

NEUES ABITUR

Abitur **MEHR
ERFAHREN**

Chemie

Gymnasium · Gesamthochschule

Das musst du können:

STARK

Inhalt

Vorwort

Basiswissen

1	Periodensystem und Orbitalmodell	1
2	Chemische Formeln und Isomerie	6
3	Überblick über die chemische Bindung	8
3.1	Bindungstypen	8
3.2	Zwischenmolekulare Kräfte	10
4	Die chemische Reaktion	13
4.1	Reaktionsgleichung und Stoßtheorie	13
4.2	Reaktionskinetik	15
4.3	Biokatalysatoren	16
5	Das chemische Gleichgewicht	19
5.1	Herleitung des Massenwirkungsgesetzes	19
5.2	Anwendungsbeispiel – Haber-Bosch-Verfahren	21

Anorganische Chemie

1	Metalle und Nichtmetalle	23
2	Komplexverbindungen	25
3	Fällungsreaktionen	27
4	Redoxreaktionen	30
5	Elektrochemie	33
5.1	Galvanische Zellen	33
5.2	Standardredoxpotenzial	35
5.3	Elektrolyse	37
5.4	Elektrochemische Energiequellen in Alltag & Technik	41
5.5	Korrosion und Korrosionsschutz	41
6	Säure-Base-Reaktionen	43
6.1	Definitionen und Beispiele	43
6.2	Protolyse	44
6.3	pH-Wert und Stärke von Säuren und Basen	45

7	Quantitative Analyseverfahren	48
7.1	Titrationen	48
7.2	Puffer und die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung	53
7.3	Säure-Base-Indikatoren	54
7.4	Redoxtitration	56
7.5	Spektroskopie und Photometrie	57
7.6	Kalorimetrie	58
8	Qualitative Analyseverfahren	59
8.1	Grundprinzip der Chromatografie	59
8.2	Arten der Chromatografie und Trennmechanismen	59

Organische Chemie

1	Aliphatische Kohlenwasserstoffe	61
1.1	Benennung nach der IUPAC-Nomenklatur	61
1.2	Eigenschaften	63
1.3	Erdölverarbeitung	65
2	Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe	67
2.1	Benennung nach der IUPAC-Nomenklatur	67
2.2	Eigenschaften	68
3	Aromatische Kohlenwasserstoffe	70
4	Synthetische Makromoleküle	73
5	Naturstoffe	76
5.1	Fette	76
5.2	Kohlenhydrate	78
5.3	Peptide und Proteine	82
6	Farbstoffe	85
6.1	Azofarbstoffe	86
6.2	Triphenylmethanfarbstoffe	88
7	Reaktionsmechanismen	89
7.1	Addition und Eliminierung	90
7.2	Substitution	92
7.3	Kondensationsreaktionen	96
7.4	Polyreaktionen	97
7.5	Elektronische Effekte	100
7.6	Regioselektivität (SSS- und KKK-Regel)	102

8	Anwendungen in Alltag und Technik	103
----------	------------------------------------------------	------------

Chemische Energetik

1	Systembegriff und Energie	105
2	Die Enthalpie	107
3	Die Entropie	111
4	Die GIBBS-Energie (freie Enthalpie)	113

	Stichwortverzeichnis	117
--	----------------------------	-----

Autorin und Autor:

Birgit Schulze

Thomas Gerl

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

dieses handliche Buch bietet Ihnen einen systematischen **Leitfaden** durch die wichtigsten Lerninhalte, die Sie im Chemie-Abitur benötigen.

Durch seinen klar strukturierten Aufbau eignet sich der Band perfekt zur Auffrischung und Wiederholung des Prüfungsstoffs kurz vor Klausuren und dem Abitur.

- Zu Beginn jedes Kapitels finden Sie für das jeweilige Stoffgebiet **zentrale Aussagen**.
- Die entscheidenden Fakten und Zusammenhänge werden durch kompakte **Erläuterungen**, aussagekräftige **Abbildungen** sowie hilfreiche **Übersichten** verdeutlicht.
- Passgenaue **Beispiele** sind durch eine Glühbirne markiert und veranschaulichen die Theorie.
- Wichtige **Formeln, Regeln, Tipps** und **Hinweise** sind in grau hinterlegten Kästen aufgeführt.
- Inhalte, die nur für das **erhöhte Anforderungsniveau** bzw. den **Leistungskurs/das Leistungsfach** relevant sind, erkennen Sie an der Linie am Seitenrand.
- Das **Stichwortverzeichnis** führt Sie schnell und treffsicher zum gesuchten Lernstoff.

Viel Freude mit diesem Buch und viel Erfolg bei der Abiturprüfung wünschen Ihnen die Autorin und der Autor!



Birgit Schulze



Thomas Gerl

5 Elektrochemie

Schon gewusst?

- ❶ Mithilfe von galvanischen Zellen lässt sich chemische Energie in elektrische Energie umwandeln.
- ❷ Zwischen zwei elektrisch leitend verbundenen Halbzellen eines galvanischen Elements ist eine Zellspannung messbar.
- ❸ Das Redoxpotenzial lässt sich mithilfe der NERNST-Gleichung berechnen.
- ❹ Bei der Elektrolyse wird eine Verbindung durch elektrische Energie zerlegt.

5.1 Galvanische Zellen

In einer **galvanischen Zelle** (= galvanisches Element) wird **chemische Energie** in **elektrische Energie** umgewandelt und dadurch technisch nutzbar gemacht.

Aufbau:

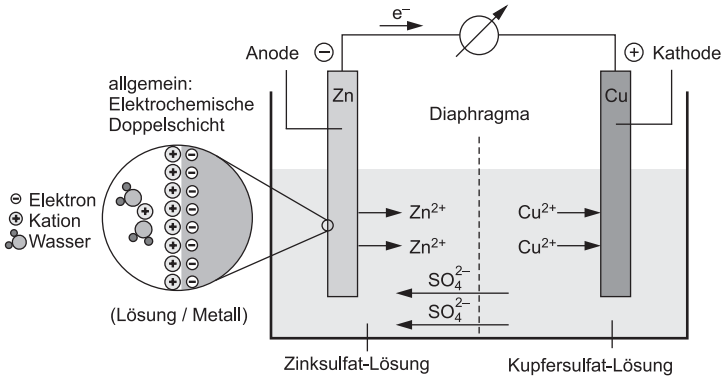
- Oxidation (Anode) und Reduktion (Kathode) einer Redoxreaktion sind in den **Halbzellen** räumlich getrennt.

Merksatz: An Oxidation Denken = Anode

- In jeder Halbzelle wird eine Elektrode in eine passende Elektrolytlösung getaucht.
- An der Berührungsfläche zwischen Elektronenleiter (Elektrode) und Ionenleiter (Elektrolyt) entsteht eine **elektrochemische Doppelschicht**. Im geladenen Zustand stehen sich an der Phasengrenze elektrisch entgegengesetzt geladene Schichten gegenüber.
- Die beiden Halbzellen werden elektrisch leitend verbunden.



DANIELL-Element (Zink-Kupfer-Element):



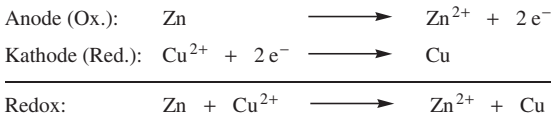
Prinzip:

- Atome im Zn-Stab geben Elektronen ab und gehen als Zn^{2+} -Ionen in Lösung.
- Freigesetzte Elektronen wandern über den Leiter zum Cu-Stab \Rightarrow Cu^{2+} -Ionen aus der Lösung werden dort zu elementaren Cu-Atomen reduzieren.
- Ladungsausgleich zwischen den Halbzellen erfolgt durch Wanderung von Sulfat-Ionen über Diaphragma oder Salzbrücke von der Cu/ Cu^{2+} -Halbzelle in die Zn/ Zn^{2+} -Halbzelle.

Die Metalle der Elektroden einer galvanischen Zelle unterscheiden sich in ihrem Bestreben, Elektronen abzugeben. Bei der Verbindung der beiden Halbzellen durch einen elektrischen Leiter entsteht eine elektrochemische **Potenzialdifferenz** (= elektrische Spannung).

Potenzialdifferenz ist abhängig von: Metall der Elektroden, Temperatur, Konzentration der Elektrolytlösung.

Elektrodenvorgänge im DANIELL-Element:



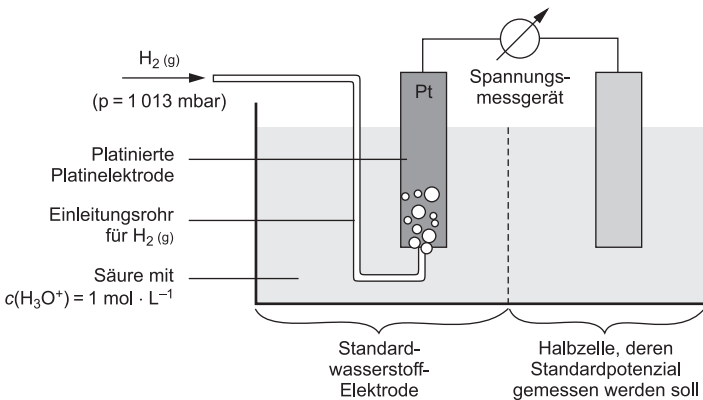
5.2 Standardredoxpotenzial

Die Potenzialdifferenz ΔE einer galvanischen Zelle, die unter Standardbedingungen ($T=298\text{ K}$, $p=101,3\text{ kPa}$, $c(\text{Elektrolyt})=1\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) betrieben wird, kann mithilfe der **Standardredoxpotenziale** E^0 (Einheit V) aus der **elektrochemischen Spannungsreihe** bestimmt werden:

$$\Delta E = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode}) \quad \text{Es gilt: } \Delta E > 0$$

Man kann das Potenzial einer einzelnen Elektrode nur in Relation zu einer anderen Elektrode (Bezugselektrode) messen.

Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle: Entsteht durch die Messung der Potenzialdifferenz einer Halbzelle in Bezug zur **Standardwasserstoffelektrode** (Festlegung: $E^0(2\text{ H}^+/\text{H}_2)=0\text{ V}$).



- Halbzellen mit einem **niedrigeren Standardredoxpotenzial** reagieren in Kombination mit der Standardwasserstoffelektrode als **Donatorhalbzelle (Oxidation)**.
- Halbzellen mit einem **höherem Standardredoxpotenzial** reagieren in Kombination mit der Standardwasserstoffelektrode als **Akzeptorhalbzelle (Reduktion)**.

Oxidationsmittel	Reduktionsmittel	Standardpotenzial E^0
$F_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 F^-$	+2,87 V
$Au^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons Au$	+1,50 V
$O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons 2 H_2O$	+1,23 V
$Ag^+ + e^-$	$\rightleftharpoons Ag$	+0,80 V
$Cu^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons Cu$	+0,35 V
$2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons H_2$	0 V
$Fe^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons Fe$	-0,04 V
$2 H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons H_2 + 2 OH^-$	-0,83 V
$Na^+ + e^-$	$\rightleftharpoons Na$	-2,71 V
$Ca^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons Ca$	-2,87 V
$Li^+ + e^-$	$\rightleftharpoons Li$	-3,04 V

Anwendung der Standardredoxpotenziale:

- Einschätzung der **Reaktivität** von Reduktions- bzw. Oxidationsmitteln: Je größer das Standardredoxpotenzial, desto schwächer das Reduktionsmittel bzw. desto stärker das Oxidationsmittel.
- Eine Redoxreaktion läuft unter gegebenen Bedingungen **freiwillig** ab, wenn das Standardpotenzial des Oxidationsmittels größer ist als das des Reduktionsmittels:

$$E^0(\text{Ox.-Mittel}) > E^0(\text{Red.-Mittel}) \Rightarrow \Delta E > 0$$

- Berechnung der **Spannung** U einer galvanischen Zelle im stromlosen Zustand:

$$\Delta E = U = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$$

Kathode: Akzeptorhalbzelle; Anode: Donatorhalbzelle



Mögliche Aufgabenstellung: Berechnen Sie die **Zellspannung des DANIELL-Elements**, wenn es unter Standardbedingungen im stromlosen Zustand betrieben wird.

Unter Standardbedingungen kann man davon ausgehen, dass die Kathode die Elektrode mit dem positiven und die Anode die Elektrode mit dem negativen Standardredoxpotenzial ist.

6 Säure-Base-Reaktionen

Schon gewusst?

- ❶ Werden in einer chemischen Reaktion Protonen übertragen, spricht man von einer Protolyse.
- ❷ Je niedriger der pH-Wert, desto höher die Oxonium-Ionen-Konzentration und umgekehrt.
- ❸ Der pK_S -/ pK_B -Wert charakterisiert die Säure-/Basestärke und hilft bei der Berechnung des pH-Werts von schwachen Säuren/Basen.

6.1 Definitionen und Beispiele

Nach Johannes N. **BRØNSTED**:

- **Säuren:** Teilchen, die Protonen abgeben (**Protonendonatoren**)
 - **Basen:** Teilchen, die Protonen aufnehmen (**Protonenakzeptoren**)
- ⇒ Säuren müssen mindestens ein H-Atom gebunden haben und Basen mindestens ein freies Elektronenpaar besitzen.

Alternatives Modell: Säure-Base-Konzept von Gilbert N. **LEWIS**:

- **LEWIS-Säure:** bindet freies Elektronenpaar
⇒ **Elektronenpaarakzeptor**
- **LEWIS-Base:** stellt freies Elektronenpaar zur Verfügung
⇒ **Elektronenpaardonator**

So können z. B. die sauren Eigenschaften von Metallchloriden (FeCl_3) erklärt werden, die (mangels Protonen) keine BRØNSTED-Säuren sind.



Wichtige anorganische Säuren		Säurerest	
Chlorwasserstoffsäure	HCl	Chlorid	Cl^-
Bromwasserstoffsäure	HBr	Bromid	Br^-
Schwefelwasserstoff(säure)	H_2S	Sulfid	S^{2-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat	$(\text{NO}_3)^-$
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit	$(\text{NO}_2)^-$
Schwefelsäure	H_2SO_4	Sulfat	$(\text{SO}_4)^{2-}$
Schwefelige Säure	H_2SO_3	Sulfit	$(\text{SO}_3)^{2-}$
Kohlensäure	H_2CO_3	Carbonat	$(\text{CO}_3)^{2-}$
Phosphorsäure	H_3PO_4	Phosphat	$(\text{PO}_4)^{3-}$
Phosphorige Säure	H_3PO_3	Phosphit	$(\text{PO}_3)^{3-}$

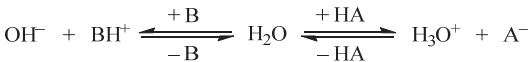


Zweistufige **Neutralisation**:

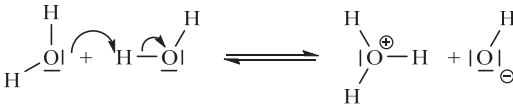


Einige Teilchen, wie z. B. Wasser, sind **Ampholyte**, da sie sowohl als Säure als auch als Base wirken können:

- Reaktion mit einer **Säure** (HA): Wasser nimmt ein Proton auf.
- Reaktion mit einer **Base** (B): Wasser gibt ein Proton ab.



In Wasser existiert das folgende **dynamische** Gleichgewicht, auch **Autoprotolyse** genannt:



Es lässt sich folgendes **Massenwirkungsgesetz** aufstellen:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow K_c \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = K_W = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Ionenprodukt des Wassers

⇒ Für die **Konzentration** der entstehenden **Oxonium-** bzw. **Hydroxid-Ionen** in reinem Wasser gilt bei 25 °C:

$$\sqrt{c^2(\text{H}_2\text{O})} = c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6.3 pH-Wert und Stärke von Säuren und Basen

Das Ionenprodukt des Wassers gilt auch für verdünnte Lösungen, d. h., $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ sind immer voneinander abhängig.

Um zu quantifizieren, wie sauer eine Lösung ist (also wie viel Oxonium-Ionen sie enthält), wurde der **pH-Wert** eingeführt.

pH-Wert einer Lösung: **negativer dekadischer Logarithmus** des Betrags der in $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ angegebenen Konzentration der Oxonium-Ionen.

Berechnung: $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$ oder $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$

Analog gilt: $\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$

Umrechnung: $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH}$

Saure Lösung	Neutrale Lösung	Alkalische Lösung
$0 < \text{pH} < 7$	$\text{pH} = 7$	$7 < \text{pH} < 14$
$c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Alle Teilchen von **starken Säuren/Basen** sind in Wasser vollständig protolysiert:



Im Gleichgewicht gehen $c(\text{HA})$ und $c(\text{B})$ gegen null und es gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA}) \quad \text{bzw.} \quad c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B})$$

Für den **pH-Wert** einer starken Säure bzw. Base gilt:

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{bzw.} \quad \text{pH} = 14 + \lg c(\text{OH}^-)$$

Die Säurestärke pK_S und die Basenstärke pK_B sind **Stoffkonstanten**, mit deren Hilfe sich das Bestreben von Teilchen, Protonen abzugeben bzw. aufzunehmen, vergleichen lässt. Bei schwachen Säuren/Basen läuft die Protolyse unvollständig ab.

Für eine **schwache Säure** gilt folgendes **Massenwirkungsgesetz**:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Säurekonstante

Da sich die K_S -/ K_B -Werte um Zehnerpotenzen unterscheiden können, wird für einen Vergleich der zugehörige pK_S -/ pK_B -Wert genutzt:

$$pK_S = -\lg K_S$$

$$pK_B = -\lg K_B$$

$$K_S = 10^{-pK_S}$$

$$K_B = 10^{-pK_B}$$

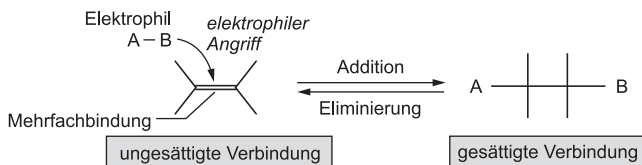
$$pK_S + pK_B = 14 \quad \text{oder}$$

$$K_S \cdot K_B = 10^{-14}$$

Für eine Einteilung der Säure- bzw. Basenstärke wurde als Bezugssystem das Oxonium-Ion mit einem pK_S -Wert von $-1,74$ festgelegt:

starke Säuren	$pK_S < -1,74$	z. B. HCl, HI, H_2SO_4
schwache Säuren	$pK_S > -1,74$	z. B. CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2S
starke Basen	$pK_B < -1,74$	z. B. S^{2-} , O^{2-} , OH^-
schwache Basen	$pK_B > -1,74$	z. B. NH_3 , CH_3COO^-

7.1 Addition und Eliminierung



Additionsreaktionen: Mindestens zwei Moleküle werden vereinigt und dabei eine (oder zwei) **Mehrfachbindung(en)** aufgespalten.



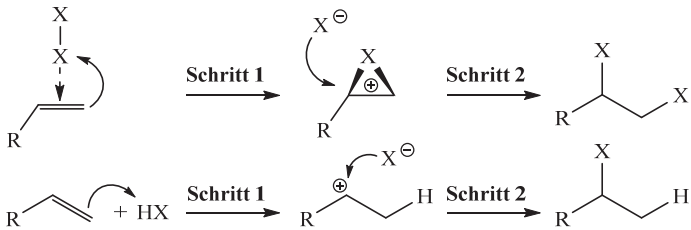
Eine typische Additionsreaktion stellt die Anlagerung von H-Atomen an ungesättigte Kohlenwasserstoffe dar (= **Hydrierung**).

Typische Edukte	Elektrophile	Typische Additionen
<ul style="list-style-type: none"> • ungesättigter Kohlenwasserstoff • Carbonsäurederivat • Aldehyd oder Keton 	<ul style="list-style-type: none"> • Halogene (symmetrisch) • HCl (unsymmetrisch) • SO₃ und H₂SO₄ 	<ul style="list-style-type: none"> • Halogenierung • Hydrohalogenierung • Hydratisierung • Sulfonierung (SO₃)

Die **elektrophile Addition** verläuft in zwei Schritten:

- **Schritt 1:** Das elektrophile Teilchen wird durch die hohe Elektrodichte der Mehrfachbindung polarisiert (π -Komplex) und dann heterolytisch gespalten. Das entstandene Kation lagert sich an die Mehrfachbindung an.
 - **Addition von Halogenen (X–X):** Positiv geladener (im Fall von Brom zyklischer) Übergangszustand bildet sich (sehr kurzlebiger σ -Komplex).
 - **Addition von Halogenwasserstoff (H–X):** Positiv geladenes, mesomeriestabilisiertes Carbo-Kation bildet sich als Zwischenstufe.

Ein **Carbo-Kation** besitzt ein positiv geladenes C-Atom und kann einen oder mehrere Alkylreste R gebunden haben. Die Stabilität nimmt aufgrund der +I-Effekte (siehe S. 100 f.) von den **primären** über die **sekundären** zu den **tertiären** Carbo-Kationen zu.



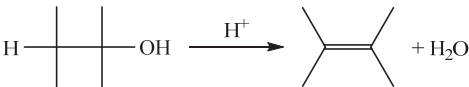
- Schritt 2:** Das nukleophile Anion wird an das positiv geladene C-Atom addiert. Sind theoretisch zwei Produkte möglich, wird das Proton in Schritt 1 an das C-Atom gesetzt, mit dem das stabilste Carbo-Kation als Zwischenprodukt entsteht (**MARKOWNIKOW-Regel**).

Eliminierung: Umkehrung der Addition.

Aus einem Molekül werden zwei Atome oder eine Atomgruppe **abgespalten**, wodurch eine **Mehrfachbindung** im Produkt entsteht.



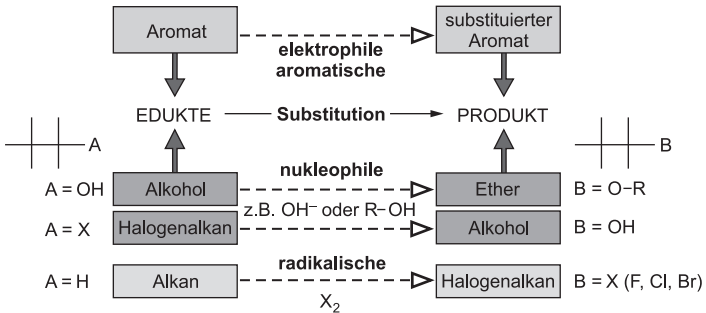
Typische Eliminierungsreaktion: **säurekatalysierte Dehydratisierung**, bei der durch eine reversible Protonierung des Edukts (hier an der Hydroxy-Gruppe) ein Molekül Wasser abgespalten wird.



Das schlecht stabilisierte Hydroxid-Ion eignet sich nicht als Abgangsgruppe, stattdessen wird das stabile Wasser-Molekül abgespalten.

7.2 Substitution

Substitutionsreaktionen: In einem Molekül werden Atome/Atomgruppen durch andere Atome/Atomgruppen ersetzt (= substituiert).

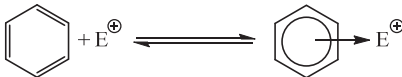


Elektrophile aromatische Substitution

Typische Edukte	Typische Elektrophile	Typische Substitutionen
<ul style="list-style-type: none"> • Aromaten (wie Benzol) • Enole • Austrittsgruppe ist typischerweise ein Proton H^+ 	<ul style="list-style-type: none"> • Proton H^+ • Halogene (polarisiert) • Schwefeltrioxid • Nitrosyl-Kation • Nitronium-Kation + Nityl-Kation 	<ul style="list-style-type: none"> • Halogenierung • Sulfonierung • Nitrierung • Azokupplung

Bei aliphatischen Kohlenwasserstoffen finden typischerweise nukleophile Substitutionen statt, bei **Aromaten** dagegen **elektrophile Substitutionen**. Diese verlaufen in 3 Schritten:

- **Schritt 1:** Zunächst bildet sich der π -Komplex, in dem das Elektrophil (E^+) an eines der π -Elektronenpaare koordiniert wird. Die entstandene positive Ladung wird dabei über das Ringsystem delokalisiert.



- **Schritt 2:** Es bildet sich eine kovalente chemische Bindung zwischen dem Elektrophil und einem Kohlenstoff-Atom des Ringsystems aus (σ -Komplex). Dadurch wird die Aromatizität aufgehoben. Das positiv geladene Carbo-Kation ist mesomeriestabilisiert.



© **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