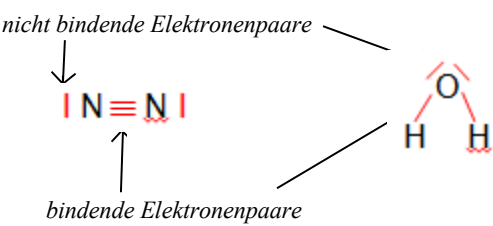
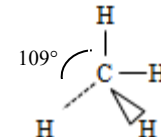
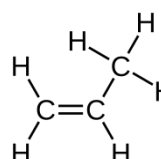
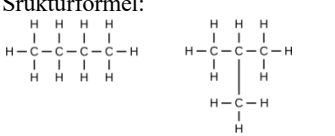
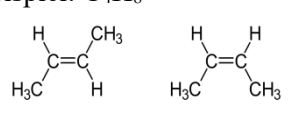
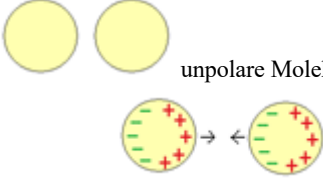
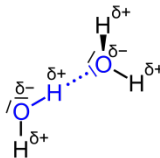
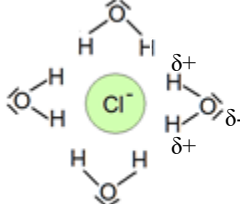


1. Moleküle – Orbitalmodell und Elektronenpaarabstoßungskonzept

Orbital	Aufenthaltsraum für Elektronen	
Valenzstrich-schreibweise	Darstellung der Valenzelektronen	Atom-Beispiele (Beispiele für Molekülen s. unten) $\bullet \text{Li} \bullet \text{Si} \bullet \text{S} \bullet$
Elektronen-paarbindung	Bindung zwischen Nichtmetall-Atom und Nichtmetall-Atom Zusammenhalt durch Bildung gemeinsamer Elektronenpaare bzw. durch die Überlagerung von Orbitalen Jeder Bindungspartner erreicht dadurch formal die Edelgaskonfiguration	Stickstoff: N_2 Wasser: H_2O  Bindigkeit (= Anzahl der Bindungen, die ein Nichtmetall-Atom eingeht) <ul style="list-style-type: none"> • Stickstoff-Atom: 3 • Sauerstoff-Atom: 2 • Wasserstoff-Atom: 1
Das Elektronenpaarabstoßungs-Modell (EPA)	Die Elektronenpaare innerhalb eines Moleküls stoßen sich ab, daraus ergibt sich eine bestimmte räumliche Molekülstruktur	Tetraeder-Geometrie bei Methan (CH_4) 
Alkane	Gesättigte Kohlenwasserstoffe (nur Einfachbindungen zwischen den C-Atomen) Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	homologe Reihe der Alkane Methan CH_4 Hexan C_6H_{14} Ethan C_2H_6 Heptan C_7H_{16} Propan C_3H_8 Octan C_8H_{18} Butan C_4H_{10} Nonan C_9H_{20} Pentan C_5H_{12} Decan $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
Alkene und Alkine	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (ein oder mehrere Doppelbindungen (Alkene) oder Dreifachbindungen (Alkine) im Molekül)	Beispiel: Propen C_3H_6 Strukturformel: 
Konstitutions-isomere (Nomenklatur von Alkanen – vgl. Methodenblatt)	Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung der Atome	Beispiel: Isomere des Butans C_4H_{10} Strukturformel:  n-Butan 2-Methylpropan
E/Z-Isomere	Alkene mit gleicher Summenformel, gleicher Verknüpfung, aber unterschiedlicher räumlicher Lage von Atomen oder Atomgruppen	Beispiel: C_4H_8  (E)-But-2-en (Z)-But-2-en

2. Wechselwirkungskonzept – Anziehung zwischen Teilchen

Elektronegativität (EN)	Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen an sich zu ziehen.	Beispiel: Fluorwasserstoff $\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H} - \text{F}$ EN 2,1 EN 4,0
Polare und unpolare Bindungen	Elektronenpaarbindungen zwischen gleichartigen Atomen sind unpolar. Zwischen Atomen unterschiedlicher EN werden polare Bindungen gebildet.	Das Fluor-Atom besitzt die höhere Elektronegativität. Es zieht die bindenden Elektronen stärker zu sich. Es entsteht eine polare Bindung. Das Molekül ist ein Dipol-Molekül.
Dipol-Molekül	1. Voraussetzung: Polare Bindungen 2. Voraussetzung: Schwerpunkt der positiven und negativen Partialladungen nicht am gleichen Punkt	Wasserstoff $\text{H} - \text{H}$ EN 2,1 EN 2,1 Die Bindung zwischen den beiden Wasserstoffatomen ist unpolar, da beide die gleiche Elektronegativität besitzen. H_2 ist kein Dipol-Molekül.
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen	Anziehende oder abstoßende Kräfte <u>zwischen</u> Molekülen. Sie sind die Ursache für bestimmte Stoffeigenschaften wie z.B. Siedetemperatur oder Löslichkeit.	
Stoffeigenschaften	Je stärker die Anziehungskräfte, desto höher ist die Siedetemperatur, da viel Energie notwendig ist, um die Moleküle voneinander zu trennen. Bezüglich der Löslichkeit gilt: „Gleiches löst sich in Gleichem“, d.h. Stoffe aus polaren Molekülen lösen sich gut in Stoffen, die ebenfalls aus polaren Molekülen aufgebaut sind.	
London-Dispersions-Wechselwirkungen	Anziehungskräfte aufgrund spontaner und induzierter Dipole. Sie treten bei allen Molekülen auf.	 unpolare Moleküle → spontaner und induzierter Dipol
Dipol/Dipol-Wechselwirkungen	Dipolmoleküle ziehen sich aufgrund ihrer polaren Eigenschaft an.	$\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H} - \text{S} - \text{H} \quad \text{H} - \text{S} - \text{H}$ H H
Wasserstoffbrücken (besondere starke Dipol/Dipol-Wechselwirkungen)	Wechselwirkung zwischen stark polar gebundenem H-Atom und dem nicht-bindenden Elektronenpaar eines partial negativen N-, F- oder O-Atoms eines weiteren Moleküls.	 Wasserstoffbrücke
Dipol-Ionen-Wechselwirkungen	Verantwortlich für die Löslichkeit von Salzen in Wasser. Bildung einer Hydrathülle	

Sauerstoffatomhaltige organische Verbindungen

Stoffgruppen	funktionelle Gruppe / Benennung	Beispiel
Alkanole (Alkohole)	-OH bzw. Hydroxy(l)gruppe Stammname des Alkans plus Endung „-ol“ Mehrwertige Alkohole: mehrere Hydroxylgruppen in einem Molekül	Ethanol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ Butan-2-ol: $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ Glycerin: Propan-1,2,3-triol (s. Fette!)
Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone)	Aldehydgruppe (im Beispiel rot) Endung „al“ Ketogruppe (im Beispiel rot) Endung „on“ Beide besitzen eine Carbonylgruppe: $\text{-}\overset{\text{O}}{\text{C}}\text{=}$	Propanal $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{H}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}$ Propanon $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}$
Alkansäuren (Carbonsäuren)	Carbonsäuregruppe oder Carboxylgruppe Endung „säure“	Ethansäure (Essigsäure) $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{OH}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}$
Stoffeigenschaften	<p>Löslichkeit: <i>„Gleiches löst sich in Gleichem“</i></p> $\underbrace{\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}}_{\substack{\text{Alkylrest} \\ \text{(unpolar)}}} \underbrace{\text{-OH}}_{\substack{\text{Hydroxy-Gruppe} \\ \text{(polar)}}$ <p>Ethanol löst sich gut in H₂O (polar), da Wasserstoffbrücken zueinander ausgebildet werden können. Zunehmende Kettenlänge → unpolarer Rest überwiegt immer stärker → Löslichkeit in H₂O nimmt ab. Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Benzin) nimmt dafür zu.</p> <p>Siedetemperatur: Siedetemperatur der Alkohole deutlich höher als bei Alkanen gleicher Kettenlänge, da Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen wirken können. Siedetemperatur steigt mit zunehmender Kettenlänge → Zunahme der London-Dispersions-Wechselwirkungen.</p>	

Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe

3. Donator-Akzeptor-Reaktionen: Säure-Base-Reaktionen - Protonenübergänge

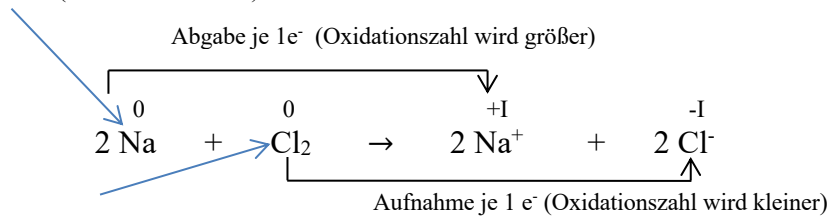
Säure	Eine Säure ist ein Protonendonator Ein Proton ist ein H ⁺ -Ion	Wasserstoffchlorid HCl Salpetersäure HNO ₃ Schwefelsäure H ₂ SO ₄ Kohlensäure H ₂ CO ₃ Phosphorsäure H ₃ PO ₄												
Base	Eine Base ist ein Protonenakzeptor	Ammoniak NH ₃												
Saure Lösung	Saure Lösungen enthalten Oxonium-Ionen (H ₃ O ⁺)	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \underbrace{\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})}_{\text{Salzsäure}}$ Die Säure Chlorwasserstoff reagiert mit Wasser zu einer sauren Lösung, der Salzsäure.												
Basische Lösung	Basische Lösungen enthalten Hydroxid-Ionen (OH ⁻)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ Die Base Ammoniak reagiert mit Wasser zu einer basischen Lösung. Löst man Hydroxide in Wasser, dann erhält man Laugen: Natronlauge: $\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ Kalilauge: $\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ Kalkwasser: $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$												
Protolyse	Reaktion, bei der ein Proton von einem Molekül auf ein anderes übergeht	$\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$												
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner als Säure als auch als Base reagieren können.	Beispiel: Wasser $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ Wasser ist Protonendonator $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ Wasser ist Protonenakzeptor												
pH-Wert	Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration an Oxonium-Ionen in einer wässrigen Lösung.	$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ pH 7 = neutral pH > 7 = basisch pH < 7 = sauer												
Neutralisation	Oxonium-Ionen einer sauren Lösung reagieren mit den Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung exotherm zu Wassermolekülen. Es entsteht eine neutrale Salzlösung.	Beispiel: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$ Salzsäure reagiert mit Natronlauge zu einer Kochsalzlösung Ausführliche Ionengleichung: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ $\rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}$												
Titration	Methode zur Ermittlung der Konzentration einer Stoffmenge. Man tropft eine Maßlösung (bekannte Konzentration) zu einem bestimmten Volumen der Probelösung, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist, sichtbar durch Farbumschlag eines geeigneten Indikators													
pH-Indikator	Ein pH-Indikator ist ein Stoff, dessen Farbe abhängig vom pH-Wert ist.	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 30%;"></td> <td style="text-align: center;">sauer</td> <td style="text-align: center;">neutral</td> <td style="text-align: center;">basisch</td> </tr> <tr> <td>Bromthymolblau:</td> <td style="text-align: center;">gelb</td> <td style="text-align: center;">grün</td> <td style="text-align: center;">blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein:</td> <td style="text-align: center;">farblos</td> <td style="text-align: center;">farblos</td> <td style="text-align: center;">violett</td> </tr> </table>		sauer	neutral	basisch	Bromthymolblau:	gelb	grün	blau	Phenolphthalein:	farblos	farblos	violett
	sauer	neutral	basisch											
Bromthymolblau:	gelb	grün	blau											
Phenolphthalein:	farblos	farblos	violett											

Donator-Akzeptor-Reaktionen: Redoxreaktionen - Elektronenübergänge

Reduktionsmittel:	Stoff der Elektronen an einen anderen Stoff abgibt = Elektronendonator	Metalle, H ₂ O ₂ H ₂ O ₂ KMnO ₄ ↑ ↑ Wasserstoffperoxid, Kaliumpermanganat
Oxidationsmittel:	Stoff der Elektronen von einem anderen Stoff aufnimmt = Elektronenakzeptor	
Reduktion:	Elektronenaufnahme	
Oxidation:	Elektronenabgabe	

Redoxreaktion Beispiel: Natrium reagiert mit Chlor zur Natriumchlorid

Reduktionsmittel (wird selbst oxidiert)



Oxidationsmittel (wird selbst reduziert)

Oxidationszahl:

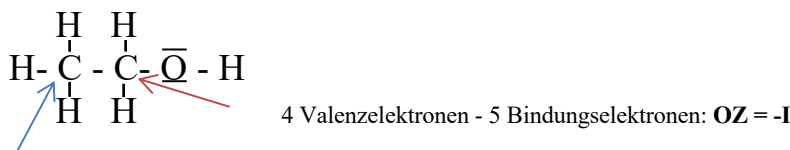
Fiktive oder reelle Ladung eines Atoms. Wichtig zur Erstellung von Redoxgleichungen.

Elemente	Oxidationszahl	Beispiel
	0	0 0 0 0 H ₂ Mg N ₂ Fe
Metallatome in Verbindungen	positiv, häufig Hauptgruppennummer	+I -I NaCl +III -II Al ₂ O ₃
Wasserstoff in Verbindungen	+I	+I -II H ₂ O +I +VI -II H ₂ SO ₄
Ausnahme: Metallhydride	-I	+II -I CaH ₂
Fluor in Verbindungen	-I	+I -I HF
Sauerstoff in Verbindungen Ausnahme: H ₂ O ₂ Wasserstoffperoxid	-II -I	s. Beispiele oben
In Verbindungen ist die Summe der Oxidationszahlen = 0 Bei Molekül-Ionen ist die Summe der Oxidationszahlen gleich der Ionenladung		s. Beispiele oben +V -II NO ₃ ⁻ +VII -II MnO ₄ ⁻ Nitrat-Ion Permanganat-Ion

Oxidationszahl in organischen Verbindungen:

Die Bindungselektronen werden dem elektronegativeren Atom zugeordnet. Bei C-C Bindung wird jedem C-Atom ein Elektron zugeordnet. Ursprüngliche Zahl der VE - zugeordnete Bindungselektronen = OZ

Ethanol:



4 Valenzelektronen - 7 Bindungselektronen: **OZ = -III** :

Aufstellen von Redoxgleichungen s. Methodenblatt!

Methodenblatt: Benennen verzweigter Alkane

1. Festlegen der Hauptkette:

Längste durchgehende Kette von Kohlenstoffatomen bildet den Alkan-Stammnamen. Bei mehreren Ketten gleicher Länge: Hauptkette ist die Kette mit den meisten Seitenketten.

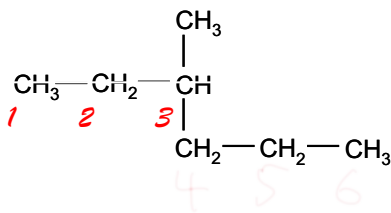
2. Benennen der Seitenketten (Alkylgruppen): Endsilbe „-an“ durch „-yl“ ersetzen.

3. Nummerieren der Hauptkette:

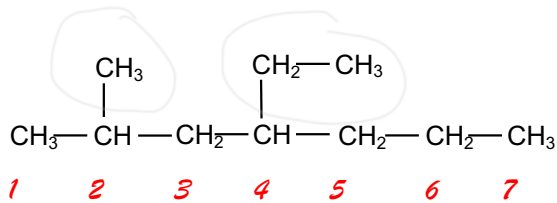
Von dem Ende her beginnen, von dem zuerst eine Seitenkette abzweigt, insgesamt möglichst niedrige Positionsnummern. Bei mehreren Möglichkeiten: alphabetisch vorrangige Alkylgruppe erhält niedrigere Nummer.

4. Vollständige Benennung:

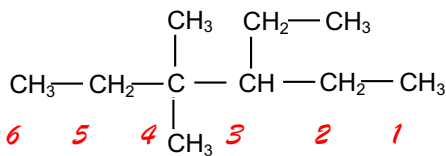
Namen der Seitenketten in alphabetischer Reihenfolge ordnen und deren Positionsnummer davorsetzen. Mit Bindestrichen abtrennen. Gleiche Seitenketten durch die Vorsilben di, tri, tetra,... zusammenfassen. Positionsnummern durch Kommas trennen. Namen des Stamm-Alkans hinzufügen.



3-Methylhexan
ein Heptan-Isomer C₇H₁₆



4-Ethyl-2-methylheptan
ein Dekan-Isomer C₁₀H₂₂



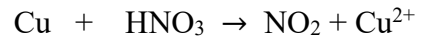
3-Ethyl-4,4-dimethylhexan
ein Dekan-Isomer C₁₀H₂₂

Methodenblatt Erstellen von Redoxgleichungen

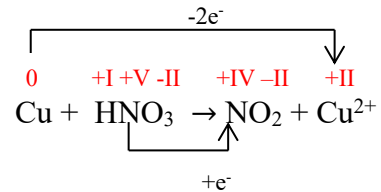
Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe

Beispiel: *Übergießt man ein Kupferblech mit Salpetersäure, dann entweicht das braune Gas Stickstoffdioxid. Die Lösung färbt sich grünblau, da Kupfer(II)-Ionen entstanden sind.*

1. Hilfsgleichung erstellen (Edukte/Produkte)



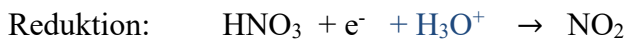
2. Oxidationszahlen ermitteln und ggf. Elektronenwanderung einzeichnen



3. Teilgleichungen erstellen und mit der Zahl der aufgenommenen bzw. abgegebenen Elektronen ergänzen



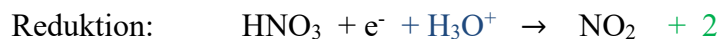
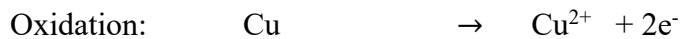
4. Ladungsbilanz prüfen und evtl. ausgleichen mit H_3O^+ in sauren Lösungen oder mit OH^- in basischen Lösungen



5. Atombilanz mit H_2O - Molekülen ausgleichen



6. Elektronenbilanz ausgleichen mit Faktor (falls notwendig)



$\text{H}_2\text{O} \mid \cdot 2$

7. Gesamtgleichung erstellen evtl. kürzen

