



**MEHR
ERFAHREN**



ABI
Gymn
Che



ABITUR-TRAINING

Gymnasium
Chemie 2



STARK

**MEHR
ERFAHREN**

ABITUR-TRAINING

Gymnasium

Chemie 1

STARK

Inhalt

Vorwort

Aromatische Kohlenwasserstoffe	1
1 Benzol	2
1.1 Kekulé-Struktur des Benzols	2
1.2 Bindungsverhältnisse im Benzol aus heutiger Sicht	4
1.3 Mesomerieenergie des Benzols	5
 1.4 Halogenierung des Benzols	6
1.5 Gewinnung und Verwendung von Benzol	7
1.6 Andere aromatische Verbindungen	9
2 Derivate des Benzols: Phenol und Anilin	12
 2.1 Phenol (Monohydroxybenzol)	12
 2.2 Vergleich der Acidität von Phenol, Alkanolen und Carbonsäuren	15
2.3 Anilin (Phenylamin)	18
 2.4 Vergleich der Basizität von Anilin, Ammoniak und aliphatischen Aminen	18
Struktur und Eigenschaften von Farbstoffen	23
1 Molekülbau und Farbigkeit	25
1.1 Chromophore	27
1.2 Auxochrome, Antiauxochrome	28
2 Azofarbstoffe	33
 2.1 Herstellung von Azofarbstoffen	33
2.2 Azofarbstoffe als Indikatoren	35
3 Naturfarbstoffe	40
3.1 Pigmente	40
3.2 Carotinoide	41
3.3 Chlorophylle	42
3.4 Textilfärbung	45

Kunststoffe	49
 1 Herstellung von Kunststoffen	50
1.1 Radikalische Polymerisation	51
1.2 Polykondensation	54
1.3 Polyaddition	56
2 Struktur, Eigenschaften und Verwendung von Kunststoffen	61
2.1 Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen	61
2.2 Verarbeitung und Verwendung von Kunststoffen	62
2.3 Abfallproblematik	64
2.4 Kohlenstofffasern und Silikone als moderne Werkstoffe	65
Fette und Tenside	71
 1 Fette	72
1.1 Aufbau von Fetten	72
1.2 Physikalische Eigenschaften der Fette	75
1.3 Chemische Eigenschaften der Fette	77
1.4 Bedeutung der Fette als Nahrungsmittel und nachwachsende Rohstoffe	80
2 Tenside	87
2.1 Bau und Eigenschaften der Seifen	87
2.2 Nachteile wässriger Seifenlösungen	91
2.3 Synthetische Tenside	92
Kohlenhydrate und Stereoisomerie	95
 1 Molekülchiralität und optische Aktivität	98
1.1 Spiegelbildisomerie	98
1.2 Optische Aktivität	100
1.3 Enantiomere und Diastereomere	102
2 Monosaccharide	104
2.1 Glucose	104
2.2 Fructose	109
3 Disaccharide	114
3.1 Disaccharide mit 1,4-Verknüpfung – Maltose und Cellobiose	114
3.2 Disaccharid mit 1,2-Verknüpfung – Saccharose	118
4 Polysaccharide	122
4.1 Stärke – Amylose und Amylopektin	122
4.2 Cellulose	123
4.3 Eigenschaften der Polysaccharide	124

Aminocarbonsäuren und Proteine	127
1 Aminocarbonsäuren	128
1.1 Optische Aktivität der α -Aminocarbonsäuren	129
 1.2 Zwitterionische Struktur der α -Aminocarbonsäuren – Isoelektrischer Punkt	130
2 Polypeptide und Proteine	136
2.1 Peptidbindung, Aminosäuresequenz (Primärstruktur)	136
2.2 Konformation der Proteine	138
2.3 Einteilung und Funktion der Proteine	142
Reaktionsgeschwindigkeit und Enzymkatalyse	145
1 Reaktionsgeschwindigkeit	146
1.1 Durchschnitts- und Momentangeschwindigkeit	148
1.2 Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit	149
1.3 Katalysatoren	150
2 Enzyme	154
2.1 Wirkungsweise von Enzymen	154
2.2 Abhängigkeit der Enzymaktivität von äußeren Faktoren	155
2.3 Verwendung von Enzymen	159
Lösungen	163
Stichwortverzeichnis	217

Autor: Michael Hüntten

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

dieser Trainingsband unterstützt Sie dabei, sich **zentrale Themen** der Oberstufe schnell und sicher anzueignen und zu vertiefen. Die gut verständlich aufbereiteten und klar strukturierten Kapitel

- **Aromatische Kohlenwasserstoffe**
- **Struktur und Eigenschaften von Farbstoffen**
- **Kunststoffe**
- **Fette und Tenside**
- **Kohlenhydrate und Stereoisomerie**
- **Aminocarbonsäuren und Proteine**
- **Reaktionsgeschwindigkeit und Enzymkatalyse**

ermöglichen Ihnen eine optimale Vorbereitung auf alle anstehenden Klausuren und das Abitur.

Der Aufbau des Buches gliedert sich in einen **Theorie-** und einen **Aufgabenteil**. Anhand zahlreicher **Abbildungen**, anschaulicher **Beispiele** und prägnanter **Zusammenfassungen** am Ende eines jeden Kapitels werden die theoretischen Grundlagen leicht nachvollziehbar vermittelt.

Zahlreiche **Aufgaben** mit unterschiedlichem Schwierigkeitsgrad, die sich an jede theoretische Einheit anschließen, bieten Ihnen eine Möglichkeit, das erworbene Wissen sofort anzuwenden. Die **ausführlichen Lösungen** zu allen Aufgaben, die Sie am Ende des Buches finden, dienen der eigenständigen Lernkontrolle.

Zu ausgewählten Themenbereichen gibt es **Lernvideos**, in denen wichtige chemische Zusammenhänge dargestellt werden. An den entsprechenden Stellen im Buch befindet sich ein QR-Code, den Sie mithilfe Ihres Smartphones oder Tablets scannen können – Sie gelangen so schnell und einfach zum zugehörigen Lernvideo.

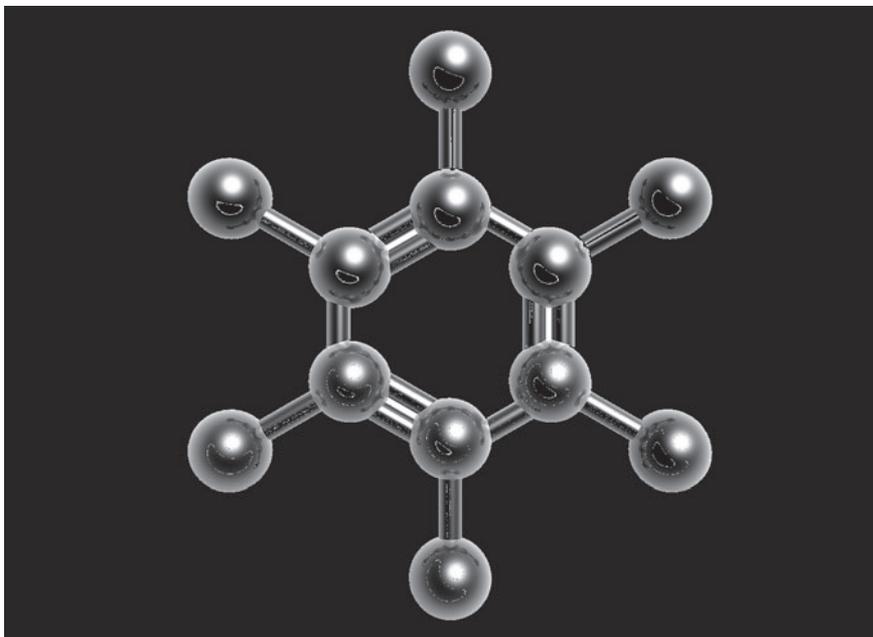


Viel Erfolg mit diesem Band wünscht Ihnen

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'M. Hünten'.

Michael Hünten

Aromatische Kohlenwasserstoffe



Benzol ist der einfachste aromatische Kohlenwasserstoff. Die exakte Struktur des Benzol-Moleküls blieb den Forschern lange Zeit ein Rätsel.

Neben den aliphatischen und cyclischen Verbindungen bilden die **Aromaten** eine weitere große Substanzklasse in der organischen Chemie. Ursprünglich wurden alle wohlriechenden organischen Verbindungen, die aus pflanzlichen Naturstoffen gewonnen wurden (z. B. Vanillin, Cumarin), als aromatische Verbindungen zusammengefasst.

Der klassische Vertreter der Aromaten ist das **Benzol**, von dessen Grundgerüst sich viele dieser wohlriechenden Verbindungen ableiten lassen. Alle Verbindungen, die in ihren charakteristischen Eigenschaften dem Benzol ähneln, werden als Aromaten bezeichnet, auch wenn sie den typischen aromatischen Geruch nicht besitzen.

1 Benzol

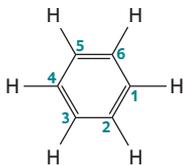
Benzol ist eine wasserklare, charakteristisch riechende Flüssigkeit mit der Summenformel C_6H_6 .

Benzol wirkt sowohl bei akuter als auch bei chronischer Belastung sehr **toxisch** und kann Krebs erzeugen.

Zunächst bereitete es große Schwierigkeiten, die Bindungsverhältnisse im Benzol-Molekül zu verstehen.

1.1 Die Kekulé-Struktur des Benzols

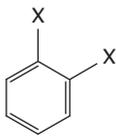
Kekulé schlug für das Benzol eine Cyclohexa-1,3,5-trien-Struktur vor, d. h. einen Ring aus sechs Kohlenstoff-Atomen mit drei lokalisierten Doppelbindungen zwischen dem 1. und 2., dem 3. und 4. sowie dem 5. und 6. Kohlenstoff-Atom. In dieser Struktur sind alle sechs Kohlenstoff-Atome vierbindig. Allerdings kann die Kekulé-Struktur des Benzols nicht alle experimentellen Befunde erklären.



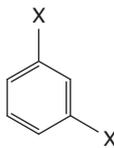
Sind die Doppelbindungen, wie im gezeigten Molekül, durch jeweils eine Einfachbindung getrennt, spricht man von **konjugierten Doppelbindungen**.

Eine Reihe von experimentellen Befunden stehen im Einklang mit der Cyclohexa-1,3,5-trien-Struktur:

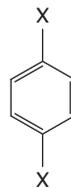
- Die vollständige katalytische Hydrierung von Benzol liefert Cyclohexan (C_6H_{12}).
- Der Ersatz eines Wasserstoff-Atoms des Benzols durch ein einwertiges Atom X, z. B. ein Halogen-Atom, führt zu **einem Monosubstitutionsprodukt C_6H_5X** . Da die Substitution jedes der sechs Wasserstoff-Atome zur gleichen Verbindung führt, müssen alle Wasserstoff-Atome gleichwertig sein.
- Der Ersatz zweier Wasserstoff-Atome liefert **drei isomere Disubstitutionsprodukte $C_6H_4X_2$** , die sich in der relativen Stellung der Substituenten unterscheiden.



1,2-Stellung
ortho-



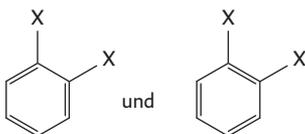
1,3-Stellung
meta-



1,4-Stellung
para-

Es gibt aber auch experimentelle Befunde, die im Widerspruch zur Cyclohexa-1,3,5-trien-Struktur stehen:

- Es existiert **nur ein 1,2-Disubstitutionsprodukt $C_6H_4X_2$** . Nach Kekulé's Theorie müssten aber zwei Isomere mit folgenden Formeln vorkommen:



Die Tatsache, dass diese Isomere nicht isoliert werden können, erklärte Kekulé mit einem fortwährenden Platzwechsel zwischen Einfach- und Doppelbindungen (Oszillationstheorie, 1872). Demnach sollten die beiden 1,2-Disubstitutionsprodukte in einem sich rasch einstellenden Gleichgewicht existieren und nicht einzeln fassbar sein.

- Die für das Benzol typische Reaktionsart ist die **Substitution** und nicht, wie für ungesättigte Verbindungen zu erwarten wäre, die Addition.
- Die **Hydrierungsenthalpie** des Benzols ist kleiner als dies für ein Cyclohexatrien zu erwarten wäre (vgl. S. 5).

- Durch Röntgeninterferenzuntersuchungen wurde festgestellt, dass alle C–C-Bindungen gleich lang sind. Die gemessene Länge liegt zwischen der einer Einfach- und einer Doppelbindung.

Heute geht man davon aus, dass die Doppelbindungen im Benzol-Molekül nicht zwischen jeweils zwei Atomen lokalisiert sind, sondern dass das zweite Elektronenpaar jeder Doppelbindung, die π -Elektronen, über alle sechs Kohlenstoff-Atome **delokalisiert** sind.

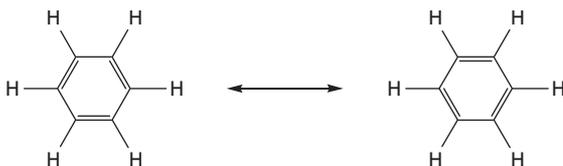
1.2 Bindungsverhältnisse im Benzol aus heutiger Sicht

Das Benzol-Molekül ist eben gebaut. Die Kohlenstoff-Atome sind in Form eines regulären Sechsecks angeordnet. Sämtliche Bindungswinkel betragen 120° und die C–C-Bindungslänge liegt, wie bereits erwähnt, zwischen der einer Einfach- und einer Doppelbindung.

Infolge der Delokalisation der π -Elektronen lässt sich das Benzol-Molekül nicht durch eine Strukturformel allein beschreiben.

Ist die Elektronenverteilung in einem Molekül nicht durch eine Strukturformel zu erfassen, so liegt **Mesomerie** vor.

Die Elektronenverteilung im Molekül lässt sich dann nur durch **mesomere Grenzstrukturen** (oder Grenzformeln) umschreiben. Die mesomeren Grenzstrukturen werden durch Mesomeriepfeile miteinander verbunden.



Es muss betont werden, dass die mesomeren Grenzstrukturen in der Realität nicht vorkommen. Benzol ist kein Gemisch aus zwei Molekülsorten, die den Grenzstrukturen entsprechen und sich ineinander umwandeln können. Vielmehr ist die tatsächliche Elektronenverteilung in allen Benzol-Molekülen gleich und entspricht einem Zwischenzustand zwischen den darstellbaren Grenzstrukturen.

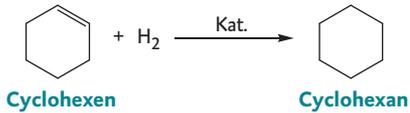
Für das Benzol-Molekül ist daher auch folgendes Symbol üblich:



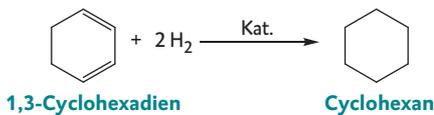
1.3 Mesomerieenergie des Benzols

Der tatsächliche Bindungszustand ist energieärmer und damit stabiler als jede Grenzstruktur. Das Ausmaß dieser **Mesomeriestabilisierung** lässt sich durch einen Vergleich der experimentell ermittelten mit der für ein Cyclohexatrien zu erwartenden **Hydrierungsenthalpie** abschätzen. Benzol besitzt eine niedrigere Hydrierungsenthalpie als dies für Cyclohexatrien zu erwarten wäre.

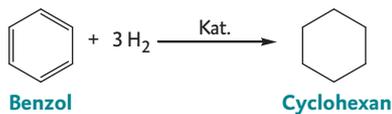
Bei der Hydrierung von Cyclohexen wird ein Energiebetrag von $119,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ frei.



Hydriert man Cyclohexa-1,3-dien zu Cyclohexan, so sollte man die doppelte Menge frei werdender Energie erwarten. Bei experimenteller Bestimmung ergibt sich jedoch ein um $7,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ geringerer Betrag von $232,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Hydriert man schließlich Benzol zu Cyclohexan, so beträgt die Hydrierungsenthalpie $208,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ und nicht $3 \cdot 119,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, wie es für ein Cyclohexatrien zu erwarten wäre; die Differenz beträgt $150,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Um diesen Betrag ist Benzol aufgrund der Delokalisierung der π -Elektronen energieärmer als eine hypothetische Verbindung mit Cyclohexatrienstruktur. Man bezeichnet diesen Betrag als die **Mesomerieenergie des Benzols**. Auch bei der Hydrierung von Cyclohexa-1,3-dien wird nicht der theoretisch erwartete Energiebetrag frei, da bereits bei dieser Verbindung eine gewisse Delokalisation der vier π -Elektronen möglich ist.

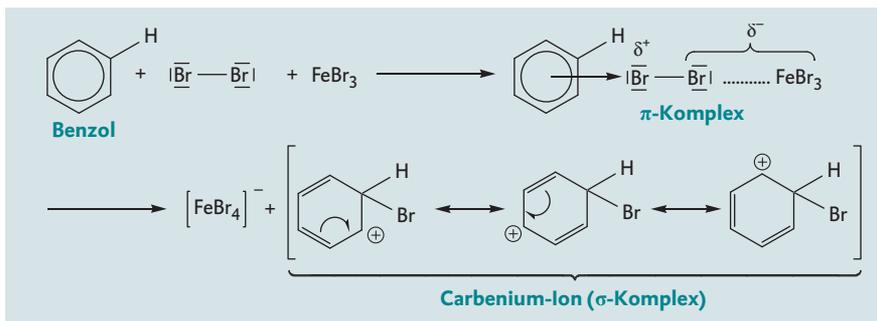


1.4 Halogenierung des Benzols

Benzol geht mit Halogenen wie Chlor oder Brom in Gegenwart eines Katalysators, z. B. wasserfreies Eisen(III)-bromid, **elektrophile Substitutionsreaktionen (S_E)** ein. Eine Erwärmung des Reaktionsgemisches ist dabei nicht nötig. Nachfolgend werden die einzelnen Reaktionsschritte der Bromierung von Benzol näher beschrieben.

1. Schritt: Addition des Elektrophils

Obwohl die π -Elektronenwolke des Benzols infolge der Delokalisation stabilisiert wird, stellt sie doch einen Bereich **erhöhter Elektronendichte** dar, an dem das Benzol angegriffen werden kann. Da die Elektronendichte jedoch für eine wirksame Polarisierung des Brom-Moleküls nicht ausreicht, ist ein Katalysator nötig.



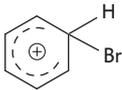
Bei der Bromierung tritt das Brom-Molekül zunächst in lose Wechselwirkung mit dem delokalisierten π -Elektronensystem des Benzols; es bildet sich der **π -Komplex** aus. Unter dem katalytischen Einfluss des Eisen(III)-bromids kommt es zur heterolytischen Spaltung des Brom-Moleküls. Dabei wird das bindende Elektronenpaar dem einen Brom-Atom vollständig zugeordnet, was zur Bildung eines Brom-Kations Br^+ und eines Brom-Anions Br^- führt. Das Brom-Kation greift das Benzol an der π -Elektronenwolke an und wird über ein π -Elektronenpaar an das Benzol gebunden. Teilchen, die bei einem Reaktionspartner an solchen elektronenreichen Stellen angreifen, werden als **Elektrophile** bezeichnet. Es entsteht ein **mesomeriestabilisiertes Carbenium-Ion (σ -Komplex)**. Das Brom-Anion (Bromid-Ion) lagert sich an das Eisen(III)-bromid zu $[\text{FeBr}_4]^-$.

Da für die Bindung des Br^+ -Ions ein Elektronenpaar des π -Elektronensystems benötigt wird, tritt im Ring des σ -Komplexes eine positive Ladung auf, die über den gesamten Ring delokalisiert ist; der σ -Komplex ist also mesomerie-

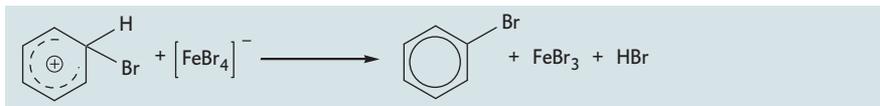
stabilisiert. Verschiebt man die π -Elektronenpaare innerhalb des Delokalisationsbereiches, so lassen sich die oben formulierten mesomeren Grenzstrukturen ableiten (Regeln zur Aufstellung von Grenzstrukturformeln siehe S. 13). In den mesomeren Grenzstrukturformeln befindet sich die positive Ladung immer an dem Kohlenstoff-Atom, von dem nur drei Bindungen ausgehen.

Hinweis: Beachten Sie dabei, dass jedes C-Atom, außer das C-Atom, an dem der elektrophile Angriff erfolgte, noch ein H-Atom bindet, das jedoch im Formelbild nicht eingezeichnet ist.

Diese **Delokalisation der positiven Ladung** wird in folgender Darstellung des Carbenium-Ions symbolisiert:



2. Schritt: Substitution und Rearomatisierung



Im abschließenden Reaktionsschritt wird vom σ -Komplex ein Proton abgespalten, wodurch sich das **energetisch günstige** aromatische π -Elektronensextett wieder zurückbilden kann. Das abgespaltene Proton wird von dem komplexen $[\text{FeBr}_4]^-$ -Ion gebunden, das anschließend in Bromwasserstoff und Eisen(III)-bromid (Rückbildung des Katalysators) zerfällt. Das bei der elektrophilen Substitutionsreaktion gebildete Brombenzol unterscheidet sich vom Benzol darin, dass ein H-Atom durch ein Br-Atom ersetzt ist.

Die **Substitution** ist beim Benzol gegenüber der Addition bevorzugt, da sie zu einem **energieärmeren, stabileren** Endprodukt mit aromatischem π -Elektronensextett führt.

1.5 Gewinnung und Verwendung von Benzol

Während Benzol früher hauptsächlich durch Destillation von Steinkohleteer hergestellt wurde, gewinnt man heute den überwiegenden Teil bei der Aufbereitung von Erdöl zu Benzin.

Aufgrund seines **hydrophoben Charakters** kann Benzol als Extraktions- und Lösungsmittel für lipophile (fettähnliche) Substanzen verwendet werden. In weitaus größerem Maße wird Benzol allerdings als Ausgangsstoff für die Herstellung von Farbstoffen, Kunststoffen und Waschmitteln verwendet.

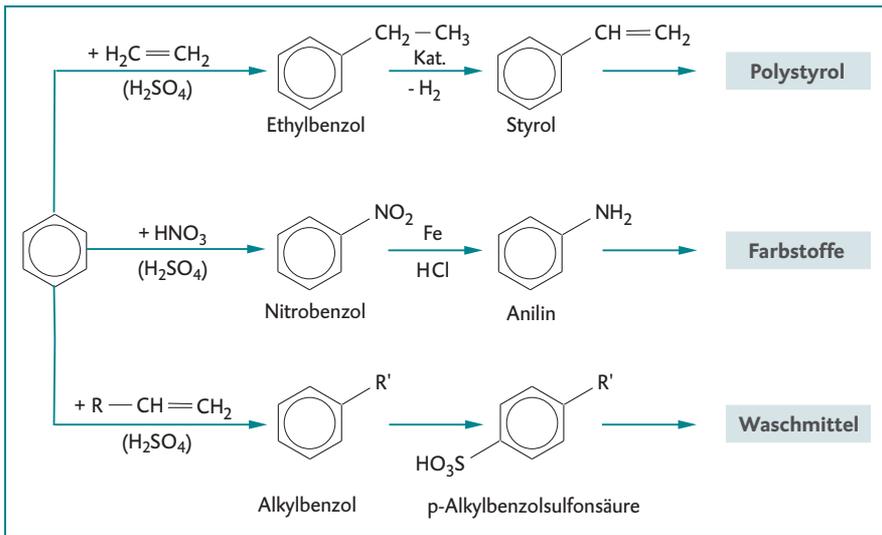


Abb. 1: Benzol als Ausgangsstoff für die Herstellung von Kunststoffen, Farbstoffen und Waschmitteln

Wegen seiner **Giftigkeit** sind beim Umgang mit Benzol strenge Sicherheitsvorkehrungen einzuhalten. Es besteht die Gefahr **ernster gesundheitlicher Schäden** beim Verschlucken oder bei direktem Hautkontakt. Einatmen von Benzoldämpfen kann zu Erbrechen, Schwindel und Bewusstlosigkeit führen. Als chronische Vergiftungserscheinungen können Schädigungen von Leber, Nieren und Knochenmark auftreten. Benzol wird als **kancerogen** eingestuft, das heißt, es kann Krebs erzeugen.

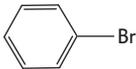
Auch im Benzin ist Benzol enthalten, nach EU-Vorschriften sind Konzentrationen bis maximal 5 % zulässig, in Deutschland nur Konzentrationen bis 1 %. Das Benzol steigert die Klopfestigkeit des Benzins, d. h., es trägt dazu bei, dass sich das Benzin-Luft-Gemisch im Kolben eines Motors nicht vorzeitig, also bevor die Zündkerze einen Zündfunken erzeugt, selbst entzündet. Daher sollte man beim Umgang mit Benzin Vorsicht walten lassen und beim Tanken das Einatmen von Benzindämpfen oder den Kontakt von Benzin mit der Haut vermeiden. Auch sollte man keinesfalls Benzin von der Tankstelle verwenden, um bestimmte Gegenstände von hydrophoben Verunreinigungen zu befreien.

1.6 Andere aromatische Verbindungen

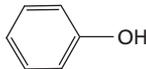
Neben Benzol gibt es eine Vielzahl weiterer Aromaten. Solche anderen aromatischen Verbindungen erkennt man daran, dass sie mindestens einen aromatischen Ring aus sechs Kohlenstoff-Atomen mit drei konjugierten Doppelbindungen (vgl. Benzol) enthalten.

Dem Benzol sehr ähnliche Aromaten erhält man, indem man ein Wasserstoff-Atom durch ein anderes Atom oder eine Atomgruppe ersetzt.

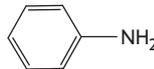
Beispiele



Brombenzol



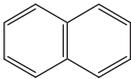
Hydroxybenzol
(Phenol)



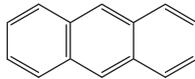
Aminobenzol
(Anilin)

Auch Kohlenwasserstoffe, in denen Benzolringe über gemeinsame C-Atome miteinander verbunden sind, sind aromatisch. Solche größeren Systeme aus konjugierten Doppelbindungen bezeichnet man als **kondensierte Aromaten**.

Beispiele



Naphthalin

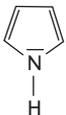


Anthracen

Naphthalin enthält 10, Anthracen 14 delokalisierte π -Elektronen.

In **heterocyclischen** Aromaten sind C-Atome durch Heteroatome (Nichtkohlenstoffatome), wie z. B. Stickstoff-Atome ersetzt. Sie bilden ebenfalls Ring-systeme aus, die aber nicht immer aus sechs Atomen bestehen müssen. Heterocyclische Aromaten besitzen ein delokalisiertes π -Elektronensystem, an dem neben den Elektronen der Doppelbindung auch ein freies Elektronenpaar der Heteroatome beteiligt sein kann.

Beispiele



Pyrrol



Pyrimidin

Zusammenfassung

- **Aromatische Kohlenwasserstoffe** sind Verbindungen, in denen Atome ringförmig durch ein System **konjugierter Doppelbindungen** verbunden sind.
- In dem System aus konjugierten Doppelbindungen sind die π -Elektronen **delokalisiert**, wodurch die Stabilität der Moleküle erhöht ist (**Mesomeriestabilisierung**).
- Wegen der π -Elektronendelokalisation kann man für die Verbindung nur **mesomere Grenzstrukturen** (Grenzformeln) angeben.
- Die typische Reaktionsart des Benzols (und anderer Aromaten) ist die **elektrophile Substitution**.

- Aufgaben**
- a Erklären Sie, was man unter der Kekulé-Struktur des Benzols versteht.
 - b Nennen Sie die experimentellen Befunde, die im Einklang mit der Kekulé-Struktur des Benzols stehen.
 - c Welche Befunde sprechen gegen die Kekulé-Struktur?
 2. Erläutern Sie die Bindungsverhältnisse im Benzol.
 3. Erläutern Sie am Beispiel des Benzols, was man unter Mesomerie versteht.
 4. Beschreiben Sie die Vorgehensweise bei der Bestimmung der Mesomerieenergie des Benzols.
 5. Inwiefern lassen die mesomeren Grenzstrukturen des Benzols erkennen, dass das Ausmaß der Mesomeriestabilisierung hoch sein dürfte?
 6. Gibt es von o-Dichlorbenzol verschiedene Isomere? Begründen Sie.
 7. Ethan reagiert mit Brom zu Monobromethan. Ethen reagiert mit Brom zu 1,2-Dibromethan. Benzol reagiert in Anwesenheit eines Katalysators mit Brom zu Monobrombenzol.
 - a Formulieren Sie die Summgleichungen dieser drei Reaktionen.
 - b Inwiefern lassen die Summgleichungen erkennen, ob es sich bei den Reaktionen um Substitutions- oder Additionsreaktionen handelt?
 8.
 - a Formulieren Sie den Reaktionsmechanismus für die Reaktion von Benzol mit Brom in Anwesenheit eines Katalysators.
 - b Beschreiben Sie die Aufgabe des Katalysators bei dieser Reaktion.

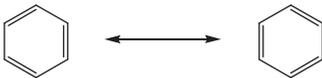
Lösungen

1. a Unter der Kekulé-Struktur des Benzols versteht man eine Cyclohexatrien-(1,3,5)-Struktur. Danach entspricht das Benzol-Molekül einem Ring aus sechs Kohlenstoff-Atomen mit drei lokalisierten Doppelbindungen zwischen dem 1. und 2., dem 3. und 4. und dem 5. und 6. Kohlenstoff-Atom.
 - b
 - Die vollständige katalytische Hydrierung von Benzol liefert Cyclohexan.
 - Der Ersatz eines Wasserstoff-Atoms des Benzols durch einen Liganden X führt nur zu einem Monosubstitutionsprodukt C_6H_5X .
 - Der Ersatz zweier Wasserstoff-Atome liefert drei isomere Disubstitutionsprodukte $C_6H_4X_2$, die sich in der Stellung der Substituenten zueinander unterscheiden.
 - c
 - Es gibt nur ein ortho-1,2-Disubstitutionsprodukt $C_6H_4X_2$.
 - Durch Röntgeninterferenzuntersuchungen wurde festgestellt, dass alle C–C-Bindungen die gleiche Länge haben, die zwischen der einer Einfach- und einer Doppelbindung liegt.
 - Die Hydrierungsenthalpie des Benzols ist kleiner, als dies für ein Cyclohexatrien-(1,3,5) zu erwarten wäre.
 - Um diesen Energiebetrag ist Benzol aufgrund der π -Elektronendelokalisation energieärmer als ein hypothetisches Cyclohexatrien.
 - Die für das Benzol typische Reaktionsart ist die Substitution und nicht, wie für ungesättigte Verbindungen zu erwarten wäre, die Addition.

2. Im Benzol bilden sechs Kohlenstoff-Atome ein reguläres Sechseck, in dem jedes C-Atom zwei benachbarte C-Atome und ein H-Atom bindet. Das Molekül ist eben gebaut; sämtliche Bindungswinkel betragen 120° . Zwischen den C-Atomen liegt ein System von konjugierten Doppelbindungen vor, d. h., Einfach- und Doppelbindungen wechseln sich ab. Die sechs π -Elektronen sind nicht einzelnen C-Atomen zugeordnet, sondern sind völlig symmetrisch über das gesamte Kohlenstoffgerüst verteilt.

Dieses delokalisierte π -Elektronensextett begründet den aromatischen Charakter des Benzols und erklärt, warum im Benzol die Bindungslänge zwischen allen C-Atomen gleich ist und zwischen der von Einfach- und Doppelbindung liegt.

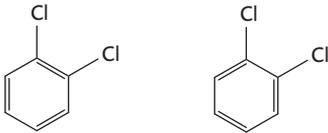
3. Ist die Elektronenverteilung in einem Molekül wie z. B. im Benzol nicht durch eine Strukturformel zu erfassen, so liegt Mesomerie vor. Die tatsächliche Elektronenverteilung im Molekül lässt sich dann nur durch mesomere Grenzstrukturen umschreiben. Die mesomeren Grenzstrukturen werden durch Mesomeriepfeile (\longleftrightarrow) miteinander verbunden.



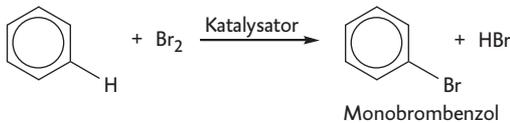
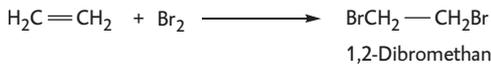
Die mesomeren Grenzstrukturen kommen nicht in der Realität vor; Benzol stellt also kein Gemisch aus zwei Molekülsorten dar, die den Grenzstrukturen entsprechen und sich ineinander umwandeln können. Vielmehr ist die tatsächliche Elektronenverteilung in allen Benzol-Molekülen gleich und entspricht einem Zwischenzustand zwischen den darstellbaren Grenzstrukturen.

4. Die Mesomerieenergie des Benzols entspricht der Differenz zwischen der theoretisch zu erwartenden Hydrierungsenthalpie eines hypothetischen Cyclohexatriens und der experimentell bestimmbaren Hydrierungsenthalpie des Benzols.
Bei der Hydrierung von Cyclohexen, das eine Doppelbindung enthält, wird ein Energiebetrag von $119,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ frei. Legt man dem Benzol die hypothetische Cyclohexatrienstruktur mit drei Doppelbindungen zugrunde, so müsste nun dreimal so viel Energie ($359,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) frei werden. Hydriert man jedoch Benzol zu Cyclohexan, so beträgt die Hydrierungswärme nur $208,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Benzol ist also aufgrund der π -Elektronendelokalisation um $150,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ energieärmer als ein hypothetisches Cyclohexatrien.
5. Das Ausmaß der Mesomeriestabilisierung ist dann besonders groß, wenn es, wie im Falle von Benzol, möglich ist, zwei völlig energiegleiche mesomere Grenzstrukturen zu formulieren.

6. Da es im o-Dichlorbenzol-Molekül keine lokalisierten Doppelbindungen gibt, sondern ein mesomeres System mit delokalisierten π -Elektronen vorliegt, sind alle Bindungen zwischen den C-Atomen gleichwertig. Es existieren daher **keine** Isomere mit den folgenden Formeln:

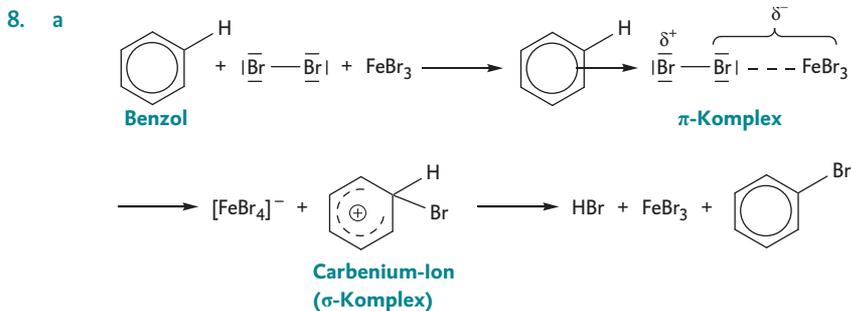


Die angegebenen Formeln sind mesomere Grenzstrukturen des o-Dichlorbenzols.



- b Die Reaktionen von Ethan und Benzol mit Brom verlaufen nach einem Substitutionsmechanismus. In Monobromethan und Monobrombenzol binden die C-Atome genauso viele Nachbaratome wie in den Edukten, nur sind in den Reaktionsprodukten Wasserstoff-Atome durch Halogen-Atome ersetzt.

Ethen reagiert mit Brom in einer Additionsreaktion. Die C-Atome in 1,2-Dibromethan binden zusätzlich zu den bereits im Ethen vorhandenen zwei H-Atomen unter Auflösung der Doppelbindung jeweils ein Brom-Atom.



A photograph of several test tubes containing liquids of various colors (yellow, orange, red, green, blue) and a green pipette tip. The background is white with a diagonal split.

**MEHR
ERFAHREN**

A large, thick red arrow pointing diagonally upwards and to the right, starting from the bottom left and ending at the top right.

ABITUR-TRAINING

Gymnasium

Chemie 2

STARK

Inhalt

Vorwort

Das Chemische Gleichgewicht	1
 1 Das dynamische Gleichgewicht: Hin- und Rückreaktion	2
 2 Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante	5
 3 Störung des chemischen Gleichgewichts:	
Das Prinzip von Le Chatelier	8
3.1 Einfluss der Stoffmengenkonzentration	8
3.2 Einfluss des Drucks	9
3.3 Temperaturänderung	10
4 Das Haber-Bosch-Verfahren – Anwendung des Prinzips von Le Chatelier auf eine technisch bedeutsame Reaktion	11
4.1 Bedeutung	11
4.2 Ammoniaksynthese und chemisches Gleichgewicht	12
4.3 Großtechnische Ammoniaksynthese	12
5 Entropie und Richtung chemischer Reaktionen	14
5.1 Reaktionsenthalpie	14
5.2 Entropie	14
5.3 Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung	15
Protolysegleichgewichte	31
1 Wiederholung von Grundwissen	32
2 Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers	34
3 pH- / pOH-Werte	36
 4 Säure- und Basenstärke	37
4.1 Definition	37
4.2 K_S - und K_B -Wert/ pK_S - und pK_B -Wert	37
 5 pH-Werte wässriger Lösungen	39
5.1 Starke Säuren bzw. Basen	39
5.2 Schwache Säuren bzw. Basen	39
 6 Titrationsen und Titrationskurven	41
6.1 Titration von wässrigen Lösungen starker Säuren mit starken Basen und umgekehrt	42

6.2	Titration von wässrigen Lösungen schwacher Säuren mit starken Basen	43
6.3	Ermittlung von pK_S -Werten durch Halbtitration	44
	7 Puffersysteme	46
7.1	Pufferwirkung	46
7.2	Pufferkapazität und Henderson-Hasselbalch-Gleichung	47
	Redoxgleichgewichte	69
	1 Grundbegriffe	70
	2 Galvanische Zellen	72
2.1	Funktionsweise	72
2.2	Redoxpotenzial und elektrochemische Spannungsreihe	73
2.3	Bestimmung der Standard-Redoxpotenziale	75
2.4	Potenzialdifferenz und Leerlaufspannung	76
	3 Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotenzials	77
3.1	Die Konzentrationszelle	77
3.2	Die Nernst'sche Gleichung	77
	4 Elektrolyse	80
4.1	Zersetzungsspannung und Überspannung	80
4.2	Chlor-Alkali-Elektrolyse	82
	5 Elektrochemische Energiequellen	85
5.1	Batterien oder Primärzellen	85
5.2	Akkumulatoren oder Sekundärzellen	86
5.3	Brennstoffzellen	87
	6 Korrosion	88
6.1	Säurekorrosion, Kontaktelement	88
6.2	Sauerstoffkorrosion, Rosten von Eisen	89
6.3	Passiver Korrosionsschutz	90
6.4	Aktiver Korrosionsschutz	90
	Lösungen	115
	Stichwortverzeichnis	163

Autor: Birger Pistohl

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

der vorliegende Trainingsband deckt in drei klar strukturierten Kapiteln das in Klausuren sowie der Abiturprüfung verlangte Oberstufenwissen zu folgenden zentralen Themengebieten ab: **das Chemische Gleichgewicht, Protolysegleichgewichte, Redoxgleichgewichte.**

- Der Lehrstoff wird leicht verständlich vermittelt und anhand von **Beispielen** und **Abbildungen** veranschaulicht. Einprägsame **Merksätze** sowie knappe **Zusammenfassungen** an jedem Kapitelende ermöglichen eine schnelle Wiederholung des erworbenen Wissens.
- Insgesamt **100 Aufgaben** am Ende jeder thematischen Einheit ermöglicht die Anwendung und Vertiefung des erworbenen Wissens. Schwierigere Aufgaben sind mit einem * gekennzeichnet.
- Mit den **Lösungen** zu allen Aufgaben am Ende des Buches können Sie die Richtigkeit Ihrer Antworten überprüfen.

Zu ausgewählten Themenbereichen gibt es **Lernvideos**, in denen wichtige chemische Zusammenhänge dargestellt werden. An den entsprechenden Stellen im Buch befindet sich ein QR-Code, den Sie mithilfe Ihres Smartphones oder Tablets scannen können – Sie gelangen so schnell und einfach zum zugehörigen Lernvideo.



Viel Erfolg mit diesem Band wünscht Ihnen

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Birger Pistohl'.

Birger Pistohl

5 Elektrochemische Energiequellen

Jede Galvanische Zelle ist eine elektrochemische Energiequelle. Für den praktischen Einsatz im Alltag müssen diese aber bestimmte Kriterien erfüllen, z. B. sollten sie nicht auslaufen, wenn man sie hinlegt, oder es sollten nach Möglichkeit keine Gase beteiligt sein, weil diese umständlich zu speichern sind oder einen Überdruck erzeugen können.

Diese elektrochemische Energiequelle wird in drei Kategorien eingeteilt:

- Batterien oder Primärzellen
- Akkumulatoren oder Sekundärzellen
- Brennstoffzellen

5.1 Batterien oder Primärzellen

Dabei handelt es sich in der Regel um einen kompakten Körper mit einem Gehäuse aus Edelstahl. Die Redoxreaktionen sind so gewählt, dass

1. keine wässrigen Lösungen, sondern hochviskose wässrige Pasten verwendet werden
2. nach Möglichkeit Konzentrationseffekte keinen großen Einfluss haben.

Ist ein Reaktionspartner verbraucht, so liefert die Batterie keine Spannung mehr und muss entsorgt werden.

Beispiel

Die Zink-Silberoxid-Zelle, welche z. B. in Uhren verwendet wird:

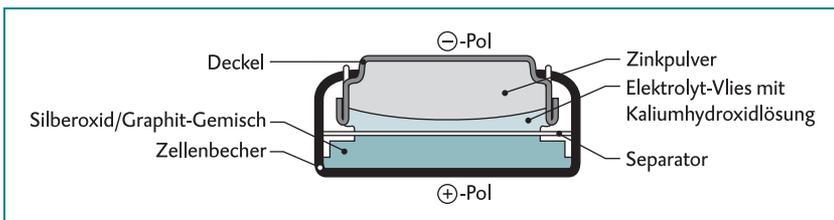


Abb. 12: AgO/Zn-Zelle

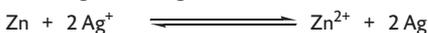
Minuspol = Anode



Pluspol = Kathode



Redoxgleichung



An der Redoxreaktion sind keine weiteren Ionen beteiligt. Da festes Silberoxid verwendet wird, findet auch kein Spannungsabfall aufgrund einer Konzentrationsänderung statt. Diese Batterie liefert eine konstante Spannung, bis entweder keine Zinkatome oder keine Silberionen mehr vorhanden sind.

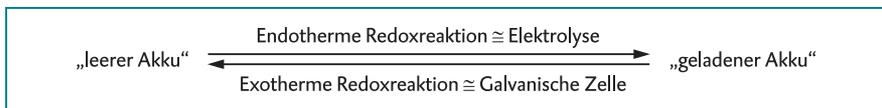
Weitere häufig verwendete Primärzellen sind:

- Zink-Luft-Zelle
- Zink-Braunstein-Zelle
- Lithium-Eisensulfid-Zelle

Primärzellen oder **Batterien** sind Galvanische Zellen, die auslaufsicher transportiert werden können und eine möglichst konstante Spannung liefern.

5.2 Akkumulatoren oder Sekundärzellen

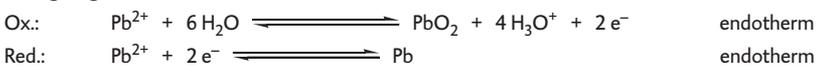
Diese Galvanischen Zellen funktionieren nach folgendem Prinzip:



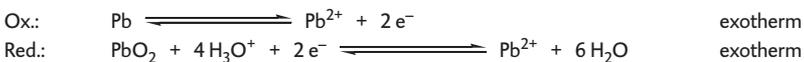
Für Akkumulatoren kommen also nur Redoxreaktionen in Frage, die in geschlossenen Systemen ungestört reversibel sind.

Dieses Prinzip kann anschaulich am **Blei-Akkumulator** gezeigt werden:

Ladevorgang



Entladevorgang



Gesamtreaktion



Technisch bedeutsame Akkumulatoren sind neben dem Blei-Akkumulator vor allem Lithiumionen-Akkumulatoren.

Sekundärzellen oder **Akkumulatoren** sind Galvanische Zellen, die auslaufsicher transportiert werden können, eine möglichst konstante Spannung liefern und durch Anlegen einer Spannung wieder aufgeladen werden können.

5.3 Brennstoffzellen

Bei Brennstoffzellen handelt es sich um Galvanische Zellen, in denen praktisch Verbrennungsreaktionen ablaufen. Die Orte von Oxidation und Reduktion sind räumlich getrennt.

In der Akzeptor-Halbzelle wird immer Sauerstoff reduziert, in der Donator-Halbzelle der Brennstoff oxidiert.

Der Vorteil von Brennstoffzellen gegenüber der klassischen Stromerzeugung durch Verbrennung von Brennstoffen ist der hohe Wirkungsgrad. Die innere Energie von Brennstoff und Sauerstoff wird in einem Schritt in elektrische Energie umgewandelt, nicht in mehreren wie im klassischen Kraftwerk.

Folgende Brennstoffzellen spielen zurzeit technisch eine Rolle:

- Wasserstoff-Brennstoffzelle
- Methanol-Brennstoffzelle
- Erdgas (Methan)-Brennstoffzelle

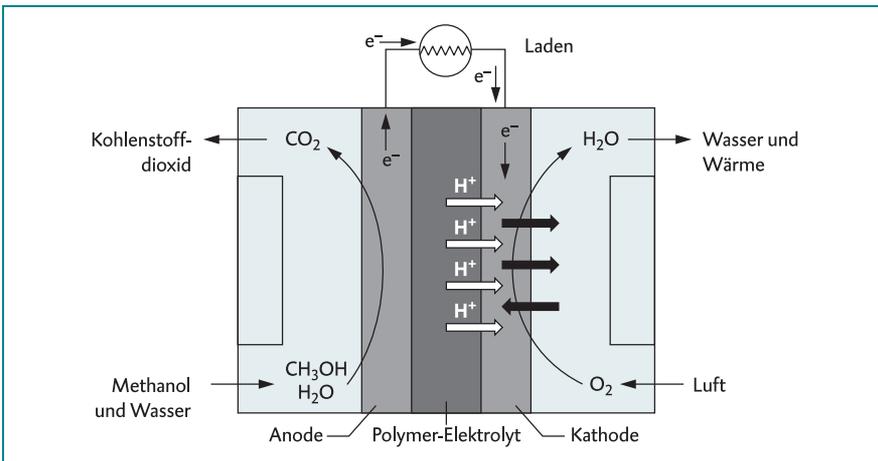


Abb. 13: Übersichtsskizze einer Methanol-Brennstoffzelle

Brennstoffzellen sind Galvanische Zellen, die die innere Energie von Brennstoffen direkt in elektrische Energie umwandeln können.

6 Korrosion

Unter Korrosion versteht man die Veränderung eines Materials durch äußere Einflüsse. Hier soll nur Metallkorrosion betrachtet werden. Man spricht dann von der Korrosion eines Metalls, wenn Metallatome oxidiert werden und so dieses Metallwerkstück beschädigt oder gar zerstört wird. Das klassische Beispiel für einen Korrosionsvorgang ist das Rosten von Eisen.

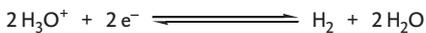
6.1 Säurekorrosion, Kontaktelement

Steckt man ein Zinkstück in verdünnte Salzsäure, so wird folgende Redoxreaktion ablaufen:

Oxidation



Reduktion



Zinkatome werden oxidiert, Oxoniumionen reduziert, direkt am Zinkstück entsteht Wasserstoff; man spricht hier von Säurekorrosion.

Steckt man zu diesem Zinkstück einen Kupferstab so in die Salzsäure, dass sich die beiden Metalle berühren, so beobachtet man eine deutlich verstärkte Gasbildung, aber hauptsächlich am Kupferstab. Die von den Zinkatomen abgegebenen Elektronen wandern zum Kupferstab und werden dort auf die Oxoniumionen übertragen. Jetzt sind also die Orte von Oxidation und Reduktion getrennt, was die Korrosion gewaltig beschleunigt.

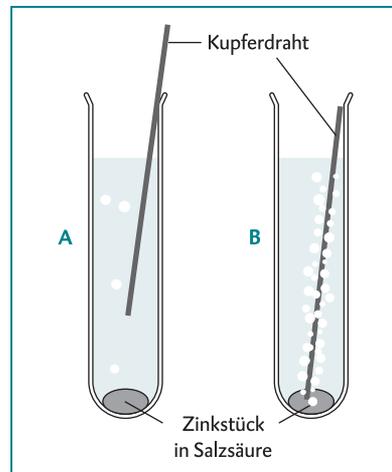


Abb. 14: Verstärkte Säurekorrosion durch Kontaktelement

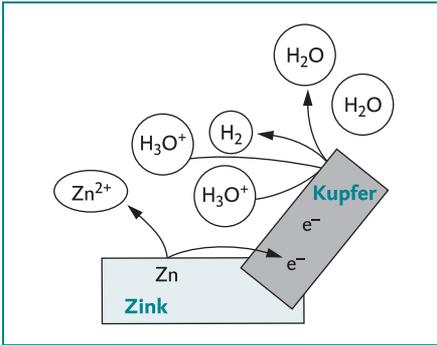


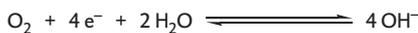
Abb. 15: Kontaktelement Teilchenebene

Deshalb müssen Handwerker und Ingenieure penibel darauf achten, keine Kontaktelemente zu erzeugen, indem sie Metalle mit unterschiedlichen Redoxpotenzialen verbinden. Z. B. sollte man eine Regenrinne aus Kupfer nicht mit Eisennägeln am Dach befestigen.

- Eine **Säurekorrosion** ist die Reaktion eines Metalls mit Oxoniumionen.
- Ein **Kontaktelement** ist die leitende Verbindung von zwei Metallen mit unterschiedlichem Redoxpotenzial, bei dem das unedlere Metall verstärkt oxidiert wird.

6.2 Sauerstoffkorrosion, Rosten von Eisen

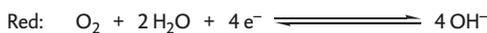
Während bei der Säurekorrosion Oxoniumionen reduziert werden, sind es bei der Sauerstoffkorrosion die Sauerstoffmoleküle der Luft, die als Elektronenakzeptor dienen:



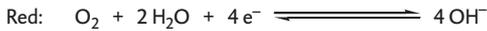
Die Sauerstoffkorrosion von Eisen, „**Rosten**“ genannt, verursacht weltweit Schäden im Umfang von mehreren Milliarden Euro. Das Rosten kann nur stattfinden, wenn Feuchtigkeit vorhanden ist. In besonders trockenen Gebieten findet Rosten deshalb kaum statt.

Das Rosten von Eisen läuft in drei Schritten ab:

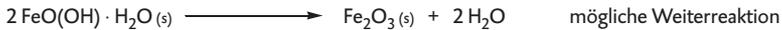
1. Redoxreaktion



2. Redoxreaktion



3. Rostbildung: Abspaltung von Wassermolekülen



Rost ist durchlässig für Wasser und Luft, deshalb schreitet die Korrosion theoretisch weiter fort, bis das Eisenwerkstück vollständig korrodiert ist.

Anders liegt der Fall bei z. B. Aluminium. Dort entsteht durch Sauerstoffkorrosion eine für Wasser und Luft undurchlässige Aluminiumoxidschicht (Al_2O_3), die das Werkstück schützt („Passivierung“). Aus diesem Grund baut man Aluminiumfassaden und verkleidet Fensterrahmen an der Wetterseite mit Aluminiumblechen.

- **Sauerstoffkorrosion** ist die Reaktion eines Metalls mit Sauerstoff.
- Das **Rosten** von Eisen verläuft in drei Schritten.

6.3 Passiver Korrosionsschutz

Verhindert man durch schützende Maßnahmen, dass saure Lösungen, Sauerstoff und andere korrodierende Stoffe an das Werkstück gelangen, so spricht man von passivem Korrosionsschutz.

Dazu gehören:

- Trockenes Lagern von Metallen (Schutz vor Feuchtigkeit)
- Überziehen der Metalloberfläche mit einer Schutzschicht, z. B. Lack oder Öl oder einem edleren Metall

6.4 Aktiver Korrosionsschutz

Das Prinzip des aktiven Korrosionsschutzes beruht darauf, dass man mit dem Werkstück ein anderes Metallstück leitend verbindet, das als Anode fungiert und somit oxidiert wird, während das Werkstück als Kathode nicht korrodieren kann.

Dabei werden zwei Arten unterschieden: ohne externe Spannungsquelle und mit externer Spannungsquelle.

Ohne externe Spannungsquelle: Opferanoden

Hier erzeugt man künstlich ein Kontaktelement, bei dem das zu schützende Werkstück ein positiveres Redoxpotenzial als das Metallstück hat.

Beispiele

Man schraubt Opferanoden aus Zink an Eisenschiffe, um das Rosten zu verhindern.

Man vergräbt Zink- oder Magnesiumblöcke neben Öl- oder Gaspipelines und verbindet sie leitend mit den Eisenröhren, um auf jeden Fall ein Durchrosten zu verhindern:

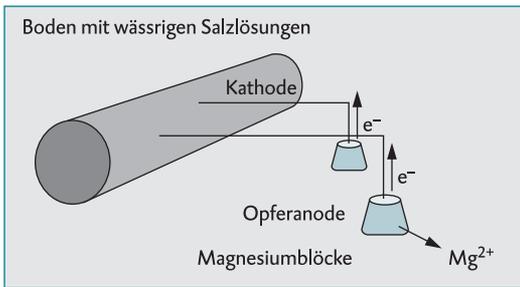


Abb. 16: Opferanoden verhindern ein Rosten der Pipeline

Mit externer Spannungsquelle

Hier verbindet man das zu schützende Eisenwerkstück und wertlosen vergrabenen Eisenschrott mit einer Spannungsquelle so, dass das Werkstück als Kathode geschaltet ist und somit nicht oxidiert wird. Man spricht auch von kathodischem Korrosionsschutz.

Beispiele

Auf diese Weise werden vergrabene Öltanks, Pipelines, Spundwände u. Ä. geschützt.

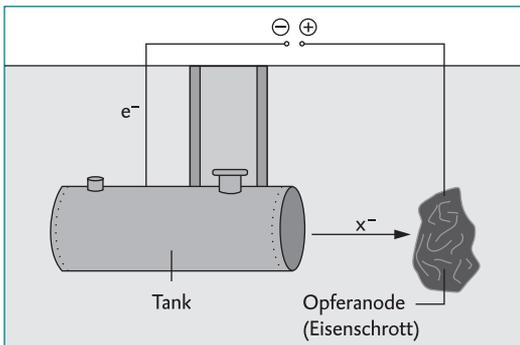


Abb. 17: Kathodischer Korrosionsschutz ($X^- = \text{z. B. OH}^- \text{ oder Cl}^-$)

- **Passiver Korrosionsschutz:** Verhindern von Korrosion durch Beschichtung der Oberfläche, z. B. durch Schutzanstriche.
- **Aktiver Korrosionsschutz:** Verhindern von Korrosion durch Opferanoden oder Anlegen einer Spannung (Kathodischer Korrosionsschutz).

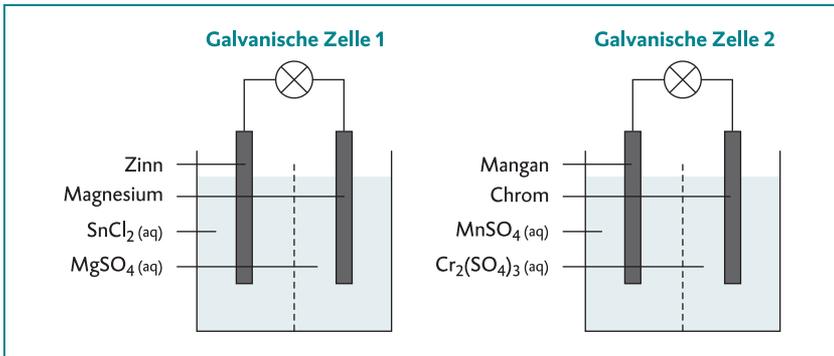
Zusammenfassung

- Sind bei einer freiwillig ablaufenden exothermen Redoxreaktion die Orte der Oxidation und Reduktion räumlich getrennt, so spricht man von einer **Galvanischen Zelle**.
- Die **Leerlaufspannung** einer Galvanischen Zelle entspricht der Potenzialdifferenz der beiden Halbzellen.
- Mithilfe der **Standardpotenziale** können Leerlaufspannungen unter Standardbedingungen berechnet werden.
- Die **Nernst'sche Gleichung** ermöglicht das Berechnen von Redoxpotenzialen unter Nicht-Standardbedingungen.
- Eine **Elektrolyse** ist eine erzwungene Redoxreaktion, die tatsächliche Zersetzungsspannung unterscheidet sich von der theoretischen Zersetzungsspannung durch das **Überpotenzial**.
- **Primärzellen** („Batterien“) sind nicht wiederaufladbare Galvanische Zellen.
- **Sekundärzellen** („Akkus“) werden endotherm geladen, der Entladevorgang ist exotherm.
- **Brennstoffzellen** sind Galvanische Zellen, in denen Brennstoffe so mit Sauerstoff reagieren, dass innere Energie direkt in elektrische Energie umgewandelt wird.
- **Korrosion** ist die elektrochemische Zerstörung von Werkstoffen durch Umwelteinflüsse.
- Bei **Säurekorrosion** werden Oxoniumionen, bei **Sauerstoffkorrosion** Sauerstoffmoleküle reduziert.
- Man unterscheidet **passiven** von **aktivem Korrosionsschutz**.

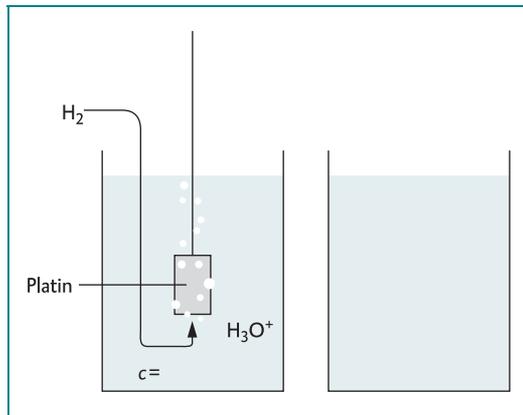
Aufgaben Bei vielen der folgenden Aufgaben benötigen Sie die Standard-Redoxpotenziale, welche Sie in den gängigen Tabellen (z. B. in Ihrem Schulbuch) finden. Dort finden Sie auch benötigte Überpotenziale.

55. Sie sehen hier zwei unterschiedliche Galvanische Zellen, es herrschen Standardbedingungen.

Kennzeichnen Sie jeweils die Donator- und die Akzeptor-Halbzelle und stellen Sie für jede Galvanische Zelle die Oxidations- und die Reduktionsgleichung sowie die Redoxgleichung auf.

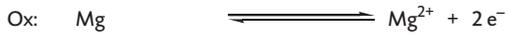


56. Zur Bestimmung der Standardpotenziale benutzt man als Referenz die „Standard-Wasserstoff-Halbzelle“. Vervollständigen Sie die nebenstehende Abbildung so, dass man damit das Standardpotenzial des Redoxpaars (Cu^{2+}/Cu) messen kann.



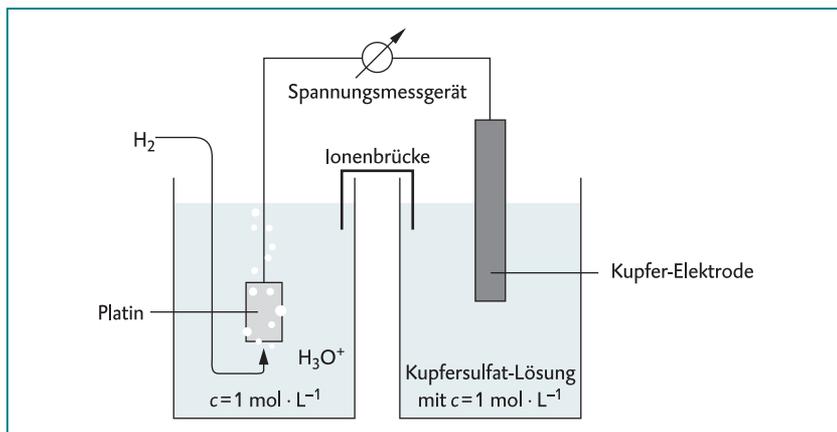
55. Galvanische Zelle 1

 Donator-Halbzelle: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+}$

 Akzeptor-Halbzelle: $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$

Galvanische Zelle 2

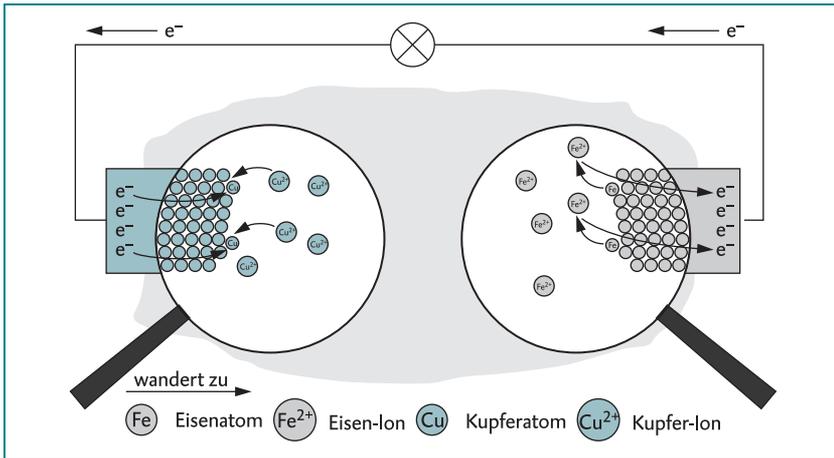
 Donator-Halbzelle: $\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+}$

 Akzeptor-Halbzelle: $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+}$

56.


- 57. a** Beide Galvanischen Zellen bestehen aus denselben Halbzellmaterialien und haben Standardbedingungen, somit zeigen sie unabhängig von ihrer Größe dieselbe Leerlaufspannung.
- b** Der Motor dreht sich nur bei der großen Anordnung, da neben der nötigen Spannung auch ein ausreichender Stromfluss vorhanden sein muss: Nur bei der großen Anordnung werden genügend Elektronen übertragen.

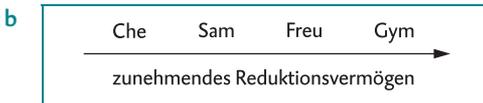
58.



59.

	richtig	falsch
Die Zink-Halbzelle ist die Donator-Halbzelle.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wenn der Motor sich dreht, wird die Kupferelektrode dicker.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wenn der Motor sich dreht, werden Kupferionen zu Kupferatomen oxidiert reduziert .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die bei der Oxidation von Zinkatomen frei werdenden Elektronen werden hier auf die Kupferionen übertragen.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Auch ohne Diaphragma würde der Motor sich nicht drehen, zur langsamer .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Das Redoxpotenzial der Zink-Halbzelle muss positiver negativer als das der Kupfer-Halbzelle sein.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Wenn man statt des Motors ein Spannungsmessgerät einbaut, könnte man dann eine Spannung von 1,1 V messen, wenn beide Elektrolyte die Konzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hätten.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

60. a Gym/Gym³⁺
 Freu/Freu³⁺
 Sam/Sam²⁺
 Che/Che⁺





© **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