



Abitur

**MEHR
ERFAHREN**



Chemie

Gymnasium · Gesamthochschule
Niedersachsen

Das musst du können!

STARK

Inhalt

Vorwort

Grundlagen und chemische Reaktion

1	Anorganische und organische Stoffe	1
2	Bindungstypen	4
3	Zwischenmolekulare Wechselwirkungen	7
4	Reaktionsgleichungen aufstellen	10
5	Stöchiometrisches Rechnen	12

Organische Stoffklassen

1	Aliphatische Kohlenwasserstoffe	15
1.1	Formelarten un EPA-Modell	16
1.2	IUPAC-Nomenklatur	18
1.3	Isomerie	20
1.4	Struktur-Eigenschafts-Beziehungen	21
1.5	Erdölverarbeitung	23
2	Aromatische Kohlenwasserstoffe	25
3	Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe	28
3.1	IUPAC-Nomenklatur	29
3.2	Struktur-Eigenschafts-Beziehungen	29
4	Synthetische Makromoleküle	32
4.1	Nomenklatur	32
4.2	Struktur-Eigenschafts-Beziehungen	33
5	Naturstoffe	35
5.1	Fette	36
5.2	Kohlenhydrate	37
5.3	Peptide und Proteine	41

Reaktionstypen und Reaktionsmechanismen

1	Addition und Eliminierung	45
2	Substitution	46
2.1	Nukleophile Substitution	47
2.2	Radikalische Substitution	48
3	Kondensationsreaktionen	50
4	Polyreaktionen	51
4.1	Radikalische Polymerisation	51
4.2	Polykondensation	53
5	Übersicht über Stoffklassen und Reaktionen	55

Steuerung chemischer Reaktionen

1	Kinetik chemischer Reaktionen	56
1.1	Reaktionsgeschwindigkeit	56
1.2	Aktivierungsenergie und Katalyse	57
2	Chemisches Gleichgewicht	59
3	Das Massenwirkungsgesetz	60
4	Prinzip vom Zwang	61
4.1	Anwendungsbeispiel: HABER-BOSCH-Verfahren	62
4.2	Anwendungsbeispiel: Löslichkeitsgleichgewichte	63

Säure-Base-Reaktionen

1	Säure-Base-Begriff	65
2	Protolysegleichgewichte	67
3	Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert	68
4	Säure- und Basenstärke: pK_S - und pK_B -Wert	69
5	Elektronische Effekte	71
5.1	Der I-Effekt	71
5.2	Der M-Effekt	72
6	pH-Wert von starken und schwachen Säuren und Basen	73
6.1	Starke Säuren bzw. starke Basen	73
6.2	Schwache Säuren bzw. schwache Basen	77
7	Säure-Base-Titration	75

7.1	Titration mit einer starken Base (z. B. Natronlauge)	75
7.2	Titration mit einer starken Säure (z. B. Salzsäure)	77
7.3	HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung	79
7.4	Säure-Base-Indikatoren	81

Redoxreaktionen

1	Elektronenübergänge	83
2	Oxidationszahlen	85
3	Aufstellen von Redoxgleichungen	86
4	Redoxtitration	87
5	Vergleich Säure-Base- mit Redoxreaktionen	89

Elektrochemie

1	Galvanische Zellen	90
2	Zellspannung galvanischer Zellen	92
3	NERNST-Gleichung	95
4	Elektrolyse	96
5	Elektrochemische Energiequellen in Alltag und Technik	99
6	Korrosion und Korrosionsschutz bei Metallen	100
6.1	Passiver Korrosionsschutz	101
6.2	Aktiver Korrosionsschutz	101

Chemische Thermodynamik

1	Die innere Energie	102
2	Die Enthalpie	105
3	Die Entropie	110
4	Die freie Enthalpie (GIBBS-Energie)	111
	Stichwortverzeichnis	114

Autoren: Birgit Schulze, Thomas Gerl

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

dieses handliche Buch bietet Ihnen einen systematischen **Leitfaden** zu allen Lehrplaninhalten, die Sie im Chemie-Abitur in Niedersachsen im **erhöhten Anforderungsniveau** (eA) und im **grundlegenden Anforderungsniveau** (gA) **ab 2021** benötigen. Durch seinen klar strukturierten Aufbau eignet sich der Band besonders zur Auffrischung und Wiederholung des Prüfungsstoffs kurz vor dem Abitur bzw. als Ergänzung während der intensiven Vorbereitung auf die Prüfung.

- Zu Beginn jedes Kapitels finden Sie für das Stoffgebiet **zentrale Aussagen passend zu den Unterkapiteln**.



- Passgenaue **Beispiele** sind durch eine Glühbirne gekennzeichnet und veranschaulichen die Theorie.

- Wichtige **Regeln, Tipps** und **Hinweise** sind in einem grauen Kasten aufgeführt.

- Nur für das **erhöhte Anforderungsniveau** relevante Inhalte sind durch eine Linie am linken Seitenrand gekennzeichnet.



- Anschauliche **Übersichten** fassen ausgewählte Themen grafisch oder tabellarisch zusammen.

- Das **Stichwortverzeichnis** führt schnell und treffsicher zum gesuchten Lernstoff.

Viel Erfolg bei der Abiturprüfung!

Birgit Schulze

Thomas Gerl

Ausführliche Erläuterungen sowie viele Übungsaufgaben finden Sie in unseren Abitur-Trainingsbänden mit Lernvideos:

- **Abitur-Training Chemie 1** (Bestell-Nr. 947418V)
- **Abitur-Training Chemie 2** (Bestell-Nr. 947428V)

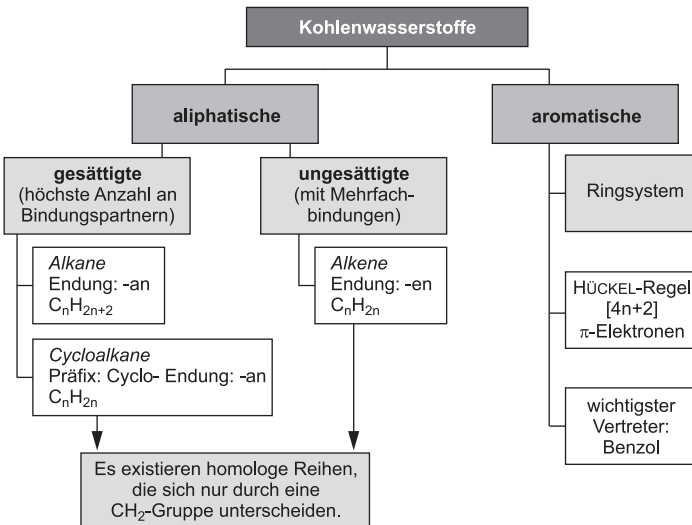
Die offiziellen Prüfungsaufgaben der letzten Jahre mit Lösungen und vielen nützlichen Hinweisen zu Ablauf und Anforderungen des Zentralabiturs enthält der Band **Abiturprüfung Chemie Niedersachsen** (Bestell-Nr. 35731).

Organische Stoffklassen

1 Aliphatische Kohlenwasserstoffe

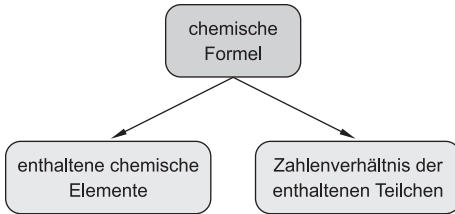
Schon gewusst?

- Man unterscheidet die chemische Summenformel von Strukturformeln, wie z. B. der Valenzstrichformel (LEWIS-Formel).
- Organische Moleküle können mit der IUPAC-Nomenklatur einheitlich und systematisch benannt werden.
- Isomere haben die gleiche Summenformel, unterscheiden sich aber in ihrer räumlichen Struktur.
- Die physikalischen Eigenschaften können anhand der zwischenmolekularen Wechselwirkungen erklärt werden.
- Alkane und Alkene werden meist durch fraktionierte Destillation (Rektifikation) und Cracking aus Erdöl und Erdgas gewonnen.



1.1 Formeltypen und EPA-Modell

Die Zusammensetzung einer chemischen Verbindung wird durch die **chemische Formel** beschrieben.



Es existieren unterschiedliche Darstellungsformen, einige davon geben zusätzlich auch Aufschluss über den räumlichen Aufbau der beschriebenen chemischen Verbindung.

Ausgehend von den (im PSE aufgeführten) chemischen Elementen ist in einer Molekülformel die Verbindung von zwei oder mehreren Atomen eines Elements angegeben. Die **Summenformel** beinhaltet alle enthaltenen chemischen Elemente (HILL-System: zuerst C, dann H, dann die anderen Elemente alphabetisch sortiert) sowie deren Häufigkeit in der Verbindung als tiefgestellte Indices. Zum Aufstellen der **LEWIS-Formel** (oder **Valenzstrichformel**) benötigt man die Anzahl der Außenelektronen des chemischen Elements, die man im PSE ablesen kann.



Halogen Chlor: Elementsymbol Cl

Anzahl Außenelektronen (VII. Hauptgruppe): 7

⇒ Molekülformel: $\text{Cl}_2 \hat{=}$ Summenformel

⇒ LEWIS-Formel: $|\overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}}|$

Bei der LEWIS-Formel werden die Bindungsverhältnisse wiedergegeben, Bindungswinkel und -längen werden nicht zwingend miteinbezogen. Die bindenden und nichtbindenden Elektronenpaare werden als Striche dargestellt.

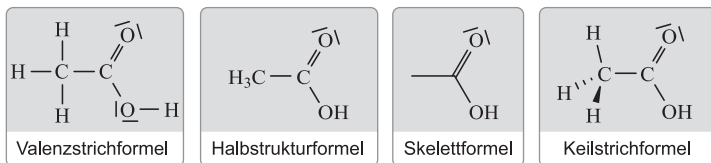
Vor allem für die Elemente der 2. Periode gilt streng die **Oktettregel**: Die Elemente haben das Bestreben, das äußere Energieniveau mit

8 Elektronen voll zu besetzen und damit die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen.

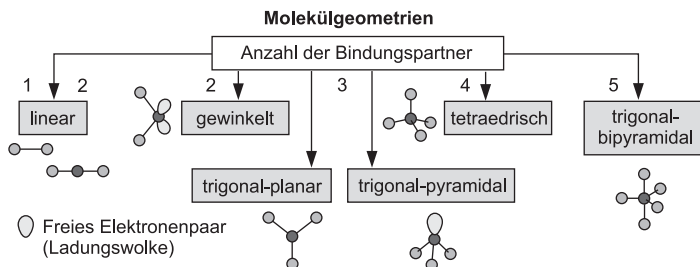
Die Valenzstrichformel (vollständige Strukturformel) kann verkürzt als sog. **Skelett-** oder **Gerüstformel** dargestellt werden. Dabei wird in der C-Kette auf die Elementsymbole verzichtet, die C–H-Bindungen werden weggelassen, und nur die Substituenten ausgeschrieben. Auch die **Halbstrukturformel** ist eine verkürzte Form. Wird dagegen eine Strukturformel mit zusätzlichen Informationen zur Geometrie (Stereochemie) verlangt, bietet sich die Darstellung als **Keilstrichformel** an.



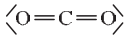
Strukturformeln der Essigsäure (Summenformel $C_2H_4O_2$):



Die räumliche Struktur einer chemischen Verbindung kann auch mithilfe des **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modells (EPA-Modells)** beschrieben werden. Die Grundlage des Modells besteht in der elektromagnetischen Abstoßung der äußeren Elektronenpaare, wodurch Atome und freie Elektronenpaare den größtmöglichen Abstand zueinander einnehmen. Die resultierende Molekülgestalt ist dann energetisch besonders günstig. Abhängig von der Anzahl der vorhandenen Bindungen sind viele räumliche Strukturen um das Zentralatom möglich.



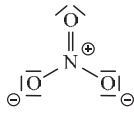
Tipp: Alkane besitzen um das C-Atom eine tetraedrische Geometrie, Alkene sind an der Doppelbindung trigonal-planar aufgebaut.

Kohlendioxid
 CO_2 

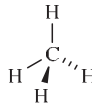
linear

Wasser
 H_2O 

gewinkelt

Nitrat-Ion
 NO_3^- 

trigonal-planar

Methan
 CH_4 

tetraedisch

Ammoniak
 NH_3 

trigonal-pyramidal

Hinweis: Freie Elektronenpaare haben einen größeren Raumanpruch als bindende Elektronenpaare und vergrößern damit den Winkel zu den Bindungspartnern.

Zur Vereinfachung werden Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen bei der Bestimmung der Molekülgeometrie behandelt.

1.2 IUPAC-Nomenklatur

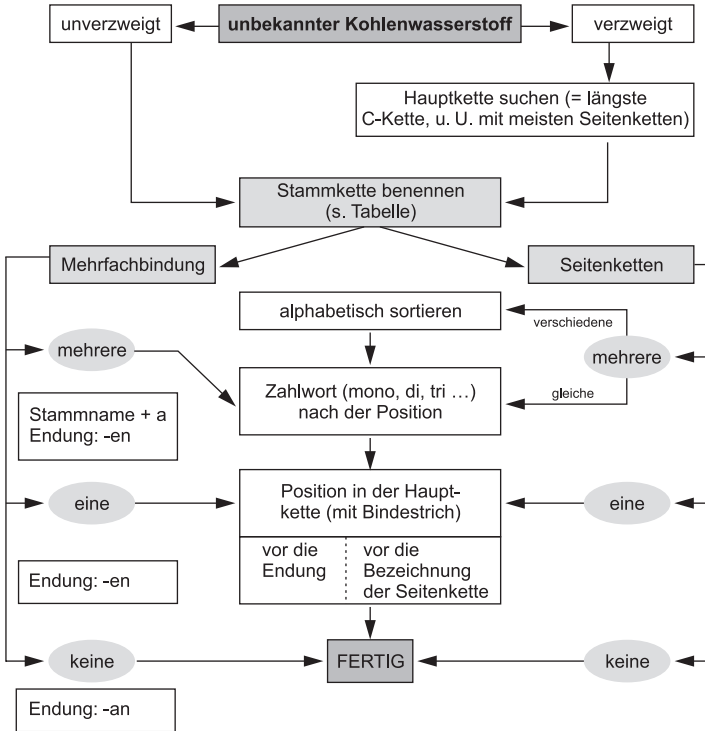
Die IUPAC-Nomenklatur stellt ein **international einheitliches System** zur Benennung chemischer Stoffe dar. In der organischen Chemie ist der Stammmname der Verbindung anhand der Anzahl der vorhandenen Kohlenstoff-Atome festgelegt:

Anzahl der C-Atome	Bezeichnung des Stamms	Bezeichnung des Rests
1	Meth-	Methyl-
2	Eth-	Ethyl-
3	Prop-	Propyl-
4	But-	Butyl-
5	Pent-	Pentyl-
6	Hex-	Hexyl-
7	Hept-	Heptyl-
8	Oct-	Octyl-
9	Non-	Nonyl-
10	Dec-	Decyl-

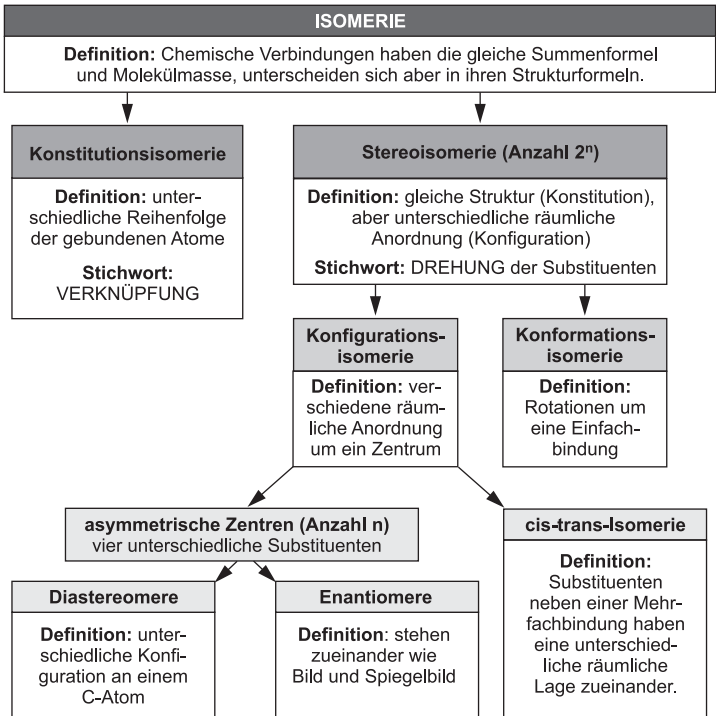
Trivialname

griechisches
Zahlwort

Mithilfe des folgenden **Fließschemas** kann ein unbekannter aliphatischer Kohlenwasserstoff schrittweise korrekt nach der IUPAC-Nomenklatur benannt werden:

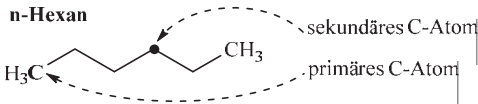


1.3 Isomerie

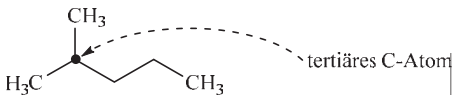


Isomere des Hexans:

A: n-Hexan



B: 2-Methylpentan oder Isohexan





© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK