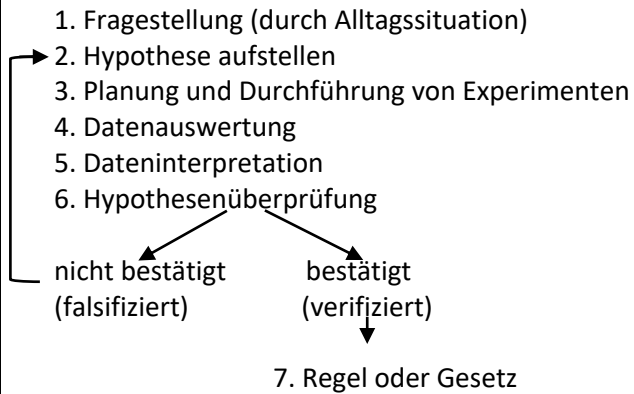


Grundbegriffe aus der Chemie Jahrgangsstufe 10 MuG

Wolfram-von-Eschenbach-Gymnasium Schwabach

Anmerkung: normal gedruckte Begriffe/ Zusammenhänge: für die jeweilige Jahrgangsstufe
fett gedruckt Begriffe/ Zusammenhänge: „Dauergrundwissen“; Tipp: geeignet zum Anlegen von Karteikarten

Naturwissenschaftlicher Erkenntnisweg



Bewertungskompetenz:

Beurteilen: fordert Einordnung anhand fachlicher Aspekte

Bewerten: Abwägen von Argumenten anhand von Werten

Dilemmasituation beschreiben

Handlungsmöglichkeiten der Betroffenen aufzählen

Handlungsmöglichkeiten der Betroffenen aufzählen

Argumente pro und contra

Wertezuordnung (Wertepool: z.B. Sicherheit, Gesundheit, Gerechtigkeit, Verantwortung, Wohlstand)

Persönliches Urteil

Folgen der Entscheidung

Modelle

Eigenschaften, Aussagekraft, Grenzen und Erweiterung von Modellen

z.B. Atommodelle, Elektronenpaarabstoßungsmodell (VSEPR), Elektronendichteoberfläche,

Orbital: Elektronen“wolke“ (Bereich der höchsten Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit). Ein Orbital beinhaltet maximal 2 Elektronen.

Atombindung (= Kovalente Bindung, Elektronenpaarbindung)

Überlagerung von zwei Atomorbitalen zu zwei Molekülorbitalen: bindendes (energetisch günstig) und anti-bindendes (energetisch ungünstig) Molekülorbital.

Atombindungen sind Bindungen zwischen Nichtmetallatomen, die durch gemeinsame Elektronenpaare gekennzeichnet sind.

Es gibt Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindungen.

Bindungselektronenpaare ⇔ **nichtbindende Elektronenpaare**



Valenzstrichformel = Strukturformel = Lewisformel

Hilfeberechnung für kompliziertere Moleküle:

(z.B. H_2CO_3)

1. alle beteiligten Atome	2. vorhandene Valenzelektronen	3. angestrebte Zahl an Valenzelektronen
2 x H	2 x 1	2 x 2
1 x C	1 x 4	1 x 8
3 x O	3 x 6	3 x 8
Addieren	24	36

4. $36 - 24 = 12 \Rightarrow$ bindende $e^- \Rightarrow$ **6 bEP** (bindende e^- -Paare)

5. $24 - 12 = 12 \Rightarrow$ nichtbindende $e^- \Rightarrow$ **6 nbEP** (nichtbindende e^- -Paare)

Valenzstrichformel (Fortsetzung)

6. Atom mit den meisten **einzelnen** Elektronen ist Zentralatom

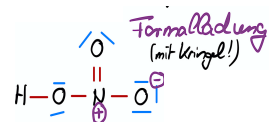
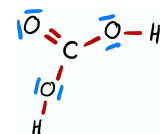
7. H-Atome immer am Ende (ganz außen!!)

8. Oktett (bzw Duplett) überprüfen

9. Valenzelektronen überprüfen

=> wenn Anzahl nicht stimmt

=> Formalladungen (z.B. HNO_3)

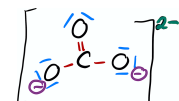


Bei Molekülonen:

Summe der **Formalladungen**

= **Ionenladung**

(z.B. CO_3^{2-})



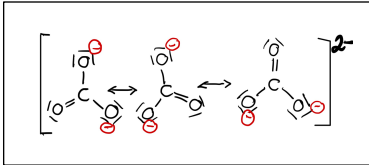
Mesomerie

Modell der Elektronendichteoberfläche vom CO_3^{2-} -Ion zeigt einheitliche Ladungsverteilung \Rightarrow die Struktur kann nicht mit einer Formel angegeben werden:



(Quelle: Hollweck et al.: Chemie 10 SG, C.C.Bachner 2022,S.32)

Diese drei Valenzstrichformeln stellen das Carbonat-Ion nicht richtig dar. Der wahre Zustand liegt zwischen diesen Formeln (= Grenzstrukturen). Dies nennt man **Mesomerie**.



Räumlicher Bau von Molekülen

1. Valenzstrichformel aufstellen
2. Zentralatom (**Z**) ermitteln
3. **Nichtbindende EP** beim Zentralatom (**N**) und die Anzahl an **Bindungspartnern** (=Liganden **L**) ermitteln.
4. Atomkerne der Moleküle sind wie folgt geometrisch angeordnet:

- a) **L** = 4 \Rightarrow tetraedrisch (Bindungswinkel $109,5^\circ$) z.B. CH_4
- b) **L** = 3 ; **N** = 1 \Rightarrow trigonal **pyramidal** ($107,3^\circ$) z.B. NH_3
- c) **L** = 3 ; **N** = 0 \Rightarrow trigonal-**planar** (120°) z.B. CH_2O
- d) **L** = 2 ; **N** = 2 \Rightarrow gewinkelt ($104,5^\circ$) z.B. H_2O
- e) **L** = 2 ; **N** = 0 \Rightarrow linear (180°) z.B. CO_2
- f) **L** = 1 \Rightarrow linear; alle zweiatomigen Moleküle sind linear z.B. HCl .

Verzweigte Kohlenwasserstoffe

Primäres C-Atom: C-Atom, das mit maximal 1 weiteren C-Atom verbunden ist.

Sekundäres C-Atom: C-Atom, das mit 2 weiteren C-Atomen verbunden ist.

Tertiäres C-Atom: C-Atom, das mit 3 weiteren C-Atomen verbunden ist.

Quartäres C-Atom: C-Atom, das mit 4 weiteren C-Atomen verbunden ist.

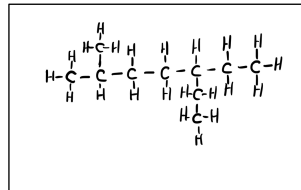
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe:

Alkene enthalten C-C-Doppelbindungen.

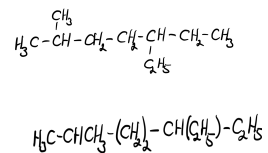
Alkine enthalten C-C-Dreifachbindungen.

Schreibweisen in der Organik

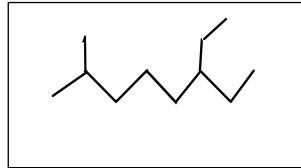
Strukturformel



Halbstrukturformel



Skelettformel (an jedem Ende und jedem Knick sind C-Atome!)



Benennung verzweigter Kohlenwasserstoffe

1. Bestimmung der **Hauptkette**: Längste C-Kette (bzw. C-Kette mit den meisten Mehrfachbindungen) und Benennung \Rightarrow Ende des Namens.

2. Bestimmung der **Seitenketten** und Benennung (Endung -yl statt -an) \Rightarrow alphabetisch sortieren.

3. Anzahl der gleichen Seitenketten mit entsprechenden **Vorsilben** (di-, tri-, tetra- ...) versehen.

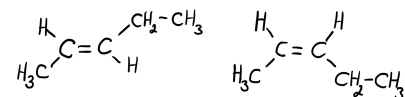
4. **Nummerierung** der Hauptkette in der Richtung, dass die Verknüpfungsstellen möglichst kleine Ziffern erhalten. (Bei ungesättigten Kohlenwasserstoffen müssen die Mehrfachbindungen die kleinst möglichen Ziffern haben.

Isomere: Moleküle mit derselben Summenformel aber verschiedenen Strukturformeln.

Konstitutionsisomere: Moleküle, bei denen die Atome in unterschiedlicher Reihenfolge miteinander verknüpft sind.

E-/Z-Isomerie

C=C-Doppelbindungen sind nicht frei drehbar \Rightarrow Alkenmoleküle, bei denen die Substituenten an den C-Atomen der Doppelbindung verschieden angeordnet vorliegen, sind E-/Z-Isomere. (E)-Pent-2-en (Z)-Pent-2-en



„E \Rightarrow entgegen“

Z \Rightarrow zusammen“

<p>Typen von (Atom-)bindungen</p> <p>Elektronegativität (EN): beschreibt die Kraft, mit der ein Atom die Bindungselektronen an sich zieht.</p> <p>$\Delta EN < 0,5$ unpolare Atombindung</p> <p>$0,5 \leq \Delta EN \leq 1,7$ polare Atombindung \Rightarrow Molekül mit Teilladungen (δ^-; δ^+)</p> <p>$1,7 < \Delta EN$ Ionenbindung (Ausnahme HF!)</p>	<p>Dipolmoleküle ja – nein?</p> <p>1. sind im Molekül polare AB enthalten? \Rightarrow nein \Rightarrow Kein Dipolmolekül</p> <p style="text-align: center;">ja ↓</p> <p>2. liegen die Teilladungsschwerpunkte an verschiedenen Stellen? \Rightarrow nein \Rightarrow Kein Dipolmolekül</p> <p style="text-align: center;">ja ↓</p> <p style="text-align: center;">DIPOLMOLEKÜL</p>
---	---

<p>Zwischenmolekulare Kräfte</p> <p>1. London-Dispersions-Wechselwirkungen (LDWW) Zwischen unpolaren Molekülen (je höher die Molekülmasse, desto stärker die LDWW; bei Isomeren: Je größer die Berührungsfläche der Moleküle ist, desto stärker die LDWW).</p> <p>2. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen (DDWW) Zwischen Dipolmolekülen (Je größer die Molekulpolarität ist, desto stärker sind die DDWW).</p> <p>Wasserstoffbrücken (H-Brücken) Besonders starke DDWW, wenn im Molekül ein H-Atom DIREKT an ein N-, O- oder F-Atom gebunden ist.</p>	<p>Struktur-Eigenschafts-Konzept</p> <p>Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit in Wasser oder Benzin und Viskosität sind Stoffeigenschaften, die sich anhand der zwischenmolekularen Kräften ableiten lassen.</p> <p>Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte sind, desto mehr Energie ist für das Überwinden dieser nötig und desto höher sind die Schmelz- und Siedetemperaturen.</p> <p>Besondere Eigenschaften von Wasser Relativ hohe Siedetemperatur (bei Raumtemperatur flüssig) Dichteanomalie (Größte Dichte bei 4°C) Oberflächenspannung Bildung einer Hydrathülle bei Lösungsvorgängen von Salzen.</p>
---	--

Sauerstoffhaltige organische Verbindungen				
Stoffklasse	Alkohole	Aldehyde	Ketone	Carbonsäuren
allgemeine Formel R = organischer Rest oder H R' = organischer Rest (kein H)	$R' - \underline{\underline{O}} - H$	$R - C \begin{matrix} \nearrow \underline{\underline{O}} \\ \searrow H \end{matrix}$	$R' - C \begin{matrix} \nearrow \underline{\underline{O}} \\ \searrow R'' \end{matrix}$	$R - C \begin{matrix} \nearrow \underline{\underline{O}} \\ \searrow \underline{\underline{O}} - H \end{matrix}$
funktionelle Gruppe	$-\underline{\underline{O}} - H$ Hydroxygruppe	$\begin{matrix} \underline{\underline{O}} \\ \parallel \\ -C \\ \searrow H \end{matrix}$ Aldehydgruppe Carbonylgruppe	$\begin{matrix} \underline{\underline{O}} \\ \parallel \\ -C \\ \swarrow \quad \searrow \end{matrix}$ Ketogruppe Carbonylgruppe	$\begin{matrix} \underline{\underline{O}} \\ \parallel \\ -C \\ \searrow \underline{\underline{O}} - H \end{matrix}$ Carboxygruppe
Endung des Namens	- ol	- al	- on	- säure

Wichtige Begriffe

Hydrophile Stoffe („wasserliebend“) haben polare Moleküle oder Ionen lösen sich z.B. in Wasser.

Lipophile Stoffe („fettliebend“) haben unpolare Moleküle lösen sich z.B. in Benzin.

Amphiphile Stoffe haben Teilchen mit polaren und unpolaren Molekülbereichen lösen sich eher in Ethanol.

Bei Alkoholen:

Primärer, sekundärer, tertiärer Alkohol (Hydroxygruppe sitzt an primärem, sekundärem oder tertiärem C-Atom.

Wertigkeit eines Alkohols gibt die Zahl an Hydroxygruppen im Molekül an. (An einem C-Atom gibt es max. eine Hydroxygruppe).

(Säure-Base-)Indikatoren

Farbstoffe, die den sauren, neutralen oder alkalischen/basischen Charakter einer Lösung durch Farbänderung anzeigen.

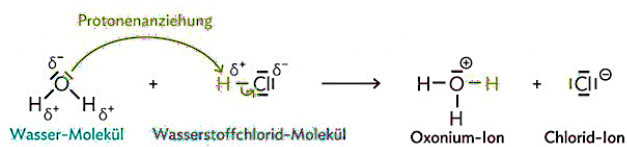
Wichtige Indikatoren:

	sauer	neutral	basisch
Universallindikator	rot	grün	blau
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

Protolyse (Säure-Base-Reaktion)

Reaktion mit einem **Protonenübergang** von einer Säure auf eine Base.

Beispiel:



(Quelle: Hollweck et al.: Chemie 10 SG, C.C.Buchner 2022,S.96)

Saure Lösung

Lösung, die Oxoniumionen (**H₃O⁺-Ionen**) im Überschuss enthält; diese entstehen bei der Übertragung eines Protons auf ein Wassermolekül.

Alkalische Lösung

Lösung, die Hydroxidionen (**OH⁻-Ionen**) im Überschuss enthält; diese entstehen, wenn ein Wassermolekül ein Proton abgibt.

pH-Wert

Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung.

pH < 7: sauer; pH = 7: neutral; pH > 7: basisch

Säuren

Teilchen, die bei Protolysen **Protonen abgeben (Protonendonatoren)**. Eine Säure enthält immer ein polar gebundenes Wasserstoffatom.

Basen

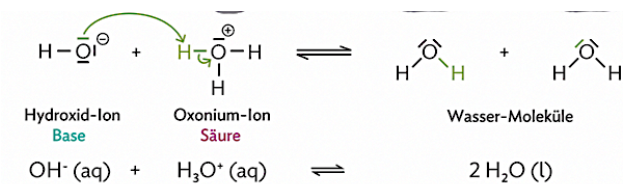
Teilchen, die bei Protolysen **Protonen aufnehmen (Protonenakzeptoren)**. Eine Base enthält immer ein nicht-bindendes Elektronenpaar.

Ampholyt

Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagiert (z.B. Wasser)

Neutralisation

Es reagieren gleiche Stoffmengen Oxonium-Ionen und Hydroxidionen miteinander zu Wasser-Molekülen.



(Quelle: Hollweck et al.: Chemie 10 SG, C.C.Buchner 2022,S.108)

Stoffebene:

saure Lösung + basische Lösung → Salz + Wasser

Säure-Base-Titration

Verfahren zur Bestimmung der **Konzentration einer sauren bzw. basischen Lösung unbekannter Konzentration (=Probelösung)** durch Zugabe einer basischen bzw. sauren Lösung bekannter Konzentration (=Maßlösung).

Äquivalenzpunkt

Am Äquivalenzpunkt haben gleiche Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagiert.

Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes X und dem Gesamtvolumen V der Lösung:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})} \quad [c] = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Acidität (=Säurestärke) von Carbonsäuren

Durch die verstärkte Polarisierung der O – H-Bindung in der Carboxygruppe sowie die Mesomeriestabilisierung der Carboxylat-Ionen reagieren Carbonsäure-Moleküle als Säuren.

Redoxreaktionen (Kennzeichen: OZ ändert sich!)

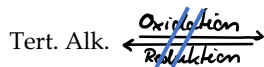
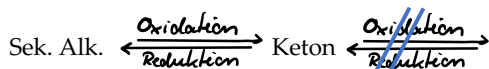
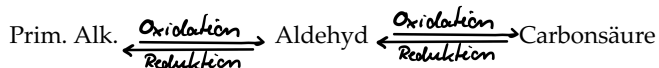
Regeln für **Oxidationszahlen OZ**:

1. OZ von **Elementen** ist 0
2. **H-Atom** hat in Verbindungen und Ionen **+I** (Ausnahme: Hydride=Verbindungen mit Metallen \rightarrow dort $-I$)
3. **O-Atom** hat in Verbindungen und Ionen **-II** (Ausnahmen: Peroxide z.B. H_2O_2 dort $-I$)
4. OZ von **Metallen** in Verbindungen und Ionen immer **positiv**
5. Summe der OZ aller Atome in Verbindungen ist immer 0
6. Summe der OZ in einem Ion entspricht der Ionenladungszahl
7. Bei org. Molekülen ist die Summe der OZ eines C-Atoms und seiner Nachbaratomgruppen = 0

Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Anhand der Oxidationszahlen aufgliedern in **Oxidation** (OZ wird positiver!) und **Reduktion** (OZ wird negativer!)
2. Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion mit e^- -Abgabe bzw. e^- -Aufnahme angeben. (Alle Atomsorten (außer H und O) müssen ausgeglichen sein!)
3. Jeweils bei der Oxidations- bzw. Reduktionsteilgleichung anhand der **OZ-änderung** die Anzahl an **abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen** eintragen.
4. **Ladungsausgleich** (im Säuren mit H_3O^+ -Ionen, im Alkalischen mit OH^- -Ionen)
5. Bei jeder Teilgleichung die Anzahl an **H- und O-Atomen ausgleichen**. (ein Vielfaches von H_2O ergänzen)
6. **Elektronenausgleich** zwischen Ox.- und Red.-gleichung
7. Addition der Oxidations- und der Reduktionsteilgleichung zur **Redoxgleichung** als Ionengleichung.

Oxidierbarkeit von prim., sek. und tert. Alkoholen



Tertiäre Alkohole lassen sich nur unter Zersetzung des Moleküls zu CO_2 oxidieren.

Nachweisreaktionen in der Organik

Für Alkohole

mit Permanganationen (B: im sauren Milieu farblos wegen Mn^{2+} , im schwach basischen Milieu braun wegen MnO_2)

Für Aldehyde:

Fehlingprobe (mit alkal. Kupfer(II)salzlösung) Bildung von Kupfer(I)oxid (rot)

Silberspiegelreaktion (mit alkal. Silber(I)nitratlösung) Bildung von Silber.

Schiffsche Probe (farbloses Schiffssches Reagenz wird rot-violett)

Praktische Anwendungen von Redoxvorgängen (Beispiele)

Batterien, Akkus

Brennstoffzelle (z.B. Methanol-Brennstoffzelle)

Nucleophil-Elektrophil-Reaktionen

Nucleophil

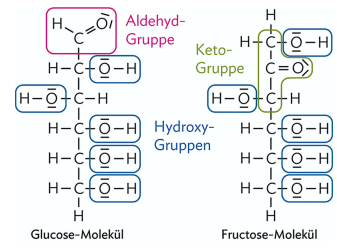
Teilchen, das positive (Teil-)Ladung sucht. Hat selbst ein nichtbindendes Elektronenpaar an einem negativierten Atom.

Elektrophil

Teilchen, das negative (Teil-)Ladung sucht. Hat selbst ein positiviertes Atom.

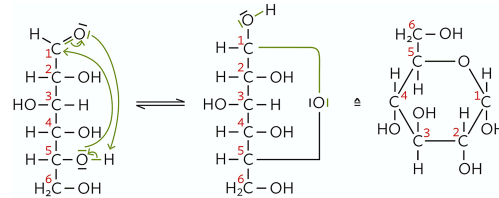
Zucker

Glucose (Traubenzucker)



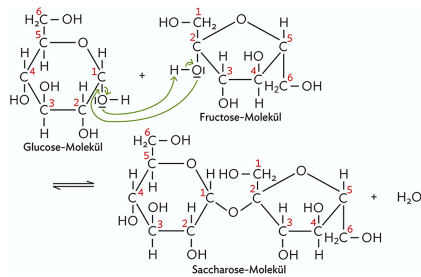
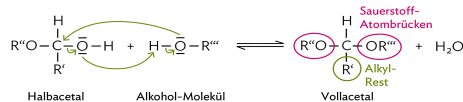
Glucose-Molekül Fructose-Molekül
(Quelle: Hollweck et al: Chemie 10 SG, C.C.Buchner)

Ringschlussreaktion bei Glucose (= Nucleophil-Elektrophil-Reaktion)



Saccharose – ein Disaccharid

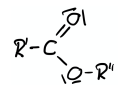
Saccharose (=Rüben-/Rohrzucker) entsteht durch Kondensationsreaktion von Glucose und Fructose unter Bildung eines Vollacetals.



Esterbildung

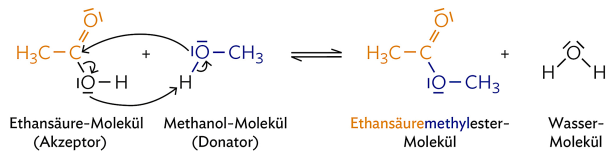
eine reversible (= umkehrbare) Reaktion.

Funktionelle Gruppe: Estergruppe:



Hinreaktion ist eine **Kondensationsreaktion** (Zwei Moleküle reagieren zu einem größeren Molekül unter Abspaltung eines kleinen Moleküls z.B. eines Wasser-Moleküls.)

Rückreaktion ist eine **Hydrolyse** (Spaltung eines Moleküls unter Anlagerung eines Wassermoleküls.)



(Quelle: Hollweck et al: Chemie 10 SG, C.C.Buchner 2022,S. 171)