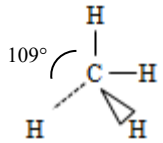
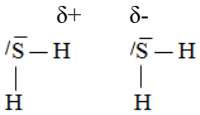
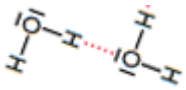
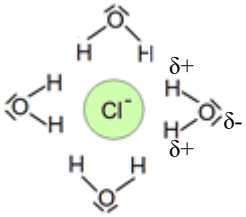
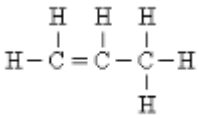
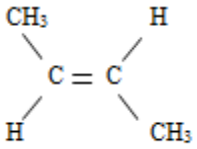
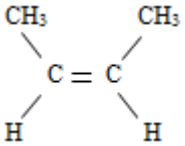
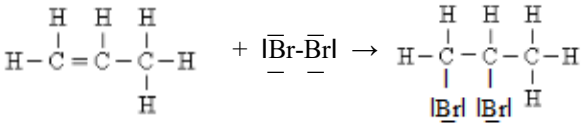
Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

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 
Elektronegativität (EN)	Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen an sich zu ziehen.	Beispiel: Fluorwasserstoff EN 2,1 EN 4,0 Fluor besitzt die höhere Elektronegativität. Es zieht das gemeinsame Elektronenpaar stärker zu sich. Es entsteht eine polare Bindung. Das Molekül wird dadurch zum Dipol-Molekül. Wasserstoff H—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.
Polare und unpolare Bindungen	Elektronenpaarbindungen zwischen gleichartigen Atomen sind unpolar. Zwischen Atomen unterschiedlicher EN werden polare Bindungen gebildet.	
Dipol-Molekül	Moleküle mit polaren Bindungen und nicht symmetrisch Teilladungen. δ+ und δ- symbolisieren die Ladungsverteilung.	
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen	Anziehende oder abstoßende Kräfte zwischen Molekülen. Sie sind die Ursache für bestimmte Stoffeigenschaften wie Siedetemperatur oder Löslichkeit.	
Stoffeigenschaften	Stoffe, aus polaren Molekülen besitzen eine hohe Siedetemperatur, da eine hohe Temperatur notwendig ist um die Moleküle voneinander zu trennen. Sie besitzen eine gute Löslichkeit in Wasser, denn „Gleiches löst sich in Gleichem“.	
Van-der-Waals-Wechselwirkungen	Sehr schwache Kräfte aufgrund spontaner und induzierter Dipole. Sie sind deshalb nur bei unpolaren Stoffen von Bedeutung.	unpolare Moleküle → spontaner und induzierter Dipol
Dipol/Dipol-Wechselwirkungen	Dipolmoleküle ziehen sich aufgrund ihrer polaren Eigenschaft an.	
Wasserstoffbrücken (besondere Dipol/Dipol-Wechselwirkungen)	Stärkste zwischenmolekulare Kräfte zwischen stark polar gebundenem H-Atom und dem freien Elektronenpaar eines N-, F- oder O-Atoms des anderen Moleküls.	 Wasserstoffbrücke
Dipol-Ionen-Wechselwirkungen	Verantwortlich für die Löslichkeit von Salzen in Wasser. Bildung einer Hydrathülle	

2. Kohlenwasserstoffe

Alkane	Gesättigte Kohlenwasserstoffe (nur Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen) Summenformel $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$	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 $C_{10}H_{22}$ ...
Alkene und Alkine	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (ein oder mehrere Doppelbindungen (Alkene) oder Dreifachbindungen (Alkine) im Molekül	Beispiel: Propen C_3H_6 Strukturformel: 
Konstitutions-isomere	Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung der Atome	Beispiel: Isomere des Butan C_4H_{10} Halbstrukturformel: CH_3- CH_2-CH_2-CH_3 CH_3-$CH(CH_3)$-CH_3 n-Butan 2-Methylpropan
E/Z-Isomere	Moleküle mit gleicher Summenformel, gleicher Verknüpfung aber unterschiedlicher räumlichen Lage von Atomen oder Atomgruppen	Beispiel: C_4H_8   (E)-But-2-en (Z)-But-2-en
Typische Reaktionen	**Radikalische Substitution:** In Alkanen werden H-Atome durch Halogenatome ersetzt => Bildung eines Halogenalkans	Beispiel: $C_3H_8 + Br_2 \rightarrow C_3H_7Br + HBr$
	elektrophile Addition: In Alkenen werden Atome oder Atomgruppen an die Doppelbindung angelagert, z.B. Halogene => Bildung eines Halogenalkans	$C_3H_6 + Br_2 \rightarrow C_3H_6Br_2$  Propen reagiert mit Brom zu 1,2-Dibrompropan
	vollständige Verbrennung: Reaktion mit ausreichend Sauerstoffmolekülen zu Wasser und Kohlenstoffdioxid	$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Benennung verzweigter Alkane s. Methodenblatt!

3. Protonenübergänge /Säure-Base-Reaktionen

Säure	Eine Säure ist ein Protonendonator Ein Proton ist ein H^+-Ion	Wasserstoffchlorid HCl Salpetersäure HNO_3 Schwefelsäure H_2SO_4 Kohlensäure H_2CO_3 Phosphorsäure H_3PO_4
Base	Eine Base ist ein Protonenakzeptor	Ammoniak NH_3
Saure Lösung	Saure Lösungen enthalten Oxonium-Ionen (H_3O^+)	$HCl + H_2O \rightarrow \underbrace{H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)}_{\text{Salzsäure}}$ Die Säure Chlorwasserstoff reagiert mit Wasser zu einer sauren Lösung, der Salzsäure.
Basische Lösung	Basische Lösungen enthalten Hydroxid-Ionen (OH^-)	$NH_3 + H_2O$ ------> $NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ Die Base Ammoniak reagiert mit Wasser zu einer basischen Lösung. Löst man Hydroxide in Wasser, dann erhält man Laugen: Natronlauge: $NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$ Kalilauge: $KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$ Kalkwasser: $Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\,OH^-(aq)$
Protolyse	Reaktion, bei der ein Proton von einem Molekül auf ein anderes übergeht	$H_2O + HCl$ ------> $H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner als Säure als auch als Base reagieren können.	Beispiel: Wasser $H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ Wasser ist Protonendonator $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ Wasser ist Protonenakzeptor
pH-Wert	Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration an Oxonium-Ionen in einer wässrigen Lösung.	$pH = -\log c(H_3O^+)$ 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: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O$ Salzsäure reagiert mit Natronlauge zu einer Kochsalzlösung Ausführliche Ionengleichung: $\mathbf{H_3O^+}(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + \mathbf{OH^-}(aq)$ $\rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq) + \mathbf{2\,H_2O}$
Titration	Methode zur Ermittlung der Konzentration einer Stoffmenge. Man tropft eine Maßlösung (bekannte Konzentration) zu einem bestimmten Volumen der Probelösung, bis zum Farbumschlag eines Indikators.	
Indikatoren	Ein Indikator ist ein Stoff, dessen Farbe abhängig vom pH-Wert ist.	**sauer** / **neutral** / **basisch** Bromthymolblau: gelb / grün / blau Phenolphthalein: farblos / farblos / violet

4. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

Stoffgruppen	funktionelle Gruppe / Benennung	Beispiel
Alkanole (Alkohole)	-OH bzw. Hydroxylgruppe Stammname des Alkans plus Endung „-ol“ Mehrwertige Alkohole: mehrere Hydroxylgruppen in einem Molekül	Ethanol: CH_3-CH_2-OH Butan-2-ol: CH_3- CH(OH) - CH_2- CH_3 Glycerin: 1,2,3-Propantriol (s. Fette!)
Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone)	Aldehydgruppe (im Beispiel rot) Endung „al“ Ketogruppe (im Beispiel rot) Endung „on“ Beide besitzen eine Carbonylgruppe: -C(=O)	Propanal CH_3- CH_2 -C(H)= O Propanon CH_3- C(CH_3)=O
Alkansäuren (Carbonsäuren)	Carbonsäuregruppe oder Carboxylgruppe /Endung „säure“	Ethansäure (Essigsäure) CH_3-C(OH)=O
Alkansäureester (Carbonsäureester)	Estergruppe / Ursprüngliche Säure und anliegender Rest des Alkohols	Ethansäuremethylester CH_3-CH_2-C(=O)-O- CH_3 ursprünglich Methanol ursprünglich Essigsäure
Typische Reaktionen	**Veresterung** Reaktion eines Alkohols mit einer Carbonsäure unter Abspaltung eines Wassermoleküls zum Carbonsäureester	Ethanol + Essigsäure → Essigsäureethylester + Wasser
Stoffeigenschaften	**Löslichkeit:** *„Gleiches löst sich in Gleichem“* CH_3-CH_2-OH Alkylrest (unpolar) Hydroxy-Gruppe (polar) Ethanol löst sich gut in H_2O (polar) da Wasserstoffbrücken zueinander ausgebildet werden können. Zunehmende Kettenlänge → unpolarer Rest überwiegt immer stärker → Löslichkeit in H_2O nimmt ab. Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln (z.B. Benzin) nimmt zu. **Siedetemperatur:** Sdp. der Alkohole deutlich höher als bei Alkanen gleicher Kettenlänge, da Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen wirken können. Sdp. steigt mit zunehmender Kettenlänge →Zunahme der Van der Waals-WW.	

5. Elektronenübergänge / Redoxreaktionen

Reduktionsmittel:	Stoff der Elektronen an einen anderen Stoff abgibt = Elektronendonator	Metalle, H_2
Oxidationsmittel:	Stoff der Elektronen von einem anderen Stoff aufnimmt = Elektronenakzeptor	O_2 H_2O_2 $KMnO_4$ (Wasserstoffperoxid, Kaliumpermanganat)
Reduktion:	Elektronenaufnahme	
Oxidation:	Elektronenabgabe	

Redoxreaktion Beispiel: *Natrium reagiert mit Chlor zur Natriumchlorid*

Reduktionsmittel (wird selbst oxidiert)

Abgabe je $1e^-$ (Oxidationszahl wird größer)

$$\overset{0}{2\,Na} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+I}{2\,Na^+} + \overset{-I}{2\,Cl^-}$$

Aufnahme je $1\,e^-$ (Oxidationszahl wird kleiner)

Oxidationsmittel (wird selbst reduziert)

Oxidationszahl:

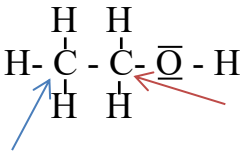
Fiktive oder reelle Ladung eines Atoms. Wichtig zur Erstellung von Redoxgleichungen.

	Oxidationszahl	Beispiel
Elemente	0	0 H_2 0 Mg 0 N_2 0 Fe
Metallatome in Verbindungen	positiv, häufig Hauptgruppen-nummer	+I -I NaCl +III -II Al_2O_3
Wasserstoff in Verbindungen Ausnahme: Metallhydride	+I -I	+I -II H_2O +I +VI -II H_2SO_4 +II -I CaH_2
Fluor in Verbindungen	-I	+I -I HF
Sauerstoff in Verbindungen Ausnahme: H_2O_2 Wasserstoffperoxid	- II -I	s. Beispiele oben
In Verbindungen ist die Summe der Oxidationszahlen = 0 Bei Ionen ist die Summe der Oxidationszahlen gleich der Ionenladung		s. Beispiele oben +V -II NO_3^- Nitrat-Ion +VII -II MnO_4^- Permanganat-Ion

Oxidationszahl in organischen Verbindungen:

OZ der Kohlenstoffatome: 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 - 5 Bindungselektronen: **OZ = -I**

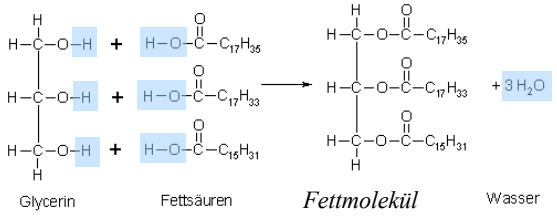
4 Valenzelektronen - 7 Bindungselektronen: **OZ = –III** :

Aufstellen von Redoxgleichungen s. Methodenblatt!

6. Biomoleküle

Fette:

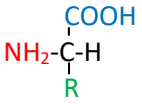
- Ester aus **Glycerin** und **3 Fettsäure-Molekülen**
- Verknüpfung der Bausteine durch **Esterbindung**
- Fette enthalten doppelt so viel Energie wie Proteine und Kohlenhydrate → als Energiespeicher besonders gut geeignet.



Proteine (Eiweiße):

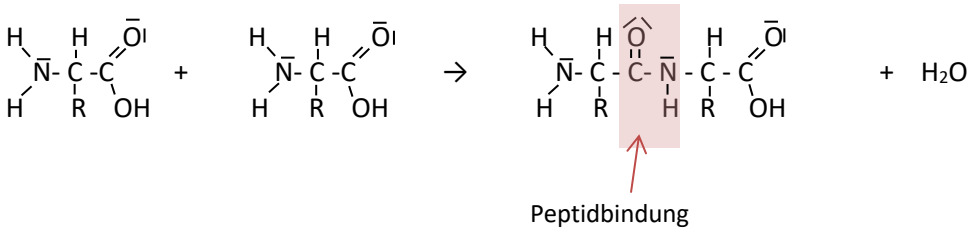
- Grundbaustein: **Aminosäuren (AS).** Es gibt 20 verschiedene natürliche AS. Ein Protein besteht immer aus mehr als 100 AS. Grundstruktur von Aminosäuren (= Aminocarbonsäuren):

Carbonsäuregruppe
Aminogruppe
Restgruppe



mit R = H ⇒ einfachste Aminosäure Glycin

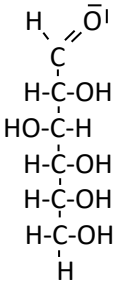
- Verknüpfung der AS durch **Peptid-Bindung.** Beispiel zur Bildung eines Dipeptids aus zwei AS:



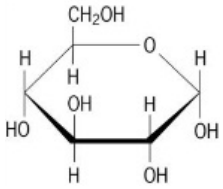
- Proteine sind die wichtigsten Baustoffe. Sie spielen eine Rolle z.B. als Enzyme, Hormone, Antikörper, Transportproteine. Diese Funktion kann durch Hitze und Säure zerstört werden: **Denaturierung**

Kohlenhydrate:

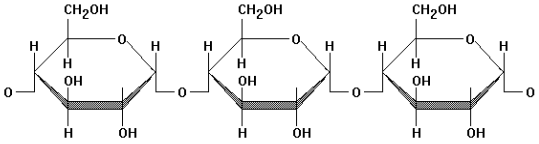
- **Monosaccharide** = Einfachzucker, z.B. Glucose (Traubenzucker) und Fructose (Fruchtzucker)



D-Glucose Kettenform



α-D-Glucose Ringform



Ausschnitt aus einem Stärkemolekül

- **Disaccharide** = Zweifachzucker, z.B. Saccharose (Rohrzucker /Haushaltszucker), Lactose, Maltose
- **Polysaccharide** = Mehrfachzucker, z.B. Stärke (pflanzlicher Speicherstoff), Cellulose (Gerüststoff in pflanzlichen Zellen, Ballaststoff für den Menschen), Glykogen (tierischer Speicherstoff)
- Verknüpfung der Monosaccharid-Bausteine durch **glykosidische Bindung.**

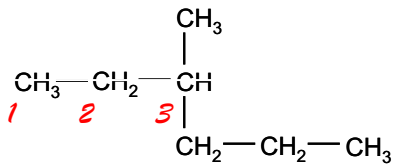
Methodenblatt Benennen verzweigter Alkane

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.

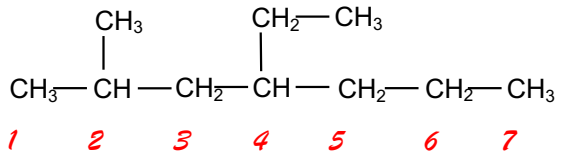
2. Benennen der Seitenketten (Alkylgruppen): Endsilbe „-an“ durch „-yl“ ersetzen.

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.

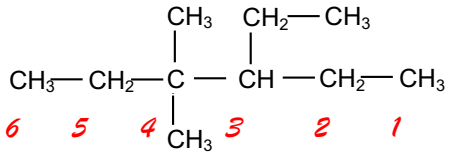
4. Vollständige Benennung:
Namen der Seitenketten in alphabetischer Reihenfolge ordnen und deren Positionsnummer davorsetzen. Mit Bindestrichen abtrennen. Gleiche Seitenketten durch die Vorsilben di, tri, tetra,... zusammenfassen. Positionsnummern durch Kommas trennen. Namen des Stamm-Alkans hinzufügen.



3-Methylhexan
ein Heptan-Isomer C_7H_{16}



4-Ethyl-2-methylheptan
ein Dekan-Isomer $C_{10}H_{22}$



3-Ethyl-4,4-dimethylhexan
ein Dekan-Isomer $C_{10}H_{22}$

Methodenblatt Erstellen von Redoxgleichungen

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)

$$Cu + HNO_3 \rightarrow NO_2 + Cu^{2+}$$

2. Oxidationszahlen ermitteln und ggf. Elektronenwanderung einzeichnen

$-2e^-$

0 +I +V -II +IV –II +II

$$Cu + HNO_3 \rightarrow NO_2 + Cu^{2+}$$

$+e^-$

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

Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Reduktion: $HNO_3 + e^- \rightarrow NO_2$

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

Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Reduktion: $HNO_3 + e^- + H_3O^+ \rightarrow NO_2$

5. Atombilanz mit H_2O- Molekülen ausgleichen

Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Reduktion: $HNO_3 + e^- + H_3O^+ \rightarrow NO_2 + 2\ H_2O$

6. Elektronenbilanz ausgleichen mit Faktor (falls notwendig)

Oxidation: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Reduktion: $HNO_3 + e^- + H_3O^+ \rightarrow NO_2 + 2\ H_2O \mid \cdot 2$

7. Gesamtgleichung erstellen evtl. kürzen

Gesamtgleichung: $Cu + 2\ HNO_3 + 2\ H_3O^+ \rightarrow 2\ NO_2 + 4\ H_2O + Cu^{2+}$

©Maria-Ward-Gymnasium 2020