

Grundwissen 10. Klasse Chemie

sprachlicher oder wirtschafts- und sozialwissenschaftlicher Zweig im G8

erstellt von M. Tischer, AKG Traunstein

Vorbemerkung: Diese Zusammenstellung enthält *die wichtigsten, aber längst nicht alle Lerninhalte* der 10. Klasse. Die Inhalte dieser Zusammenstellung *sind fundamentale Grundlagen* für die Chemie, aber *auch für die Biologie!* Diese Zusammenstellung will über diese wichtigsten Lerninhalte nur einen *kompakten Überblick* geben und kann daher weder Lehrbuch, Schulheft noch Unterricht ersetzen!

I. Allgemeine und anorganische Chemie

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

1.1. Das Orbitalmodell: Ein Orbital ist der Raum, in dem sich ein Elektron mit großer Wahrscheinlichkeit aufhält. In einem Orbital befinden sich maximal zwei energetisch gleichwertige Elektronen. (Hintergrund: *Heisenbergsche Unschärferelation*).

1.2. Das Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell: Aufgrund der Abstoßung v. Elektronenpaaren entstehen bestimmte räumliche Molekülstrukturen:

- *tetraedrisch* (z.B. CH₄) mit dem Tetraederwinkel (109°)
- *pyramidal* (z.B. NH₃)
- *trigonal-planar* (z.B. CH₂O)
- *linear* (z.B. CO₂)
- *gewinkelt* (z.B. H₂O)

1.3. Die Elektronegativität (EN): = Die Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen zu sich zu ziehen. Man wisse die *Tendenzen im PSE* (Zunahme der EN von unten nach oben und links nach rechts, ohne Einbezug der VIII. Hauptgruppe) und daraus folgend die *drei Elemente mit der höchsten EN* (1.=F; 2.=O; 3.=Cl)

1.4. Die polare Atombindung: Aufgrund von *EN-Unterschieden* zwischen zwei Atomen einer Atombindung kommt es zur Entstehung von *Teilladungen* und damit einer *Polarisierung* der Bindung.

1.5. Dipole: = Moleküle, die aufgrund polarer Atombindung(en) UND entsprechendem Bau eine negativ und eine positiv polarisierte Seite zeigen.

1.6. Intermolekulare Kräfte: = anziehende Kräfte zwischen Molekülen. Je stärker diese Kräfte, umso höher sind *Schmelz- und Siedepunkt* des Stoffes.

Drei wesentliche intermolekulare Kräfte:

- *van-der-Waals-Kräfte* treten immer auf: Bei kleinen Molekülen schwache Kräfte, Zunahme der Kraft mit steigender Molekülmasse und-größe
- *Dipol-Dipol-Wechselwirkungen* entstehen zwischen den unterschiedlich polarisierten Polen von Dipolmolekülen, Voraussetzung: Dipole!
- *H-Brücken* sind sehr starke Kräfte. Sie entstehen zwischen einem stark positiv polarisiertem H-Atom des einen Moleküls und einem freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Atoms (F, O, Cl, N) des benachbarten Moleküls.

1.7. Die Dichteanomalie des Wassers aufgrund der durch H-Brücken verursachten Struktur des Eises mit „Hohlräumen“. Größte Dichte des Wassers bei +4°C. *Folgen:* Schwimmendes Eis, Frostsprengung, Druckschmelzung von Eis.

1.8. „Similia similibus solvuntur“: *Polare (hydrophile bzw. lipophobe)* Substanzen lösen sich in polaren Lösungsmitteln, *unpolare (hydrophobe bzw. lipophile)* Substanzen in unpolaren Lösungsmitteln.

2. Protonenübergänge:

2.1. Definitionen nach Brönsted: *Säure* = Protonendonator, *Base* = Protonenakzeptor.

Ein *Ampholyt* kann als Säure UND Base reagieren.

2.2. Die Autoprotolyse des Wassers führt zur Entstehung von *Hydroxid-* und *Oxoniumionen* mit einer jeweiligen *Stoffmengenkonzentration* von 10^{-7} mol/l (reines Wasser).

2.3. Der pH-Wert ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer wässrigen Lösung:
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$

2.4. Die pH-Skala von 0 – 14. Mit *saurem* (0 - <7), *neutralen* (7) und *basischen* =alkalischen (7 < - 14) Bereich.

2.5. Indikatoren zeigen pH- Bereiche anhand ihrer Farbe bzw pH-Änderungen durch Farbänderung an.

2.6. Die wichtigsten Säuren und Basen mit chemischen Formeln und ihren *korrespondierenden Basen/Säuren*, ausgehend von Salzsäure, Schwefelsäure, schwefeliger Säure, Salpetersäure, salpetriger Säure, Phosphorsäure, Kohlensäure, Ammoniak, Natronlauge, Kalilauge

2.7. Die Neutralisationsreaktion: Prinzip: Säure + Lauge → Salz + Wasser.

Die Erstellung verschiedener Neutralisationsreaktionsgleichungen ist zu beherrschen.

3. Elektronenübergänge:

3.1. Definitionen: *Oxidation* = Elektronenabgabe; *Reduktion* = Elektronenaufnahme; *Redoxreaktion* = Elektronenübergang; *Oxidationsmittel* = Elektronenakzeptor; *Reduktionsmittel* = Elektronendonator.

3.2. Die Oxidationszahl ist eine fiktive Ladung, die bei der Ermittlung von Oxidations- oder Reduktionsvorgängen sehr hilfreich ist. Die Ermittlung von Oxidationszahlen ist zu beherrschen.

3.3. Das galvanische Element: Das Bauprinzip von Batterie und Akku: Bei einer Redoxreaktion sind Oxidations- und Reduktionsreaktion räumlich getrennt, die Elektronen müssen beim Elektronenübergang „einen Umweg“ über den verbindenden Stromkreis machen.

3.4. Die Elektrolyse ist die „Erzwingung“ einer Redoxreaktion entgegen ihrem natürlichen Verlauf durch Zufuhr von elektrischer Energie, Beispiele: Aufladen eines Akkus, Elektrolyse von Wasser.

II. Organische Chemie

4. Kohlenwasserstoffe (=KW)

4.1. Alkane: KW mit ausschließlich *Einfachbindungen*. *Homologe Reihe* mit Nomenklatur und Struktur: Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Oktan, Nonan, Decan....

4.2. Wichtige Eigenschaften der Alkane: Brennbarkeit; Anstieg von Siede- und Schmelzpunkt mit zunehmender Molekülgröße; Unpolarität.

4.3. Ungesättigte KW: *Alkene* (mit C-C- Doppelbindung(en)), und *Alkine* (mit C-C- Dreifachbindung(en)). Nomenklatur und wichtige Vertreter (z.B. Ethen und Ethin)

4.4 Reaktionen von KW mit Halogenen: *Substitution* bei Alkanen, *Addition* bei Alkenen und Alkinen

4.5 Erdöl: *Fraktionierte Destillation* und die wichtigsten Produkte.

4.6 Umweltwirkungen: Treibhauseffekt und Schädigung der Ozonschicht durch Halogenalkane.

5. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

5.1 Alkohole mit der *Hydroxygruppe*, wichtige Vertreter (z.B. Methanol, Ethanol, Ethandiol, Glycerin) mit Nomenklatur und Strukturformel. **Wichtige Eigenschaften der Alkohole** (Brennbarkeit, hohe Siedepunkte wegen H-Brückenbildung, Löslichkeit abhängig von der Größe des polaren und unpolaren Molekülanteils).

5.2 Carbonylverbindungen: Aldehyde (primäres Carbonyl-C-Atom) und **Ketone** (sekundäres Carbonyl-C-Atom) mit den wichtigsten Vertretern (*Methanal, Ethanal, Propanon*).

5.3 Carbonsäuren mit der *Carboxygruppe*. Wichtige Vertreter wie Methan-, Ethan-, Butan-, Fettsäure(n). Eigenschaften: Löslichkeit abhängig von der Größe des polaren und unpolaren Molekülanteils, Säurereaktion zum Carboxylation; Hohe Siedepunkte aufgrund von H-Brücken.

5.4. Redoxzusammenhänge: Oxidierbarkeit von primären Alkoholen zu Aldehyden und diese weiter zu Carbonsäuren; Oxidierbarkeit von sec. Alkoholen zu Ketonen.

5.6. Ester: Esterbildung mit Strukturformeln: Alkohol + Carbonsäure → Ester + Wasser
Prinzip des *chemischen Gleichgewichtes* mit *Hin- und Rückreaktion* (Veresterung versus Verseifung)

6. Biomoleküle

6.1 Kohlenhydrate: *Glucose* als offenkettiges und ringförmiges *Monosaccharid*; Davon abgeleitete *Polysaccharide* (Stärke und Cellulose)

6.2 Fette: =Triester aus *Glycerin* und langkettigen Carbonsäuren (= *Fettsäuren*)

6.3 Proteine: *Aminosäuren* mit Amino- und Carboxygruppe; Proteine bestehen aus vielen Aminosäuren, die durch *Peptidbindungen* untereinander verbunden sind.