salze und Wasser; bei einer Verdrängungsreaktion werden schwächere Säuren oder Basen durch stärkere Säuren oder Basen aus ihren Salzen freigesetzt (verdrängt). Beide Reaktions-Typen werden mit Hilfe des Säure-Base-Modells von *Brønsted* und *Lowry* erklärt: Säuren sind Protonen-Donatoren, Basen sind Protonen-Akzeptoren.
- Als Hydrolyse bezeichnet man Protolysereaktionen mit Wasser (das sonst oft nur ein protisches Lösemittel ist).
- Der pH-Wert ist ein Maß für den „Säuregrad“ einer Lösung. Er entspricht dem negativen dekadischen Logarithmus der H_3O^+ -Konzentration: $pH = -\log c(H_3O^+) \Rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-pH} \text{ mol/L}$.
- Der pOH-Wert entspricht dem negativen dekadischen Logarithmus der OH^- -Konzentration: $pH = -\log c(OH^-) \Rightarrow c(OH^-) = 10^{-pOH} \text{ mol/L}$. Für eine Lösung gilt: $pH + pOH = 14$.
- Als Autoprotolyse bezeichnet man die Säure-Base-Reaktion des Wassers mit sich selbst:
 $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$. Für Wasser und neutrale Lösungen gilt:
 $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$, d. h.: $pH = 7$.
- In wässriger Lösung gilt aufgrund des konstanten K_W -Wertes bei 25°C immer:
 $K_S \cdot K_B = K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ Logarithmiert: $pK_S + pK_B = pK_W = 14$.
- Aus der Gleichgewichtskonstante K_{MWG} für die Protolyse einer Säure in Wasser kann eine Säurekonstante (K_S -Wert) berechnet werden, die als Maß für die Stärke einer Säure dient. Auch pH-Werte schwacher Säuren und Laugen werden mit Hilfe der logarithmierten K_S -Werte berechnet, ähnlich wie Dissoziationsgrade.
- Bei einer Säure-Base-Titration werden zur Bestimmung unbekannter Säure- oder Basekonzentrationen einer Probelösung abgemessene Volumina einer Maßlösung bekannter Konzentration zugegeben, bis dass der Äquivalenzpunkt erreicht wird.

5) Lernzusammenfassung **Ligandenübertragung / Komplexchemie** (Kap. 5.5):

- Komplexbildungs-Reaktionen sind Transferreaktionen, bei denen Bindungen „höherer Ordnung“ entstehen (Komplexe, koordinative Verbindungen).
- Komplexe sind Verbindungen, die sich unabhängig von Oxidations- und Ladungszahlen bilden, indem Metall-Kationen (mit freien d-Orbitalen, *Lewis-Säuren*) zu Zentralatomen werden, die mit Liganden verbunden sind.
- Liganden sind Teilchen, die freie Elektronenpaare aufweisen (*Lewis-Basen*). Mehrzählige Liganden (Chelatbildner) weisen mehrere freie Elektronenpaare auf.
- Koordinationszahlen geben an, wie viele koordinative Bindungen ein Zentralatom eingehen kann (d. h. wie viele einzählige Liganden es binden kann).
- Ligandenaustausch-Reaktionen sind Gleichgewichts-Reaktionen, bei denen ein Zentralatom seine Liganden austauscht.

Hinweis: Wenn das Lösen der vorausgegangenen Üb(er)legungsaufgaben in diesem Kapitel noch nicht gelungen ist, kann es nun vielleicht mit Hilfe der Lernzusammenfassung nochmals trainiert werden. Eine weitere, anschließende Lernhilfe ist der Vergleich der eigenen Lösungsversuche mit den folgenden Lösungshinweisen und Lösungen zu diesem Kapitel (Lernerfolgskontrolle).

5.8 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen

5.8.1 Hinweise und Lösungen zu Kap. 5.2

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

a) Cu^{2+} wird durch Magnesium (Mg) reduziert; b) Cl_2 wird durch Natrium reduziert; c) Pb^{2+} durch Zink; d) Sb^{3+} durch Eisen; e) O_2 durch S^{2-} ; f) SO_2 durch S^{2-} ; g) H^+ durch Zink; h) Pb^{4+} durch H_2 -Gas.

Üb(erleg)ungsaufgabe 2: Reaktionen sind möglich bei b,c,d und e

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

a) bis p) Falsche Formeln stehen in: d, e, j, l und n; ionisch sind: a, c, f, h und i;
q) die Anionen hiezu sind: a) Nitrid N^{3-} , c) Carbide C^{4-} , f) Oxid O^{2-} , h) Hydroxid OH^- i) Oxid O^{2-} ;
r) Salze entstehen aus Säuren und Basen (Übertragung von H^+ , Protolyse), aus Metallen und Nichtmetallen (Übertragung von e^- , Redox) oder aber durch folgende Reaktionsarten:

- Metall + Säure $\rightarrow$ Salz + Wasserstoff (Elektronenübertragung vom Metall auf H^+ /Säure)
- Metalloxid + Säure $\rightarrow$ Salz + Wasser (Protonenübertragung von der Säure auf das Oxid)
- Metallhydroxid + Säure $\rightarrow$ Salz + Wasser (H^+ -Übertragung auf das Hydroxid)
- Salz AB + Säure HX $\rightarrow$ Salz AX + Säure HB bzw.:
Salz AB + Base COH $\rightarrow$ Salz AC + Base BOH
- Salz AB + Salz CD $\rightarrow$ Salz AC + Salz BD (Fällungsreaktion in wässriger Lösung).

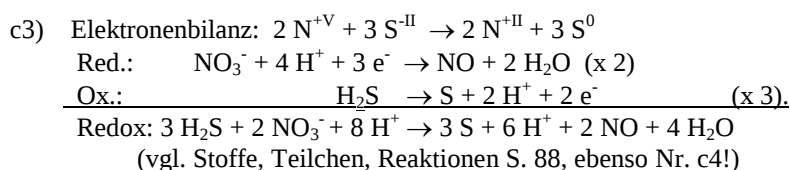
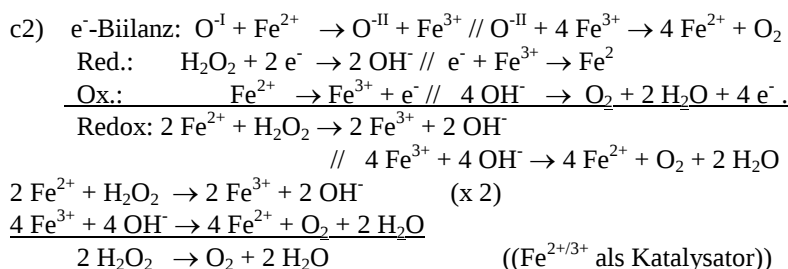
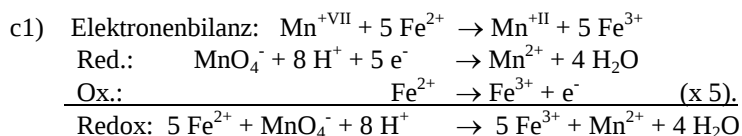
Üb(erleg)ungsaufgabe 4:

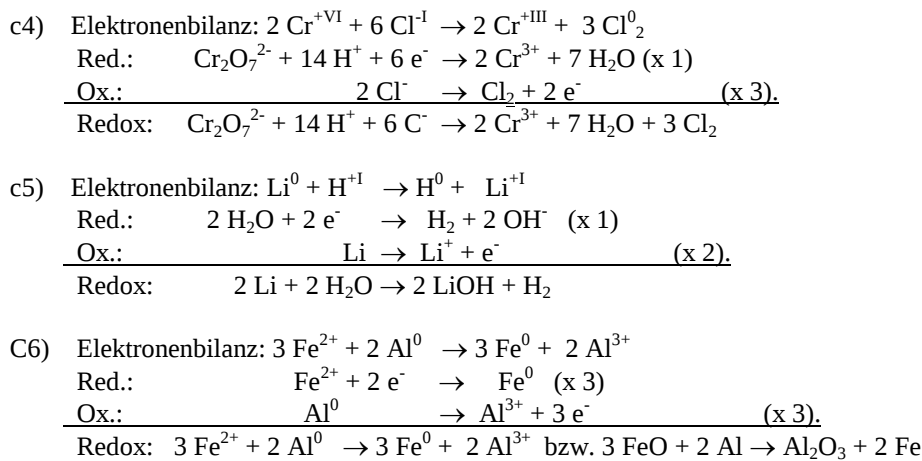
AlH_3	H_2O	P_2O_5	MnO_2	KMnO_4	Bi_2S_5	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	CHF_3	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	HCHO
III/-I	I/-II	V/-II	IV/-II	I/VII/-II	V/-II	II/V/-II	II/+I/-I	II/-II	2,5/-II	I/0/I/-II

Im Tetrathionat-Anion $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ergibt sich für den Schwefel eine Bruchzahl, da ein Durchschnitt errechnet wird. Die Schwefelatome haben z. T. die Oxidationszahl +II, zum Teil +III.

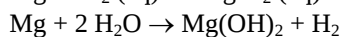
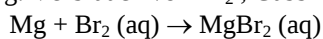
Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.5 (Klausur)

- a) Reduktionsmittel: unedle Metalle, H_2 , C, SO_2 , H^+ , Fe^{2+} , SO_3^{2-} , S^{2-} usw.,
Oxidationsmittel: Halogene, O_2 , H_2O_2 , KMnO_4 , HNO_3 , KNO_3 Schmelze, CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, Ag^+ , ...
b) Oxidationskraft z. B. gemäß PSE: $\text{F}_2 > \text{O}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2 > \text{S}$
(Verbindungen: vgl. Redoxpotenziale)

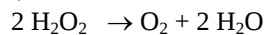
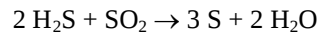




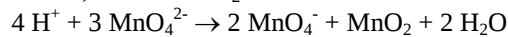
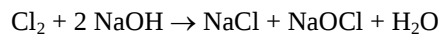
d) Entfärbung: Verbrauch von Br_2 , Gasbildung: Wasserstoff entsteht;



e) Komproportionierung: Zwei Verbindungen eines Elementes mit unterschiedlicher Oxidationszahl bilden eine Verbindung mittlerer Oxidationszahl, z. B.:

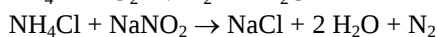


Disproportionierung: Eine Verbindung mittlerer Oxidationszahl bildet zwei Verbindungen eines Elementes mit unterschiedlicher Oxidationszahl, z. B.:

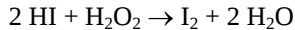


(Ansäuern der Oxidationsschmelze mit MnO_2)

f) $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ Komproportionierung



g) $5 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{O}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$



Iod (in Iodwasser gelbbraun) wird

mit Hexan extrahiert (hierin rosaviolett)

Üb(erleg)ungsaufgabe 6:

a) Redoxpaare mit niedrigem Redoxpotenzial reagieren vorrangig unter Elektronenabgabe (Oxidation, gute Reduktionsmittel), Redoxpaare mit hohem Redoxpotenzial reagieren vorrangig unter Elektronenaufnahme (Reduktion, gute Oxidationsmittel)

b) Es handelt sich um die beiden Stoffe Sauerstoffdifluorid OF_2 (bei $\text{pH} < 6$ mit einem Redoxpotenzial von $E^0 = +3,294 \text{ V}$) und das Anion N_3^- ($\text{pH} = 7$, mit $E^0 = -3,608 \text{ V}$).

Üb(erleg)ungsaufgabe 7:

(1) Spannungserzeugendes, elektrochemisches System aus zwei unterschiedlichen Metallen und einer Elektrolytlösung (spontane Redoxreaktion, Red./Ox. räumlich getrennt in 2 Halbzellen); Anordnung aus zwei Halbzellen (zumeist zwei Metalle in Elektrolytlösung), baut eine elektrochemische Spannung auf (Messverfahren: Potenziometrie) und dient daher der Messung des oxidierenden oder reduzierenden Charakters von Stoffen und wässrigen Lösungen in einer Halbzelle

(2) Reversible Elektronenübertragung, beeinflussbar durch die Art und Konzentration beteiligter Leiter und Elektrolyte

(3) Messbarer, oxidierender / reduzierender Charakter von Halbzellen, messbar als Redox-Standardpotenzial E_0

(4) Spannung eines galvanischen Elementes im stromlosen Zustand

(5) Spannung eines galvanischen Elementes bei angeklemmtem Voltmeter, ist infolge des inneren Widerstandes R_i des galvanischen Elementes geringer als die Zellspannung (je nach Stromstärke entsteht ein bestimmter Spannungsabfall $R_i \cdot I$): $U = U_K + R_i \cdot I$.

(6) Halbzelle eines galvanischen Elementes mit Platinelektrode, wasserstoffumspült, in einer Säure von $c = 1 \text{ mol/L}$ unter Normalbedingungen ($p = 1013 \text{ hPa}$, $\vartheta = 298,15 \text{ K}$), Potenzial $E_0 = 0,00 \text{ Volt}$.

(7) bezogen auf galvanische Halbzellen unter Normalbedingungen ($\vartheta = 25^\circ\text{C}$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $c = 1 \text{ mol/L}$ bzw. Aktivität $a=1$) in Kontakt mit der Normalwasserstoffelektrode, auch: Normalpotenzial, Kap. 7.2

(8) Differenz zwischen dem Standardelektrodenpotenzial (Redoxpotenzial) der Katode (Pluspol) und dem der Anode (Minuspol): $U^\circ = E^\circ_{\text{Pluspol, Katode}} - E^\circ_{\text{Minuspol, Anode}}$

Name	Anordnung	Entdeckung, Anmerkung
Brennstoffzelle	z.B. $\text{H}_2 / \text{KOH} / \text{O}_2$ oder auch $\text{H}_2 / \text{H}_3\text{PO}_4 / \text{O}_2$	Auch mit Hydrazin, Methanol und Methanal oder Wasserstoffperoxid, Salpetersäure und Halogenen
Daniell-Element	$\text{Zn} / \text{ZnSO}_4 // \text{CuSO}_4 / \text{Cu}$	1836, <i>John Frederic Daniell</i> , ca. 1,1V
Knopfzelle	$\text{Zn} / \text{KOH} / \text{Ag}_2\text{O}$	Auch „Zn-Ag ₂ O-Zelle“, 1,5-1,8V
Leclanché-Element	$\text{Zn} / \text{NH}_4\text{Cl} - \text{Gel} / \text{MnO}_2 / \text{Graphit}$, ggf. mit KOH als Elektrolyt	Auch „Trockenelement“, Zink-Kohle-Batterie, 1,3-1,6V
Lithiumzelle	$\text{Li} / \text{LiClO}_4$ in PPC / Ag_2CrO_4 PPC = Propylencarbonat	3,2 bis 3,3 V (z.B. in Herzschrittmachern)
Volta-Element	$\text{Zn} / \text{H}_2\text{SO}_4$ verdünnt / Cu	1793/1800, <i>Alessandro Volta</i>

Näheres hierzu vgl. z. B. in: M. Wächter, Tabellenbuch der Chemie, Wiley-VCH, Kap. 7 (Redoxreaktionen). Mehr zur Elektrochemie in Band 2 dieser Reihe (Physikalische und Analytische Chemie).

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.8:

Folgende Reaktionen sind **nicht** möglich: b,c,f,k und o-r

5.8.2 Hinweise und Lösungen zu Kap. 5.3

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

a) Die Löslichkeit der Erdalkalicarbonate und -sulfate sowie der Sulfide $\text{ZnS}/\text{CdS}/\text{HgS}$ fällt mit steigender Atommasse des Metallions stark ab.

b) Die molaren Massen, pK_L -Werte und Löslichkeiten in mol/L betragen näherungsweise:

Stoff	pK_L	M (g/mol)	L (mol/L)	Stoff	Löslichkeit	M (g/mol)	L (mol/L) *
AgF	löslich	126,96	gut löslich !	(Gas)	(L Gas/L H ₂ O)		bei: $V_\text{m} = 24$ L/mol
AgCl	9,7	143,32	ca. 0,00001	HCl	448 L/L	36,45	8,06
AgBr	12,3	187,72	ca. 10^{-6}	HBr	ca. 532,1	80,90	ca. 22,0
AgI	16,1	234,77	ca. 10^{-8}	H₂S	2,582	34,08	0,0533
CuI	11,3	190,45	ca. $10^{-5,6}$	N₂	0,0156	28,01	ca. 0,0009 ($10^{-3,2}$)
PbCO₃	13,5	267,20	ca. $10^{-6,7}$	NH₃	685,7	17,01	28,58

* Hier wurde angegeben, welche Löslichkeit sich rein rechnerisch in etwa ergibt, wenn man sie aus der in L Gas/L H₂O angegebenen Menge errechnet, indem man durch das molare Volumen bei Raumtemperatur dividiert ($v_\text{m} = 24$ L/mol); deshalb weichen diese Werte z.T. von realen bzw. Tabellenwerten ab. Real, d.h. in gebräuchlichen Konzentrationen der Laborpraxis ist rauchende Salzsäure (Massenanteil $w(\text{HCl}) = 37\%$) um 12 mol/L, konz. Ammoniakwasser (Massenanteil $w(\text{NH}_3) = 33\%$) um 17,1 mol/L, und von Schwefelwasserstoff lösen sich bei Raumtemperatur z.B. etwa 4 g bzw. $4/34 = 0,1176$ mol H₂S-Gas pro Liter Wasser (bei 0°C 0,707 g, aber bei +80°C nur noch 0,0765 g H₂S).

c) Je polarer das Gasmolekül ist (vgl. Elektronegativitätsdifferenz ΔEN), desto höher ist allgemein seine Wasserlöslichkeit (Vgl. NH_3 , HCl , H_2S , SO_2 , HBr , HI gegenüber N_2 , O_2 , He , CH_4).

d) Als abschätzende Näherung ergibt sich für Raumtemperatur als maximale Konzentration ein zu hoher Wert:

$$\frac{685,7 \text{ L NH}_3 / \text{kg H}_2\text{O}}{24 \text{ L Gas} / \text{mol}} = 28,57 \text{ mol} / \text{kg H}_2\text{O}.$$

Rechnet man nicht mit dem gerundeten, molaren Volumen für Raumtemperatur ($V_\text{m} \approx 24$ L/mol), sondern - hier ebenfalls gerundet und näherungsweise - über die Dichte, so ergibt sich ein noch höherer Wert für die Sättigungskonzentration:

$$685,7 \text{ L} / \text{kg H}_2\text{O} \cdot 0,72 \text{ g/L NH}_3 = 493,7 \text{ g NH}_3 / \text{L H}_2\text{O} \text{ bzw.:}$$

$$493,7 \text{ g NH}_3 / \text{L H}_2\text{O} : 17 \text{ g/mol} = 29,04 \text{ mol NH}_3 / \text{L H}_2\text{O}.$$

e) Wenn man von den Tabellenwerten für die Löslichkeit ausgeht, vereinfachend über $\rho(\text{H}_2\text{O}) \cong 1 \text{ g/L}$ die Werte in L Gas / kg H_2O mit denen in L Gas/L H_2O gleichsetzt und über molare Masse M und molares Volumen bei Raumtemperatur $v_m \cong 24 \text{ mol/L}$ die Löslichkeit in g Gas / L H_2O errechnet, so ergeben sich rechnerisch folgende Werte für die maximale Konzentration gesättigter Gas-Lösungen:

Gas (Formel)	Löslichkeit in H_2O (laut Tabelle)	$M = m/n$ (g/mol)	$\rho = m/v$, hier: $= M/v_m$ (g/L)	Löslichkeit $L = m/v$ (g/L H_2O)	Sättigungs- konzentration $c_{\max} = L/M$ (mol/L)
NH_3	685,7 L/kg	17,01	0,709	486,16	28,58 mol/L
HCl	448 L/kg	36,45	1,518	295,12	8,096 mol/L
O_2	0,31 L/kg	31,99	1,333	0,232	0,007 mol/L
He	0,0083 L/L	4,0026	0,167	0,049	0,0122 mol/L
H_2S	2,582 L/kg	34,08	1,42	1,818	0,0533 mol/L

Das Beispiel von NH_3 zeigt, dass man bei diesem andersartigen Rechenweg ebenfalls auf ähnliche Werte wie in Teilaufgabe d kommt.

Üb(er)legungsaufgabe 2:

- a) 1.) Dissoziation: $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{S}^{2-}_{(\text{aq})}$; Ausfällung: $\text{S}^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} = \text{PbS} \downarrow$ (analog: Cu^{2+}).
 2.) Dissoziation: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$;
 Ausfällung: $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$ (analog: Ba^{2+} , Ca^{2+} , aber nicht Cu^{2+}).

b) Der pK_L -Wert steigt mit zunehmender Größe und Polarisierbarkeit der Anionen (also von AgOH über AgCl und AgBr bis hin zu $\text{pK}_L(\text{AgI}) = 12,3$), da auch Ag -Kationen recht groß sind. Bei den zweiwertigen Anionen steigt die gegenseitige Anziehungskraft mit abnehmender Ionengröße, der pK_L -Wert steigt also in der Reihe $\text{Ag}_2\text{SO}_4 (4,85) < \text{Ag}_2\text{CO}_3 (11,3) < \text{Ag}_2\text{CrO}_4 (11,7) < \text{Ag}_2\text{S} (50,1)$.

Bei den Erdalkalisalzen fällt der pK_L -Wert mit steigender Größe der Kationen (Ca^{2+} / Ba^{2+}).

Bei den Blei-II-salzen steigt der pK_L -Wert mit zunehmender Anionengröße (Cl^-/I^- ; vgl. oben).

c) $K_L(\text{Bi}_2\text{S}_3) = c(\text{Bi}^{3+})^2 \cdot c(\text{S}^{2-})^3$, $K_L(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = c(\text{Ag}^+)^3 \cdot c(\text{PO}_4^{3-})$, $K_L(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = c(\text{Ca}^{2+})^3 \cdot c(\text{PO}_4^{3-})^2$.

d) Die intensivste Gelbfärbung wird bei der höchsten Chromatkonzentration $c(\text{CrO}_4^{2-})$ erreicht. Diese stellt sich in der KNO_3 -Lösung ein, da die Löslichkeit durch zusätzlichen, fremdionigen Zusatz erhöht wird (im Vergleich zu reinem Wasser). Die geringste Färbung stellt sich in der Blei-II-chloridlösung ein, da gleichionige Zusätze die Löslichkeit absenken; das Ionenprodukt $c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{CrO}_4^{2-})$ bleibt konstant, und wenn $c(\text{Pb}^{2+})$ durch Zugabe von Bleichloridlösung größer wird, dann muss $c(\text{CrO}_4^{2-})$ kleiner werden. Die Werte betragen bei 25°C $\text{pK}_L(\text{PbCrO}_4) = 13,7$ und $\text{pK}_L(\text{PbCl}_2) = 4,8$. Die Löslichkeit von PbCl_2 wird mit steigender Temperatur wesentlich größer, so dass $c(\text{CrO}_4^{2-})$ und somit auch die Gelbfärbung der Lösung noch stärker abnimmt.

e) Die Reihenfolge beträgt: $\text{Ca}(\text{OH})_2 K_L 4,3 < \text{CaSO}_4 K_L 4,6 < \text{CaCO}_3 K_L 8,3 < \text{PbCO}_3 K_L 13,1 < \text{Fe}(\text{OH})_2 K_L 18,1 < \text{Fe}(\text{OH})_3 K_L 38,8 < \text{Ag}_2\text{S} K_L 50,1$.

f) Die Werte betragen: $K_L(\text{BaSO}_4) = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, $K_L(\text{SrSO}_4) = 3 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^2/\text{L}^2$, $K_L(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$. MgSO_4 ist gut löslich. Somit fällt bei Zugabe gesättigter Strontiumsulfatlösung nur das Bariumsulfat aus (Eine Trennoperation innerhalb der Ammoniumcarbonatgruppe im Kationentrenngang!).

g) Für ein Ausfällen von SrSO_4 ist folgende Konzentration zu überschreiten:

$$\frac{3 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{c(\text{SO}_4^{2-})} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L},$$

für die Bariumsulfatfällung bereits analog:

$$\frac{10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{c(\text{SO}_4^{2-})} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 0,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L},$$

Demnach fällt Barium zuerst aus (vgl. Teilaufgabe f). Wenn dann bei $c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ das Strontiumsulfat ausfällt, dann beträgt

$$\frac{10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{c(\text{Ba}^{2+})} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 6,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}.$$

(Teilaufgabe g) entnommen aus: Jäckel/Risch: Chemie heute – Sekundarstufe II, Lehrband, Teil 1, Hannover 1990, S.149, ISBN 3-507-10619-1.)

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

a) Berechnung der Gleichgewichtskonstante:

Gleichgewichtsreaktion	Gleichgewichtskonstante
$n A + m B \rightleftharpoons A_n B_m$	$K_{\text{MWG},c} = \frac{c(A_n B_m)}{c(A)^n \cdot c(B)^m}$
$a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$	$K_{\text{MWG},c} = \frac{c(C)^c \cdot c(D)^d}{c(A)^a \cdot c(B)^b}$
$a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$	$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ mit $\Delta n = (c+d) - (a+b)$ als Stoffumsatz

b) Löslichkeitsprodukt und Massenwirkungsgesetz:

Berechnung der Löslichkeitsprodukte K_L und der pK_L -Werte schwerlöslicher Verbindungen aus der Massenwirkungsgesetz-Konstante (K_{MWG}) für ein Elektrolytgleichgewicht $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$:

$$\frac{c(A^+) \cdot c(B^-)}{c(AB)} = K_{\text{MWG}} \Rightarrow c(A^+) \cdot c(B^-) = c(AB) \cdot K_{\text{MWG}} = K_L(AB) \quad [\text{in mol}^2/\text{L}^2] \quad pK_L = -\log K_L$$

Für die Dissoziation von Elektrolyten vom Typ $A_n B_m$ kann neben der Dissoziationskonstante ebenfalls das Löslichkeitsprodukt K_L formuliert werden, indem man die Konzentration undissoziierten Stoffes in gesättigten Lösungen gleich 1 setzt:

- Der K_L -Wert entspricht dem Ionenprodukt des Elektrolyten in gesättigter Lösung,
- der pK_L -Wert dem negativen, dekadischen Logarithmus des Löslichkeitsproduktes:

$$A_n B_m \rightleftharpoons n A^{m+} + m B^{n-} \quad \text{Dissoziationskonstante } K_D = \frac{c(A^{m+})^n \cdot c(B^{n-})^m}{c(A_n B_m)}$$

$$c(A_n B_m) = 1 \Rightarrow \text{Löslichkeitsprodukt } K_L(A_n B_m) = c(A^{m+})^n \cdot c(B^{n-})^m = K_D \cdot c(A_n B_m) = K_D \cdot 1$$

$$pK_L = -\log K_L = -\log [c(A^{m+})^n \cdot c(B^{n-})^m] \quad \text{bzw.} \quad K_L = 10^{-pK_L}$$

Umrechnung von Löslichkeit $L(A_n B_m)$ und Löslichkeitsprodukt $K_L(A_n B_m) = c(A^{m+})^n \cdot c(B^{n-})^m$ für Elektrolytgleichgewichte vom Typ $m A + n B \rightleftharpoons A_n B_m$ ineinander mit Hilfe der Equivalentkonzentration $c(\text{eq}) = [n : z(i)] / V(\text{Gesamt})$:

$$L = \frac{c_{\text{eq}}(A^+)}{m} = \frac{c_{\text{eq}}(B^-)}{n} = \sqrt[n+m]{\frac{K_L}{n^n \cdot m^m}}$$

c) Für $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ folgt somit: $K_L = c(\text{eq}, \text{Al}^{3+})^2 \cdot c(\text{eq}, \text{SO}_4^{2-})^3$
 $\Rightarrow c(\text{eq}, \text{Al}^{3+}) = 2 \cdot L$ und $c(\text{eq}, \text{SO}_4^{2-}) = 3 \cdot L \Rightarrow K_L = (2 \cdot L)^2 \cdot (3 \cdot L)^3$

Ergebnis:
$$L = \sqrt[5]{\frac{K_L}{2^2 \cdot 3^3}}$$

Üb(erleg)ungsaufgabe 4:

a) Löslichkeitsprodukte werden aus der Löslichkeit in g/L berechnet, indem man Letztere durch die Molare Masse teilt und die erhaltene Stoffmengenkonzentration der entsprechenden Ionen in das Löslichkeitsprodukt einsetzt:

$$c(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = \frac{L \text{ (in g/L)}}{M \text{ (in g/mol)}} = \frac{6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}{418,7 \text{ g/mol}} = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Die Silberionenkonzentration beträgt gemäß $\text{Ag}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{ Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ das Dreifache:

$$c(\text{Ag}^+) = 3 \cdot c(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 4,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Das Löslichkeitsprodukt von Silberphosphat ergibt sich dann nach:

$$K_L = c(\text{Ag}^+)^3 \cdot c(\text{PO}_4^{3-}) = (4,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}) \cdot 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = 1,56 \cdot 10^{-18} \text{ mol}^4/\text{L}^4$$

$$\text{b) } n(\text{Ag}^+) = \frac{m}{M} = \frac{1,88 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{142,32 \text{ g/mol}} = 1,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow c(\text{Ag}^+) = 1,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-) \text{ und: } K_L = c(\text{Ag}^+)^2 = (1,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L})^2 = 1,74 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\text{c) Analog ergibt sich hier: } K_L(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

d) Die Fluoridionenkonzentration ist das Halbe der Kalziumionenkonzentration: $c(\text{F}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}^{2+})$. Dementsprechend berechnet sich das Löslichkeitsprodukt hier nach:

$$K_L(\text{CaF}_2) = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{F}^-)^2 = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot 4 \cdot c(\text{F}^-) = 4 \cdot c(\text{Ca}^{2+})^3 \\ = \sqrt[3]{0,25 \cdot 4,11 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}.$$

Über $m = c \cdot V \cdot M$ ergibt sich aus der Fluoridkonzentration dann mit $M(\text{CaF}_2) = 78,1 \text{ g/mol}$ die Masse an Kalziumfluorid:

$$c(\text{CaF}_2) = c(\text{Ca}^{2+}) = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L und:}$$

$$m(\text{CaF}_2) = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 0,1 \cdot 78,1 \text{ g/mol} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 1,7 \text{ mg}.$$

$$\text{e) } c(\text{Ag}^+) = 2 \cdot c(\text{CrO}_4^{2-}) = 2 \cdot 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_L = c(\text{Ag}^+)^2 \cdot c(\text{CrO}_4^{2-}) = (2 \cdot 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L})^2 \cdot 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = 1,9 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^3/\text{L}^3.$$

f) Entsprechend der vorausgegangenen Teilaufgabe wird auch das Löslichkeitsprodukt von Bariumsulfat (Malerweiß) errechnet:

$$K_L(\text{BaSO}_4) = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = c(\text{Ba}^{2+})^2 = (1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L})^2 = 1,08 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2.$$

$$\text{g) } L(\text{AgCl}) = c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-) = \sqrt{K_L(\text{AgCl})} = 10^{-8} \text{ mol/L}.$$

$$L(\text{PbCl}_2) = c(\text{Pb}^{2+}) = 2 \cdot c(\text{Cl}^-) \Rightarrow K_L = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot 2 \cdot c(\text{Cl}^-)^2 = 4 \cdot c(\text{Pb}^{2+})^3$$

Hieraus folgt durch Umformen, dass sich die Löslichkeit berechnen lässt, indem der Zahlenwert von K_L in die Gleichung $L(\text{PbCl}_2) = \sqrt[3]{\frac{K_L}{4}}$ eingesetzt wird.

Allgemein berechnet sich die Löslichkeit eines Salzes A_mB_n nach:

$$L(\text{A}_m\text{B}_n) = c_{\max}(\text{A}_m\text{B}_n) = \sqrt[m+n]{\frac{K_L}{m^m \cdot n^n}}$$

5a) Mit $\text{p}K_L = -\log K_L$ ergeben sich folgende Werte:

$$\begin{array}{llll} \text{p}K_L(\text{ZnS}) = 24,7; & \text{p}K_L(\text{CuS}) = 36,1; & \text{p}K_L(\text{FeS}) = 18,1; & \text{p}K_L(\text{Ag}_2\text{S}) = 49; \\ \text{p}K_L(\text{MnS}) = 15,4; & \text{p}K_L(\text{AgCl}) = 9,7; & \text{p}K_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 11,2. \end{array}$$

b) Es fallen zunächst nur Silber- und Kupfer-II-sulfid aus, da das Ionenprodukt im Falle des Kupfer-II-salzes für die Mischung mit der H_2S -Lösung dann schon bei $10^{-24} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ liegt. Auch im Falle Silber wird der K_L -Wert durch das Ionenprodukt weit überschritten, jedoch fällt das Silberchlorid zuvor schon aus, wenn man mit HCl ansäuert, denn der $\text{p}K_L$ -Wert beträgt $\text{p}K_L(\text{AgCl}) = 9,7$.

c) Es fällt Zinksulfid aus, Ionenprodukt etwa $10^{-20} \text{ mol}^2/\text{L}^2$.

d) Es fallen Mangan-II- und Zink-II-sulfid aus, Ionenprodukte: 10^{-14} und $10^{-17} \text{ mol}^2/\text{L}^2$. Magnesiumhydroxid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ fällt noch nicht aus, erst ab etwa $c(\text{OH}^-) = 10^{-4} \text{ mol/L}$ bei $\text{pOH} = 4$ bzw. $\text{pH} = 10$.

5.8.3 Hinweise und Lösungen zu Kap. 5.4

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

$\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (Neutralisation, die Reinigungskraft des sauren und des basischen WC-Reinigers heben sich gegenseitig auf statt sich zu verdoppeln!)

Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

- a) Alle Metalle: glänzend, verformbar, elektr. Leiter, gute Wärmeleiter, bilden mit Halogenen Salze (und nur zum Teil mit Säuren Salze und Wasserstoffgas, sofern nicht zu edel; Oxide unedler metalle reagieren mit Wasser zu Laugen)
- b) Alkalimetalle zudem: brennbar, Dichte unter 1 g/cm^3 , reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoffgas, mit Säuren zu Salzen und Wasserstoffgas und mit Halogenen zu Salzen
- c) Alle Halogene: Giftig, farbig, niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, wasserlöslich (außer F_2 , reagiert zu HF), reagieren mit Wasserstoff zu Säuren (Halogenwasserstoffsäuren!) und mit Metallen zu Salzen (Oxidationsmittel!)
- d) Alle Laugen (Basen): wässrige Lösung $\text{pH} > 7$, reagieren mit Säuren sowie mit Nichtmetalloxiden zu Salzen und Wasser, vertreiben schwächere Basen aus ihren Salzen

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

Teil 1:

- Nach *Antoine de Lavoisier* (1743-1794) sind Säuren Verbindungen der Nichtmetalloxide mit Wasser ("oxygenium" = Säurebildner).
- Nach *Svante Arrhenius* (1859-1927) sind Säuren Stoffe, die in wässriger Lösung H^+ -Ionen abspalten (Protonendonatoren, Gegenspieler: Basen, spalten OH^- -Ionen ab).
- Nach *Johannes Brønsted* (1879-1947) und *Thomas Lowry* (1874-1936) spalten Säuren H^+ ab, während Basen Stoffe sind, die diese aufnehmen (Protonenakzeptoren), und zwar unabhängig vom Lösemittel Wasser (Beispiel im Text: Reaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff in Luft).
- Nach *G. N. Lewis*, 1923, geben Basen Elektronenpaare ab (Elektronenpaardonator) und Säuren nehmen Elektronenpaare auf (Elektronenpaarakzeptoren, Beispiele: H^+ und BF_3 , reagieren beide mit der Lewis-Base NH_3 , vgl. Teil 2, Reaktionsgleichung g, und Nickelmetall als Lewis-Säure (Elektronenlücke im 3d-Orbital) reagiert mit Kohlenmonoxid $\text{C}\equiv\text{O}$ als Lewis-Base: $\text{Ni} + 4 \text{CO} \rightarrow [\text{Ni}(\text{CO})_4]$, vgl. Kap. 5.5 zu "Komplexen").

Teil 2:

- a) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH}$ oder: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$
- b) $2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{CH}_3\text{COOH}$ oder wie in 1a; Säure-Base-Reaktion, Base: Acetat
- c) $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{Fe}$ oder: $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 4 \text{FeO}$ (Redoxreaktion)
- d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 3 \text{CO} + 2 \text{Fe}$ oder: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + 2 \text{FeO}$ (Redox, Hochofen)
- e) $2 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ oder: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$ (Säure-Base-Reaktion)
- f) $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ (Neutralisation)
- g) $\text{BF}_3 + \text{NaF} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{BF}_4^-$ (Lewis-Säure BF_3 + Lewis-Base Fluorid F^-)
- h) Säure-Base-Reaktionen sind: a, b, e und f sowie – nach *Lewis* – auch g.

Hinweis: *Lewis* definierte Säuren als Elektronenpaar-Akzeptoren, Basen als Elektronenpaar-Donatoren. Demnach ist ein Protonen-Donator bzw. ein Proton „nur“ ein Sonderfall einer *Lewis*-Säure (kleines Teilchen, also extrem hohe Ladungsdichte): H^+ ist ein Elektronenpaar-Akzeptor. Näheres zum *Lewis*-Konzept vgl. in Kap. 5.1.3 und 5.5.

Üb(erleg)ungsaufgabe 4:

- a) Kreuzprobe: Durchführung: 2 Uhrgläser, UIP kreuzweise anbringen (innen/außen), Probe mit KOH oder NaOH und 1 Tropfen Wasser versetzen; Nachweismittel: Starke Base (+ UIP, Wasser), Verdrängungsreaktion: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$, am UIP: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- b) Carbonatnachweis: Durchführung: Reagenzglas mit Probe, Gasableitungsrohr und durchbohrtem Gummistopfen, Pipette mit Salzsäure, Gasableitung in Kalk- oder Barytwasser, Nachweismittel: Kalk- oder Barytwasser, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ bzw. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ als frisch filtrierte, klare Lösung, Verdrängungsreaktion: $\text{CO}_3^{2-} (\text{Probe}) + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\text{gasf.})$, im Nachweisreagenz: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (bzw. ebenso mit $\text{Ba}(\text{OH})_2$)
- c) $\text{Ca} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CaBr}_2$ und $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ d) $2 \text{I}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Br}^-$

Üb(erleg)ungsaufgabe 5:

- a) $\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (oder: $\text{O}^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$)
b) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{KHSO}_4 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KNaSO}_4$ (oder: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$)
c) $\text{FeS} + 2 \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$ (oder: $2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$)
 $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{PbS} + 2 \text{CH}_3\text{COOH}$ (oder: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$)
d) $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{CO}_2$ (Verdrängung und Ausfällung)
e) $3 \text{CuO} + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{Cu}$
f) $6 \text{CuO} + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{Cu}_2\text{O}$

Üb(erleg)ungsaufgabe 6:

- 1.) Die korrespondierenden Basen sind:
 H_2O , Cl^- , HS^- , OH^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- , SO_4^{2-} , HCOO^- , HOOC-COO^- , NO_3^- , HSO_3^- , HPO_4^{2-} und NH_3 .
2.) Die korrespondierenden Säuren sind:
 H_2CO_3 bzw. $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, SH^- , H_2S , H_2O , H_3O^+ , NH_3 , NH_4^+ , HPO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , HMnO_4 , NH_2^- , OH^- , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HSO_3^- , HCN und HSCN .
3.) Die Produkte sind:
a) NH_4^+OH^- , b) $\text{H}_3\text{O}^+\text{SH}^-$, c) $\text{H}_3\text{O}^+\text{Br}^-$, d) NH_4^+F^- , e) $\text{H}_3\text{O}^+\text{HCO}_3^-$, f) CO_2 , H_2O und $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$,
g) $\text{K}_2\text{SO}_4_{(\text{aq})}$ und H_2O , h) H_2SO_4 , i) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, j) $\text{CH}_3\text{COONa}_{(\text{aq})}$ und H_2O .
4.) Lösungen (die mit freiem Elektronenpaar begabten und u.U. als Lewis-Base fungierenden Atomgruppen in **fett** gedruckt): NH_3 , NH_4Cl , H_2O , H_2CO_3 , Na_2CO_3 , HCOOH , KHS , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Üb(erleg)ungsaufgabe 7:

- a) Beispiele für mögl. Lösungen bei Säuren: Salzsäure / HCl , Schwefelsäure, H_2SO_4 , Salpeter-, Phosphor-, Essigsäure / HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH u.a.; Laugen:
Natronlauge / NaOH , Kalilauge / KOH , Kalkwasser / $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Salmiakgeist = Ammoniakwasser NH_4OH (oder NH_3_{aq}), Barytwasser $\text{Ba}(\text{OH})_2$
b) Oxidationsmittel: Sauerstoff / O_2 , Wasserstoffperoxid / H_2O_2 , Salpetersäure / HNO_3 , Kaliumpermanganat / KMnO_4 , Kaliumperchlorat oder -iodat / KClO_4 bzw. KIO_4 , Blei-IV-oxid / PbO_2 , konz. Schwefelsäure H_2SO_4 , Kupfer-II-oxid / CuO , Silbernitratlösung / AgNO_3 , Chlorwasser / Cl_2_{aq} , Salpeter KNO_3 , Reduktionsmittel: Magnesium, Zink oder Aluminium / Mg , Zn , Al , Methan / CH_4 , Wasserstoff / H_2 , Natriumsulfitlösung / $\text{Na}_2\text{SO}_3_{\text{aq}}$, Lithiumaluminiumhydrid LiAlH_4 , Natriumborhydrid NaBH_4 , Kalziumhydrid / CaH_2 , Fixiersalzlösung = Natriumthiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3_{\text{aq}}$, Eisen-II-sulfat-Lösung $\text{FeSO}_4_{\text{aq}}$, besonders kräftig: Natrium / Na
c) polar-protisch: Wasser / H_2O , Ethanol / $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, Aceton = Propanon / CH_3COCH_3 , Essigsäure CH_3COOH ; unpolar: Toluol $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$, Xylol $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$, Hexan / C_6H_{14} , Heptan / C_7H_{16} , Cyclohexan / C_6H_{12} , Amylalkohol = Pentanol / $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$, Waschbenzin, Petrolether, Chloroform / CHCl_3 , Öle und Fette
d) Die IUPAC-Namen, Formeln und nötigen Warnhinweise sind:
1) Natriumhydroxid, NaOH , C, 2) Natriumhydrogencarbonat, NaHCO_3 , ggf. X_n ,
3) Natriumcarbonat, Na_2CO_3 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), C, 4) Kaliumnitrat, KNO_3 , O, 5) Natriumchlorid, NaCl , -,
6) Magnesiumsulfat, MgSO_4 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), -, 7) Ammoniumchlorid, NH_4Cl , X_n ,
8) Kupfer-II-sulfat (-pentahydrat), CuSO_4 (• $5 \text{ H}_2\text{O}$), X_n , 9) Zink-II-sulfat (-hydrat), ZnSO_4 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), X_n ,
10) Kaliumaluminiumsulfat(-hydrat), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (• $n \text{ H}_2\text{O}$), -,
11) Kaliumchromsulfat(-hydrat), $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ (• $n \text{ H}_2\text{O}$), X_n ,
12) Natriumsulfat(-hydrat), Na_2SO_4 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), -,
13) Ammoniumeisen-II-sulfat (-hydrat), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$ (• $n \text{ H}_2\text{O}$), -, 14) Natriumtetraborat, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, -,
15) Kalziumhypochlorid, $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, O, X_n , 16) Kalziumsulfat, CaSO_4 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), -,
17) Aluminiumoxid / Aluminiumhydroxid, Al_2O_3 / $\text{Al}(\text{OH})_3$, -, 18) Bariumhydroxid, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, C, ggf. T,
19) Kalziumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, C, 20) Kalziumoxid, CaO , C, 21) Kaliumhydroxid, KOH , C,
22) Kalziumcarbonat, CaCO_3 , -, 23) Ammoniumhydrogencarbonat, NH_4HCO_3 , Ggf. Xi,
24) Kaliumcarbonat, K_2CO_3 , C, 25) Kaliumcyanid, KCN , T+, 26) Quecksilbersulfid, HgS , -,
27) Kaliumhydroxidlösung, KOH , C,
28) Chlorwasserstofflösung, konz. (auch: Hydrogenchlorid, konz. Lösung), HCl , C,
29) Kalziumhydroxidlösung, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, C, 30) Tetrachlorkohlenstoff, CCl_4 , T,
31) Natriumhydroxidlösung, NaOH , C, 32) Bariumhydroxidlösung, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, C, T

Üb(erleg)ungsaufgabe 8:

$\text{HSO}_3\text{F} + \text{SbF}_5 \rightarrow \text{HO}(\text{O})\text{SF-O-SbF}_5$ (reagiert durch Protonierung in HSO_3F weiter zu:
 $(\text{HO})_2\text{S}(\text{O})\text{F}^+ [\text{Sb}(\text{F})_5(\text{O-SO}_2\text{F})]$, einer Supersäure, die alle organischen Stoffe protonieren kann und umso saurer reagiert, desto mehr SO_3 in das $\text{SbF}_5\text{-HSO}_3\text{F}$ -Gemisch gegeben wird
(nach Olah/White/O'Brien in: ChemRev.70,561, 1970).

Üb(erleg)ungsaufgabe 9:

a) Säure-Base-Reaktionen = Protonenübertragung:

1) Neutralisation:

Säure HA + Lauge B gibt: Salz AB (und Wasser)

Säure HA + Metalloxid MO gibt: Salz MA und Wasser

2) Verdrängungsreaktion:

Säure A + Salz MB gibt: Säure B + Salz MA (wenn A die stärkere Säure ist, entsprechend:)

Base A + Salz MB gibt: Base B + Salz MA (wenn Base A stärker als Base B ist)

b) Größengleichungen/Formeln:

$$\text{pH} = -\log c_{(\text{Protonen})}$$

$$\text{pOH} = -\log c_{(\text{Hydroxidionen})}$$

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_W = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_W = 14$$

$$\text{pH-Wert starker Säuren: } \text{pH} = -\log c_{\text{Säure}}$$

$$\text{pOH-Wert starker Basen: } \text{pOH} = -\log c_{\text{Base}}$$

$$\text{pH-Wert schwacher Säuren: } \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \log c_{\text{Säure}})$$

$$\text{pOH-Wert schwacher Basen: } \text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \log c_{\text{Base}})$$

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad \text{p}K_s = -\lg K_s$$

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{BH}^+)}{c(\text{B})} \quad \text{p}K_B = -\lg K_B$$

$$\text{p}K_s + \text{p}K_B = \text{p}K_W = 14 \quad \text{p}K_W = -\lg K_W$$

Protolyse schwacher Säuren: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{Dissoziationsgrad } \alpha \cdot c_0(\text{HA})$

Protolyse schwacher Basen: $c(\text{OH}^-) = \text{Dissoziationsgrad } \alpha \cdot c_0(\text{B})$

Protolysegrad schwacher Säuren: $K_s = \alpha^2 \cdot c_0 \Rightarrow \alpha = \sqrt{K_s / c_0}$

Protolysegrad schwacher Basen: $K_B = \alpha^2 \cdot c_0 \Rightarrow \alpha = \sqrt{K_B / c_0}$

c) Je kleiner der $\text{p}K_s$ -Wert ist, desto stärker ist die Säure (Beispiel: HNO_3 mit Dissoziationsgrad $\alpha = 82\%$ hat den $\text{p}K_s$ -Wert -1,32, Essigsäure mit $\alpha = 0,4\%$ $\text{p}K_s = 4,75$ und Kohlensäure mit $\alpha < 0,1\%$ $\text{p}K_s = 6,52$. Bei Wasser, in dem ja nur noch eines von rund 10^7 Molekülen dissoziiert, beträgt $\text{p}K_s = 15,74$).

Je größer der $\text{p}K_s$ -Wert, desto geringer ist die Säurestärke.

Der $\text{p}K_s$ -Wert berechnet sich nach dem Massenwirkungsgesetz (bei $c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konst. !}$) für die Säure-Base-

Gleichgewichte $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad \text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ folgendermaßen:

(Hydroxidionen haben den $\text{p}K_B$ -Wert -1,74, das Wasser den $\text{p}K_s$ -Wert +15,74 hat. Das Carbonation hat z.B. den $\text{p}K_B$ -Wert +3,60 und das Sulfation einen von +12,08).

Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base (und umgekehrt), d.h. umso kleiner ist ihr $\text{p}K_B$ -Wert !

Üb(erleg)ungsaufgabe 10:

Benötigte Größengleichungen:

Säuren: $\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$ Basen: $\text{pH} = -\log c(\text{OH}^-)$

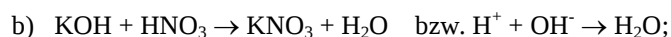
$$n = c \cdot v \cdot t \quad c(x) = \frac{n(x)}{V(x)} \quad n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$

$$\text{a) } m = \rho \cdot V = 1,010 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ mL} = 1010 \text{ g}$$

$$\frac{m \cdot w \cdot z}{M} = c_{\text{eq}} \cdot t \cdot V \quad \frac{1010 \text{ g mol} \cdot 0,02 \cdot 1}{36,46 \text{ g}} = c(\text{H}^+) \cdot 1 \cdot 1 \text{ L}$$

$$c(\text{H}^+) = 0,55 \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 0,26$$

Verdünnung auf das Zehnfache des Volumens erhöht pH-Wert um eine Stufe. Der pH-Wert der verdünnten Lösung beträgt anschließend $\text{pH} = 1,26$.



$$m(\text{KOH}) = \rho \cdot V = 1,265 \text{ g/mL} \cdot 25 \text{ mL} = 31,625 \text{ g} \Rightarrow m(\text{KOH}) \cdot w(\text{KOH}) = 8,54 \text{ g}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \rho \cdot V = 1,066 \text{ g/mL} \cdot 20 \text{ mL} = 21,32 \text{ g} \Rightarrow m(\text{HNO}_3) \cdot w(\text{HNO}_3) = 3,838 \text{ g}$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{8,54 \text{ g}}{56,12 \text{ g/mol}} = 0,152 \text{ mol (Überschuss)}$$

$$\Delta n = 0,152 \text{ mol} - 0,061 \text{ mol} = 0,091 \text{ mol KOH}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{0,091 \text{ mol}}{0,12 \text{ L}} = 0,758 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 0,12$$

$$\text{pH}(\text{H}^+) = 14 - 0,12 = 13,88$$

c) $n(\text{NaOH}) = c \cdot V \cdot t = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,00125$

$$n(\text{HCL}) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 150 \text{ mL} = 0,015 \text{ mol}$$

$$\Delta n(\text{HCL}) = 0,015 \text{ mol} - 0,00126 \text{ mol} = 0,0137 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCL}) = \frac{0,0137 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,0549 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 1,26$$

(Der pH-Wert der Lösung beträgt also nahezu pH = 1,2).

Üb(erleg)ungsaufgabe 11:

pH-Wert = $-\log c(\text{H}^+)$ $c(\text{H}^+) = c^{\text{II}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot t \cdot z \cdot \alpha$

$$m \cdot w/M = c^{\text{II}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V \cdot M \Rightarrow c^{\text{II}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{V(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V \cdot M}$$

$$c^{\text{II}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{5 \text{ mL} \cdot 1,84 \text{ g/mL} \cdot 0,96}{98,07 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ L}} = 0,045 \text{ mol/L}$$

$$c(\text{H}^+) = 0,045 \text{ mol/L} \cdot 2 \cdot 1 \cdot 1 = 0,090 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 0,090$$

$$\text{pH} = 1,05$$

Üb(erleg)ungsaufgabe 12:

Probelösung (Beispiele)	Inhaltsstoff (Säure/Base)	c(H+) in mol/L	pH = -log c(H+)	Anmerkungen
Perchlorsäure	HClO ₄ , sirupös	31,6	- 1,5	≈25%, in H ₂ O
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄ , konz.	28,0	- 1,447	14 mol H ₂ SO ₄ /L
Salpetersäure	HNO ₃ (Titer)	1,00	0,0	
Batteriesäure	H ₂ SO ₄ , verdü.	0,100	1,00	im Bleiakku
Magensäure	HCl, verdü.	0,0631	1,20	Normalwert
Zitronensaft	Zitronensäure	0,0063	2,20	
Essigessenz	CH ₃ COOH	0,0050	2,3	
Colagetränk	H ₃ PO ₄ , verdü.	0,00063	3,2	ähnl.: Limo
saure Milch	Milchsäure	6,3 • 10 ⁻⁵	4,2	Trinkmilch pH 6,6
Kaffee	organ. Säuren	1,0 • 10 ⁻⁵	5,0	frisch bereitet
Regenwasser	H ₂ O, CO ₂ u.a.	2,5 • 10 ⁻⁶	5,6	saurer Regen pH < 2,4
dest. Wasser	H ₂ O (+55°C)	2,2 • 10 ⁻⁷	6,65	+25°C: pH = 7,00
Blut (frisch)	HCO ₃ ⁻ u.a.	4,0 • 10 ⁻⁸	7,4	pH = 7,4 ± 0,5
Seewasser	Mg(HCO ₃) ₂	6,3 • 10 ⁻⁹	8,2	(auch: CO ₃ ²⁻ u.a.)
Darmsaft	(Gallensekrete)	5,0 • 10 ⁻⁹	8,3	Normalwert
Kernseifenlauge	C _x H _y COO ⁻	3,2 • 10 ⁻¹⁰	10,5	(Carbonsäureanion)
Ammoniaklösg.	NH ₄ OH	3,2 • 10 ⁻¹²	11,5	c = 1 mol/L; pOH = 2,5
Kalkwasser	Ca(OH) ₂	3,2 • 10 ⁻¹³	12,5	kaltgesättigte Lösung

Üb(erleg)ungsaufgabe 13:

1a) Aufgrund vollständiger Dissoziation gilt bei starken Säuren: $c(\text{Säure}) = c(\text{H}^+)$, hier also:

$c(\text{HCl})$ in mol/L	$c(\text{H}^+)$ in mol/L	pH
10	10^1	-1
1,0	10^0	0
0,0001	10^{-4}	4

1b) Für schwache Säuren gilt: $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log c_0)$; vgl. Lehrbuchtext S. 74. Bei $c_0 = 10^0$ mol/L ergibt sich daher: $\text{pH} = \frac{1}{2}\text{pK}_s = 4,75 / 2 = 2,375$. Bei $c_0 = 10^{-3}$ mol/L gilt: $\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (4,75 + 3) = 7,75 / 2 = 3,86$.

1c) $\text{pOH} = 2 \rightarrow \text{pH} = 12$ (da: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$); 1d) $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \log c_0)$; vgl. 1b!

1e) Die Säure HX hat bei der Konzentration 1 mol/L den pH-Wert 5.

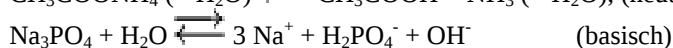
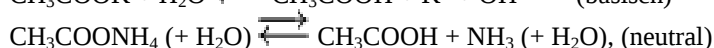
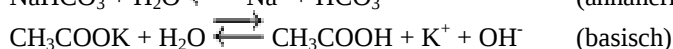
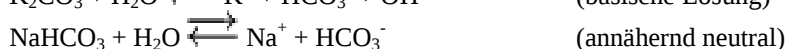
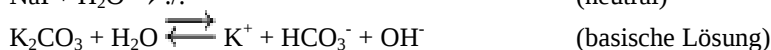
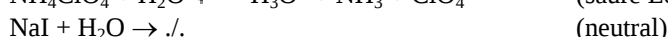
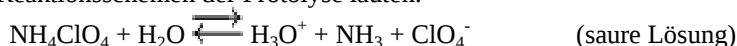
Nach der Gleichung $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log c_0)$ gilt bei $c_0 = 10^0$ mol/L: $\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot \text{pK}_s$, somit ist der pK_s -Wert der Säure HX $\text{pK}_s = 5 : 2 = 2,5$.

1f) 1000 mL HCl enthalten hier 1 mol H^+ . Die Reaktion mit 1 mol OH^- ergibt also mit $\text{pH} = \text{pOH} = 7$

1g) Hier ist mit o.g. Gleichungen über den pK_s -Wert von NH_4^+ bzw. den von HSO_4^- analog wie in Aufg. 1e) zu rechnen. Bei $\text{pK}_s(\text{NH}_4^+) = 9,25$ ergibt sich: $\text{pH} = 9,25 / 2 = 4,625$.

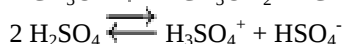
Aus $\text{pK}_s(\text{HSO}_4^-) = 1,92$ folgt: $\text{pH} = 1,92 / 2 \approx 1$ (experimenteller Wert: $\text{pH} = 1,5$).

2.) Die Reaktionsschemen der Protolyse lauten:



3.) Aus $\text{pH} = 1$ wird bei Verdünnung $1:10^4$ $\text{pH} = 1+4 = 5$. Beim 2. Verdünnungsschritt ergibt sich jedoch $\text{pH} = 7$ (statt $\text{pH} = 9$), da $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (Keine Überschreitung des Ionenproduktes $c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$!).

4.) Autoprotolysegleichungen:

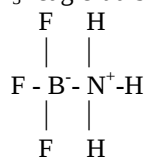


5.) Alkalisch reagieren: b,e und f - ggf. auch g + h.

6.) Reaktionen treten ein bei: a, c (zu KHSO_4), e,f;

1:1-Pufferlösungen bilden: b,f und g (bei f: $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$)

7.) BF_3 reagiert als Lewis-Säure (Elektronenlücke!) mit Ammoniak (Lewis-Base, freies Elektronenpaar) zu:



Üb(erleg)ungsaufgabe 14:

a1) $10^{-5} \text{ mol OH}^-/\text{L}$ $\text{pOH} = 5$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11$

a2) $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \log c_0) = (4,75 + 1)/2 = 2,875$ $\text{pH} = 11,125$

a3) $\text{pK}_s(\text{NH}_4^+) = 4,75$ $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log c_0) = (4,75 + 0)/2 = 2,375$

a4) $c(\text{HCl}) = 10^{-9} \text{ mol/L}$, aber $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/L}$ in H_2O $\text{pH} = 7$

a5) $\text{pK}_s(\text{HAc}) = 4,75$ $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log c_0) = (4,75 + 3)/2 = 3,875$

b1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

b2) $2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{HCl}$

b3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3 \text{CH}_3\text{COOH}$

b4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b5) $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4$

b6) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{Keine Reaktion}$

b7) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{Keine Reaktion}$

(Schwefelsäure als stärkere Säure wird nicht verdrängt)

c) $pK_B = \text{Ma\ss f\"ur Basenst\"arke} = -\log K_B\text{-Wert}$



$$K_S = K_{\text{MWG}} \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)}$$

d) KHSO_4 : Starke S\"aure H_2SO_4 bzw. $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$

NaHCO_3 : Schwache S\"aure H_2CO_3 , HCO_3^- ampholyt, also neutral

1 mol HSO_4^-/L entspricht etwa 10^0 mol H^+/L , also $\text{pH} = 0$

e) Puffer:

- h\"alt pH konstant auch bei Zugabe von H^+ oder OH^-

- enth\"alt schwache S\"aure bzw. Base und deren Salz im Verh\"altnis 1 : 1

f) $\text{pH} = -\log c(\text{H}^+) = -\log \sqrt{K_W} = \frac{1}{2} pK_W = pK_W / 2$

bei 5 °C ($pK_W = 14,7338$) ergibt sich: $\text{pH} = 7,35$

bei 50 °C ($pK_W = 13,2617$) ergibt sich: $\text{pH} = 6,63$

$$c(\text{HCl}) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L} = 10^{-1,4} \text{ mol/L, d. h. pH} = 1,7$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 10^{-1,4} \text{ mol/L} \cdot 0,04 \text{ L} = 15,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+$$

$$n(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-$$

$$15,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+ - 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol HO}^- = 10,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+ \text{ (in 0,065 L)}$$

$$c(\text{Gemisch}) = n/V = 10,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 0,065 \text{ L} = 1,677 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg(1,677 \cdot 10^{-2}) = 1,77$$

Üb(erleg)ungsaufgabe 15:

Siehe Lernzusammenfassung am Kapitelende sowie Erl\"auterungen zur L\"osung in der folgenden Aufgabe Nr. 16a.

Üb(erleg)ungsaufgabe 16:

a) Rechenweg mit L\"osung:

(I) Stoffmenge in der Ma\ssl\"osung (des Titrators) pro mL Ma\ssl\"osung berechnen:

Nach $n = c \cdot V$ lagen pro mL Ma\ssl\"osung 0,1 mmol an KOH vor (KOH = Titrator).

(II) \\"Aquivalente Stoffmenge der Probe (des Titranden) H_2SO_4 sowie Probe-Masse pro mL Ma\ssl\"osung berechnen:

Die den 0,1 mmol NaOH \\"aquivalente Stoffmenge des Titranden entsprechend der st\"ochiometrischen Koeffizienten in der Reaktionsgleichung $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ sind 0,05 mmol Schwefels\"aure.

Die Masse des Titranden in der Probe betr\"agt nach $m = n \cdot M$ insgesamt $0,5 \text{ mmol} \cdot 98 \text{ mg/mmol} = 4,9 \text{ mg H}_2\text{SO}_4$ (ma\ssanalytisches \\"Aquivalent: 4,9 mg/mL).

(III) Verbrauchtes Ma\ssl\"osungsvolumen einbeziehen:

Die Schwefels\"aure-Masse betrug $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18,7 \text{ mL} \cdot 4,9 \text{ mg/mL} = 91,6 \text{ mg}$.

(IV) Massenanteil aus der Masse des Titranden und der Probel\"osung berechnen:

$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / m(\text{L\"osung}) = 91,6 \text{ mg} / 35000 \text{ mg} = 0,0026$. Die schwefelsaure Probel\"osung hatte einen Massenanteil von $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,26\%$.

Zusammenfassend kann die Berechnung auch durch Einsetzen der Gr\"o\ss en / Werte in folgende Gr\"o\ss engleichung erfolgen (ν = st\"ochiometrischer Koeffizient der Reaktionsgleichung):

$$m(\text{Probe}) = \frac{V(\text{Probe})}{V(\text{Ma\ssl\"osung})} \cdot c(\text{Ma\ssl\"osung}) \cdot V(\text{Ma\ssl\"osung}) \cdot M(\text{Probe})$$

b) (I) $1 \text{ mL} \cdot 1 \text{ mmol/L} = 1 \text{ mmol KOH}$, (II) das entspricht $0,5 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$. Nach $m = n \cdot M$ sind das $49,04 \text{ mg H}_2\text{SO}_4$. (III) $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 31,2 \text{ mL} \cdot t \cdot 49,04 \text{ mg H}_2\text{SO}_4 = 1551,4 \text{ mg}$

c) Es handelt sich auch hier um die Titration einer starken S\"aure H^+ mit einer starken Base OH^- , d. h. der \\"Aquivalenzpunkt liegt bei $\text{pH} = 7$ und auch der Indikator sollte einen Umschlagbereich bei $\text{pH} = 7$ aufweisen, z. B. Bromthymolblau (Vorlage gelb, Umschlag gr\"un, bei Ma\ssl\"osungs-\\"Uberschuss im Basischen blau).

d) $n(\text{HNO}_3) : n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2 : 1$. Daraus folgt:

$$c(\text{HNO}_3) = \frac{2 \cdot c(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{V(\text{HNO}_3)} = \frac{2 \cdot 0,01 \text{ mol/L} \cdot 13,2 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,01056 \text{ mol/L, also etwa } 10 \text{ mmol/L.}$$

e) Gegeben sind: $c = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,000$, $V = 20,0 \text{ mL}$ (aliquoter Faktor = 5), $M = 40 \text{ g/mol}$; Berechnung:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{c \cdot t \cdot V \cdot M}{w \cdot z} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,020 \text{ L} \cdot 40 \text{ g/mol} \cdot 5}{1} = 0,4 \text{ g}$$

$$\beta = \frac{0,4 \text{ g}}{0,02 \text{ L}} = \underline{\underline{20 \text{ g/L}}}$$

Üb(erleg)ungsaufgabe 17:

a) Rechenweg mit Lösung:

Entsprechend dem Gleichgewicht $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ist der K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{HPO}_4^{2-}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_S \cdot c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = K_S \cdot 0,08 \text{ mol/L}$$

Die Formel für K_S wird also nach $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ aufgelöst, um den pH-Wert zu berechnen und die Zahlenwerte einzusetzen. Es ergibt sich dann durch Logarithmieren:

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \log \frac{0,04 \text{ mol/L}}{0,08 \text{ mol/L}} = 7,21 - \log \frac{0,04 \text{ mol/L}}{0,08 \text{ mol/L}} = 6,9$$

Die Lösung puffert bei $\text{pH} \approx 7$

b) Die Lösung puffert bei $\text{pH} = 9$ (Rechenweg wie oben),

c) Die Lösung puffert bei $\text{pH} = 6,87$ (vgl. a),

d) $\text{pH} = \text{p}K_S$

e) $\text{pH} = 1 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol/L} = 0,1 \text{ mol/L}$

25 mL Pufferlösung enthalten 1 mmol HPO_4^{2-} und 2 mmol H_2PO_4^- . Wenn diese Pufferlösung bis zu einem Verhältnis 10 : 1 zwischen konjugierter Säure und Base wirksam bleibt (Bereich $\text{p}K_S \pm 1$), dann ist zu berechnen, mit welchem Volumen an HNO_3 man dieses Verhältnis $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) : c(\text{HPO}_4^{2-}) = 1 : 10$ erreicht. Jedes mmol HNO_3 verringert die Stoffmenge $n(\text{HPO}_4^{2-})$ der Base um 1 mmol und erhöht die der Säure um $n(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1$ mmol. x mmol HNO_3 verändern die Mengen auf $(1,0 - x)$ mmol HPO_4^{2-} und $(2,0 + x)$ mmol H_2PO_4^- . Das Verhältnis $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) / c(\text{HPO}_4^{2-})$ erreicht den Wert 10 bei:

$$10 = \frac{2,0 + x}{1,0 - x}, \text{ also bei } x = 0,7. \text{ Es können somit } 0,7 \text{ mmol } \text{HNO}_3 \text{ zugegeben werden, bei einer Konzentration von } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L also } 7 \text{ mL.}$$

f) Lösung: 56 mL

(Quelle: Aufgabe entstammt größtenteils aus Peter W. Atkins: Einführung in die Physikalische Chemie – Ein Lehrbuch für alle Naturwissenschaftler, Weinheim/NY/Basel/Cambridge 1993, S. 337f)

g) 10^{-3} mol HCl in 1 L Wasser ergäben $\text{pH} = 3$.

10^{-3} mol HCl in 1 L Pufferlösung erhöhen zunächst die Säuremenge um 1 mmol. Zunächst ist das nötige Pufferverhältnis $c(\text{A}^-)/c(\text{HA})$ zu berechnen:

$$7 = 7,12 + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} \Rightarrow \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 0,759$$

Die Gesamtkonzentration an Phosphat beträgt: $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,1 \text{ mol/L}$,

dazu sind also 0,05685 mol NaH_2PO_4 und 0,04315 mol Na_2HPO_4 einzuwiegen und in 1 L H_2O zu lösen.

Bei Zugabe von 1 mmol HCl nimmt $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)$ um 1 mmol zu, $c(\text{HPO}_4^{2-})$ um 1 mmol ab. Dann ist:

$$\text{pH} = 7,12 + \lg \frac{4,215 \cdot 10^{-2}}{5,785 \cdot 10^{-2}} = 6,98$$

Der pH-Wert hat sich also nur um unmerkliche 0,02 SDtufen geändert – bei reinem Wasser hätte er sich um 4 Stufen geändert!

Üb(erleg)ungsaufgabe 18:

a) Der K_S -Wert ist hier:

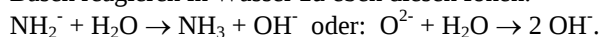
$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} = c(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{p}K_S = -1,74$$

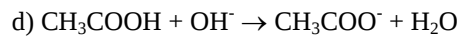
b) Die Basenkonstante ist:

$$K_B = \frac{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{OH}^-)} = c(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{p}K_B = -1,74$$

$$\text{p}K_S = 14 - \text{p}K_B = 15,74$$

c) Die stärkste Säure in wässriger Lösung ist immer H_3O^+ , die stärkste Base OH^- , denn noch stärkere Säuren oder Basen reagieren in Wasser zu eben diesen Ionen:





e) Es sind das Amid-Anion NH_2^- sowie das Methanolar CH_3O^- , Beispiel:



f) $c_0(\text{HA}) \approx c(\text{HA})$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c(\text{A}^-)$, $\Rightarrow K_S \approx c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 / c_0(\text{HA})$

$$\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S \cdot c_0(\text{HA}) \quad \text{bzw.} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{[K_S \cdot c_0(\text{HA})]}$$

Hier: $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = \sqrt{[10^{-4,75} \cdot 0,1 \text{ mol/L}]} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2,88$

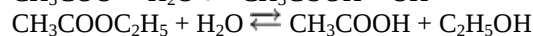
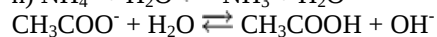
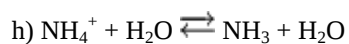
g)

$$K_B \approx \frac{c(\text{OH}^-)^2}{c_0(\text{Base})} \Rightarrow c(\text{OH}^-) = \sqrt{[K_B \cdot c_0(\text{Base})]} = \sqrt{[10^{-4,75} \cdot 0,3 \text{ mol/L}]} = 2,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$\Rightarrow \text{pH} = 2,64$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)} = \frac{10^{-14}}{2,31 \cdot 10^{-3}} = 0,433 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14 - 2,64 = 11,36$



i) Man fand Säuren, die keinen Sauerstoff aufweisen (HCN 1787) und *Sir Humphry Davy* (1778 – 1829) fand durch Elektrolyse von Salzsäure heraus, dass Chlor ein Element und HCl also ebenfalls Sauerstoff-frei ist, aber Wasserstoff enthält. *Von Liebig* definierte daraufhin Säuren 1838 als Stoffe, in denen sich Wasserstoff bzw. Wasserstoffionen H^+ durch Metalle ersetzen lassen (bei der Salzbildung).

5.8.4 Hinweise und Lösungen zu Kap. 5.5

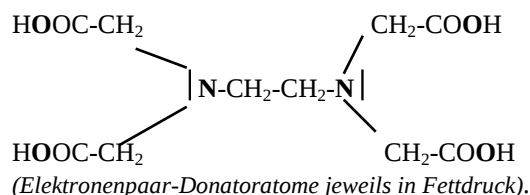
!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1

Aufg. 1 siehe Text / Lernzusammenfassung

Üb(erleg)ungsaufgabe 2

Wird am Ethylendiaminmolekül jedes H-Atom am Stickstoffatom durch eine Acetat-Gruppe (von der Essigsäure CH_3COOH) ersetzt, so entsteht der sechszählige Ligand EDTA, Ethylendiamintetraacetat bzw. -essigsäure:



Mit EDTA werden bei komplexometrischen Analyseverfahren unbekannte Kationenkonzentrationen erfaßt. Ein „Komplexon“ wie EDTA besetzt an Zentralatomen „müheles“ gleich alle sechs Koordinationsstellen. Komplexe eignen sie sich für Nachweisreaktionen (z.B. Dimethylglyoxim, DMG für Ni^{2+}), als Wasserenthärter (binden Ca^{2+}), aber auch als „Gegengifte“ bzw. Medikamente zur Entgiftung bei Schwermetallvergiftungen (z.B. EDTA-Ca-Salze gegen Blei- oder DTPA bzw. Diethylentriaminpentaacetat gegen Plutoniumvergiftungen).

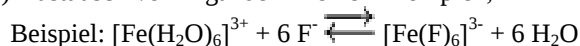
Üb(erleg)ungsaufgabe 3

3a1) Koordinationszahl: Anzahl möglicher Bindungen höherer Ordnung, in $[\text{Fe}(\text{F})_6]^{3-}$ sechs,

3a2) Ligand: Molekül oder Ion mit freiem Elektronenpaar, in $[\text{Fe}(\text{F})_6]^{3-}$: Fluorid-Anion F^-

3a3) Zentralatom: Nebengruppenmetall-Kation, mit z. T. freien 3d- oder 4d-Orbitalen, in $[\text{Fe}(\text{F})_6]^{3-}$: Fe^{3+} - Kation

3a4) Austausch von Liganden in einem Komplex,



b1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ Diamminsilber-I-Komplex,

b2) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NH}_3)_2]^{2+}$ Tetraquodiamminkupfer-II-Komplex,

b3) $[\text{K}[\text{Bi}(\text{I})_4]]$ Tetraiodobismutat-III-Komplex,

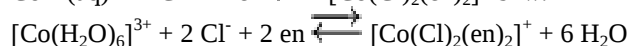
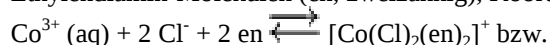
b4) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ Hexacyanoferrat-II-Komplex,

b5) $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ Tetrahydroxostannat-II-Komplex,

b6) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ Pentacarbonylisen-Komplex,

b7) $[\text{Sn}(\text{Cl})_6]^{2-}$ Hexachlorostannat-IV-Komplex

c) Bindung höherer Ordnung (Komplex) zwischen Co^{3+} als Zentralatom und zwei Chlorid-Anionen sowie 2 Ethylendiamin-Molekülen (en, zweizählige), Koordinationszahl 6, Entstehung:



d1) Tetrahydroxoaluminat, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

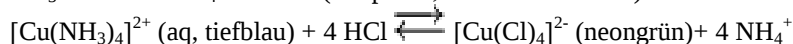
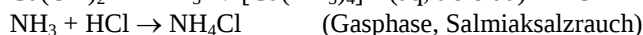
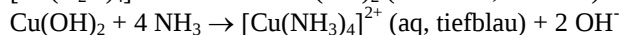
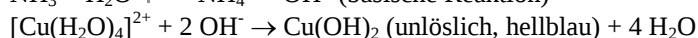
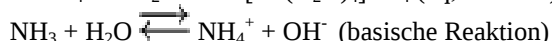
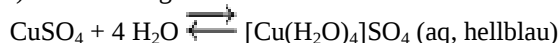
d2) Natriumtetrahydroxo-aluminat, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

d3) Hexaquachrom-III-chlorid, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$

d4) Kaliumhexachloro-platinat-IV, $\text{K}[\text{Pt}(\text{Cl})_6]$

d5) Ammonium-tetrachlorocuprat-II, $(\text{NH}_4)_2[\text{Cu}(\text{Cl})_4]$

5e) Beobachtungen und Reaktionsschemen:



Gleichgewichtsreaktionen (reversibel), abhängig vom pH-Wert

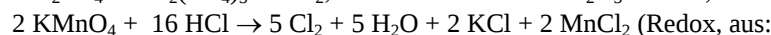
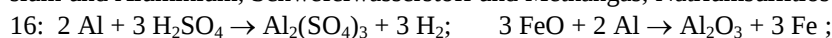
5.8.5 Hinweise und Lösungen zu Kap. 5.6

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

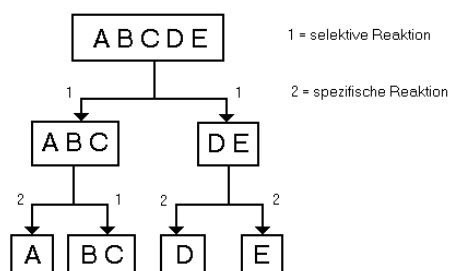
Die Lösungen sind 1d, 1e, 3d, 4d, 5b, 6b, 7b, 8c, 9e, 10b, 11a, 12c, 13e, 14b,

15: Atomarer Wasserstoff ist ein Radikal (ungepaartes Elektron), weitere Reduktionsmittel wären z. B. Magnesium und Aluminium, Schwefelwasserstoff und Methan, Natriumsulfitlösung und Natriumtetrahydroborat.



Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

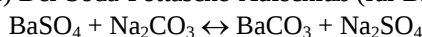
a) Erfassungsgrenze (EG)= Menge des Stoffes, die gerade noch nachweisbar ist; - gemessen in µg oder ppm und ppb, Grenzkonzentration (GK) = Konzentration des nachzuweisenden Stoffes, bei der die Nachweisreaktion gerade eben noch positiv ist. Anstatt der GK wird oft der pD-Wert angegeben: $\text{pD} = -\log(\text{GK})$, spezifische und selektive Reaktionen (z. B. im Trenngang der Kationen):



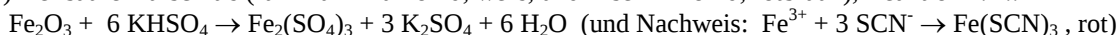
1 = selektive Reaktion, 2 = spezifische Reaktion

b) Die vier Aufschlußverfahren:

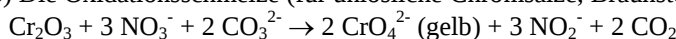
1) Der Soda-Pottasche-Aufschluß (für Blei- + Erdalkalisulfate, weiß), Reaktionsschema z. B. :



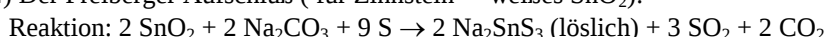
2) Der saure Aufschluß (für Aluminiumoxid, weiß, und Eisen-III-oxid, rotbraun), Reaktion z.B.:



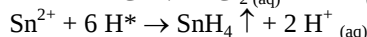
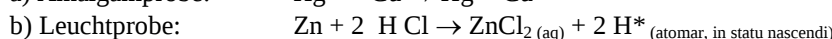
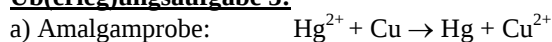
3) Die Oxidationsschmelze (für unlösliche Chromsalze, Braunstein (MnO_2) und grünes Cr_2O_3), Reaktion z.B.:



4) Der Freiburger Aufschluß (für Zinnstein = weißes SnO_2):

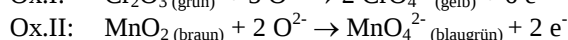
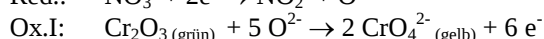
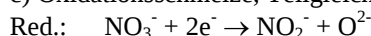


Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

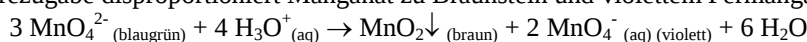


Stannan (SnH_4) brennt mit fahlblau leuchtender Flamme

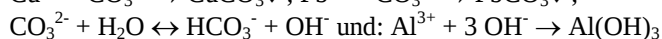
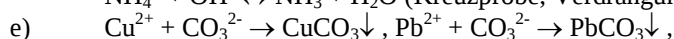
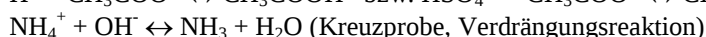
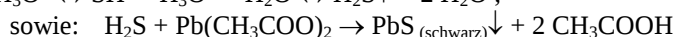
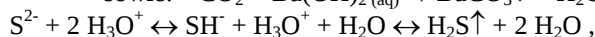
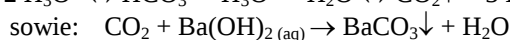
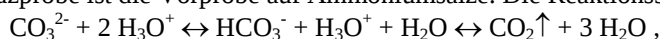
c) Oxidationsschmelze, Teilgleichungen:



Bei Säurezugabe disproportioniert Manganat zu Braunstein und violetterm Permanganat:



d) Die drei Anionennachweise aus der Ursubstanz sind die Vorproben auf Sulfid, Azetat und Carbonat, die Kreuzprobe ist die Vorprobe auf Ammoniumsalze. Die Reaktionsschemen sind also:



Üb(erleg)ungsaufgabe 4:

1.) In den Trenngangsgruppen befinden sich Kationen folgender Elemente:

HCl - Gruppe:	Pb, Ag, Hg
H ₂ S - Gruppe:	(Hg,Pb,)Bi,Cu,Cd/S,Sn,As
(NH ₄) ₂ S-Gruppe:	Co,Ni,Mn,Fe,Al,Cr,Zn
(NH ₄) ₂ CO ₃ -Gruppe:	Ca,Sr,Ba
Lösliche Gruppe:	Mg (+ K,Na,NH ₄ ⁺)

2.) In diesem Fall würden bei Zugabe von Ammoniak (und danach von Ammoniumcarbonatlösung bis pH>7) alle Elemente der H₂S- und (NH₄)₂S-Gruppe als Carbonate, Hydroxidcarbonate bzw. Hydroxide mit ausfallen, also als Hydroxide z.B.: Pb(OH)₂, HgO, Bi(OH)₃, Cu(OH)₂*, Cd(OH)₂*, Sb(OH)₃, Sn(OH)₂, SnO₂, Co(OH)₂*, Ni(OH)₂*, MnO(OH)₂, Mn(OH)₂*, Fe(OH)₃, Al(OH)₃, Cr(OH)₃*, Zn(OH)₂* und CaCO₃, SrCO₃ und BaCO₃ (bzw. u.U. auch Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ und Ba(OH)₂ schon bei Ammoniakzugabe). Bei Verwendung von konz. Ammoniak würden die mit * bezeichneten Niederschläge jedoch ausbleiben, da sich lösliche Amminkomplexe bilden können.

Üb(erleg)ungsaufgabe 5:

1.) Die gelöste Ursubstanz enthält nun Ag⁺ (Salzsäuregruppe), Cu²⁺ (Schwefelwasserstoffgruppe), Mn²⁺ (Ammoniumsulfidgruppe), Ba²⁺ (Ammoniumcarbonatgruppe) und Mg²⁺ (Lösliche Gruppe).

2.) Abtrennung: Ag⁺ + Cl⁻ → AgCl (Nachweis vgl. Chloridnachweis !)

3.) Abtrennung: Cu²⁺ + S²⁻ → CuS (bei zu hohem pH-Wert fällt auch MnS aus !),

Umsetzung: 3 CuS + 8 HNO₃ → 8 NO↑ + 4 H₂O + 3 CuSO₄(aq) (und: 2 NO + O₂ → 2 NO₂)

Neutralisation: 2 H₃O⁺ + CO₃²⁻ → CO₂↑ + 3 H₂O

Nachweis: Cu²⁺_(aq) + 4 NH₃ ↔ [Cu(NH₃)₄]²⁺_(aq) (tiefblau)

4.) Abtrennung: Mn²⁺ + S²⁻ → MnS

Oxidationsschmelze, Teilgleichungen:

Red.: NO₃⁻ + 2e⁻ → NO₂⁻ + O²⁻

Ox.I: Mn²⁺ + 4 O²⁻ → MnO₄²⁻_(blaugrün) + 5 e⁻

Ox.II: S²⁻ + 2 O²⁻ → SO₂↑ + 6 e⁻

(Die Gesamtschemen dieser Redoxreaktion am Mangan-II-Kation lauten: Mn²⁺ + 2 NO₃⁻ + 2 CO₃²⁻ → MnO₄²⁻ + 2 NO₂⁻ + 2 CO₂ bzw.: Mn²⁺ + 4 NO₂⁻ → MnO₄²⁻ + 4 NO. Da hier von Mn²⁺ ausgegangen wird (statt von MnO₂), entsteht zunächst u.U. nur Braunstein (MnO₂): Mn²⁺ + 2 O²⁻ → MnO₂ + 2 e⁻. Dieser kann sich aber bei Verwendung eines Überschusses von Soda-Salpeter-Gemisch teilweise auch weiter zum blaugrünen Manganat umsetzen (MnO₂_(braun) + 2 O²⁻ → MnO₄²⁻_(blaugrün) + 2 e⁻). Bei Säurezugabe disproportioniert Manganat zu Braunstein und violettermanganat, das nach dem Abfiltrieren des Braunsteins und Zugabe eines Tropfens konz. Schwefelsäure sichtbar wird - in starker Verdünnung u.U. nur rosa statt violett: 3 MnO₄²⁻_(blaugrün) + 4 H₃O⁺_(aq) → MnO₂↓_(braun) + 2 MnO₄⁻_(aq) (violett) + 6 H₂O. Die Umsetzung zu MnO₂ verläuft nach: H₂O₂ + Mn²⁺ → MnO₂ + 2 H⁺, das Kochen mit PbO₂ nach: 5 PbO₂ + 2 Mn²⁺ + 4 H₃O⁺ → 2 MnO₄⁻ + 5 Pb²⁺ + 6 H₂O (Hier dürfen kein H₂O₂ und keine Halogenidionen mehr vorliegen, sonst wird MnO₄⁻ wieder reduziert !).

5.) Abtrennung: Ba²⁺ + CO₃²⁻ → BaCO₃

Lösen: BaCO₃ + 2 H₃O⁺ → Ba²⁺ + CO₂ + 3 H₂O

Nachweis: Ba²⁺ + SO₄²⁻ → BaSO₄

Üb(erleg)ungsaufgabe 6:

Die Grundbegriffe der Allgemeinen und Anorganischen Chemie finden sich in Kapitel 7, dem Glossar.

Kapitel 6: Chemisches Rechnen (Stoffumwandlungen berechnen – Stöchiometrie)

!!! In diesem Kapitel ...

"Es gibt drei Bedeutungen des Wortes „lernen“, die die Lerntheoretiker nicht genügend unterschieden haben: „entdecken“, „nachahmen“ und „zur Gewohnheit machen“ (*Karl R. Popper*, Objektive Erkenntnis, 1974). Mathematiker finden chemische Formeln „trocken“, und angehende Chemiker mögen es oft nicht, mathematische Formeln und Methoden anzuwenden. Rechnerische Zusammenhänge zu entdecken, entsprechende Rechenmethoden auf weiteren Gebieten nachzuahmen und sich diese durch Üben zur Gewohnheit zu machen, das ist die bestmögliche Vorbereitung auf eine Klausur, Abschlussprüfung oder ein Examen – ganz besonders, wenn es um das Rechnen in der Chemie geht.

In diesem Kapitel geht es daher darum, das Anwenden mathematischer Methoden auf chemische Sachverhalte zu entdecken, Beispiele nachzuahmen und sich zur Gewohnheit zu machen.

!!! Wichtig zu wissen

Die **Stöchiometrie** ist in der Chemie eine grundlegende Methode, mit deren Hilfe aus der qualitativen Kenntnis reagierender Stoffe (Edukte und Produkte einer Reaktion) tatsächliche **Stoffmengen** und **Mengenverhältnisse** berechnet werden können.

„Das Problem zu erkennen ist wichtiger, als die Lösung zu erkennen, denn die genaue Darstellung des Problems führt zur Lösung.“ (*Albert Einstein*). Das gilt auch für die Mathematik, denn: „Lernen ist Erfahrung. Alles andere ist einfach nur Information.“ (nochmals: *Albert Einstein*). Das „Fachrechnen“ in der Chemie beruht auf experimentellen Erfahrungen mit und auf Wissen über den Aufbau der Materie (Atome, Moleküle, Ionen), mathematisch formuliert in den drei Grundgesetzen der Chemie: dem Massenerhaltungssatz und den Gesetzen der konstanten und der multiplen Proportionen. Lernvoraussetzungen zum Lösen der jeweiligen Aufgaben unter „Wissen testen“ im Bereich der Stöchiometrie sind daher folgende Themen:

Schlüsselthemen:

- Größengleichungen und Grundgesetze der Chemie
- Rechnen mit Gehaltsgrößen und –angaben, Mischungsrechnen
- Umsatz- und Ausbeuteberechnung, stöchiometrische Berechnungen

6.1 Grundgesetze der Chemie

!!! Wichtig zu wissen

- Bei chemischen Reaktionen bleibt die **Gesamtmasse** der an einer Reaktion teilnehmenden Stoffe erhalten (1. Grundgesetz der Chemie, **Massenerhaltungssatz**).
- Zwei Stoffe reagieren chemisch miteinander immer in ganz bestimmten, **gleich bleibenden Masse- bzw. Stoffmengenverhältnissen**. (**Gesetz der konstanten Proportionen**, 2. Grundgesetz der Chemie. Mathematisch formuliert: Bilden zwei Elemente A und B mehrere Verbindungen A_nB_m und A_xB_y untereinander, so stehen die Verhältnisse, in denen sich die Elemente zu diesen Verbindungen AB zusammenfinden (n und x bzw. m und y), zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen.)
- Bilden zwei Elemente miteinander mehrere verschiedene Verbindungen, so stehen die Masse-Verhältnisse, in denen sie sich miteinander verbinden, zueinander immer im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen (**Gesetz der multiplen Proportionen**).

Aus dem dritten Grundgesetz der Chemie lässt sich ableiten, dass die Elemente, aus denen chemische Verbindungen gebildet werden, **aus kleinstmöglichen Teilchen** bestehen müssen, ähnlich wie Fliesenmuster aus unterschiedlichen Fliesenarten gebildet werden, die in ganz bestimmten Mengenverhältnissen für das Muster benötigt werden (Vgl. Kap.4.1, S.32).

!!! Beispiel

Für ein Schachbrettmuster aus Fliesen oder Kacheln werden schwarze und weiße Fliesen oder Kacheln immer im Mengenverhältnis 1 : 1 benötigt. Die Verbindung Kupfer-II-sulfid entsteht aus den Elementen immer im Masseverhältnis $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$, während die Verbindung Kupfer-I-sulfid aus Kupfer und Schwefel immer im Masseverhältnis $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 : 1$ gebildet wird.

Das Verhältnis der beiden Masseverhältnisse der Kupferanteile in den beiden Kupfersulfiden $m(\text{Cu in Cu}_2\text{S}) : m(\text{Cu in CuS})$ beträgt genau 2,0 (drittes Grundgesetz der Chemie) – das Kupfer-I-sulfid (Formel: Cu_2S) enthält also doppelt so viele Kupferteilchen wie eine gleichgroße Stoffmenge Kupfer-II-sulfid CuS .

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 (□□■) *Quantitative Berechnung eines Redoxvorganges (Grundgesetze der Chemie):*

- Geben Sie die drei Grundgesetze der Chemie an.
- Kupfer (Cu) + Schwefel (S) verbinden sich zu Kupfer-I-sulfid (Formel: Cu_2S) immer im Masseverhältnis 4:1. Was entsteht, wenn 8g Cu und 8g S zur Reaktion gebracht werden?
- Wie ist es bei den Ausgangsmengen 8g Cu + 4g S und d) bei 10g Cu + 2 g S ?
- Auch Silber reagiert mit Schwefel zum Sulfid. Berechnen Sie mit Hilfe der Atommassen im Periodensystem, in welchem Massen- und in welchem Stoffmengen-Verhältnis sich die Elemente Ag + S hier vereinigen.

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 (□□■ bis □■□)

Gasgesetze und Grundgesetze der Chemie in Form von Größengleichungen:

„Bilden zwei Elemente A und B mehrere Verbindungen A_nB_m und A_xB_y untereinander, so stehen die Verhältnisse (n und x bzw. m und y), in denen sich die Elemente zu diesen Verbindungen AB zusammenfinden, zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen“ (s.o.). Dieses zweite Grundgesetz der Chemie lässt sich mathematisch in Form einer Größengleichung ausdrücken, indem man Variablen der betreffenden Größen einsetzt (z. B. $n/x = 1,2,3...$ und $m/y = 1,2,3...$ (n, m, x, y = Atomzahlenverhältnisse)). Geben Sie folgende Größen und chemische Grund- / Naturgesetze in Form von Größengleichungen an:

- Partialdruckgesetz von J. Dalton
- Gasgesetz von Boyle und Mariotte für isotherme Zustandsänderungen
- Gesetz von der Erhaltung der Masse (1. GG der Chemie), Antoine Laurent Lavoisier
- Gesetz der konstanten Proportionen (2. GG der Chemie), Joseph-Louis Proust
- Gesetz der multiplen Proportionen (3. GG der Chemie), John Dalton
- Gasgesetz von Gay-Lussac für isobare Zustandsänderungen
- Gasgesetz von G. Amontons für isochore Zustandsänderungen
- Allgemeine Gasgleichung (ideales Gasgesetz):
- Number Avogadro N_A (Avogadrozahl, Definition für die SI-Basiseinheit der Stoffmenge n)

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 (□■□) Größengleichungen für Stoffportionen bei Gasen:

- Geben Sie in Größen bzw. Größengleichungen an, wie Druck, Temperatur, Diffusion und Molares Volumen definiert sind und was sich aus dem allg. Gasgesetz ableiten lässt.
- Geben Sie die *van-der-Waals-Gleichung* für reale Gase an und erläutern Sie die Begriffe Kompressibilitätsfaktor, Kritischer Druck und Kritische Temperatur mit Hilfe folgender Angaben:

Tabelle: Zur Gasverflüssigung nötiger Druck bei CO_2 ($p_{\text{krit.}} = 11,30 \text{ MPa}$ bei $T_{\text{krit.}} = 304,1 \text{ K}$):

$\vartheta / ^\circ\text{C}$	-50	-10	+10	+30	+31	>31
P / MPa	0,68	2,64	4,50	7,21	Unendlich groß	unmöglich

- Bei einem Versuch wurde Wasserstoff mit dem Volumen $V_1 = 520 \text{ cm}^3$ bei der Temperatur $\vartheta_1 = 38^\circ\text{C}$ und dem absoluten Druck $p_{\text{abs1}} = 1035 \text{ hPa}$ abgemessen. Wie groß ist das Volumen V_2 (in cm^3) des Wasserstoffs bei der Temperatur $\vartheta_2 = 20^\circ\text{C}$ und dem absoluten Druck $p_{\text{abs2}} = 1013 \text{ hPa}$?
- Eine Gasportion nimmt bei $\vartheta_1 = 20^\circ\text{C}$ und $p_1 = 1013 \text{ hPa}$ ein Volumen $V_1 = 20,00 \text{ L}$ ein. Auf welcher Temperatur ϑ_2 in $^\circ\text{C}$ muss das Gas isobar erwärmt werden, damit es sich auf ein Volumen $V_2 = 25,00 \text{ L}$ ausdehnt?

6.2 Rechnen mit Gehaltsgrößen

Gehaltsgrößen geben den Gehalt eines Stoffes in einem Stoffgemisch an. Das kann z. B. in Form von Stoffmengen-, Massen- oder Volumenkonzentrationen geschehen. Gehaltsgrößen sind Verhältnisgrößen – bezogen auf das Gesamtvolumen oder die Gesamtmasse der Stoff(gemisch)portion, für die der Gehalt an einem bestimmten Stoff angegeben werden soll. Es handelt sich somit um Größengleichungen.

6.2.1 Größengleichungen

Größengleichungen setzen physikalische Größen zueinander in mathematische Verhältnisse.

!!! Beispiel

Das Ohm'sche Gesetz $U = R \cdot I$ setzt die elektrische Spannung U (Zahlenwertangaben in der Einheit Volt) in ein Verhältnis zum elektrischen Widerstand R (Zahlenwertangaben in der Einheit Ohm) und zur elektrischen Stromstärke I (in Ampère).

Zugeschnittene Größengleichungen werden gebildet, indem man die physikalischen Größen durch ihre Einheiten dividiert:

$$\frac{U}{[U]} = \frac{R}{[R]} \cdot \frac{I}{[I]}$$

Hinweis: Bezeichnungen wie Größengleichung, zugeschnittene Größengleichung und Zahlenwertgleichung (nach DIN 131 „Größen“; Erstausgabe 1931: „Schreibweise physikalischer Gleichungen“) gehen zurück auf J. Wallot.

6.2.2 Rechnen mit Größengleichungen

Berechnungen werden durch **Umformen von Größengleichungen** und **Einsetzen von Zahlenwerten** vorgenommen, auch in der Chemie:

!!! Beispiel

Eine wichtige Grundgleichung der Physik für stöchiometrische Rechnungen ist $\rho = m / V$. Hieraus folgt durch Umformung der Größengleichung, dass aus der Dichte ρ auch das Volumen V oder die Masse m einer Stoffportion berechenbar ist, wenn man umgekehrt die Masse oder das Volumen kennt: $V = m / \rho$ und: $m = \rho \cdot V$.

Ebenso ist die Größengleichung $M = m / n$ eine der meistgebrauchten Gleichungen für stöchiometrische Berechnungen, denn hieraus folgt wiederum, dass Masse und Stoffmenge berechenbar werden, wenn man die Molare Masse M und Dichte und Volumen kennt:

$$n = m / M \text{ und: } m = n \cdot M = \rho \cdot V.$$

Wichtige Größen, die in Größengleichungen in der Chemie auftauchen, sind Molare Massen und Molare Volumina, stöchiometrische Massenverhältnisse und Massenanteile. Bei der Angabe von n , M , V_m und ähnlicher stoffbezogener Größen ist anzugeben, auf welchen Stoff X sich die Grösse bezieht (Beispiel: $n(x)$ für Wasser ist als $n(\text{H}_2\text{O}) = 3,45$ mol zu schreiben. Die Abkürzung „ET“ in der folgenden Tabelle steht für Einzelteilchen, z. B. Atome, Ionen, Moleküle, Radikale, Atomgruppen):

!!! Wichtig zu wissen

Grösse, Gesetz	Grössengleichung, "Formel"	Bedeutung und Einheiten
Molare Masse	$M(x) = m / n(x)$	Masse : Stoffmenge, Einheit: kg/mol bzw. g/mol
Molares Volumen	$V_m(x) = V / n(x)$	
Stöchiometrisches Massenverhältnis	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1(x) \cdot M(x)}{n_2(y) \cdot M(y)}$	Stoffportion 1 mit Teilchen x, Portion 2 mit Teilchen y
Masse des Atoms A in einer Stoffportion ET	$m(A) = \frac{a \cdot M(A)}{M(ET)} \cdot m_{\text{Portion}}$	m_{Portion} = Gesamtmasse der Stoffportion, a = Anzahl der Atome A im Einzelteilchen ET, z.B. einer Atomgruppe, einem Molekül usw.
Massenanteil des Atoms A in ET	$w(A) = \frac{a \cdot M(A)}{M(ET)} = \frac{m(A)}{m_{\text{Portion}}}$	Der Bruch $\frac{a \cdot M(A)}{M(ET)}$ wird auch stöchiometrischer Faktor genannt
Elektrische Ladung eines Teilchens ET	$z(ET) = a(A) \cdot z(A) + b(B) \cdot z(B) + \dots$	z = Oxidationszahl (der Atome A,B usw. bzw. Ladung des Einzelteilchens ET)

Beim Trainieren macht man sich eingangs warm, bevor es an härtere Übungen geht. Viele zählen das „trockne“ Rechnen in der Chemie dazu, denn Mathematik ist zu Beginn der Berufsausbildung sowie unter Erstsemestern im Studium nicht jedermanns Fall. Zum Aufwärmen gibt es daher hier zunächst ein paar recht leichte Üb(erleg)ungsaufgaben „im Block“ sowie eine Knobel-Aufgabe zum Abschätzen der eigenen Kräfte bzw. Größenordnungen, damit dem Trainierenden nicht die Luft ausgeht, wenn die schwierigeren Aufgaben beginnen. In der Knobel-Aufgabe Nr. 5 geht es daher direkt um Luft.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.4 (□□■ bis □■●) Rechnen mit einfachen Größengleichungen:

- Ein Kunststoffwürfel mit einer Kantenlänge von 2 cm wiegt 7,6 g. Wie groß ist die Dichte?
- Ein Stein mit einem Gewicht von 150 g liegt auf einem Zuckerwürfel (Volumen $V = 1 \text{ cm}^3$). Welche Kraft $F = m \cdot a$ wirkt auf die Oberfläche des Würfels? Wie groß ist hier der Druck $p = F/A$?
- Welchen Impuls p in $\text{N} \cdot \text{s}$ weist ein menschlicher Körper der Masse $m = 80 \text{ kg}$ auf, der eine Geschwindigkeit von 4 km/h hat? Wieviel ist das in Basiseinheiten? (Tip: $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$)
- Die Dichte $\rho = m/V$ einer Natronlauge beträgt $\rho = 1,220 \text{ g/mL}$ bei $\vartheta = +20^\circ\text{C}$. Welches Volumen $V(\text{NaOH}_{\text{aq}})$ haben $m(\text{NaOH}_{\text{aq}}) = 125 \text{ g}$ dieser Flüssigkeit?
- Welches Volumen V_{Al} hat ein Aluminiumstück von 1 t? (Tip: $\rho_{\text{Al}} = 2,7 \text{ g/cm}^3$)
- Bei $\vartheta = +4^\circ\text{C}$ werden jeweils 150 mL Methanol (Formel: CH_3OH) und Wasser (H_2O) gemischt. Berechnen Sie über $\rho(\text{CH}_3\text{OH}) = 0,7910 \text{ g/mL}$ und die jeweilige Molare Masse M folgende Werte: $\varphi(\text{CH}_3\text{OH})$, $w(\text{CH}_3\text{OH})$, $\beta(\text{CH}_3\text{OH})$ und $c(\text{CH}_3\text{OH})$.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.5 (□■●) Abschätzen von Größenordnungen:

Eingangs nun zunächst noch eine Knobel-Aufgabe zum Abschätzen von Größenordnungen, mit Potenzen und Wahrscheinlichkeiten: Atmen Sie kaiserliche Luft ein?

Der römische Kaiser *Marcus Aurelius Antonius Caracalla* starb im Alter von 41 Jahren. Er wurde Kaiser, indem er seinen jüngeren Bruder und Mitregenten *Geta* ermorden ließ, und sein Spitzname *Caracalla* bezeichnet den von ihm in der römischen Armee eingeführten, keltischen Kapuzenmantel. Er starb bei dem Versuch, ein Weltreich wie das von *Alexander dem Großen* aufzubauen, im Jahre 217 am 8. April in Mesopotamien. Kann es sein, dass Sie eines von den Luftteilchen einatmen, mit dem dieser Kaiser seinen letzten Atemzug tat? Schätzen Sie mit Hilfe folgender Größenordnungen die Wahrscheinlichkeit ab, mit der Ihre Lunge bei einem Atemzug eines der Gasmoleküle aufnimmt, dass *Caracalla* bei seinem Tod ausatmete. Gehen Sie davon aus, dass ein Mol Luft aus $6 \cdot 10^{23}$ Molekülen besteht, etwa 25 L Raum einnimmt und 30 g wiegt. Gehen Sie weiter davon aus, dass ein kleiner Atemzug etwa einen Liter Luft in die Lunge befördert, und dass 20 Atemzüge pro Minute getan werden (wobei *Caracalla* das 41 Jahre lang tat). Die Erdatmosphäre enthält $5 \cdot 10^{21} \text{ g}$ und, so sollten Sie weiter voraussetzen, Wind und Wetter haben die Gasteilchen aus *Caracallas* letztem Atemzug in den vergangenen 18 Jahrhunderten gleichmäßig über den gesamten Globus verteilt.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.6 (□■●) Gehaltsgrößen und Größengleichungen

Informieren Sie sich darüber, wie man die folgenden (Gehalts-)Größen und Gesetze in Größengleichungen angibt, und notieren Sie sich diese Größengleichungen zu Ihrem späteren Gebrauch in einer eigenen Formelsammlung (Beispiel: Molare Masse $M(x)$ des Stoffes $x = m / n(x)$, Massenanteil eines gelösten Stoffes: $w(x) = m(x) / m_{\text{Lösung}}$ und so weiter): a) Molares Volumen, b) Stöchiometrisches Massenverhältnis, c) Massenanteil des Atoms A in der Stoffportion, e) Elektrische Ladung eines Teilchens, f) Massenkonzentration (von X), g) Molalität b eines gelösten Stoffes X, h) Stoffmengenanteil eines gelösten Stoffes X, i) Stoffmengenkonzentration, j) Volumenkonzentration, k) Volumenanteil φ , l) Löslichkeit L_{maximal} eines Reinstoffes X, m) Mischungsgleichung, n) Mischungsgleichung mit Stoffmengenkonzentration c , o) Massenverhältnis in Mischungen.

6.2.3 Gehaltsgrößen und -angaben, Mischungsrechnen

Berechnungen mit Gehaltsgrößen (wie das Umrechnen von Konzentrationsangaben) und Berechnungen von Gehaltsgrößen verschiedener Lösungen und Mischungen sollten in der Chemie ständig mit Größengleichungen vorgenommen werden. Massenanteile helfen zudem, Stoffmengenanteile von Elementen in Verbindungen zu berechnen, so dass Summenformeln berechnet werden können – und umgekehrt. Wichtige **Größengleichungen für Gehaltsangaben und Mischungsgleichungen** für stöchiometrische Berechnungen sind:

!!! Wichtig zu wissen

Nr.	Grösse, Gleichung	Größengleichung, "Formel"
1	Massenanteil eines gelösten Stoffes X	$w(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{Lösung}}}$
2	Massenkonzentration (von X)	$\beta(x) = \frac{m(x)}{V_{\text{Lösung}}}$
3	Molalität <i>b</i> eines gelösten Stoffes X	$b(x) = \frac{n(x)}{m_{\text{Lösemittel}}}$
4	Stoffmengenanteil eines gelösten Stoffes X	$X(x) = \frac{n(x)}{n(x) + n_{\text{Lösemittel}}}$
5	Stoffmengenkonzentration	$c(x) = \frac{n(x)}{V_{\text{Lösung}}}$
6	Volumenkonzentration	$\sigma(x) = \dots\dots$
7	Volumenanteil *	$\dots\dots$
8	Löslichkeit L_{maximal} eines Reinstoffes X	$L_{\text{max.}} = \frac{m(x)}{m_{\text{Lösemittel}}}$
9	Mischungsgleichung	$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = m_M \cdot w_{LM}$
10	Mischungsgleichung mit Stoffmengenkonzen-tration <i>c</i>	$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_m \cdot (V_1 + V_2)$
11	Massenverhältnis in Mischun-gen	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_M - w_2}{w_1 - w_M}$

* Hinweise: Zu $\varphi(x)$ und $\sigma(x)$ vgl. Üb(erleg)ungsaufgabe 6 oben! In Bezug auf die Löslichkeit (Nr. 8) gilt: $L_{\text{max.}}$ ist stark temperaturabhängig und wird in Tabellen oft in g / 100 g Lösemittel angegeben. Mischungsgleichung (9) gilt für Mischung aus Komponenten 1 + 2; m_M = Masse der Gesamtmischung, w_{LM} = Massenanteil des Lösemittels LM; Es gilt also: $m_1 + m_2 = m_M$, das Massenverhältnis in Mischungen (Nr. 11) ist für Mischung aus Komponenten 1 + 2; Wenn m_1 und m_2 beide unbekannt sind, kann aus w_M , $w_1 + w_2$ nur das Masseverhältnis berechnet werden. Die Umrechnung der Stoffmengenkonzentration (Nr. 5) in die Massenkonzentration (Nr.2) kann erfolgen über die Gleichung $\beta = c \cdot M$. Der Stoffmengenanteil (Nr.4) wurde früher als „Molenbruch“ bezeichnet.

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.7 (□■) *Stoffmengenanteile in einer Verbindung – Massenanteile in einer Lösung:*

- a) Welche Formel C_xH_y hat eine Kohlenwasserstoffverbindung, bei der durch Elementaranalyse einer Probe von 0,2 mg die Massenanteile zu $w(C)=86,87\%$ und $w(H)=13,13\%$ bestimmt wurden? Um welchen Kohlenwasserstoff könnte es sich demnach handeln?
- b) 44,8 Liter Ammoniak im Normzustand mit $V_{m,n}(NH_3) = 22,4\text{ L/mol}$ und $M(NH_3) = 17,0\text{ g/mol}$ werden in 166g Wasser gelöst. Wie groß ist der Massenanteil $w(NH_3)$ in % der hergestellten Ammoniaklösung? (Berechnen Sie den Massenanteil w über das molare Normvolumen $V_{m,n} = 22,4\text{ L/mol}$!).

Weitere Rechen-Übungen zu Gehaltsangaben finden sich integriert in die Üb(erleg)ungsaufgaben zum folgenden Kap. 6.3.

6.3 Rechnen mit Stoffmengen und -umsätzen

Die in Kap. 6.2 aufgezählten Gehaltsangaben dienen der Berechnung der Stoffmengen, Umsätze und Ausbeuten bei chemischen Reaktionen.

!!! Wichtig zu wissen

Aus einer Reaktionsgleichung lässt sich berechnen, welche Massen und Stoffmengen bei einer vollständig verlaufenden chemischen Reaktion umgesetzt werden (**Ausbeute-/ Umsatzberechnung**):

1. Man stellt die Reaktionsgleichung auf und kontrolliert es auf Richtigkeit.
2. Man ermittelt die molare Masse M der Reaktionsteilnehmer (Tabelle, Berechnung aus relativen Atommassen RAM der Elemente).
3. Man informiert sich in der Aufgabenstellung über die gesuchten und gegebene Massen.
4. Man setzt die Massen m sowie die Stoffmengen, Koeffizienten und molaren Massen für den gesuchten und die bekannten Stoffe in die folgende Formel ein:

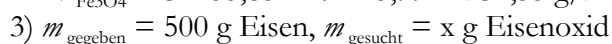
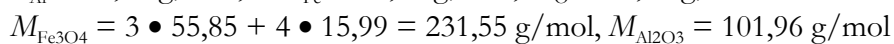
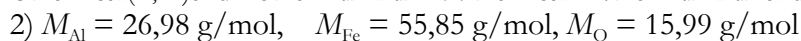
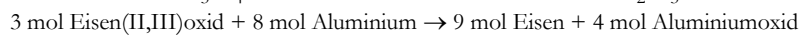
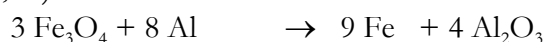
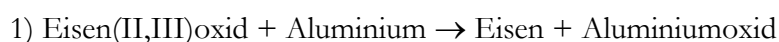
$$m_{\text{gesucht}} = (n_{\text{gesucht}} \cdot M_{\text{gesucht}} \cdot m_{\text{gegeben}}) / (n_{\text{gegeben}} \cdot M_{\text{gegeben}}).$$

!!! Beispiel

Erzeugung von einem Pfund flüssigem Eisen durch die Thermitreaktion:

Wieviel Eisen-II,III-oxid Fe_3O_4 benötigt man, um mit Hilfe von Aluminiumpulver 500g Eisen sowie Aluminiumoxid herzustellen?

Rechnung:



$$4) m_{\text{gesucht}} = (n_{\text{gesucht}} \cdot M_{\text{gesucht}} \cdot m_{\text{gegeben}}) / (n_{\text{gegeben}} \cdot M_{\text{gegeben}}) \\ = (3 \text{ mol} \cdot 231,55 \text{ g/mol} \cdot 500 \text{ g}) / (9 \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol}) = 691,0 \text{ g Eisenoxid}.$$

Lösung: Man benötigt bei verlustfreier Umsetzung 691g Eisen(II,III)oxid, um 500g Eisen zu gewinnen (und 8 mol 214,7g Aluminiumpulver).

Hinweise: Bei Gasen kann anstelle der molaren Masse auch deren Molvolumen eingesetzt werden. Zur Berechnen von Stoffumsätzen bei chemischen Reaktionen (Umsatz- und Ausbeuteberechnung) nutzt man ferner die Grundgleichungen der Stöchiometrie, z. B.: $M = m / n$ und $m = n \cdot M = \rho \cdot V$ (s.o., Kap. 6.2.2)

!!! Wissen testen

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1 (□■) *Übungsaufgaben einer Stöchiometrieklausur:*

- 1) Wieviel Gramm Eisensulfat $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$, müssen für 250,0g einer Lösung, $w(\text{FeSO}_4)=4,00$ Masse-% eingewogen werden? $M(\text{FeSO}_4)=152\text{g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O})=18\text{g/mol}$
- 2) Die Dichte einer Aluminiumsulfatlösung beträgt 1,220 g/mL bei $\vartheta = +18^\circ\text{C}$. Welches Volumen $V(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ aq})$ haben $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ aq}) = 25,0 \text{ g}$ dieser Flüssigkeit?
- 3) Welches Volumen V_{Metall} hat ein Metallwürfel der Masse 10 kg? ($\rho_{\text{Metall}} = 5,4 \text{ g/cm}^3$)
- 4) Unter Normalbedingungen wird ein 2-Liter-Gasballon mit Wasserstoffgas befüllt ($\rho(\text{H}_2) = 89,98 \text{ mg/L}$). Welche Masse $m(\text{H}_2)$ hat diese Gasportion?
- 5) Die relative Atommasse (RAM) von Wasserstoff, Kohlenstoff, Sauerstoff und Stickstoff beträgt $A_r(\text{H}) = 1,0080 \text{ u}$, $A_r(\text{C}) = 12,011 \text{ u}$, $A_r(\text{O}) = 15,999 \text{ u}$ und $A_r(\text{N}) = 14,007 \text{ u}$. Berechnen Sie:
 - a) die Molare Masse M der fünf Stoffe mit den Formeln: N_2 , O_2 , H_2O , NH_3 und CH_4 ,
 - b) die Dichte ρ dieser Stoffe unter Normalbedingungen (Tip: mit Hilfe des Molaren Volumens V_m für ideale Gase unter Normalbedingungen $p_0 = 1013 \text{ hPa}$ und $T_0 = 0^\circ \text{C} = 273,15 \text{ K}$).
 - c) den Faktor x , um den sich das Volumen des Wassers ausdehnt, wenn es vom flüssigen Zustand bei $\vartheta = +4^\circ\text{C}$ (hier gilt: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ g/cm}^3$) durch Verdunstung in Wasserdampf übergeht und dieser sich dabei um 4 K abkühlt (bei konstantem Druck von $p_0 = 1013 \text{ hPa}$).
- 6) Berechnung des Massenanteils w über das molare Normvolumen $V_{m,n} = 22,4 \text{ L/mol}$: 89,6 Liter Ammoniak im Normzustand werden in 332,0 g Wasser gelöst. Wie groß ist der Massenanteil $w(\text{NH}_3)$ in % der hergestellten Ammoniaklösung? $V_{m,n}(\text{NH}_3) = 22,4 \text{ L/mol}$; $M(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$
- 7) Umsatzberechnung: 6,93 g eine kristallwasserhaltigen Salzes werden solange erhitzt, bis das wasserfreie Salz vorliegt. Die Auswaage an wasserfreiem Salz beträgt 5,2328 g, die molare Masse des wasserfreien Salzes wird mit 111,0 g/mol angegeben. Wieviel Mol Kristallwasser enthält ein Mol des kristallwasserhaltigen Salzes? $M(\text{Wasser}) = 18 \text{ g/mol}$

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2 (□■) *Weitere Umsatzberechnungen, mit und ohne Gasen:*

- a) Eine Umsatzberechnung ähnlich wie die vorausgehende Aufgabe, nur mit einem größeren Schwierigkeitsgrad (Gasgesetze) ist die Berechnung zu der Frage, wieviel Gas bei der Explosion von einem Mol Nitroglycerin entsteht, Reaktionsgleichung:
 $4 \text{ C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 10 \text{ H}_2\text{O} + 5 \text{ N}_2 + 2 \text{ NO} + \text{Energie}$,
 Temperatur im Moment der Detonation: 3000 K, Molare Masse von Nitroglycerin: 227 g/mol.

(Diese nette Aufgabe findet sich unter Quelle: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/kampfst/ergebnis.htm>)

- b) Wieviel Liter Sauerstoff entstehen bei Normalbedingungen, wenn eine Pflanze nach dem Schema $6 \text{ CO}_2 + 12 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ H}_2\text{O} + 6 \text{ O}_2 \uparrow$ 44 g CO_2 -Gas umgesetzt hat?
 Wieviel mol bzw. g Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ hat sie dann zugelegt?
- c) Wieviel Liter Stickstoffgas müssen aus der Luft gewonnen werden, um 10 t Ammoniak (NH_3) zu produzieren? Wieviel Wasserstoffgas (kg, mol oder m^3) sind erforderlich?

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.3 (□■ bis ■■■) Stoffmengenberechnungen mit Gehaltsgrößen:

- a) *Masseberechnung aus dem Massenanteil:* Wieviel Gramm Eisen-II-sulfat $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, müssen für 50,0g einer Lösung, $w(\text{FeSO}_4) = 2,00$ Masse-% eingewogen werden?
 $M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
- b) *Dichteberechnung:* Ein Pyknometer der Masse 20,421 g und dem Volumen 24,782 mL wird mit der entstandenen Sodalösung gefüllt. Gesamtmasse wird mit 48,177 g bestimmt. Berechnen Sie die Dichte der Lösung. Wie groß ist die Stoffmengenkonzentration $c(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ sowie $c(\text{Na}^+)$ in der Lösung?
- c) *Massenanteilberechnung aus der Stoffmengenkonzentration:* Permanganationen reagieren mit Nitrit-Ionen in saurer Lösung zu Nitrat-Ionen und Mangan(II)-Ionen und Wasser.
(c1) Formulieren sie Redoxreaktionsgleichung mit den entsprechenden Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion.
(c2) Zur Bestimmung des Gehaltes an NaNO_2 werden 1,7536 g Salz eingewogen und auf 500 mL aufgefüllt. 12,5 mL der verdünnten Lösung verbrauchen nach dem Ansäuern 8,7 mL KMnO_4 – Lösung, $c(1/5 \text{ KMnO}_4) = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,024$. Welchen Massenanteil $w(\text{NaNO}_2)$ hat die Probe?
- d) *Umsatzberechnung:* Wieviel Gramm Aluminiumpulver sind verbrannt, wenn 100 kg Aluminiumoxid entstanden sind? Wieviel Gramm Sauerstoff werden dabei verbraucht?
- e) *Größengleichungen für Umrechnungen:* Geben Sie an, wie man aus dem Stoffmengenanteil (früher: Molenbruch), aus der Dichte einer Lösung und aus der Molaren Masse die Stoffmengenkonzentration berechnen kann.
- f) Geben Sie an, wie man eine Massenkonzentration aus Massenanteil und Lösungsdichte berechnet.
- g) Geben Sie an, wie man den Massenanteil eines Stoffes in einer Lösung aus Stoffmengenkonzentration, Molaren Masse und Lösungsdichte berechnet.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.4 (□■) Kolligative Eigenschaften – abhängig von Konzentrationen

Reinstoffe weisen charakteristische Stoffeigenschaften auf, an denen sie sich erkennen lassen (Beispiel: Siedetemperatur von Wasser bei Normaldruck: $\vartheta_b = 100 \text{ }^\circ\text{C}$). Stoffgemische weisen Eigenschaften auf, die oft vom Mischungsverhältnis ihrer Komponenten abhängen. Wenn diese Eigenschaften direkt vom Gehalt des Gemisches an einer Komponente abhängen (von der Stoffmengenkonzentration), so nennt man diese Eigenschaften „kolligativ“. Kolligative Eigenschaften sind z. B. der Dampfdruck, die Gefriertemperatur-Erniedrigung, die Siedetemperatur-Erhöhung und der osmotische Druck (Beispiel: Die Siedetemperatur von Wasser steigt mit zunehmendem Gehalt an gelöstem Stoff, ebenso sinkt der Dampfdruck der Lösung, denn es kommt zu einer Beeinflussung des Gleichgewichtes von Luftdruck und Dampfdruck des Lösemittels).

- a) Der Dampfdruck reinen Wassers bei $\vartheta_b = 35 \text{ }^\circ\text{C}$ beträgt $p(\text{H}_2\text{O}) = 0,056 \text{ hPa}$. Berechnen Sie mit Hilfe des Raoult'schen Gesetzes $p_B = X_B \cdot P_B^0$, wie groß der Dampfdruck tropischen Meerwassers (bei $\vartheta_b = 35 \text{ }^\circ\text{C}$) ist, wenn im Ozean 220 NaCl-Teilchen auf 22000 Wassermoleküle kommen.
- b) In einem Badewasser kommen 10 Tensidmoleküle auf 1000 Moleküle Wasser. Wie groß ist der Dampfdruck bei $\vartheta_b = 35 \text{ }^\circ\text{C}$?
- c) Wenn in arktischen Gewässern drei mol Steinsalz NaCl auf 300 mol H_2O kommt, wie groß ist dann die Gefriertemperatur des Salzwassers, wenn die „molale Konstante“ für die Gefrierpunktserniedrigung in Wasser bei $K = 1,86$ liegt? („Molalität“ = Teilchenzahl in mol pro kg Lösemittel, Molare Masse = 18 g/mol bei Wasser)

6.4 Lernzusammenfassung zu Kapitel 6

!!! Noch einmal in Kürze

Aus einem Reaktionsschema lässt sich berechnen, welche Massen und Stoffmengen bei einer vollständig verlaufenden chemischen Reaktion umgesetzt werden (Ausbeute-/ Umsatzberechnung): Reaktionsgleichung erstellen, molare Massen ermitteln, gesuchte und gegebene Mengen bzw. Größen notieren, die Massen m sowie die Stoffmengen, stöchiometrische Koeffizienten und molare Massen für den gesuchten und die bekannten Stoffe einsetzen:

$$m_{\text{gesucht}} = (n_{\text{gesucht}} \cdot M_{\text{gesucht}} \cdot m_{\text{gegeben}}) / (n_{\text{gegeben}} \cdot M_{\text{gegeben}}).$$

Benötigte Stoffmengen n werden gegebenenfalls aus Gehaltsangaben errechnet.

Wenn das Lösen der vorausgegangenen Üb(erleg)ungsaufgaben in diesem Kapitel so nicht gelungen ist, kann es nun vielleicht nochmals trainiert werden. Eine weitere, anschließende Lernhilfe ist der Vergleich der eigenen Lösungsversuche mit den folgenden Lösungshinweisen und Lösungen zu diesem Kapitel (Lernerfolgskontrolle).

6.5 Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen

6.5.1 Hinweise und Lösungen zu Kap. 6.1

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

a) Siehe Lehrbuchtext oben, b) Es entstehen 10 g Cu₂S, Rest: 6 g S, c) Wiederum 10 g Cu₂S, Rest: 2 g S, d) 10 g Cu₂S, Rest: 2 g Cu, e) Ag₂S – Stoffmengenverhältnis $n(\text{Ag}) : n(\text{S}) = 2 : 1$, Massenverhältnis $m(\text{Ag}) : m(\text{S}) \approx (2 \cdot 108) : 32 = 27 : 4$.

Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

- | | |
|--|--|
| a) $p(\text{Gesamt}) = p(\text{A}) + p(\text{B}) + p(\text{C}) \dots$ | b) $p \cdot V = \text{const.}$ |
| c) $m(\text{Ausgangsstoffe}) = m(\text{Reaktionsprodukte})$ | d) $m(\text{A}) / m(\text{B}) = \text{const.}$ |
| e) $n/x = 1,2,3\dots$ (und $m/y = 1,2,3\dots$) | f) $V / T = \text{const.}$ |
| g) $p / T = \text{const.}$ | h) $p \cdot V / T = \text{const.}$ |
| i) $n = 1 \text{ mol Stoff} \approx N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ Atome}$ | |

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

a) Druck $p = F/A$ 1 Pa = 1 N/m² 1013 mbar = 1013 hPa = 101,3 kPa = 1,013 bar
Temp. $T \approx$ mittlere kinetische Energie der Teilchen, Geschwindigkeit $v = \sqrt{(3 \cdot R \cdot T / M)}$
($v(\text{H}_2)$ bei 0°C = 1840 m/s = 6616 km/h, bei +100°C = 2150 m/s = 7734 km/h)
Diffusion: Einheit Stöße/s; H₂ bei 0°C / 1013 hPa: ca. $1,4 \cdot 10^{10}$ Stöße / sec.
Molares Volumen: $V_{m,n} = 22,4 \text{ L/mol}$ bei Normalbedingungen $p_0 = 1013 \text{ hPa}$, $T_0 = 273 \text{ K}$
„Ideale“ Gase: Gasteilchen ohne Eigenvolumen, keine zwischenmolekularen Anziehungskräfte, ausschließlich elastische Stöße

Allg. Gasgesetz: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$R = 8,314 \text{ (hPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K})$$

Hieraus folgen als Spezialfälle (vgl. oben):

- | | |
|---|---|
| a) Avogadro: $V \sim n$ (bei $p, T = \text{const.}$) | $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$ |
| b) Boyle-Mariotte: $p \cdot V = \text{const.}$ (bei $n, T = \text{const.}$) | |
| c) Gay-Lussac: $p \sim T$ (bei $n, V = \text{const.}$), $V \sim T$ (bei $n, p = \text{const.}$) | |

Bestimmung der Stoffmenge bzw. molaren Masse von Gasen über die Messung der Zustandsgrößen p, V, T einer Stoffportion (n) und die Gleichung $n = (p \cdot V) / (R \cdot T) = m / M$

b) „Reale“ Gase: Kompressibilitätsfaktor $(p \bullet V)/(R \bullet T) \neq 1$ (bei $n=1$ mol)

Grund: intermolekulare Anziehungskräfte (erniedrigen den Faktor unter 1,0) und Molekülvolumina (erhöhen ihn über 1,0); unter Berücksichtigung der zwischenmolekularen Anziehung ($n^2 \bullet a/V^2$) und des Eigenvolumens der Moleküle ($n \bullet b$) ergibt sich die

van-der-Waals-Gleichung für reale Gase: $[p + (n^2 \bullet a/V^2)] \bullet [V - n \bullet b] = n \bullet R \bullet T$

(Beispiel für H_2 : $a = 24,7 \text{ kPa} \bullet \text{L}^2/\text{mol}$, $b = 0,0266 \text{ L/mol}$)

- Kritische Temperatur $T_{\text{krit.}}$ = Temp. Oberhalb der eine Gasverflüssigung durch Druckerhöhung unmöglich ist (Beispiel: $T_{\text{krit.}}(\text{He}) = 5,3 \text{ K}$ bei $p_{\text{krit.}}(\text{He}) = 0,229 \text{ MPa}$)
- Kritischer Druck $p_{\text{krit.}}$ = Mindestdruck, der zur Gasverflüssigung bei $T_{\text{krit.}}$ erforderlich ist

c) Rechnung: Gegeben: $V_1 = 520 \text{ cm}^3$ $\nu_1 = 38^\circ\text{C} \Rightarrow T = 311 \text{ K}$
 $P_{\text{abs1}} = 1035 \text{ hPa}$ $\nu_2 = 20^\circ\text{C} \Rightarrow T = 293 \text{ K}$
 $P_{\text{abs2}} = 1013 \text{ hPa}$ $R = 83,143 \text{ hPa} \bullet \text{L} \bullet \text{mol}^{-1} \bullet \text{K}^{-1}$
 Gesucht: V_2

$$\frac{p_1 \bullet V_1}{T_1} = \frac{p_2 \bullet V_2}{T_2} \quad \frac{1035 \text{ mbar} \bullet 520 \text{ cm}^3}{311 \text{ K}} = \frac{1013 \text{ mbar} \bullet V_2}{293 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{p_1 \bullet V_1 \bullet T_2}{T_1 \bullet p_2} = \frac{1035 \text{ mbar} \bullet 520 \text{ cm}^3 \bullet 293 \text{ K}}{311 \text{ K} \bullet 1013 \text{ mbar}} = 500,5 \text{ cm}^3$$

$$\text{d) } T_2 = \frac{1013 \text{ hPa} \bullet 25,00 \text{ L} \bullet 293 \text{ K}}{1013 \text{ hPa} \bullet 20,00 \text{ L}} = 366,25 \text{ K}$$

$$366,25 \text{ K} - 273,15 \text{ K} = 93^\circ \text{ C}$$

6.5.2 Hinweise und Lösungen zu Kap. 6.2

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.4:

a) Die Dichte des Kunststoffes beträgt $\rho = m/V = 7,6 \text{ g} / 8 \text{ cm}^3 = 0,95 \text{ g/cm}^3$.

b) Der 150-g-Stein liegt auf einer Würfelfläche von 1 cm^2 , somit übt er eine Gewichtskraft aus von $F = m \bullet a$, wobei a (Beschleunigung) die Erdschwerkraft g darstellt ($g = \text{„Norm-Fallbeschleunigung“} = 9,80665 \text{ m} \bullet \text{s}^{-2}$). In Einheiten der Kraft gerechnet ($1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \bullet \text{m} \bullet \text{s}^{-2}$) ergibt sich:
 $F = m \bullet g = 150 \text{ g} \bullet 9,80665 \text{ m} \bullet \text{s}^{-2} = 1470,98 \text{ N}$. (Die Gewichtskraft von 1 kg wurde früher als 1 Kilopond (kp) bezeichnet. Diese veraltete Einheit wird umgerechnet nach: $1 \text{ kp} = 9,80665 \text{ N}$. Unsere $0,15 \text{ kp}$ sind also rund 1471 N). Der Druck - die Kraft, die auf diese Fläche einwirkt - ist $p = F/A = 1470,98 \text{ N} : 1 \text{ cm}^2 = 1470,98 \text{ N/cm}^2$. In der Grundeinheit Pascal (Pa; $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$) sind das
 $p = 1470,98 \text{ N} : (0,01 \text{ m})^2 = 1470,98 \bullet 10^{-4} \text{ N/m}^2 = 0,147 \text{ Pa}$. Im Vergleich zum Luftdruck unter Normalbedingungen ($p_0 = 1013 \text{ hPa} = 101300 \text{ Pa} = 101,3 \text{ kPa}$) ist der durch die Gewichtskraft einer 150-g-Masse pro Quadratzentimeter ausgeübte Druck also nahezu unbedeutend.

c) Impuls $p = F \bullet t = m \bullet v = 80 \text{ kg} \bullet 4 \text{ km/h}$. Hier ist zunächst km/h in die Grundeinheiten m/s umzurechnen:
 $1 \text{ km/h} = 1000 \text{ m} / (60 \bullet 60) \text{ s} = 1000/3600 \text{ m/s} = 0,277 \text{ m/s}$. Somit ergibt sich: $F = 80 \text{ kg} \bullet 0,277 \text{ m/s} = 22,22 \text{ kg} \bullet \text{m} \bullet \text{s}^{-1} = 22,22 \text{ N} \bullet \text{s}$ (Einheit der Kraft F : $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \bullet \text{m} \bullet \text{s}^{-2}$, Impuls $p = F \bullet t$, Einheit für den Impuls hier also: $\text{N} \bullet \text{s}$).

d) $V(\text{NaOH}_{\text{aq}}) = m/\rho = 125 \text{ g} / 1,220 \text{ g/mL} = 102,46 \text{ mL}$ (Eine übergenaue Angabe des Taschenrechner-Displays wie z. B. $102,45901\dots \text{ mL}$ wäre überflüssig - ein einziger Flüssigkeitstropfen hat ein Volumen von ca. $0,02 \text{ mL}$).

e) $V_{\text{Al}} = 1000 \text{ kg} / 2,7 \text{ g/cm}^3 = 10^6 \text{ g} / 2,7 \text{ g/cm}^3 = 370370,4 \text{ cm}^3$, gerundet also: $V_{\text{Al}} = 370 \text{ dm}^3 (= \text{Liter}) = 0,37 \text{ m}^3$.

f) Berechnung des Volumenanteils:

$$\phi(\text{CH}_3\text{OH}) = V(\text{CH}_3\text{OH}) / (V(\text{CH}_3\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O})) = 150 \text{ mL} / (150 + 150 \text{ mL}) = 150/300 = 0,5.$$

Da das Volumen der entstehenden Lösung V_{Mischung} kleiner als 300 mL ist („Volumenkontraktion“: Die kleineren Wassermoleküle dringen in Hohlräume zwischen den etwas größeren Methanolmolekülen ein – und ggf. umgekehrt), ist der Volumenanteil $\phi = V_{\text{(gelöster Stoff)}} / (V_{\text{(gelöster Stoff)}} + V_{\text{(Lösungsmittel)}})$

hier nicht gleichzusetzen mit der Volumenkonzentration $\sigma(\text{CH}_3\text{OH}) = V(\text{CH}_3\text{OH}) / V_{\text{Mischung}}$!)

Berechnung des Massenanteils:

$$w(\text{CH}_3\text{OH}) = m(\text{CH}_3\text{OH}) / m_{\text{Mischung}} = \rho(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{OH}) / m_{\text{Mischung}} \quad (\text{da: } m = \rho \cdot V).$$

Wird die Dichte für Wasser gleich 1 g/mL gesetzt und die Volumenkontraktion vernachlässigt

(vereinfachende Gleichsetzung: $V_{\text{Mischung}} \cong V(\text{CH}_3\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O})$!), so ergibt sich näherungsweise:

$$m_{\text{Mischung}} = m(\text{CH}_3\text{OH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{OH}) + \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})$$

$$= 0,7910 \text{ g/mL} \cdot 150 \text{ mL} + 1,00 \text{ g/mL} \cdot 150 \text{ mL} = 118,65 \text{ g} + 150 \text{ g} = 268,65 \text{ g} \quad - \text{ und:}$$

$$w(\text{CH}_3\text{OH}) = m(\text{CH}_3\text{OH}) / m_{\text{Mischung}} = 118,65 \text{ g} / 268,65 \text{ g} = 0,442.$$

Berechnung der Massenkonzentration:

Die Grössengleichung $\beta(\text{CH}_3\text{OH}) = m(\text{CH}_3\text{OH}) / V_{\text{Mischung}}$ zeigt auch hier wieder an, dass die Massenkonzentration nur berechenbar ist, wenn die Volumenkontraktion vereinfachend vernachlässigt wird (vereinfachende Gleichsetzung: $V_{\text{Mischung}} \cong V(\text{CH}_3\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O})$!).

Dann ergibt sich: $\beta(\text{CH}_3\text{OH}) \cong (\rho(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{OH})) / (V(\text{CH}_3\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O}))$

$$= 118,65 \text{ g} / 300 \text{ mL} = 0,395 \text{ g/mL}.$$

Berechnung der Stoffmengenkonzentration:

$$c(\text{CH}_3\text{OH}) = n(\text{CH}_3\text{OH}) / V_{\text{Mischung}} = (m(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{OH})) / 300 \text{ mL}$$

$$= (118,65 \text{ g} \cdot 32 \text{ g/mol}) / 300 \text{ mL} = 12,66 \text{ mol/mL} = 0,0126 \text{ mol/L}, \text{ auch hier nur über die vereinfachende Gleichsetzung: } V_{\text{Mischung}} \cong V(\text{CH}_3\text{OH}) + V(\text{H}_2\text{O}).$$

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.5:

1 Mol Gasteilchen sind $6 \cdot 10^{23}$ Molekülen bzw. 25 L Gas, Gewicht 30 g.

1 L Atemluft enthält somit $2,4 \cdot 10^{22}$ Teilchen – *Caracallas* letzter Atemzug enthielt also mindestens 10^{22} Teilchen!

Wenn die Erdatmosphäre $5 \cdot 10^{21}$ g Luft enthält – das sind $1,7 \cdot 10^{20}$ mol Luftgase – dann sind das 10^{44} Teilchen.

Caracalla atmete bei seinem letzten Atemzug also 10^{22} der 10^{44} Moleküle ein, das heißt:

Eines von $10^{44}/10^{22}$ Molekülen ist aus seinem letzten Atemzug ($1 : 10^{22}$).

Da auch wir pro Atemzug rund $2,4 \cdot 10^{22}$ Teilchen einatmen und die Chance $1 : 10^{22}$ beträgt, sind also bei jedem Atemzug rund $2,4 \cdot 10^{22} / 10^{22} = 2,4$ Gasteilchen dabei, die vom letzten Atemzug des Kaisers *Caracalla* stammen.

(Übrigens: Mit 20 Atemzügen pro Minute hat Kaiser *Caracalla* in 41 Jahren also insgesamt

$20 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 41 = 430992000$ Atemzüge getan (431 Millionen), wobei 10^{31} Teilchen durch seine Lunge gegangen sind (sofern er nicht einige Moleküle mehrmals ein- und ausgeatmet hat!).

Das heißt: Er atmete eines von $10^{44}/10^{31}$ Molekülen (Chance: 1 zu 10^{13} bzw. $1 : 10$ Billionen), so dass wir mit einem einzigen Atemzug ($2,4 \cdot 10^{22}$ Teilchen) bei einer Chance von $1 : 10^{13}$ also insgesamt $2,4 \cdot 10^{22} / 10^{13} = 2,4 \cdot 10^9$ bzw. 2,4 Milliarden Moleküle einatmen, die der Kaiser im Laufe seines Lebens einmal in seiner Lunge hatte (Gleiches gilt auch für andere Persönlichkeiten, die etwa 40-42 Jahre alt geworden sind, so z. B. der dt.-röm. Kaiser *Heinrich VI*, der Kreuzfahrer *Gottfried von Bouillon*, Kalif *Harun-Al-Rashid* oder die beiden Maler *Hugo von der Goes* oder *Umberto Bucci*).

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.6:

Siehe Lehrbuchtext oben. Hier empfiehlt sich auch ein Blick in die Fachliteratur / Schulbücher, z. B. in: M. Wächter, Tabellenbuch zur Chemie und Analytik, Wiley-VCH 2012.

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.7:

In 100g sind 86,87g C und 13,13g H enthalten:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{86,87\text{g}}{12,0011\text{g/mol}} \approx 7,2 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{13,13\text{g}}{1,008\text{g/mol}} \approx 12,1 \text{ mol}$$

Aus $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 7:12$ folgt: Es kann sich je nach molarer Masse z. B. um C_7H_{12} (Heptin oder Heptadien), $\text{C}_{14}\text{H}_{24}$ oder $\text{C}_{21}\text{H}_{36}$ handeln.

6.5.3 Hinweise und Lösungen zu Kap. 6.3

!!! Richtig gelöst

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.1:

1) $m(\text{Lsg}) = 250,0\text{g}$; $w = 4\%$; $M = 278\text{g/mol} \Rightarrow M(\text{FeSO}_4) = 152\text{g/mol}$

$$\frac{m \cdot w}{M} = \frac{m \cdot w}{M}$$

$$m = \frac{250\text{g} \cdot 0,04 \cdot 278\text{g/mol}}{152\text{g/mol}}$$

$$\underline{\underline{m = 18,29\text{g}}}$$

2) $V(\text{Al}_2\text{SO}_4)_3 \text{ aq}) = m/\rho = 25\text{g} / 1,220\text{g/mL} = 20,5\text{mL}$

(Eine übergenaue Angabe des Taschenrechner-Displays wie z.B. 20,49203.... mL wäre überflüssig - ein einziger Flüssigkeitstropfen hat ein Volumen von ca. 0,02 mL).

3) $V_{\text{Metall}} = 10\text{kg} / 5,4\text{g/cm}^3 = 10^4\text{g} / 5,4\text{g/cm}^3 = 1851,8519\text{cm}^3$, gerundet also:
 $V_{\text{Metall}} = 1,85\text{dm}^3 (= \text{Liter})$.

4) $m(\text{H}_2) = \rho \cdot V = 89,98\text{mg/L} \cdot 2000\text{mL} = 179960\text{mg} \approx 180\text{g}$.

5) $M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,007 = 28,014\text{g/mol N}_2$; gerundet also 28 g/mol Stickstoff bzw. 32 g/mol Sauerstoff, 18 g/mol Wasser, 17 g/mol Ammoniak und 16 g/mol Methangas.

5b) $\rho = m/V$, bei 1 Mol unter Normalbedingungen gilt: $m = M$ und: $V = V_{m,n}$, daher liefert die Division M/V_m die Dichte ρ_0 unter Normbedingungen; es ergibt sich: $\rho_0 = M/V_m$:

$$\rho(\text{N}_2) = 28\text{g} / 22,41\text{L/mol} = 1,249\text{g/L},$$

$$\rho(\text{O}_2) = 32\text{g} / 22,41\text{L/mol} = 1,428\text{g/L},$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g} / 22,41\text{L/mol} = 0,803\text{g/L Wasserdampf (!)},$$

$$\rho(\text{NH}_3) = 17\text{g} / 22,41\text{L/mol} = 0,759\text{g/L},$$

$$\rho(\text{CH}_4) = 16\text{g} / 22,41\text{L/mol} = 0,714\text{g/L CH}_4.$$

5c) Unter Normbedingungen gilt für Wasserdampf also, dass 1 mol ein Volumen von $V_{m,n} = 22,41\text{L}$ aufweist. Flüssiges Wasser ($M = 18\text{g/mol}$) hat bei $\vartheta = +4^\circ\text{C}$ ein Volumen von $V_{\text{flüssig}} = 1,00\text{mL}$ (pro Gramm). Somit kann die Aufgabe auf zwei Rechenwegen gelöst werden - nämlich, indem man den Faktor x durch Berechnung des Volumens von 1 g Wasserdampf unter Normalbedingungen ermittelt oder aber durch Berechnung der Stoffmenge von 1 g Wasser. Der zweite Weg ist der einfachere:

$$M = m/n, \text{ also: } m = M \cdot n \text{ bzw.}$$

$$n = m/M = 1\text{g} / 18\text{g/mol} = 1/18\text{mol} = 0,055\text{mol}.$$

Somit dehnt sich 1 mL Wasser (flüssig, bei 4°C) aus auf

$$V_0 = V_{m,n} \cdot n = 22,41\text{L/mol} \cdot 0,055\text{mol} = 1,245\text{L} = 1245\text{mL Wasserdampf unter Normbedingungen, - also um das } x = 1245\text{fache.}$$

6)

$$\frac{V(\text{NH}_3)}{V_{m,n}(\text{NH}_3)} = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)}$$

$$m(\text{NH}_3) = \frac{09,6\text{L} \cdot 17,0\text{g/mol}}{22,4\text{L/mol}} = 68\text{g}$$

$$332\text{g} + 68\text{g} = 400\text{g}$$

$$\begin{aligned} 400\text{g} &= 100\% \\ 68\text{g} &= x\% \end{aligned}$$

$$x = \frac{68\text{g} \cdot 100\%}{400\text{g}} = 17\%$$

7) Rechnung: Gegeben: $m(\text{Salz} + \text{Wasser}) = 6,930\text{g}$

$$\begin{aligned} m(\text{Salz}) &= 5,2328\text{g} \\ M(\text{Salz}) &= 111\text{g/mol} \\ M(\text{Wasser}) &= 18\text{g/mol} \end{aligned}$$

Gesucht: Stoffmenge Kristallwasser in 1 mol Salz und Kristallwasser

$$m(\text{Salz} + \text{Wasser}) - m(\text{Salz}) = m(\text{Wasser}) = 6,93 \text{ g} - 5,2328 \text{ g} = 1,6972 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad n(\text{Wasser}) = \frac{1,6972 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,0942 \text{ mol}$$

$$n(\text{Salz}) = \frac{5,2328 \text{ g}}{111 \text{ g/mol}} = 0,0472 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{Wasser})}{n(\text{Salz})} = \frac{0,0942 \text{ mol}}{0,0472 \text{ mol}} = 2 \text{ mol}$$

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.2:

a) Ausgehend von dem Volumen/Temperaturgesetz für ideale Gase $T_1 / T_0 = V_1 / V_0$ ergibt sich durch Umstellen: $V_1 = (T_1 / T_0) \cdot V_0$

Es sind nun:

$$T_0 = 273,16 \text{ K} (= 0^\circ \text{C})$$

$$T_1 = 3000 \text{ K}$$

$$V_0 = \text{Molzahl} \cdot \text{Molvolumen} = 29/4 \text{ mol} \cdot 22,414 \text{ L/mol} = 162,50 \text{ L}$$

$$V_1 = \text{Volumen bei der Temperatur } 3000 \text{ K}$$

Beim Einsetzen dieser Werte ergibt sich:

$$V_1 = (3000 \text{ K} / 273,15 \text{ K}) \cdot 162,5 \text{ L} = 1784 \text{ L} = 1,784 \text{ m}^3$$

Pro Mol Nitroglycerin entstehen 7,25 Mol Gase (siehe Reaktionsgleichung: 4 mol Feststoff werden zu 29 Mol Gasen).

Zündet man also 227 g Nitroglycerin, so entwickeln sich innerhalb von 10^{-5} s 1784 L hoch erhitztes Gas!

(Diese nette Aufgabe findet sich unter Quelle: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/kampfst/ergebnis.htm>)

b) Aus 6 mol CO_2 werden 6 mol O_2 + 1 mol Glucose. 44 g CO_2 entsprechen einem Mol - somit entsteht 1 mol O_2 . Unter Normalbedingungen hat 1 mol Gas ein Volumen von 22,48 L. Es entstehen also 22,48 L O_2 und 1/6 mol Glucose; das sind 30 g.

c) Nach dem Schema $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ sind für 2 mol bzw. 34 g Ammoniak unter Normalbedingungen 22,48 L Stickstoff erforderlich. Für 10 t wird das 294117-fache ($10^7 : 34$) erforderlich:
 $22,48 \text{ L} \cdot 294117 = 6611764 \text{ L} \cong 6,6 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ an Stickstoffgas (bei 1013 hPa und 0°C). An Wasserstoffgas werden $294117 \cdot 6 \text{ g}$ benötigt (1,764 t).

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.3:

a) $m(\text{Lsg}) = 50,0 \text{ g}$; $w = 2,0 \%$; $M = 278 \text{ g/mol} \Rightarrow M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g/mol}$

$$m = \frac{50 \text{ g} \cdot 0,02 \cdot 278 \text{ g/mol}}{152 \text{ g/mol}} = 1,829 \text{ g}$$

b)

$$\rho = \frac{48,177 \text{ g} - 20,421 \text{ g}}{24,782 \text{ mL}} = 1,12 \text{ g/mL}$$

c) (c1): $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{NO}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{NO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$,

$$(c2): m = c \cdot t \cdot V \cdot M \cdot f = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 1,024 \cdot 0,0087 \text{ L} \cdot 68,9959 \text{ g/mol} \cdot 10 = 0,3075 \text{ g}$$

$$w = (0,3075 \text{ g} / 1,7536 \text{ g}) \cdot 100 \% = 17,535 \%$$

d) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

$$m(\text{Aluminium}) = \frac{100 \text{ kg} \cdot 4 \cdot 27 \text{ g/mol}}{2 \cdot 102 \text{ g/mol}}$$

$$m(\text{Aluminium}) = 53 \text{ kg} = \underline{\underline{53000 \text{ g}}}$$

$$m(\text{Sauerstoff}) = 100 \text{ kg} - 53 \text{ kg}$$

$$m(\text{Sauerstoff}) = 47 \text{ kg} = \underline{\underline{47000 \text{ g}}}$$

e), f) und g) Die gesuchten Größengleichungen zur Umrechnung von Gehaltsangaben sind:

$$c(X) = \frac{\beta(X)}{M(X)} = \frac{w(X) \cdot \rho(\text{Lösung})}{M(X) \cdot m(\text{Lösung})} = \frac{w(X) \cdot \rho(\text{Lösung})}{M(X)} = \frac{\chi(X) \cdot \rho(\text{Lösung})}{M(\text{Lösung})}$$

$$M(\text{Lösung}) = \chi(X) \cdot M(X) + \chi(\text{Lm}) \cdot M(\text{LM})$$

$$\beta(X) = c(X) \cdot M(X) = \sigma(X) \cdot \rho(X) = w(X) \cdot \rho(\text{Lösung})$$

$$w(X) = \frac{\beta(X)}{\rho(\text{Lösung})} = \frac{c(X) \cdot M(X)}{\rho(\text{Lösung})}$$

Üb(erleg)ungsaufgabe Nr.4:

Die Erniedrigung des Dampfdruckes des Lösemittels B ist proportional zum Stoffmengenanteil X_A des gelösten Stoffes A: $\Delta p_B = X_A \cdot p_B^0$ (er ist nur noch x_B mal so groß wie der des reinen Lösungsmittels p_B^0). Der Stoffmengenanteil X_B beträgt $X_B = n_B / (n_A + n_B)$, die Summe aller Stoffmengenanteile ist gleich 1.

Rechenweg und Lösung sind hier:

a) $X(\text{H}_2\text{O}) = 22000/22220 = 0,990$, $p(\text{H}_2\text{O}) = X(\text{H}_2\text{O}) \cdot p(\text{H}_2\text{O})^0 = 0,99 \cdot 0,56 \text{ hPa} = 0,055 \text{ hPa}$

$$X(\text{Tensid}) = 220/22220 = 0,00990$$

$$\Delta p(\text{H}_2\text{O}) = X(\text{Tensid}) \cdot p(\text{H}_2\text{O})^0 = 0,0099 \cdot 0,056 \text{ hPa} = 0,0005 \text{ hPa.}$$

b) $X(\text{Na}^+) = X(\text{Cl}^-) = 10/1020 = 0,0098$ (denn ein NaCl-Teilchen zerfällt in zwei Ionen).

$$X(\text{H}_2\text{O}) = 1000/1020 = 0,98$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = 0,98 \cdot 0,056 \text{ hPa} = 0,054 \text{ hPa}$$

$$\Delta p(\text{H}_2\text{O}) = (0,0098 + 0,0098) \cdot 0,056 \text{ hPa} = 0,0011 \text{ hPa.}$$

c) 3 mol NaCl/5400 g H_2O entspricht 0,556 mol NaCl / kg H_2O

“Molalität”: $2 \cdot 0,556 = 1,11$ (mol Ionen/kg H_2O).

Gefrierpunktniedrigung $\Delta \vartheta = -1,86 \cdot 1,11 = -2,06 \text{ }^\circ\text{C}$.

Meerwasser gefriert also bei rund zwei Grad unter Null.

Glossar: Die Grundbegriffe der Chemie

!!! Glossar

Dieses Glossar wurde nicht alphabetisch, sondern nach Themenbereichen geordnet. Es enthält die 100 grundlegenden Begriffe aus den zentralen Themenbereichen der Allgemeinen und aus der Anorganischen Chemie in 6 Lernabschnitten (Lektionen):

Lektion 1: Stoffgemisch und Reinstoff, Element und Verbindung

- 1) Ein **Stoffgemisch** ist ein Material, das aus mindestens 2 Reinstoffen besteht.
- 2) Ein **Reinstoff** ist ein Material, das durch Stofftrennverfahren nicht in weitere Bestandteile aufgetrennt werden kann.
- 3) Ein **Stofftrennverfahren** ist ein Vorgang, bei dem ein Stoffgemisch durch physikalische Trennverfahren in seine Bestandteile (Reinstoffe) aufgetrennt wird.
- 4) Eine **Chemische Reaktionen** ist ein Vorgänge, bei denen mindestens ein neuer Stoff entsteht (eine Stoffumwandlung – in Form von Stoffvereinigung, -zerlegung oder –umgruppierung)
- 5) Ein **Element** ist ein Reinstoff, der durch chemische Reaktionen (Stoffumwandlungen) nicht weiter zerlegt werden kann.
- 6) **Chemische Verbindungen** sind Reinstoffe, die sich durch chemische Reaktionen zerlegen lassen

(Ergänzungen zu Nr. 4-6:

a) Elemente sind durch chemische Reaktionen nicht zerlegbar; Stoffgemische hingegen sind keine Reinstoffe mit einheitlichen Stoffeigenschaften; **Periodensystem der Elemente:** Ordnet man die chem. Elemente nach steigender Atommasse, so wiederholen sich deren Stoffeigenschaften in Perioden. So ist z.B. jedes achte Hauptgruppenelement ein Edelgas. **Edelgase** sind chemisch (nahezu) reaktionsunfähig.

b) Die **Gesamtmasse** aller Stoffe sowie die Energie-Gesamtmenge vor und nach der Reaktion bleibt bei chemischen Reaktionen stets gleich (**Gesetz der Erhaltung von Energie und Masse, 1.Grundgesetz der Chemie**).

c) **Chemische Elemente** reagieren miteinander immer in bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen (**Gesetz der konstanten Masseverhältnisse, 2. Grundgesetz der Chemie**; *Grund:* Elemente bestehen aus Atomen und **Atome** eines Elementes weisen immer gleiche, typische **Atommassen** auf - bzw. Protonenzahlen).

d) Bilden zwei Elemente miteinander mehrere verschiedene Verbindungen, so stehen deren Massen zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen (**Gesetz der vielfachen Masseverhältnisse, 3. Grundgesetz der Chemie** ; *Grund:* Atome verbinden sich immer in bestimmten Atomzahlenverhältnissen - z.B. 1:1, 2:3, 2:1, 1:4, 2:5 usw.).

e) **Chemische Formeln** sind Symbole für chemische Verbindungen. Sie geben an, welche Sorten von Atomen miteinander verbunden sind (**Elementsymbole:** H, He, C, N, O, F, Na, Mg, S, Cl, K, Ca, Cr, Mn, Fe, Cu, Zn usw.) und in welchem Stoffmengen- bzw. **Atomzahlenverhältnis** sie zueinander stehen (z.B. H : O = 2 : 1 in H₂O oder H : S : O = 2 : 1 : 4 in Schwefelsäure, H₂SO₄).

f) **Summenformeln** geben nur Atomzahlenverhältnisse der Elemente in einer Verbindung wieder (Beispiel: C₂H₂), **Strukturformeln** zeigen auch, wie die Atome miteinander verbunden sind (z.B.: H-C≡C-H).

- 7) Die **Stoffmenge n** einer Stoffportion gibt an, wie groß sie hinsichtlich der chemischen Wertigkeit/Bindungs- und Reaktionsfähigkeit ist (im Vergleich zu 1 **Mol** = 12 Gramm ¹²C-Kohlenstoff: Eine Stoffportion von 1 mol enthält $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen)
- 8) Die **Masse m** einer Stoffportion gibt an, wie groß ihr Gewicht ist (im Vergleich zu 1 **kg** bzw. dem Gewicht von einem Liter Wasser bei +4°C)
- 9) Das **Volumen V** einer Stoffportion gibt an, welchen Rauminhalt eine Stoffportion einnimmt (im Vergleich zu einem Liter = 1 dm³)

- 10) Die **Konzentration** eines Stoffes gibt an, welche Stoffmenge, welche Masse oder welches Volumen in einem Volumen (Liter) eines Stoffgemisches (Lösung, Gasgemisch) enthalten ist (Stoffmengenkonzentration $c=n/V$, Massenkonzentration $\beta=m/V$, Volumenkonzentration $\sigma=V_i/V$).
- 10) **Kondensation** ist der Übergang vom gasförmigen zum flüssigen Aggregatzustand
- 11) **Sublimation** ist der Übergang vom festen zum gasförmigen Aggregatzustand
- 12) Eine **Emulsion** ist ein Stoffgemenge aus zwei nicht mischbaren Flüssigkeiten (z.B. Öl in Wasser)
- 13) Eine **Suspension** ist ein Stoffgemenge / eine Aufschlämmung von unlöslichem Feststoff in einer Flüssigkeit
- 14) Ein **Aerosol** ist ein Stoffgemisch von Flüssigkeit in Gas (z.B. Nebel), ein Kolloid ist eine Aufschlämmung von Feststoff in Flüssigkeit, die sich ohne Ausflockung nicht filtrieren lässt
- 15) Eine **Filtration** ist ein Stofftrennverfahren zur Abtrennung unlöslicher Feststoffe aus einer Flüssigkeit (Suspension)
- 16) Eine **Destillation** ist ein Stofftrennverfahren zur Auftrennung eines Flüssigkeiten-Gemisches durch Erhitzen über den Siedepunkt der flüchtigeren Substanz mit anschließender Kondensation zur Abtrennung derselben („Destillat“; ein Azeotrop ist ein durch Destillation nicht weiter auftrennbares Flüssigkeitsgemisch)
- 17) Eine **Extraktion** ist ein Stofftrennverfahren zur Auftrennung eines Feststoffgemisches, bei dem dessen lösliche Bestandteile durch eine Flüssigkeit (Extraktionsmittels) abgetrennt werden („Extrakt“, „Auszug“)
- 18) Eine **Sedimentation** ist die Bildung eines Niederschlages („Ausfällung“) aus einer Suspension, indem der unlösliche Feststoff (das „Sediment“) schwerkraftbedingt absinkt, sich unten absetzt
- 19) Eine **Analyse** ist eine Reaktion (Stoffumwandlung), bei der eine chem. Verbindung zerlegt wird
- 20) Eine **Synthese** ist eine chemische Reaktion, bei der eine chem. Verbindung aufgebaut wird

Lektion 2: Atom und Molekül, Ladung und Bindung

- 21) Ein **Atom** ist die kleinstmögliche Stoffportion eines Elementes. (Neutrale Atome haben immer gleiche Protonen- und Elektronenzahlen. Ihre Neutronenzahl berechnet sich aus der Differenz der relativen Atommasse zur Ordnungs- bzw. Protonenzahl.)
- 22) **Moleküle** sind elektrisch neutrale Atomverbände (aus Nichtmetall-Atomen; die Atome sind über bindende Elektronenpaare miteinander verbunden).
- 23) **Elementarteilchen** sind Bestandteile eines Atoms (Proton p^+ und Neutron n im Atomkern, Elektronen e^- in der Atomhülle)
- 24) **Ionen** sind elektrisch geladene Atome oder Atomverbände (**Kationen** positiv, Elektronenzahl ist kleiner als die Anzahl der Protonen im Atomkern; **Anionen** negativ, Elektronenzahl ist größer als die Anzahl der Protonen).
- 25) **Isotope** sind Atome eines Elementes (also mit gleicher Protonenzahl) aber von unterschiedlicher Neutronenzahl (also ungleicher Neutronenzahl).
- 26) Die **Atomhülle** ist der fast masselose Bereich des Atoms um den Atomkern. Hier halten sich die Elektronen auf (in Schalen / Orbitalen)
- 27) Die **Ladungszahl** eines Ions gibt die Stärke seiner elektrischen Ladung an, die **Oxidationszahl** eines Atoms gibt die theoretische Ladungszahl des Atoms an.
- 28) **Edelgaskonfiguration**: Alle Atome streben bei chemischen Reaktionen in ihrer Hülle eine volle Außenschale an (mit 2 bzw. 8 Außenelektronen).

- 29) Die **Atombindung** (kovalente Bindung) ist eine Bindung zwischen Nichtmetall-Atomen über ein bindendes Elektronenpaar (**Elektronenpaarbindung**, EPB; Nichtmetallatome reagieren, indem sie bei chem. Reaktionen mit Metallen Elektronen aufnehmen (Bildung der Anionen durch Reduktion = Elektronenaufnahme) oder nutzen bei Reaktionen untereinander Außenelektronen gemeinsam als bindende Elektronenpaare (Elektronenpaarbindung, Atombindung). Nichtmetallatome streben dabei eine Edelgaskonfiguration an (maximal 4 Elektronenpaare, d.h. volle Außenschale mit 2 bzw. 8 Elektronen; **Molekulare Verbindungen** sind allesamt elektrische Nichtleiter (Isolatoren). Verbindungen mit kleinen Molekülen sind flüchtig (niedriger Siedepunkt), Verbindungen mit sehr großen Molekülen kunststoff- oder diamantartig (zersetzlich oder hoher Schmelzpunkt).).
- 30) Die **Ionenbindung** ist eine Bindung zwischen Ionen über elektrostatische Anziehungskräfte. **Salze** sind allesamt **ionische Verbindungen**: Sie sind a) spröde (brüchig), b) weisen sehr hohe Schmelzpunkte auf und sind c) nur in Lösung oder Schmelze elektrisch leitfähig. (Metallatome reagieren mit Nichtmetallatomen, indem sie Elektronen an diese abgeben (Elektronenübertragung, Redoxreaktion), sie werden durch die Ladungstrennung elektrisch positiv geladen (Ionenbildung durch Oxidation = Elektronenabgabe)
- 31) Die **Metallbindung** ist die Art der Bindung zwischen Metallatomen bzw. -kationen über deren gemeinsame, frei bewegliche Außenelektronen.
(**Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter).
- 32) **Elektronegativität (EN)** ist die Kraft, mit der ein Atom ein bindendes Elektronenpaar anzieht.
- 33) Eine **polare Atombindung** ist eine Elektronenpaarbindung zwischen Atomen ungleicher Elektronegativität. Eine **unpolare Atombindung** ist eine Elektronenpaarbindung zwischen Atomen gleicher Elektronegativität oder in völlig symmetrisch aufgebauten Molekülen.
- 34) Eine **Legierung** ist eine metallische Verbindung zwischen mindestens zwei verschiedenen Metallen (z.B. Bronze, Messing, Weißgold, Amalgam usw.)
- 35) Ein **Atomorbital (AO)** ist der Aufenthaltsbereich eines Elektrons oder Elektronenpaares in einem Einzelatom(s-,p-,d-,f-Orbital: kugel-, hantel-, doppelhantelförmig usw.) . Ein **Molekülorbital (MO)** ist der Aufenthaltsbereich eines Elektrons oder Elektronenpaares in einem Molekül (zwischen Einzelatomen; σ -Bindung achsensymmetrisch, π -Bindung unsymmetrisch durch Beteiligung von p-Orbitalen).
- 36) Ein **Hybridorbital (HO)** ist der Aufenthaltsbereich eines Elektrons oder Elektronenpaares aus unterschiedlichen Atomorbitalen (Mischorbitale: $sp, sp^2, sp^3, \dots$).
- 37) Eine **Wasserstoffbrückenbindung** ist eine über Wasserstoffatome locker erfolgte Bindung zwischen zwei polaren Molekülen (Dipol-Dipol-Wechselwirkung)
- 38) Eine **koordinative Bindung** ist eine Bindung höherer Ordnung (unabhängig von Wertigkeit und Oxidationszahl) in einem **Komplex** zwischen einem Nebengruppenmetall-Kation und Molekülen mit freien Elektronenpaaren.
- 39) Ein **Ligand** ist ein Molekül mit freien Elektronenpaaren in einem Komplex, die **Koordinationszahl** gibt an, mit wieviel einzähnigen Liganden sich ein Zentralatom in einem Komplex umgeben kann.

Lektion 3: Säuren und Basen – Protonenübertragung

- 40) Eine **Säure** ist ein Stoff, der Protonen abgibt (Protonendonator)
- 41) Eine **Base (Lauge)** ist ein Stoff, der Protonen aufnimmt (Protonenakzeptor)
- 42) Eine **Protolyse** ist eine Übertragung (ein Austausch) von H^+ -Teilchen (Protonen), also eine **Säure-Base-Reaktion**; der Protolysegrad gibt an, wieviel % der Moleküle eines Stoffes ihre Protonen abgeben.
- 43) **Neutralisation** ist die Reaktion von Säuren mit Basen 1:1 zu Salz und Wasser
- 44) **Dissoziation** ist der Zerfall einer Ionenbindung in einzelne Ionen beim Auflösen in Wasser („Elektrolyt“)
- 45) **Hydratation** ist der Vorgang, bei dem sich kleinste Teilchen eines Stoffes (Moleküle, Ionen) in Wasser mit einer Hülle aus Lösemittelmolekülen umgeben (Hydrathülle; Solvation nennt man den Vorgang in anderen, nichtwässrigen Lösemitteln).
- 46) Die **Stoffmengen-Konzentration** ist eine Gehaltsangabe, die angibt, welche Stoffmenge (in Mol) in einem Rauminhalt (in Liter) eines Stoffgemisches enthalten sind ($c=n/V$)
- 47) Die **Protonenkonzentration** ist die Stoffmengenkonzentration der Protonen in einer Flüssigkeit
- 48) Der **pH-Wert** ist der negative, dekadische Logarithmus der Protonenkonzentration (in neutralem Wasser $pH=7$, in Säuren: $pH<7$, in Basen $pH>7$)
- 49) Eine **Verdrängungsreaktion** ist die Säure-Base-Reaktion einer starken Säure oder Base mit dem Salz einer schwachen Säure oder Base, wobei die schwächere Säure oder Base aus ihrem Salz freigesetzt wird. Dabei bleibt das Salz der stärkeren Säure bzw. Base zurück.
- 50) Ein **Puffer** ist ein Stoffgemisch, dessen pH-Wert sich bei Zugabe von Säure oder Lauge nicht ändert (1:1 aus einer schwachen Säure oder Base und deren Salz)
- 50) Die **Säurestärke** (Der **pKs-Wert** einer Säure) gibt an, wie groß das Bestreben einer Säure ist, ihre Protonen abzugeben (vgl. Protolysegrad)
- 51) **Amphoterie** ist die Fähigkeit eines Stoffes, sowohl als Base als auch als Säure reagieren zu können (amphoter sind z.B. die Stoffe $Al(OH)_3$ und $Zn(OH)_2$)
- 52) **Titration** ist ein Verfahren zur Bestimmung des Säure- oder Base-Gehaltes einer Probe mithilfe einer Maßlösung bekannter Stoffmengenkonzentration

Lektion 4: Oxidation und Reduktion – Elektronenübertragung

- 53) **Oxidation** ist ein Vorgang, bei dem ein Stoff Elektronen abgibt (z.B. an Sauerstoff)
- 54) **Reduktion** ist ein Vorgang, bei dem ein Stoff Elektronen aufnimmt (z.B. von einem unedlen Metall)
- 55) Eine **Redoxreaktion** ist eine chem. Reaktion, bei der negative Ladungen (e^-) übertragen werden (Elektronenaustausch)
- 56) Ein **Reduktionsmittel** ist ein Stoff, der Elektronen abgibt (z.B. Wasserstoff, Natrium usw.)
- 57) Ein **Oxidationsmittel** ist ein Stoff, der Elektronen aufnimmt (z.B. Fluor, Sauerstoff usw.)
- 58) Ein **Galvanisches Element** ist ein System, in dem Reduktion und Oxidation räumlich voneinander getrennt ablaufen (so dass der Elektronenfluß/Strom zwischen den Halbzellen genutzt werden kann: „Batterie“, „Akku“)
- 59) Die **Spannungsreihe** gibt an, wie groß das relative Bestreben eines Stoffes ist, Elektronen aufzunehmen oder abzugeben
- 60) Das **Redoxpotential** einer Halbzelle gibt an wie groß das Bestreben einer Halbzelle ist, Elektronen aufzunehmen oder abzugeben (im Vgl. zur „Normal“-Halbzelle Wasserstoff/Säure; elektrochemische Energie)

- 61) Die **Elektromotorische Kraft (EMK)** ist die Fähigkeit eines Systems (einer Halbzelle eines galvanischen Elementes), durch Elektronenfluß (Abgabe von elektr. Energie) Arbeit zu leisten
- 62) Die **Normalwasserstoffelektrode (NWE)** ist eine Wasserstoff/Säure-Halbzelle unter Normalbedingungen ($p=1013 \text{ hPa}$, $T= 293 \text{ K}$, $c= 1 \text{ mol/L}$)
- 63) Eine **Elektrolyse** ist eine (von außen mit Hilfe von Strom) erzwungene Redoxreaktion (z.B. Zerlegung einer Substanz mit Hilfe von Gleichstrom)
- 64) Eine **Disproportionierung** ist eine Redoxreaktion eines Atoms mittlerer Oxidationszahl in eine Verbindung mit höherer und eine Verbindung mit niedrigerer Oxidationszahl; eine **Komproportionierung** ist die Redoxreaktion zweier Verbindungen eines Elementes zu einer Verbindung des Elementes mit mittlerer Oxidationszahl.

Lektion 5: Reaktionsmechanismus und -geschwindigkeit

- 65) Die **Aktivierungsenergie** ist die Energiemenge, die einem Stoffgemisch zugefügt werden muss, damit dessen Reaktion in Gang kommt.
- 66) Eine **exotherme Reaktion** setzt Wärmeenergie aus einem Reaktionsgemisch frei (Umwandlung chemischer Energie/Enthalpie in Reaktionswärme), bei einer **endothermen** Reaktion wird Wärmeenergie vom Reaktionsgemisch aufgenommen (Umwandlung in chemische Energie),
- 67) Eine **Gleichgewichtsreaktion** ist eine Stoffumwandlung, die in zwei Richtungen verlaufen kann (im chem. Gleichgewicht läuft die Hin- und Rückreaktion im Gemisch gleichschnell, es gilt das **Massenwirkungsgesetz (MWG)**: Das Verhältnis aus dem Produkt der Konzentration der Reaktionsprodukte zum Produkt der Ausgangsstoffkonzentrationen bleibt gleich).
- 68) **Katalyse** ist ein Vorgang, bei dem ein Stoff (**Katalysator**) eine chemische Reaktion ermöglicht oder beschleunigt, ohne selbst bei dieser Stoffumwandlung/Reaktion verbraucht zu werden (z.B. durch Erniedrigung der erforderlichen Aktivierungsenergie oder Verschiebung des chem. Gleichgewichtes)
- 69) **Enthalpie** ist die Wärmeenergiemenge, die von einer bestimmten Stoffmenge eines Reaktionsgemisches bei gleichbleibendem Druck freigesetzt wird
- 70) **Entropie** ist das Maß an Wahrscheinlichkeit, in dem sich ein Reaktionsgemisch befindet, wobei der angestrebte Zustand niedrigster Ordnung (größter Unordnung) der Wahrscheinlichste ist (z.B. größtmögliche Teilchenzahl).
- 71) **Thermodynamik** ist die Lehre der energetischen Erscheinungen bei chemischen Reaktionen (Wärme, elektr. Arbeit und Volumenarbeit bei Stoffumwandlungen in offenen, geschlossenen und isolierten Systemen, d.h. mit und ohne Energie- bzw. Stoffaustausch mit der Umgebung)
- 72) **Kinetik** ist die Lehre der Bewegungsvorgänge und Mechanismen chemischer Reaktionen
- 73) Die **Gasgesetze** beschreiben die Art der Änderung der Zustandsgrößen V, p und T bei gasförmigen Stoffportionen (allg. **Gaskonstante** $R = (p \cdot V)/(n \cdot T) = 8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$)

Lektion 6: Organische Chemie (Kohlenstoff-Verbindungen)

- 74) Eine **homologe Reihe** ist eine Gruppe von Verbindungen, deren einzelne Mitglieder sich voneinander nur durch die Anzahl ihrer $-\text{CH}_2-$ Gruppen unterscheiden (z.B.: Alkane, Alkene, Alkohole, ...)
- 75) Eine **funktionelle Gruppe** ist ein Atom oder eine Gruppe von (Hetero-)Atomen in einem Kohlenwasserstoffmolekül, die hierin ein Wasserstoffatom ersetzt

- 76) Ein **gesättigter Kohlenwasserstoff (KW)** ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, deren sämtliche Kohlenstoff-Bindungen mit Wasserstoff abgesättigt sind (ausschließlich C-C-Einfachbindungen)
- 77) Ein **ungesättigter Kohlenwasserstoff** ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, in deren Molekülen sich C=C-Doppel- und/oder C≡C-Dreifachbindungen befinden (die also noch mit Wasserstoff reagieren/hydriert werden kann: Alken, Alkin, Alkadien ...)
- 78) Ein **aromatischer KW (Aromat)** ist eine Verbindung, die ringförmige (zyklische) Kohlenwasserstoffmoleküle mit delokalisierten $(4n+2)\pi$ -Elektronen enthält (z.B. Benzol C_6H_6)
- 79) **Isomerie** ist das Vorhandensein verschiedener Verbindungen unterschiedlicher Struktur(formeln) mit gleicher Summenformel
- 80) **Mesomerie** ist das Vorhandensein mehrerer möglicher Struktur(formel)n in einem Molekül (mesomere Grenzstrukturen, z.B. Keto-Enol-Tautomerie)
- 81) **Substitution** ist der Austausch von Atomen oder Atomgruppen (Substituenten) in einem organischen Molekül
- 82) Ein **Substituent** ist eine (austauschbare) Atomgruppe(funktionelle Gruppe im organischen Molekül)
- 83) Ein **Radikal** ist ein Teilchen mit ungepaartem Elektron (sehr reaktiv)
- 84) Ein **Nukleophil** ist ein Teilchen, das ein Molekül bei einer Reaktion in der Nähe eines Kohlenstoffatomkerns angreift. Ein **Elektrophil** ist ein Teilchen, das ein Molekül bei einer Reaktion in elektronenreicher Regionen angreift
- 85) **Addition** ist die Anlagerung eines Atoms oder einer Atomgruppe an ein Molekül
- 86) **Eliminierung** ist die Abspaltung eines kleinen Moleküls aus einem (größeren) Molekül
- 87) **Kondensation** ist die Abspaltung eines Wassermoleküls aus einem (größeren) Molekül (in der Chemie; Physik: Kondensation ist der Übergang vom gasförmigen zum flüssigen Aggregatzustand)
- 88) **Polymerisation** ist die Aneinanderlagerung / Verkettung vieler Tausend gleichartiger Moleküle zur Bildung eines Riesenmoleküls (Polymers)
- 89) **Duroplaste** sind Kunststoffe (Plaste) von höherer Hitzebeständigkeit (stark vernetzte Moleküle)
- 90) **Thermoplaste** sind Kunststoffe von geringer Hitzebeständigkeit (nicht vernetzte Moleküle)
- 91) **Elastomere** sind Kunststoffe mit elastischen Eigenschaften (kaum vernetzte Moleküle, gummiartig)
- 92) **Optische Aktivität** ist die Fähigkeit einer Verbindung, linear polarisiertes Licht zu drehen (Ursache: **Chiralität** = Vorhandensein spiegelbildlicher Anordnungen von vier unterschiedlichen Substituenten an einem C-Atom)
- 93) **Substituenten 1. Ordnung** dirigieren neu hinzukommende (Zweit-)Substituenten in meta-Stellung am Aromaten (negativer mesomerer Effekt), **Substituenten 2. Ordnung** dirigieren ihn in ortho- / para-Stellung.
- 94) Eine **Dehydrierung** ist eine Eliminierung von Wasserstoff (H_2 -Abspaltung, gesättigte KWs werden so zu ungesättigten)
- 95) **Lipide (Fette)** sind Fettsäure-Ester des Glycerins (Triglyzeride; lipophil nennt man fettlösliche, also unpolare Lösemittel, Gegenteil: lipophob = hydrophil = wasserlöslich)
- 96) **Kohlenhydrate** sind Kohlenstoff-Wasserstoff-Sauerstoffverbindungen der Summenformel $C_n(H_2O)_n$ (z.B. Zucker, Zellulose, Stärke)
- 97) **Proteine (Eiweiße)** sind Polymerisat(ionsprodukt)e der Aminosäuren (Polypeptide)
- 98) **Enzyme (Biokatalysatoren)** sind in lebenden Organismen vorhandene oder von ihnen produzierte Substanzen mit katalytischer Wirkung (z.B. für Stoffwechselvorgänge wie Photosynthese, Verdauung, Atmung).

Anhang 1: Lernspiel (Lernquiz Chemie, als Gruppenwettkampf)

Spieleinleitung

In dem folgenden Quiz kann getestet werden, welche der Wettkampfgruppen den größten Teil der 23 Üb(erleg)ungsaufgaben innerhalb der Spielrunde richtig beantworten konnte. Sie hat dann gewonnen.

Die Üb(erleg)ungsaufgaben werden fotokopiert und gegebenenfalls ausgeschnitten und auf Karteikarten geklebt. Aus der Klasse wird ein(e) Quizmoderator(in) und ein(e) Assistent(in) ausgesucht: Der/Die Moderator(in) liest die Frage vor, der/die Assistent(in) achtet auf Einhaltung der Beratungszeiten, vergibt nach Bekanntgabe der Antworten Punkte an die Wettkampfgruppen und notiert den Punktestand tabellarisch an der Tafel.

Spielanleitung

Die Klassen wird je nach Größe in 2-4 Wettkampfgruppen eingeteilt. Die Gruppen setzen sich zwecks Beratung zusammen – jede Gruppe gibt sich einen Gruppennamen und ernennt eine(n) Gruppensprecher(in), die/der die gültige Antwort der Gruppe nach gemeinsamer Beratungszeit vorträgt.

Jede Gruppe – beginnend mit der Gruppe, die die oder den Klassenjüngste(n) aufweist – bekommt nun reihum immer eine der Üb(erleg)ungsaufgaben mit je vier Antwortmöglichkeiten gestellt. Sie hat dann eine gemeinsame Beratungszeit von etwa drei Minuten, nach deren Ende der/die Gruppensprecher(in) den Antwortvorschlag der Gruppe nennen muss. Bei richtiger Antwort erhält die Gruppe einen Zehnerpotenz-Punkt.

Spielumleitung: Die Alternativen

Es kann in Sekundarstufe I (Leichtere Fragen) oder Stufe II gespielt werden (schwerere Fragen). Neben Ersatzfragen („Reserve“) finden sich auch **Joker** und **Nieten** (bei Benutzung von Karteikarten im Spiel, wobei der Moderator aus dem Kartenstapel die bunt gemischten Fragen verdeckt zieht).

Die Lösungen:

23 Fragen Sekundarstufe I:

1b 2c 3c 4b 5a 6c 7d 8b 9c 10c 11b 12b 13c 14d 15d 16b 17d 18a 19c 20a 21a 22c 23d

23 Fragen Sekundarstufe II:

1a 2b 3d 4b 5c 6b 7d 8a 9b 10a 11d 12a 13b 14d 15a 16a 17c 18b 19c 20a 21c 22d 23a

Reserve I: 18 weitere Fragen

24d 25d 26c 27a 28d 29d 30c 31d 32c (von Indigofarbstoff) 33d 34c 35c 36c 37a 38c 39a 40b 41d 42d

Leichtere Fragen (Sekundarstufe I)

1) Was erhofften sich Alchimisten vom Stein der Weisen?	
a) Einen Jungbrunnen	b) Ein Rezept zur Goldherstellung
c) Eine Wunderwaffe gegen Kreuzritter	d) Einen Sprengstoff
2) Was ist in der Chemie ein Stoffgemisch?	
a) Eine Sammlung von Textilien	b) Eine Mixtur von Stofflappen
c) Ein Material, zusammengesetzt aus mehreren Reinstoffen	d) Ein Gemenge, zusammengesetzt aus Elementen, Verbindungen und Reagenzgläsern
3) Wie hieß der „Vater der modernen Chemie“, der mit 12 Jahren Schulleiter in England wurde, mit Luft und Regenwasser um 1801 seine Atomtheorie entwickelte und so den Begriff „Element“ in der Chemie neu festlegte?	
a) Humphry Navy	b) Humphry Davy
c) John Dalton	d) John Walton
4) Was ist in der Chemie eine Lösung?	
a) Das Ergebnis einer Rechenaufgabe	b) Ein Gemisch aus Flüssigkeit und gelöstem Stoff
c) Ein Gemenge aus Lösemitteln	d) Ein Produkt einer Malaufgabe
5) Warum heißt Schwarzpulver Schwarzpulver?	
a) Der Entdecker hieß Bertold Schwarz	b) Es besteht aus schwarzem Kohlenstoff
c) Nach der Zündung wird einem schwarz vor Augen	d) Es wird zu Zwecken schwarzen Humors benutzt

6) Was ist eine chemische Reaktion?	
a) Die Antwort der Natur auf eine experimentelle Aktion	b) Die Schlussfolgerung der Chemie aus einem Ereignis im Labor
c) Eine Stoffumwandlung	d) Eine Formumwandlung
7) Welche Aggregatzustandsform liegt bei Kerzenwachs zwischen fest und gasförmig?	
a) zähflüssig	b) dünnflüssig
c) überflüssig	d) flüssig
8) Welches der folgenden Metalle ist magnetisch?	
a) Blei	b) Nickel
c) Technetium	d) Silber
9) Welches der folgenden Metalle hat die höchste Dichte?	
a) das Schwermetall Eisen	b) das Gebrauchsmetall Aluminium
c) das Platinmetall Iridium	d) das Buntmetall Kupfer
10) Welcher berühmte Chemiker entdeckte ein Nährstoffkonzentrat zur Milderung der medizinischen Folgen einer Hungersnot sowie ein Kühlgerät für Destillationsvorgänge?	
a) Fritz Haber	b) Martin Huber
c) Justus von Liebig	d) Alexander von Humboldt
11) Welcher Geist beißt in der Nase?	
a) Weingeist	b) Salmiakgeist
c) Holzgeist	d) Poltergeist

12) Welcher Saft reagiert mit Farbumschlag auf Säuren und Basen?	
a) Rote-Beete-Saft	b) Rotkohlsaft
c) Blumenkohlsaft	d) Gerstensaft
13) Welches Element wurde nach dem Gott der Unterwelt benannt?	
a) Neptunium	b) Uran(ium)
c) Plutonium	d) Satanium
14) Wonach wurde das radioaktive Element Einsteinium benannt?	
a) Nach einem Stein	b) Nach einem Stern
c) Nach einem Haus	d) Nach einem Physiker
15) Womit darf man trotz Hektik und Panik ein Feuer <u>nicht</u> löschen, wenn es an Löschwasser fehlt?	
a) Sand	b) Salz
c) ABC-Löschpulver	d) Aluminiumpulver
16) Was brennt am Besten?	
a) Argon	b) Aluminium
c) Atomium	d) Ammonium
17) Welche Stoffe sind gut verformbar, glänzend und gut leitfähig für Strom und Wärme?	
a) Alle Salze	b) Alle Gummilacke
c) Alle Kunststoffe	d) Alle Metalle

18) Welches der folgenden Gase ist giftig?	
a) Kohlenmonoxid	b) Kohlendioxid (Kohlensäuregas)
c) Distickstoffmonoxid (Lachgas)	d) Helium (Ballongas)
19) Welcher der folgenden Stoffe hat die geringste Dichte?	
a) Sauerstoff	b) Stickstoff
c) Wasserstoff	d) Kohlenstoff
20) Welcher der folgenden Stoffe gelingt bei Raumtemperatur am leichtesten in die Nase?	
a) Aromastoff	b) Kunststoff
c) Nährstoff	d) Farbstoff

21) Wie heißt das Halbmetall, das man für Halbleiterchips verwendet?	
a) Sizilium	b) Silizium
c) Silention	d) Silikatium
22) Welches Metall wurde nach einer Insel in Europa benannt?	
a) Europium	b) Americium
c) Rhodium	d) Francium
23) Welche Säure färbt das Blut sterbender Menschen „vornehm adelig“?	
a) Harnsäure	b) Zitronensäure
c) Kohlensäure	d) Blausäure

Sekundarstufe II (Schwerere Fragen)

1) Wie nennt man die Untersuchung unbekannter Proben?	
a) Analyse	b) Elektrolyse
c) Photolyse	d) Protolyse
2) Welches Element bildet mit Sauerstoff Quarzsand?	
a) Phosphor	b) Silizium
c) Aluminium	d) Iod
3) Was ist der chemische Name von Marmor und Kalk?	
a) Kalziumhydroxid	b) Magnesiumcarbonat
c) Kalziumsulfat	d) Kalziumcarbonat
4) Wieviel Phosphoratom sind in einem Molekül Diphosphorpentoxid enthalten?	
a) Sechs	b) Zwei
c) Fünf	d) Eines
5) Wieviel Sauerstoffatome sind in einem Molekül Diphosphorpentoxid enthalten?	
a) Sechs	b) Zwei
c) Fünf	d) Eines
6) Wie nennt man die Verbindung Quecksilbersulfid im Alltag?	
a) Mottenkugeln	b) Zinnober
c) Rost	d) Streichholzzündkopf
7) Wie heißt das Messinstrument, mit dem man den Säure- oder Basegehalt einer Lösung testen kann?	
a) Thermometer	b) Manometer
c) Zunge	d) Indikatorpapier

8) Wofür verwendet man Magnesiastäbchen im Labor?	
a) Zum Einbringen einer Probe in eine Brennerflamme	b) Zum Umrühren einer breiartigen Substanzprobe
c) Zum Verschließen eines Gasventils	d) Zum Abbrennen von Blitzlichtpulver
9) Aus wieviel Atomen besteht ein Schwefelsäuremolekül?	
a) Sechs	b) Sieben
c) Fünf	d) Vier
10) Aus wieviel Atomen besteht ein Kohlensäuremolekül?	
a) Sechs	b) Sieben
c) Fünf	d) Vier
11) Woran erkennt man in der Mineralogie Carbonatgestein?	
a) Es ist leicht schmelzbar	b) Es ist löslich nur in starken Laugen
c) Es kommt in der Natur stets im Gemisch mit sulfidischen Erzen vor	d) Es braust bei Säurezugabe unter Kohlensäure auf wie Brausepulver
12) Was ist in der Chemie eine „Kreuzprobe“?	
a) Der Nachweis von Ammoniumsalzen unter anderem mit gekreuztem Indikatorpapier auf Uhrgläsern	b) Der Frömmigkeitstest für Chemiker in kirchlichem Auftrag an staatlichen Untersuchungsämtern?
c) Der bakteriologische Nachweis von Grippe-Erregern in Getränken	d) Der Versuch, biologisch aktive Organismen mit organischen Riesenmolekülen zu kreuzen

13) Was ist „Hammerschlag“?	
a) Eine Stahllegierung mit Chrom	b) Ein Eisenoxid
c) Eine Zündmethode für Kraftstoffe	d) Ein Vereisungsprodukt von Kohlensäure ?
14) Was ist „Trockeneis“?	
a) Glasklares Styropor zur Wärmeisolation	b) Das Trockenmittel Kalziumchlorid, tiefgefroren
c) Frisch kondensierter und schockgefrorener Tau auf Pflanzen im Winter	d) Ein Vereisungsprodukt von Kohlensäure ?
15) Natriumchlorat ist ein „Pestizid“ und „Herbizid“. Als was wird es verwendet?	
a) Als Schädlingsbekämpfungsmittel gegen Unkräuter	b) Als Medikament gegen die sogenannte herbe Grippe in Asien
c) Als Aromastoff zur Neutralisation herb schmeckender Bitterstoffe	d) Als biologischer Kampfstoff zur Übertragung von Pestbeulen auf feindliche Soldaten
16) Was ist ein Elektronenoktett?	
a) Eine Ansammlung elektrisch geladener Teilchen an Säuremolekülen	b) Eine Achtergruppe von Elektronen in der Atomhülle
c) Ein Oktaeder aus Neutronen um ein Elektron im Atomkern	d) Ein Quartett aus sogenannten Elektron-Proton-Paaren in Wasserstoffgas
17) Was ist „Olivin“?	
a) Ein olivengroßes Hartmetall-Stück	b) Ein Schlauchverbindungsstück im Labor
c) Das häufigste Mineral auf der Erde	d) Die umgangssprachliche Bezeichnung für graugrünes Chrom-III-hydroxid

18) Weshalb färbt sich eine farblose Brennerflamme gelborange, wenn Kochsalzlösung hineingespritzt wird?	
a) Das Kochsalz verdampft unter Energieabgabe	b) Die Natriumionen werden so angeregt, dass in ihnen Elektronen die Schale wechseln
c) Das durch Salz verunreinigte Wasser bildet glühendes Wasserstoffgas	d) Die Flamme kühlt durch Rußbildung ab und ändert daher ihre Farbe
19) Was bewirkt Zigaretten- oder Pottasche auf einem Zuckerwürfel?	
a) Der Zuckerwürfel verformt sich: Formolyse	b) Der Zucker verkohlt: Carbolysse
c) Der Zucker wird brennbar: Katalyse	d) Es entsteht Zuckersäure : Protolyse
20) Was geschieht, wenn eine Ampulle mit Caesiummetall zerbricht?	
a) Es gibt eine Stichflamme	b) Das Metall sondert giftige Dämpfe ab
c) Das Flüssigmetall verdampft unter Kälteentwicklung	d) Gar nichts – außer das es Glasscherben gibt
21) Welches Element bildet im Erdinneren den Kern unseres Planeten?	
a) Silizium	b) Kalzium
c) Eisen	d) Schwefel
22) Welches der folgenden Salze ist türkisblau?	
a) Eisen-III-nitrat	b) Nickel-II-sulfat
c) Chrom-III-oxid	d) Kupfer-II-sulfat
23) Welche konzentrierte Säure darf nicht durch plötzliches Zugießen von Wasser verdünnt werden?	
a) Schwefelsäure	b) Kohlensäure
c) Phosphorsäure	d) Ameisensäure

Reserve I: 18 weitere Fragen / Karten

JOKER:

Eure Gruppe erhält einen Punkt geschenkt

GROSSER JOKER:

Eure Gruppe erhält zwei Punkte geschenkt

NIETE:

Eure Gruppe erhält einen Punkt abgezogen

24) Welche der folgenden Säuren ist die Stärkste?

- | | |
|----------------|------------------|
| a) Kohlensäure | b) Kieselsäure |
| c) Essigsäure | d) Schwefelsäure |

25) Welche Elemente werden – sofern sie chemisch eine Verbindung gebildet haben – zum Würzen von Frühstückseiern verwendet?

- | | |
|--|---|
| a) Das giftige Schwermetall Blei und das Luft-Gas Stickstoff | b) Das farbige Iod und das Leichtmetall Magnesium |
| c) Das Spurenelement Selen und das Düngemittel Kalium | d) Das brennbare Leichtmetall Natrium und das Giftgas Chlor |

26) Was entsteht bei einer Neutralisation?

- | | |
|---------------|----------------|
| a) Giftwasser | b) Feuerwasser |
| c) Salzwasser | d) Süßwasser |

27) Wozu reagieren Metalle mit Halogenen?

- | | |
|-----------------------|-------------------|
| a) Zu Salzen | b) Zu Halonen |
| c) Zu Halluzinationen | d) Zu Chalkogenen |

28) Welcher der folgenden Stoffe ist kein Düngemittel oder Pflanzennährstoff?

- | | |
|-----------|-------------|
| a) Kalium | b) Phosphat |
| c) Nitrat | d) Silikat |

29) Wie heißt das Edelmetall, das den höchsten Schmelzpunkt aller Metalle aufweist?

- | | |
|---|--|
| a) Uranium, benannt nach Himmels-gott Uranus | b) Iranium, benannt nach dem Land Iran |
| c) Irenium, benannt nach Friedensgöttin Irene | d) Iridium, benannt nach der Regenbogengöttin Iris |

30) Welche Färbung haben kristallwasserhaltige Kupfer-II-Salze?

- | | |
|----------------|------------------------------------|
| a) rotglänzend | b) tiefblau wie Tinte |
| c) türkisblau | d) giftgrün und wasserfrei blutrot |

31) Welche Metalle haben die höchste Dichte?

- | | |
|-----------------|------------------|
| a) Eisenmetalle | b) Buntmetalle |
| c) Edelmetalle | d) Platinmetalle |

32) Welches der folgenden Elemente wurde nicht nach einem Land benannt?

- | | |
|--------------|-------------|
| a) Germanium | b) Gallium |
| c) Indium | d) Polonium |

33) Welches der folgenden chemischen Elementpaare wurde nicht nach Farben benannt?

- | | |
|-----------------------|---------------------------|
| a) Chlor und Iod | b) Caesium und Rubidium |
| c) Indium und Iridium | d) Silizium und Aluminium |

34) Warum wurde Sauerstoff Sauerstoff genannt?	
a) Er reagiert sauer auf Säuren	b) Er stößt Chemikern sauer auf, die mit brennbaren Stoffen arbeiten müssen
c) Er bildet mit Nichtmetallen und Wasser Säuren	d) Er neutralisiert Säuren
35) Welcher Stoff wurde auf der Sonne nachgewiesen, noch bevor man ihn auf der Erde entdeckte?	
a) Gold	b) Kohlenstoff
c) Helium	d) Wasserstoffgas
36) Welches Element leuchtet im Dunkeln?	
a) Neon	b) Gold
c) Phosphor	d) Diamant
37) Was entsteht, wenn im Hochofen Eisenoxide mit Koks reagieren?	
a) Roheisen, Schlacke und Gichtgas	b) Stahl, Kokain und Abgas
c) Flüssigstahl, Bimsstein und Wasserstoffgas	d) Koksoxid, Eisen-carbid und Phosphor
38) Wie nennt man Säure-Base-Reaktionen noch?	
a) Protonation	b) Prototyp
c) Protolyse	d) Promotion
39) Was sind Basen?	
a) Protonenakzeptoren	b) Protonendonatoren
c) Basiselektronen	d) Elektronenakzeptoren

40) Was versteht man unter einem Reduktionsmittel?	
a) Es reduziert die Elektronenzahl vom Reaktionspartner	b) Es reduziert die Oxidationszahl des Reaktionspartners
c) Es reduziert die Elektronegativität des Reaktionspartners	d) Es reduziert die Reaktionsgeschwindigkeit
41) Was ist das stärkste Oxidationsmittel?	
a) Peroxide	b) Sauerstoff
c) Ozon	d) Fluorgas
42) Was ist das kleinste Teilchen in der Chemie?	
a) Das Ammoniumion	b) Das Carbeniumion
c) Das Hydroniumion	d) Das Proton

SCHIEBUNG:

Eure Frage geht an die nächste Gruppe: Wenn die auch nicht antworten können, bekommen sie einen Punkt abgezogen

50:50-JOKER:

Eure Frage wird erneut vorgelesen, wobei zwei falsche Antwortmöglichkeiten entfallen

VERDOPPLUNGSJOKER:

Wenn Ihr diesen Joker vor einer der nächsten Fragen an Eure Gruppe setzt, erhaltet Ihr doppelte Punktzahl

RISIKO:

Wenn Ihr diesen Joker vor einer der nächsten Fragen an Eure Gruppe setzt, erhaltet Ihr doppelte Punktzahl – 7 bei Nicht-Wissen jedoch einen Punkt Abzug!

Reserve II: 13 Forscherfragen

1) Wie nennt man Stoffumwandlungen mit Elektronen- oder Ladungsübertragung?	
a) Redoxreaktion	b) Präventivreaktion
c) Spontanreaktion	d) Kernreaktion
2) Welcher der folgenden Stoffe besteht aus den größten Molekülen?	
a) Wasser	b) Zucker
c) Kohlendioxidgas	e) Propangas
3) Wie heißt das Verfahren, bei dem man Ammoniak aus Kohle, Wasserdampf und Luft gewinnt?	
a) Haber-Bosch-Verfahren	b) Solvay-Verfahren
c) Chloralkalielektrolyse	d) Laber-Frosch-Verfahren
4) Wie heißt der Entdecker der ersten künstlichen Harnstoffherstellung aus Ammoniumisocyanat?	
a) Köhler	b) Wöhler
c) Heuler	d) Broiler
5) Welcher der folgenden Stoffe lässt sich bei der Chloralkalielektrolyse nicht aus Kochsalzsole gewinnen?	
a) Chlorgas	b) Natronlauge
c) Wasserstoffgas	d) Kaliumchlorid
6) Welcher der folgenden Stoffe kann <u>nicht</u> durch Oxidation von Ethanol hergestellt werden?	
a) Ethanal (Acetaldehyd)	b) Essigsäure
c) Ethan	d) Kohlendioxid

7) Wer entdeckte und nutzte im Auftrag des Königs von Frankreich wichtige Gesetzmäßigkeiten der Oxidationsreaktionen für Schießpulverfabrikate und wurde später von französischen Revolutionären guillotiniert??	
a) Mariotte	b) Lavoisier
c) Gay-Lussac	d) de Maizièrè
8) Was entdeckte Henry Cavendish, als er mit Eisen in schwefelsäuregefüllten Schweinsblasen sogenannte „brennbare Luft“ gewann?	
a) Schwefelwasserstoff	b) Wasserstoff
c) Kohlendioxid	d) Schwefeldioxid
9) Welches Salz entsteht, wenn Marmor von Salzsäure angeätzt wird?	
a) Kalziumcarbonat	b) Kalziumchlorid
c) Kaliumchlorid	d) Natriumchlorid
10) Woraus kann man Kochsalzlösung herstellen?	
a) Aus Kalilauge und Salzsäure	b) Aus Natronlauge und Schwefelsäure
c) Aus Natronlauge und Salpetersäure	d) Aus Natronlauge und Salzsäure
11) Aus welchen Reagenzien kann man Kochsalz <u>nicht</u> herstellen?	
a) Natronlauge und Salzsäure	b) Natriummetall und Chlorgas
c) Natronsalz und Kalisalpetar	d) Natriumoxid und Salzsäure
12) Was ist der chemische Name von Gips?	
a) Kalziumsulfat	b) Kalziumcarbonat
c) Kalziumphosphat	d) Kalziumoxid
13) Was ist die chemische Bezeichnung von Salpeter?	
a) Kaliumchlorat	b) Kaliumnitrat
c) Kaliumcarbonat	d) Kaliumsulfat

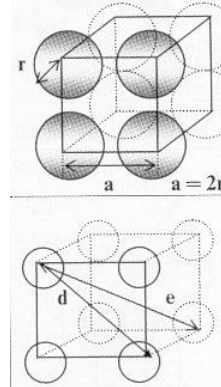
Anhang 2: Stichwortverzeichnis, Sachregister (Fachbegriffe von A – Z mit Seitenzahl)

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)	Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
A lkalimetall	19ff, 27	Helium He	14
Alkane, gesätt. Kohlenwasserst.	25ff	Hydroniumion H_3O^+	65ff
Ampholyt, amphoter	74	Hydroxidion OH^- (in Laugen)	65ff
Anion	18	I on(en)	23f, 57ff
anorganische Verbindung	11f	Ionenbindung	16
Äquivalenzpunkt	77	Ionenladung	27ff
Atom(e)	16, 22, 121ff	Ionenprodukt	61
Atombindung, kovalente Bind.	16ff	ionische Verbindung (Salz)	10ff, 23f, 27, 64ff
Atommodell von Bohr	28	K atalysator, Katalyse	51, 80
Ausbeute(berechnung)	105ff	Kation	18
Austausch von Teilchen	52f	Koch-, Speisesalz, NaCl	18
Autoprotolyse	66	Kohlenstoff C	14f
Avogadro, Gesetz von	32f	Komplex	79ff, 122
B allongas, Helium He	14	Konzentration(sangaben)	61, 110f
Base (Lewis-Base)	52f	Koordinationszahl	81
Basekonstante K_B	75	kovalente Bindung	16
Benennung von Stoffen	24	Kristall(e)	11f, 59
Bor B	14	Kugelwolkenmodell	29
C halkogen, Kalkbildner	22	L adungszahl	27, 29
Chlor Cl_2	17, 21f	Lauge(n)	19f
Chlorwasserstoff, Salzsäure	21f	Legierung(en)	10f
D ichte $\rho = m/V$	108f	Lernen, Lernkonzept, -hilfe	8f, 44, 49, 105
E delgas(e), Edelgasatom	22f, 27	Lernspiel, -quiz	126ff
Edukt	38	Lewis-Konzept, -Säure/Base	52
Elektrolyse	57f, 64	Ligand	79ff
Elektronenabgabe / Oxidation	17ff, 23, 53ff	Lithium Li	14, 19
Elektronenaufnahme/Reduktion	17ff, 23, 53ff	Lösevorgang, Lösung	59ff
Elektronenaustausch, Redox.	17ff, 23, 53ff	Löslichkeit	61
Elektronenpaar, bindend	17, 23	Löslichkeitsprodukt K_L	61
Elektronenpaar, frei	81	M asse m	22, 108
Element, chemisch	10ff	Massenwirkungsgesetz MWG	60f
Element, galvanisch	56f	Maßlösung	77
Energie	50	Metall(e)	10, 16ff, 34
Erdalkalimetall, 2. Hauptgr.	20, 27	Methan CH_4	17, 25
Ethan C_2H_6	25f	Molekül(e), neutraler Atom-	17, 23, 27, 121ff
F achbegriffe, chemische	84f, 120ff	verband	10, 18, 23ff
Fällungsreaktion	59ff, 62	N achweis(reaktion)	22, 67, 83f
Flammfärbung	20	Namen (von Verbindungen)	24
Fluor F_2	15	Natrium Na	15, 19
Formel, chemische	27ff	Natriumchlorid NaCl	18
G alvanisches Element	56f	Neon Ne	15
Gas(e), Gasgesetz(e)	32ff, 36	Neutralisation	66
Gehaltsgröße(n)	105ff	Nichtmetall(e)	10, 18ff, 21ff
Gesetz(e), chem. Grundgesetz	32ff, 105ff	Niederschlag	59
Gleichgewicht(sreaktion)	59ff, 68, 75	O rganische Chemie, OC	124f
Größengleichung(en)	105ff	organische Verbindung	11, 25f, 124f
Grundbegriffe der Chemie	84f, 120ff	Oxidation, Elektronenabgabe	20, 23
Grundgesetze der Chemie	32ff, 105ff	Oxidationszahl	29, 39, 54f
H alogene, Salzbildner	21f, 27	p H-Wert	68
Halogenid(e), Hal.-wasserstoffe	21f, 27		
Hauptgruppe(n) im PSE)	19ff, 28		

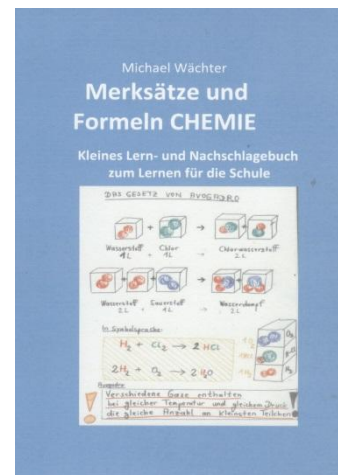
Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
p K _S -Wert, Säurestärke	70ff
Periodensystem der Elem. PSE	27
Produkt (einer Reaktion)	38
Proton p ⁺ (auch: H ⁺)	13, 65ff
Protonenübertragung, Protolyse, Säure-Base-Reaktion	64ff
Puffer	75
Q uiz	126ff
R eaktion, chemische, Stoffumwandlung	16, 31ff, 49ff, 124
Redoxpotenzial	56f
Redoxreaktion	17, 39ff, 53ff
Reduktion, Elektronenabgabe	20, 23
Reinstoff(e)	9
S alz(e)	10, 23, 65
Säure(n)	34, 52f, 64ff
Säure-Base-Reaktion, Protolyse	64ff, 76f
Säurestärke, pK _S -Wert	68ff, 75
Sauerstoff O ₂	15, 17, 19
Schale(n)modell vom Atom	28f
Silberrätsel (chemisch)	12
Spannungsreihe	54
Spektrallinie	20
Stickstoff N ₂	15
Stöchiometrie, chem. Rechnen	105ff
Stoff(e), Material(ien)	9ff
Stoffeigenschaft(en)	9f
Stoffgemisch(e)	9ff, 110ff
Stoffmenge <i>n</i>	33, 108ff
Stoffumwandlung(en), chem. Reaktion(en)	16, 31ff, 49ff, 52ff, 105ff
T iter, Titration	76f
Ü ben, Trainieren	7, 38
Übertragung von Ladungen, Redoxreaktion	16, 31ff, 49ff, 124
V erbindung, chemische	10
V erdrängungsreaktion	66
W asser	17
Wasserstoff H ₂	13, 17, 21
Z entralatom (im Komplex)	79ff



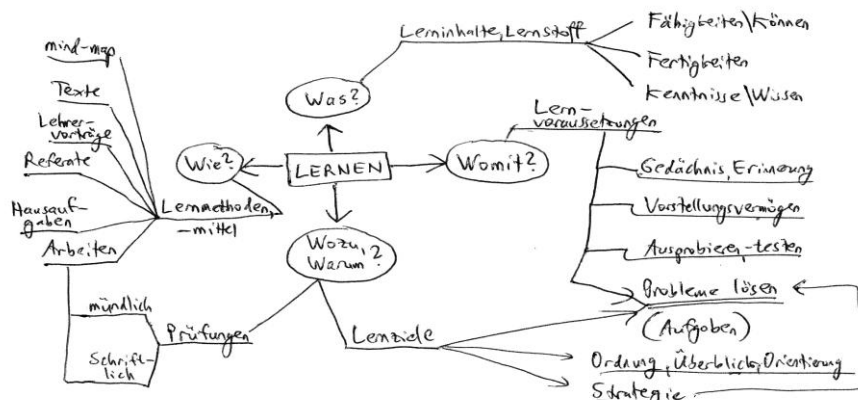
Reagenzien in der Laborpraxis



Modellvorstellungen in der Theorie



Merksätze zum Chemie-Lernen



Weitere Werke des Autors

1.) Die Heftchenreihe „Philosophie to go – Kleines Taschenbuch über Gedanken zu Sitten, Sünden und Sinnfragen“ (für die Fächer wie Ethik, Philosophie und

Religionswissenschaften; Preis je Heft: von 8,99 bis 9,99 €):

Bd.1: Ethik und Philosophie (ISBN 9783754138281),

Bd.2: Anthropologie (9783754149980)

Bd.3: Wissenschaft und Verantwortung (9783754154106)

Bd.4: Glück und Sinn (9783754156537)

Bd.5: Religionen und der Sinn des Lebens (9783754156827)

Bd.6: Was ist Ethik? (9783754157145)

2.) Lernhilfen für Schule und Studium – verständlich erklärend und anschaulich bebildert:

2a.) **Lernen Lernen.** Lernhilfen für Schule und Homeschooling (epubli, ISBN 9783753104713 zu 8,99€, preiswerter auch als ebook verfügbar)

2b.) **Merksätze und Formeln Chemie** (epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 7,99 €, auch als ebook erhältlich: ISBN 9783748597735, für 3,99 €)

3) Für (Selbst-)Lernende im Bereich Chemie (Schule, Nachhilfe und Grundstudium):

1.) Die Reihe „Chemie im Distanzunterricht“ – selbsterklärende Lernhilfen in sechs Bänden:

(Preise je Band in schwarzweiß s/w 9 bis 14 €, farbig je 19 bis 24 €)

1: Stoffe, Teilchen, Reaktionen – ISBN farbig: 9783753144399, s/w: 9783753138558),

2: Elemente, Periodensystem, Atombau –farbig: 9783753148243, s/w: 9783753148168)

3: Salze, Säuren, Laugen – ISBN farbig: 9783753159218, s/w: 9783753159249),

4: Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen;

ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028

5: Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger;

farbig: 9783753172064; s/w: 9783753171609

6: Kohlenstoffverbindungen – Einführung in ihre Vielfalt: Organische Chemie;

farbig: 9783753178547, s/w: 9783753178530

2.) Die Reihe Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie – Ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli), eine Reihe in 8 Bänden:

Bd.1: **Grundlagen** der Chemie (ISBN: 978-3-748539-42-1 zu 15,99 €),

Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie**, Stöchiometrie (ISBN: 978-3-748539-46-9),

Bd.3: **Physikalische Chemie** (978-3-748539-47-6 zu 16,99 €),

Bd.4: **Analytische Chemie** (978-3-748539-48-3 zu 16,99 €),

Bd.5: Grundlagen der **Organischen Chemie** (978-3-748539-52-0 zu 16,99 €)

Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie** (9783748571162 zu 21,99 €)

Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie** (9783753133430 zu 23,99 €)

Bd. 8: **Anorganisch-analytische Chemie.** Ein Arbeitsbuch für Schule und Studium, mit vielen chemischen Experimenten (Laborpraktikum), (ISBN: 97837549-51378)

Bd.1+2 auch als Zusatz-Ausgaben in Farbe:

Bd. 1: Grundlagen der Chemie (ISBN: 978-3-750240-42-1 zu 24,99€),

Bd. 2: Allgemeine und Anorganische Chemie mit Stöchiometrie (978-3-750240-650, 23,99€),

Bd. 8 auch als *Ausgabe für den Experimental-Unterricht*:
in Farbe: **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC** (9783750270077 zu 22,99 €),
preiswerter auch in schwarzweiß: ISBN 9783754924761 zu 16,99€)

4) Sach- und Lehrbücher: Neues über Forscher- und Entdecker/inne/n - Spannendes aus den Naturwissenschaften:

- 1.) **Analytik – die Geschichte.** Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Analytik und Forensik, epubli, ISBN 9783748540885 zu 16,99€, auch als ebook (9783740745318 zu 7,99 €)
- 2.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den BIOwissenschaften und der Medizin** (epubli, ISBN 9783748541561 zu 19,99 €; auch als ebook: Verlag Twentysix, 978-374-0764463 zu 7,99 €)
- 3.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101 zu 29,80 €, oder als ebook, Verlag Twentysix (ISBN: 9783740768782 zu 7,99 €)
- 4.) M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie im Kontext von Zeitgeschichte und Physik**, Verlag Königshausen und Neumann, Würzburg 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 zu 29,80 €, oder als ebook, Verlag Twentysix (ISBN: 9783740768744 zu 7,99 €)
- 5.) **Chemiegeschichte(n) im Unterricht – Historische Entdeckungen und Erkenntnisse als Lernhilfen** im Chemieunterricht, ein Impuls zur Fachdidaktik, ISBN: 9783754913826 zu 24,99 €; auch als ebook verfügbar; gratis als pdf zum Download: <https://www.mundo.schule/details/SODIX-000100888>

5) Kriminalromane und science-fiction:

- 1.) **Peveling und die Münstermafia** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein erster, ganz großer Fall) (Band 1), Softcover, Verlag epubli, ISBN: 978-3-565210-19-0, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 2.) **Peveling und der Mineralienmacho** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein zweiter, großer Fall) (Band 2), Softcover, epubli, ISBN: 978-3-565211-10-4, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 3.) **Peveling und die Monetenmacher** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein erster, landesweiter Fall) (Band 3), Softcover, epubli, ISBN: 978-3-565211-14-2, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 4.) **Regenwald-Razzia 2048 - Arturos Kampf am Rio Negro** (*science-fiction*-Reihe Die Raumsiedler von Puntirjan, Bd. 4), (Softcover), epubli, ISBN: 978-3-565192-69-4, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 5.) **Schraube locker – Jupps Tagebuch. Ein Teenager im Kalten Krieg** (*ein Jugendroman in den 1980er Jahren*) (Softcover), epubli, ISBN: 978-3-565210-89-3, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 6.) **Gulligold – ein Münsterland-Ostfriesland-Krimi** (Verlag epubli, ISBN: 9783754134976 zu 9,99 €; auch als ebook erhältlich (Gulligold - Serienmorde in MS. Ein Westfalen-Ostfriesland-Krimi, Verlag neobooks, 9783754182888 zu 3,49 €)
- 7.) **Das ALTAKOLIA-Projekt. Die Raumsiedler von Puntirjan** (Gesamtausgabe: Folge 1+2), als Taschenbuch (Epubli-Verlag, ISBN 9783750272910, 488 Seiten zu 15,99 €) und als ebook (9783750276-956 zu 2,99 €)
- 8.) **Das Anden-Artefakt. Eine historisch-phantastische Erzählung.** (ISBN: 9783565082926; als ebook: ISBN 9783750208155 zu 4,99 €, Buch auf Englisch, ISBN: 978-3-74-750281-523 oder als ebook, ISBN 978374-0768-799 zu 7,99 €, sowie als Buch auf Französisch, ISBN 978-3-74-752967-487)



Zum Autor:

Autorenhomepage: <https://michael-waechter.jimdosite.com/>

Als Autor im Epubli-shop unter:

<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-W%C3%A4chter/28316>

Bei Amazon:

<https://www.amazon.de/stores/author/B001K6ND48>

Anhang 3: Eigene Notizen

Meine Zusammenfassungen, Anmerkungen, Rechnungen, Ideen und Fragen: