

CHEMIE

10. Klasse



DANIELA ANGELOVA

2021

МИНИСТЕРСТВО НА ОБРАЗОВАНИЕТО И НАУКАТА

НАЦИОНАЛНА ПРОГРАМА

„Разработване на учебни помагала за обучение по общообразователни учебни предмети на чужд език, оценяване и одобряване на проекти на учебни помагала за подпомагане на обучението, организирано в чужбина, на проекти на учебници и на проекти на учебни комплекти“

МОДУЛ

„Разработване на учебни помагала за обучение по общообразователни учебни предмети на чужд език“

10.

клас

Химия и опазване на околната среда на немски език

Учебно помагало

Разработено от авторски екип
към Профилирана езикова гимназия
„Йоан Екзарх“ – Враца

АЗ·БУКИ

Национално издателство за образование и наука

Химия и опазване на околната среда за 10. клас на немски език

Учебно помагало, разработено от авторски екип
към Профилирана езикова гимназия „Йоан Екзарх“ – Враца, 2021 г.

Автор на текста: Даниела Ангелова, 2021 г.

Преводач: Йорданка Младенова, 2021 г.

Консултант: инж. химик, д.ф.н. Владислава Иванова, 2021 г.

Графичен дизайн: Диана Гергова, 2021 г.

Автор на корицата и илюстратор: Мариета Иванова, 2021 г.

Национално издателство за образование и наука „Аз-буки“

1113 София, бул. „Цариградско шосе“ 125, бл. 5,

тел. 02/4250470; E-mail: azbuki@mon.bg; web: www.azbuki.bg; www.azbuki.eu

Графично оформление: Мария Шопова

Първо издание, 2021 г.

Формат: 210x280 мм; 76 страници

e-ISBN: 978-619-7667-09-7

INHALT

MERKMALE CHEMISCHER PROZESSE	5
CHEMISCHE PROZESSE.	6
Chemische Prozesse	7
Reaktionswärme	9
Thermochemie. Arten der Reaktionswärme	11
Der Satz von Hess	13
CHEMISCHE KINETIK.	15
Reaktionsgeschwindigkeit	16
Einflussgrößen auf die Reaktionsgeschwindigkeit	18
Katalyse.	20
Chemisches Gleichgewicht	22
Einflussfaktoren auf das chemische Gleichgewicht	24
Selbstkontrolle 1	26
LÖSUNGEN UND REAKTIONEN IN WÄSSRIGEN LÖSUNGEN . .	28
LÖSUNGEN.	29
Lösungsarten	30
Konzentration von Lösungen	32
Der Lösungsvorgang. Wässrige Lösungen	34
Löslichkeit	36
Kolligative Eigenschaften von Lösungen.	38
Diffusion und Osmose	40
Selbstkontrolle 2	42
ELEKTROLYTLÖSUNGEN	44
Elektrolytische Dissoziation	45
Starke und schwache Elektrolyte	47
Säuren und Basen. Der <i>pH</i> -Wert	49
Salze	51
Chemische Reaktionen in wässriger Lösung	53
Hydrolyse von Salzen.	55

Redoxreaktionen. Oxidationszahl.	57
Redoxreaktionen. Der Elektronenausgleich	59
Spannungsreihe der Metalle	61
Elektrolyse	63

EINTEILUNG DER CHEMISCHEN VERBINDUNGEN. 65

Anorganische und organische Verbindungen	66
--	----

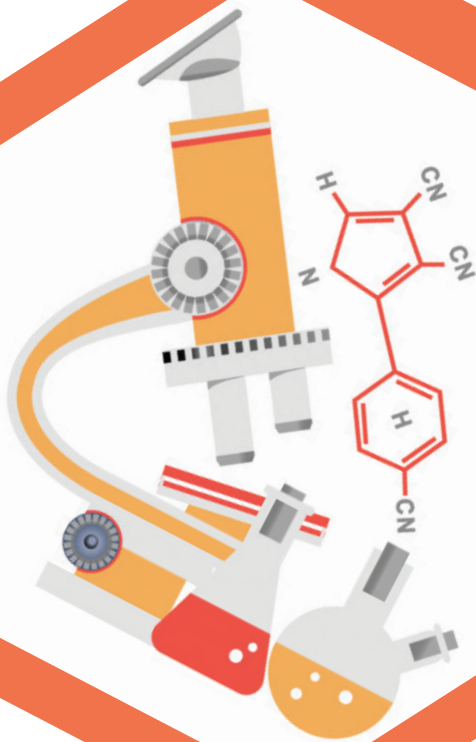
ANGEWANDTE CHEMIE. 68

Metalle und Legierungen	69
Polymere, Kunststoffe und Chemiefasern	71
Glossar	73
Literaturverzeichnis	75



MERKMALE CHEMISCHER PROZESSE

CHEMISCHE PROZESSE

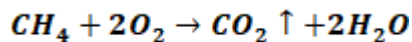


1. Chemische und physikalische Umwandlungen von Materie

Chemische und physikalische Veränderungen sind beides Umwandlungen von Materie.

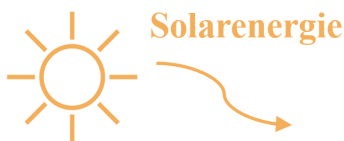
► Bei einer physikalischen Veränderung ändert sich das Erscheinungsbild der Materie, ihre chemische Identität jedoch nicht. Beispiele für physikalische Veränderungen wie Eisschmelzen, Glaszerbrechen, Holzhacken, Sieden des Wassers usw. beinhalten Veränderungen des Aggregatzustands und der Form der Materie, jedoch nicht ihrer chemischen Zusammensetzung.

► Eine chemische Reaktion ist eine chemische Umwandlung und es wird mindestens ein neuer Stoff gebildet. Verbrennung, Eisenrosten, Verdauung, Säure- Base- Mischungen, Backpulver- Essig-Mischung, Fruchtfäule etc. sind alle Beispiele für chemische Veränderungen. Die Verbrennung von Methan ist eine chemische Reaktion, bei der die Ausgangsstoffe (Methan und Sauerstoff) zu den Produkten Kohlendioxid und Wasser umgewandelt werden. Der Prozess benötigt Wärme. Dabei lösen sich chemische Bindungen zwischen den Atomen in Methanmolekülen ($C-H$ -Bindung) und Sauerstoffmolekülen ($O-O$ -Bindung) auf und neue Bindungen werden in den Molekülen von Kohlendioxid ($C-O$) und Wasser ($H-O$) gebildet. Die Reaktion kann durch folgende chemische Gleichung dargestellt werden:



2. System und Umgebung

Chemische Prozesse verlaufen in den Lebewesen, Industrieanlagen, Reagenzgläsern oder Flaschen. Sie werden von Energieübertragung begleitet. Bei jedem chemischen Vorgang werden zwei Bereiche berücksichtigt: das System und die Umgebung. Das System ist die chemische Reaktion. Die Umgebung ist alles außerhalb der Systemgrenzen, was nicht direkt an der Reaktion beteiligt ist. Die Photosynthese-Reaktion ist ein Beispiel für ein chemisches System. Das System (die chemische Reaktion) enthält Kohlendioxid, Wasser, Licht, Zucker und Sauerstoff. Die Umgebung ist der Teil außerhalb des Systems – der Rest des Universums.



Der Energieaustausch zwischen dem System und seiner Umgebung erfolgt in Form von Wärmeaustausch. Demnach gibt es drei Arten von Systemen:

I. Ein offenes System: Das System kann sowohl Energie als auch Materie mit seiner Umgebung austauschen.

Die meisten chemischen Reaktionen verlaufen in einem offenen System.

II. Ein geschlossenes System – lässt nur den Energieaustausch zu.

Beispiele dafür sind eine verschlossene Flasche mit Flüssigkeit, eine ungeöffnete Getränkedose, eine verschlossene Wasserflasche.

III. Ein isoliertes System: Es finden kein Materie- oder Energieaustausch statt.
Die drei Systemarten sind auf der *Abbildung 1.1* dargestellt.

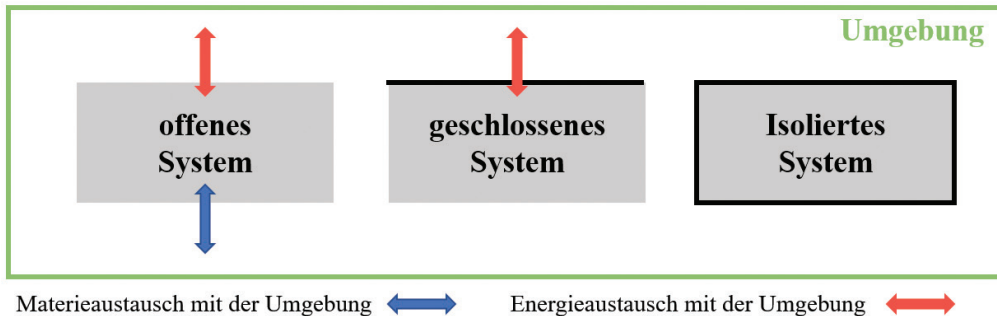


Abbildung 1.1

Testen Sie Ihr Wissen:

- Welches der folgenden Beispiele ist eine chemische Reaktion?
 - Holz zerkleinern
 - Anzünden eines Streichholzstäbchens
 - Kochen von Wasser
 - Eisschmelzen
- Welche der folgenden Veränderungen stellt einen physikalischen Vorgang dar?
 - Rosten von Eisen
 - Verbrennen von Blättern
 - Schneiden von Diamanten
 - Auflösen einer Vitamin-C-Tablette in Wasser
- Das Legen eines Deckels auf einen Topf ist ein Beispiel für:
 - ein geschlossenes System
 - ein isoliertes System
 - ein offenes System
 - sonstiges
- Bestimmen Sie, ob die folgenden Systeme offen, geschlossen oder isoliert sind. Füllen Sie die leeren Felder aus.

Nº	Beispiel	offenes System, geschlossenes System oder isoliertes System
1	Ein Topf mit kochendem Wasser ohne Deckel	
2	Kaltes Wasser in einer Thermosflasche	
3	Ein Aquarium	
4	Ein Fluss	
5	Biologischer Organismus	
6	Ein mit Helium gefüllter Luftballon	

- Warum wird die Erde als geschlossenes System angesehen?

1. Reaktionswärme

Der bei einer Reaktion abgegebene oder aufgenommene Wärmegehalt nennt man Reaktionswärme (Enthalpie). Der Begriff „Enthalpie“ leitet sich vom griechischen Wort „enthalpos“ ab, was „Wärme hineinbringen“ bedeutet. Enthalpie ist also Charakteristik des Wärmegehalts eines Systems und wird mit „ H “ bezeichnet. Chemische Systeme (Systeme, in denen chemische Reaktionen verlaufen) tauschen Wärmeenergie mit der Umgebung aus. Die Wärme, die beim Reaktionsverlauf vom System aufgenommen oder abgegeben wird, entspricht der Enthalpieänderung und wird mit dem Symbol ΔH bezeichnet und kann durch den Temperaturunterschied einer bestimmten chemischen Reaktion gemessen werden.

Die Maßeinheit für die Enthalpieänderung, ΔH , ist kJ oder kJ/mol .

2. Exotherme und endotherme Reaktionen

Bei den exothermen Reaktionen wird Energie von den reagierenden Molekülen an die Umgebung abgegeben, somit steigt die Temperatur der Umgebung und sie wird wärmer. Die Produkte der exothermen Reaktion haben deshalb weniger Energie als die Edukte. Da sich die Gesamtenergie des Systems erniedrigt, ist der Wärmegehalt negativ ($\Delta H < 0$). Auf der *Abbildung 2.1* links ist das Energiediagramm einer exothermen Reaktion dargestellt.

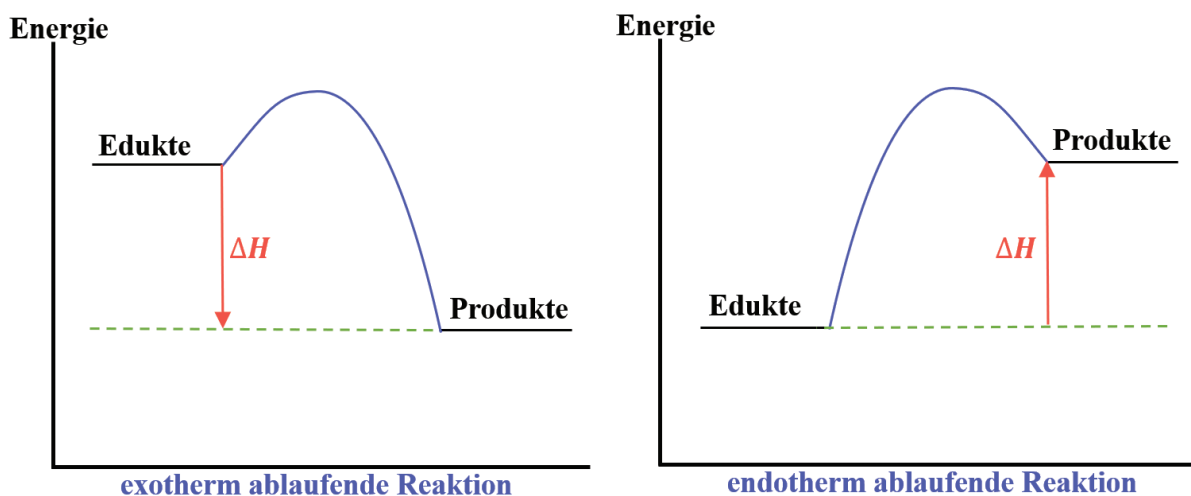


Abbildung 2.1

Endotherme Reaktionen nehmen Wärme aus der Umgebung auf, sodass die Temperatur der Umgebung sinkt, folglich wird sie kälter. Die Gesamtenergie des Systems erhöht sich, weswegen die Reaktionswärme positiv ist ($\Delta H > 0$). Die *Abbildung 2.1* rechts stellt das Energiediagramm einer endothermen Reaktion dar.

Der Energieaustausch zwischen einem beliebigen chemischen System und seiner Umgebung ist in *Abbildung 2.2* unten veranschaulicht. Links ist der Austausch einer endothermen Reaktion gezeigt. Dazu gehören das Eisschmelzen, Wasserverdunsten, die Zerlegung von Calciumcarbonat, die Photosynthese. Das rechte Bild in *Abbildung 2.2* stellt einen exothermen Prozess dar. Exotherme Reaktionen sind z.B. Verbrennung, Oxidation, Neutralisation.

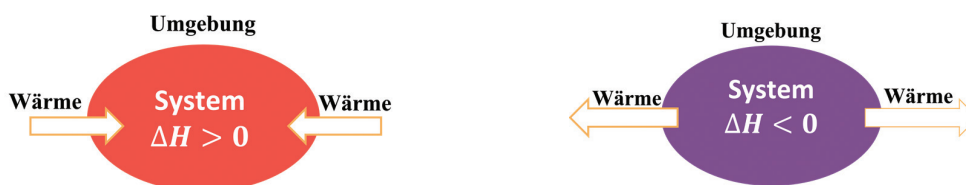


Abbildung 2.2

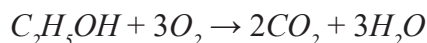
Testen Sie Ihr Wissen:

1. Wählen Sie das richtige Wort aus, um den folgenden Text zu vervollständigen:

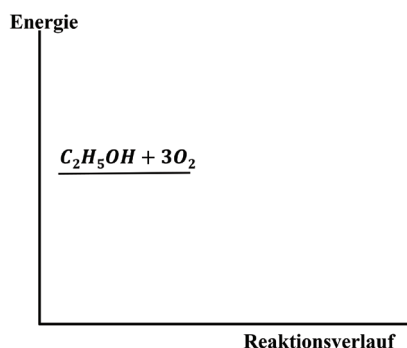
Alle chemischen Reaktionen erfordern _____ (Übertragung/Aufnahme) von Wärmeenergie. Wenn eine Reaktion _____ (endet/abläuft), werden zuerst die chemischen Bindungen zwischen den Atomen der _____ (Produkte/Edukte) gebrochen. Der Prozess ist _____ (exotherm/endothrm). Energie wird _____ (absorbiert/freigesetzt), wenn neue Bindungen zwischen den _____ (Produkten/Edukten) gebildet werden. Der Prozess ist _____ (exotherm/endothrm). Ob die Reaktion _____ (exotherm/endothrm) oder _____ (exotherm/endothrm) ist, hängt von der Differenz zwischen der zum Aufspalten von Bindungen benötigten _____ (Reaktion/Energie) und Bindungsenergie neuer Bindungen ab.

2. Entscheiden Sie, ob die jeweilige Reaktion exotherm oder endotherm ist und begründen Sie Ihre Wahl.

Reaktion (exotherm oder endotherm)	Ausgangstemperatur °C	Endtemperatur °C
X	22	34
Y	25	20
Z	24	19

3. Bei der Verbrennung von Ethanol wird Energie freigesetzt und $\Delta H < 0$. Die Reaktionsgleichung lautet:

Vervollständigen Sie das Energiediagramm der Reaktion



Thermochemie ist ein Teilbereich der Chemie, der sich mit der Reaktionswärme und chemischen Reaktionen energetisch betrachtet beschäftigt.

1. Standardbedingungen

In der Chemie gelten folgende Standardbedingungen, unter denen Reaktionen verlaufen:

- ✓ Ein Druck von 100 kPa oder 1 atm
- ✓ Eine Temperatur von 298 K (25°C)

2. Änderungen der Standardenthalpie

• Molare Standardbildungsenthalpie

Die Standardbildungsenthalpie (auch Bildungsenthalpie), ist die Wärmemenge, die abgegeben oder aufgenommen wird bei der Bildung von 1 Mol einer chemischen Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen. In der Fachliteratur wird die molare Standardbildungsenthalpie mit dem Symbol $\Delta_f H_m^0$ bezeichnet und in kJ/mol gemessen. Die hochgestellte Null weist auf Standardbedingungen hin.

- ✓ Δ = Enthalpieänderung (zeigt an, wie viel Energie vom System abgegeben oder aufgenommen wird)
- ✓ 0 = weist auf Standardbedingungen hin
- ✓ f = das f zeigt an, dass die Substanz aus den entsprechenden elementaren Stoffen gebildet wird.

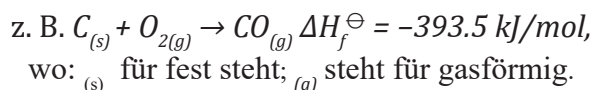
Die Messwerte der Standardbildungsenthalpien verschiedener Verbindungen stehen in Tabellen zur Verfügung. Es ist zu beachten, dass die Standardbildungsenthalpie der stabilen allotropen Form eines bestimmten Elements Null ist.

Bei den allotropen Modifikationen der Elemente wird die stabilere Form eines elementaren Stoffes (mit der niedrigsten Enthalpie) ausgewählt und diese Enthalpie ist gleich Null. Zum Beispiel existiert Kohlenstoff als Graphit und Diamant. Graphit ist stabiler als Diamant, hat also $\Delta_f H_m^0 = 0$.

• Thermochemische Gleichungen

In der Thermochemie werden die chemischen Vorgänge durch thermochemische Gleichungen ermittelt. Sie unterscheiden sich von den einfachen chemischen Gleichungen dadurch, dass sie auch die Reaktionswärme mitberücksichtigen.

Der Wärmegehalt ist vom Aggregatzustand der Stoffe abhängig und wird in der thermochemischen Gleichung bei jedem Stoff bezeichnet:



Graphit (C) und Sauerstoff (O₂) liegen in ihrer elementar stabilen Form vor, haben also eine Standardbildungsenthalpie gleich Null. Die Standardbildungsenthalpie von Kohlendioxid ist $\Delta_f H_m^0 = -393.5 \text{ kJ/mol}$.

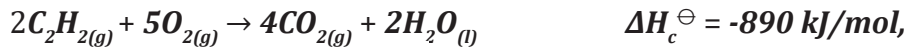
• Molare Standardverbrennungsenthalpie

Die Standardverbrennungsenthalpie eines Stoffes, $\Delta_v H_m^0$, ist die Enthalpieänderung der

Verbrennung eines Mols der Substanz in O_2 -Atmosphäre und unter Standardbedingungen. Dabei werden Oxide mit der höchsten Oxidationszahl gebildet.

Sie wird in der Einheit $kJ \cdot mol^{-1}$ (kJ/mol) gemessen.

Ethin (Azetylen) z.B. verbrennt in Sauerstoffatmosphäre, indem sich beim Reaktionsverlauf die Temperatur auf über $2700^\circ C$ erhöht:



wo: (s) für fest steht, (g) für gasförmig; (l) für flüssig. Diese Eigenschaft von C_2H_2 findet bei den Azetylen-Brennern zum Schneiden und Schweißen von Metallen Anwendung.

Kfz-Ingenieure und Ernährungswissenschaftler nennen die $\Delta_v H_m^0$ verschiedener Verbindungen Brennwerte. ($1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$).

Testen Sie Ihr Wissen:

- Wie groß ist die Standardbildungsenthalpie eines chemischen Elements im Standardzustand?
- Ordnen Sie die folgenden Verbindungen in der Reihenfolge der Erhöhung ihrer thermischen Stabilität an.

Verbindung	$NaCl_{(s)}$	$NaHCO_{3(s)}$	$Na_2CO_{3(s)}$	$NaF_{(s)}$
ΔH_f^\ominus (kJ/mol)	- 411.0	-947.7	-1130.90	-571.0

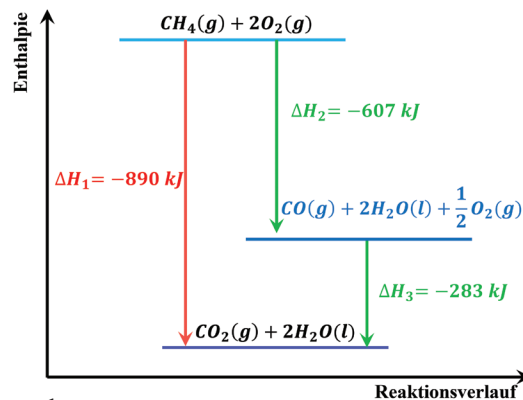
- $NaCl_{(s)} > NaF_{(s)} > NaHCO_{3(s)} > Na_2CO_{3(s)}$
 - $Na_2CO_{3(s)} > NaHCO_{3(s)} > NaF_{(s)} > NaCl_{(s)}$
 - $NaHCO_{3(s)} > Na_2CO_{3(s)} > NaCl_{(s)} > NaF_{(s)}$
 - $Na_2CO_{3(s)} > NaHCO_{3(s)} > NaCl_{(s)} > NaF_{(s)}$
- Warum ist die Standardbildungsenthalpie von Natrium gleich Null?
 - Weil Natrium ein reaktionsfreudiges Metall ist.
 - Weil Natrium 11 Valenzelektronen in seiner Außenschale hat.
 - Aufgrund der Standardbildungsenthalpie von Natrium.
 - Weil das Natrium elementar vorliegt und nicht gebildet werden soll.



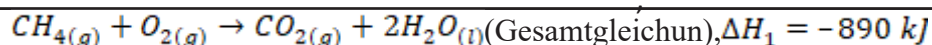
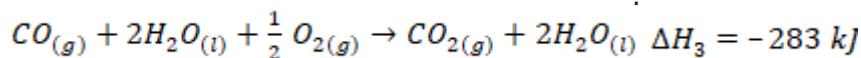
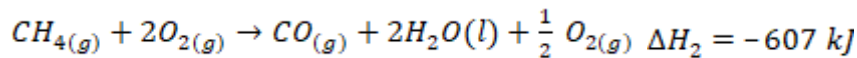
1. Satz von Hess (Hess'scher Wärmesatz)

Der Satz von Hess besagt, dass die Reaktionsenthalpie lediglich vom Zustand der Edukte und Produkte abhängt, nicht vom Reaktionsverlauf und dem Weg, auf dem dieser Zustand erreicht wurde.

Das Energieniveaudiagramm unten stellt zwei Wege zur Umwandlung von Methan (CH_4) zu Kohlendioxid (CO_2) dar.



Die Reaktionsgleichungen lauten:



Nach dem Hess'schen Satz ist die Gesamtenthalpieänderung für jeden Reaktionsweg gleich.

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3, \quad -890 = -607 + (-283).$$

2. Anwendungen des Hess'schen Satzes

Wenn man die Standard-Bildungsenthalpien, $\Delta_f H_m^0$, der Edukte und Produkte einer Reaktion kennt, kann man die Enthalpieänderung der Reaktion anhand des Satzes von Hess berechnen.

Die Enthalpieänderung einer chemischen Reaktion ist die Differenz zwischen der Summe der Werte (der Bildungsenthalpie-Änderungen) der Produkte und der Summe der Werte der Edukte unter Berücksichtigung der Stoffmenge jedes an einer Reaktion beteiligten Stoffes:

$$(1) \Delta H^0 = \left(\sum_n \Delta_f H_m^0 \right)_{\text{Produkte}} - \left(\sum_n \Delta_f H_m^0 \right)_{\text{Edukte}}$$

Zur Berechnung von ΔH^0 muss man so vorgehen:

Schritt 1. Eine thermochemische Bilanzgleichung wird aufgestellt.

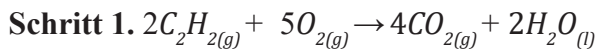
Schritt 2. Die Produkte und Edukte werden in die Gleichung (1) eingesetzt, dabei muss die Stoffmenge der an der Reaktion beteiligten Verbindungen berücksichtigt werden.

Schritt 3. Man entnimmt die Werte der Bildungsenthalpie der Produkte und Edukte aus entsprechenden Tabellen und achtet auf die Aggregatzustände.

Schritt 4. Die Werte werden in die Bilanzgleichung eingesetzt.

Beispiel: Berechnen Sie die Änderung der Standard-Verbrennungsenthalpie von Ethin zu Kohlendioxid und Wasser.

$$\Delta H_f^\ominus(C_2H_{2(g)}) = 226.7 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\ominus(CO_{2(g)}) = -393.5 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\ominus(H_2O_{(l)}) = -285.8 \text{ kJ/mol}.$$



Schritt 2. Wir setzen die Produkte und Edukte in die Gleichung (1): $\Delta H = (4 \cdot \Delta H_f^\ominus(CO_{2(g)}) + 2 \cdot \Delta H_f^\ominus(H_2O_{(l)}) - (2 \cdot \Delta H_f^\ominus(C_2H_{2(g)}) + 5 \cdot \Delta H_f^\ominus(O_{2(g)})))$,
wo $\Delta H_f^\ominus(O_{2(g)}) = 0$

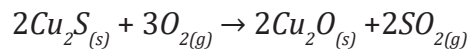
Schritt 3. Wir verwenden die angegebenen thermochemischen Daten über die Bildungsenthalpien der Produkte CO_2 und H_2O , und des Ausgangsstoffes, C_2H_2 und setzen sie in die obige Gleichung ein.

$$\Delta H^\ominus = (4 \cdot (-393.5) + 2 \cdot (-285.8)) - 2 \cdot (226.7) = (-1574 - 571.6) - (453.4) = -2145.6 - 453.4 = -2599 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^\ominus = -2599 \text{ kJ}$$

Testen Sie Ihr Wissen:

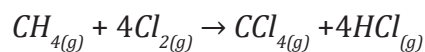
1. Berechnen Sie die Enthalpieänderung für die Verbrennung von Kupfer (I)-Sulfid zu Kupfer (I)-oxid und Schwefeldioxid. Verwenden Sie die unten stehenden Angaben und die thermochemische Gleichung für die Reaktion.



Verbindung	ΔH_f^\ominus (kJ/mol)
$Cu_2S_{(s)}$	-79.5
$Cu_2O_{(s)}$	-168.6
$SO_{2(g)}$	-296.81

(Antwort: - 771.82 kJ)

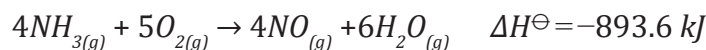
2. Tetrachlormethan (CCl_4) wird industriell durch die Reaktion von Chlor (Cl_2) mit Methan (CH_4) hergestellt. Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie, indem Sie die folgenden Daten und die thermochemische Gleichung verwenden.



Verbindung	ΔH_f^\ominus (kJ/mol)
$CH_{4(g)}$	-74.8
$HCl_{(g)}$	-92.31
$CCl_{4(g)}$	-95.98

(Antwort: - 390.42 kJ)

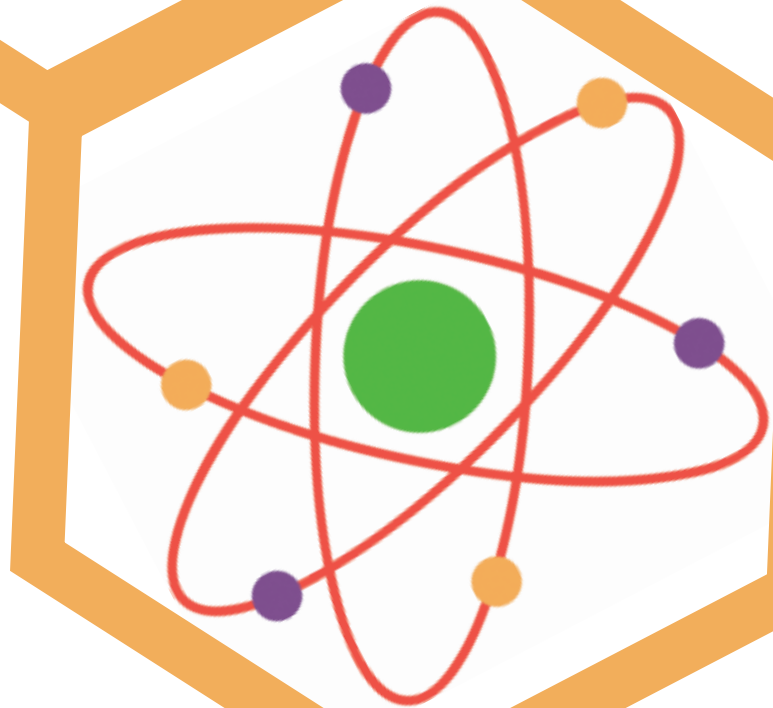
3. Ammoniak reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid und Wasserdampf. Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie der Ammoniaksynthese, indem Sie die folgenden Angaben und die thermochemische Reaktionsgleichung verwenden.



Verbindung	ΔH_f^\ominus (kJ/mol)
$H_2O_{(g)}$	-241.8
$NO_{(g)}$	+93.3

(Antwort: -46 kJ)

CHEMISCHE KINETIK



Die chemische Kinetik beschäftigt sich mit dem zeitlichen Ablauf chemischer Reaktionen, mit dem Reaktionsmechanismus und den Faktoren, die die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen.

1. Reaktionsgeschwindigkeit

Die Reaktionsgeschwindigkeit gibt an, wie viele Teilchen pro Zeiteinheit bei einer chemischen Reaktion umgesetzt werden.

$$\text{Geschwindigkeit} = \frac{\text{Konzentrationsänderung}}{\text{Zeitänderung}},$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit wird durch die folgende Formel berechnet

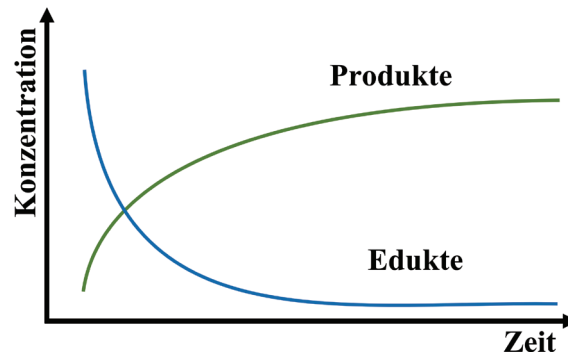
$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} \right],$$

wo $+\Delta c$ die Konzentrationsänderung (Änderung der Stoffmenge) eines Produkts ist, während $-\Delta c$ die Konzentrationsänderung eines Ausgangsstoffes pro Zeiteinheit Δt ist.

Die Durchschnittsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion wird analog dargestellt:

$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$

Während einer chemischen Reaktion nimmt die Konzentration der Edukte ab, da sie zu den Produkten reagieren, deren Konzentration dafür zunimmt. Die folgende Abbildung zeigt die Konzentrationsänderungen von Edukten (blaue Kurve) und Produkten (grüne Kurve) als Zeitfunktion.



Für die allgemeine Reaktion $aA + bB \rightarrow cC + dD$, wo A und B Edukte sind, C und D -Produkte, a , b , c und d -die entsprechenden Stoffmengen, wird die Reaktionsgeschwindigkeit so dargestellt:

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta c(C)}{\Delta t} = \frac{1}{d} \cdot \frac{\Delta c(D)}{\Delta t}$$

Es wird angenommen, dass die Reaktionsgeschwindigkeit einen positiven Wert hat, obwohl die Konzentration der Edukte negativ ist, da sie mit der Zeit abnimmt. Aus diesem Grund wird das Minuszeichen vor der Konzentration der Edukte verwendet, damit der Wert der Reaktionsgeschwindigkeit als positiv berechnet werden kann.

2. Stoffmengenkonzentration

Die Reaktionsgeschwindigkeit steigt mit zunehmender Konzentration der Edukte in einem chemischen System an. Dies lässt sich anhand der Stoßtheorie erklären.

• Stoßtheorie

Die Stoßtheorie beruht auf dem Grundsatz, dass eine chemische Reaktion erfolgt, wenn zwei Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) zusammenstoßen. Die Kollisionen zwischen den Teilchen sind effektiv, wenn sie genug Energie haben, um miteinander zu reagieren. Erhöhte Konzentration führt zu mehr Molekülen oder Atomen im gleichen Volumen und daher kommt es häufiger zu Kollisionen.

Das Geschwindigkeitsgesetz zeigt den Zusammenhang zwischen der Reaktionsgeschwindigkeit und den Konzentrationen der Edukte. Für die allgemeine Reaktion $a A + b B \rightarrow c C + d D$ lautet das Geschwindigkeitsgesetz so:

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B),$$

wo c^a und c^b Konzentrationen der Edukte (in Mol pro Liter) sind, a und b – Exponenten, die für jede chemische Reaktion variieren und gleich der Stoffmenge sind, und k – die Reaktionsgeschwindigkeitskonstante, die für eine bestimmte Reaktion bei einer bestimmten Temperatur spezifisch ist und sich nicht im Laufe der Reaktion ändert.

Wenn eins der Edukte ein Feststoff ist, bleibt seine Konzentration während der gesamten Reaktion konstant und wird nicht in der Geschwindigkeitsgleichung mitberücksichtigt.

Für die Reaktion: $C_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ lautet die Geschwindigkeitsgleichung: $v = k \cdot c(O_2)$, weil C ein Feststoff ist.

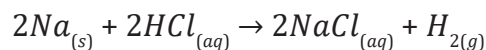
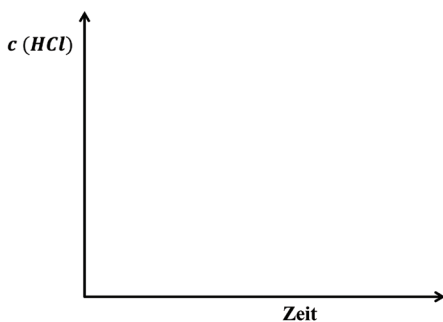
Testen Sie Ihr Wissen:

1. Schreiben Sie die Geschwindigkeitsgleichung für die folgenden Reaktionen auf:

- $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$
- $2NO_{(g)} + H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
- $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$
- $CO_{2(g)} + NO_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + NO_{2(g)}$

2. Welche drei Kriterien müssen nach der Stoßtheorie erfüllt werden, damit zwei Moleküle miteinander reagieren?

3. Formulieren Sie die Reaktionsgeschwindigkeitsgleichung für die gegebene Reaktion. Zeichnen Sie auf dem folgenden leeren Diagramm eine Kurve, die die Änderung der HCl-Konzentration mit der Zeit veranschaulicht.

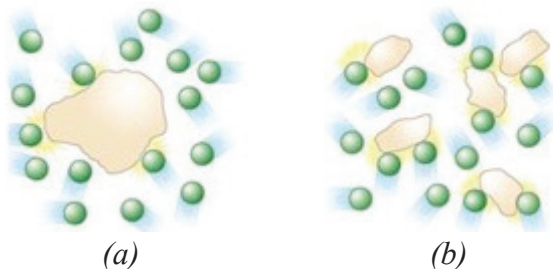


6

EINFLUSSGRÖSSEN AUF DIE REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT

1. Der Zerteilungsgrad (die Granularität)

Wenn Feststoffe mit einem Gas oder einer Flüssigkeit reagieren, können sich nur die Atome auf der Oberfläche der Feststoffe an der chemischen Reaktion beteiligen. Je höher der Zerteilungsgrad (die Oberfläche des Feststoffs) ist, desto größer ist die Reaktivität, desto schneller verläuft die Reaktion und desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit. Die Oberfläche eines Feststoffs kann durch Vermahlung zu feinem Pulver vergrößert werden. Eine größere Kontaktfläche der reagierenden Feststoffe, bedeutet zugleich eine größere Wahrscheinlichkeit effektiver Kollisionen.

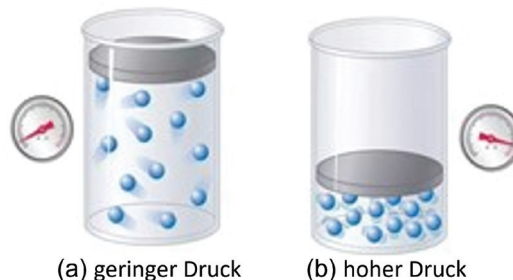


Das Bild zeigt einen großen Knoten eines Feststoffs (a), mehr kleine Knoten (b) desselben Feststoffs die mit Partikeln eines Gases oder einer Flüssigkeit reagieren. Die Abbildung (a) zeigt eine langsame Reaktion, die Abbildung (b) – eine schnelle Reaktion.

<https://slideplayer.com/slide/9906298/>

2. Der Druck (wenn die Edukte Gase sind)

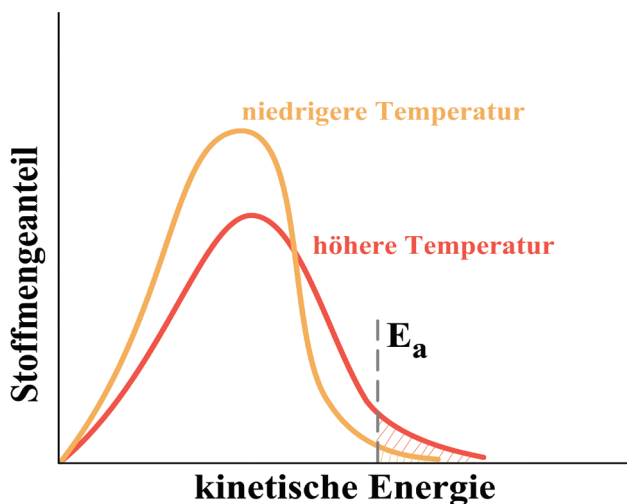
Wenn an einer Reaktion Gase beteiligt sind, erhöht eine Druckerhöhung die Reaktionsgeschwindigkeit. Beim Druckerhöhung werden die Gasteilchen gezwungen, sich anzunähern und den Leerraum zwischen ihnen zu verringern. Wird das Gasvolumen verringert, steigt die Stoßwahrscheinlichkeit der Teilchen, dadurch steigt auch die Zahl der effektiven Zusammenstöße und damit die Reaktionsgeschwindigkeit.



https://www.blendspace.com/lessons/U_JoS-Getgb-y1w/behavior-of-gases

3. Die Temperatur

Die RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur – Regel) lautet, dass eine Erhöhung der Reaktionstemperatur um 10°C zu einer 2- bis 4- fachen Steigerung der Reaktionsgeschwindigkeit führt. Dies gilt sowohl für exotherme als auch für endotherme Reaktionen. Je höher die Temperatur, umso höher die mittlere kinetische Energie der Moleküle und damit ihre Stoßfrequenz. Die Stoßfrequenz kann nicht die einzige Einflussgröße auf die Reaktions-Geschwindigkeit sein, da diemeisten Kollisionen nicht zu einer Reaktion führen. Eine weitere Folge der höheren kinetischen Energie ist, dass die Teilchen jedes Zusammenstoßes energiereicher sind.



<https://courses.lumenlearning.com/suny-introductory-chemistry/chapter/factors-that-affect-the-rate-of-reactions/>

6

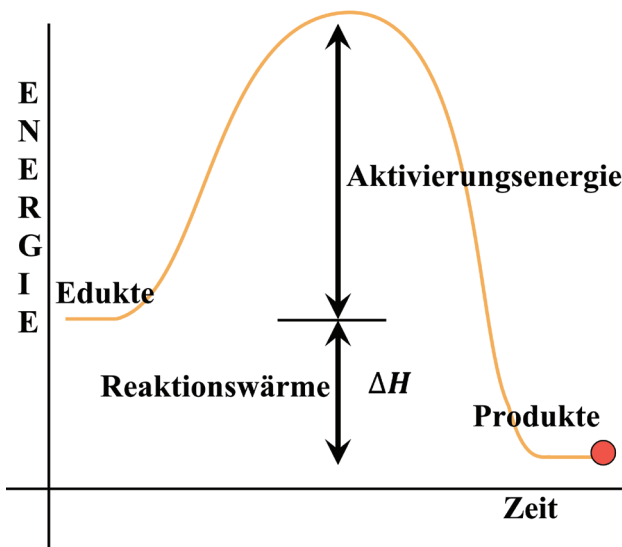
EINFLUSSGRÖSSEN AUF DIE REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT

4. Aktivierungsenergie, E_a

Damit Moleküle zum Zusammenstoß kommen können, brauchen sie eine Mindestenergie, die als Aktivierungsenergie bezeichnet wird - E_a

Falls die Energie der Kollision kleiner als die Aktivierungsenergie ist, prallen die Moleküle auseinander ab und es findet keine Reaktion statt.

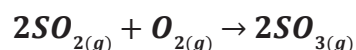
Je höher die Temperatur ist, desto höher ist die kinetische Energie der Teilchen, so dass die meisten von ihnen Energie $\geq E_a$ haben. Damit steigt auch die Zahl der effektiven Zusammenstöße.



<http://www.dynamicscience.com.au/tester/solutions1/chemistry/rates/catalyst.htm>

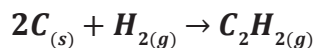
Testen Sie Ihr Wissen:

1. Stellen Sie die Geschwindigkeitsgleichung der Reaktion auf:

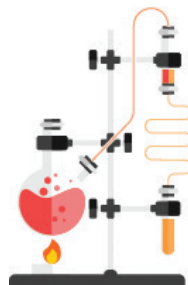


- Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn der Druck zweimal erhöht wird?
- Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn das Volumen des Behälters dreimal vergrößert wird?
- Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn die Konzentration an Schwefeldioxid, SO_2 , zweimal erhöht und die an Sauerstoff, O_2 , viermal verringert wird?

2. Stellen Sie die Geschwindigkeitsgleichung der Reaktion auf:



- Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn die Konzentration an Kohlenstoff (C) zweimal verringert wird und die an Wasserstoff (H_2) zweimal erhöht wird?
- Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn anstelle von Kohleklumpen Kohlepulver verwendet wird?



7 KATALYSE

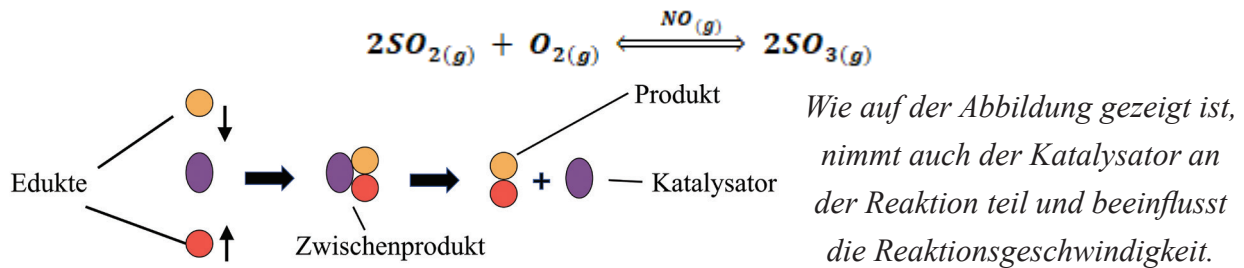
1. Grundlagen

Ein **Katalysator** ist ein Stoff, der die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion verändert, ohne dabei verbraucht zu werden. Der Katalysator beschleunigt eine Reaktion, bleibt jedoch am Ende der Reaktion unverändert. Dieses Phänomen wird als **Katalyse** bezeichnet und die Reaktionen – **katalytische Reaktionen**. Das Gegenteil eines Katalysators ist ein Inhibitor – eine Substanz, die die Reaktionsgeschwindigkeit verlangsamt.

2. Arten der Katalyse

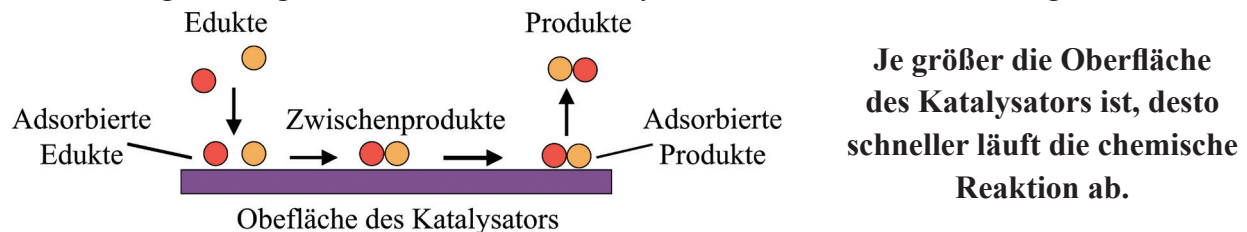
- **Homogene Katalyse:** der Katalysator und die Edukte liegen im selben Aggregatzustand (gasförmig, flüssig, oder fest) vor. Die homogenen Katalysatoren sind Gase, Flüssigkeiten oder lösliche Feststoffe.

Die Oxidation von Schwefeldioxid (SO_2) zu Schwefeltrioxid (SO_3) mithilfe von Stickoxid (NO) als Katalysator, ist ein Beispiel für homogene Katalyse.

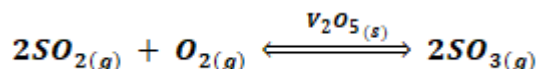


Es wurde experimentell nachgewiesen, dass **die Geschwindigkeit einer homogenen Reaktion von der Konzentration des Katalysators abhängt. Wird seine Konzentration erhöht, erhöht sich ebenfalls die Geschwindigkeit der Reaktion.**

- **Heterogene Katalyse:** eine Form der Katalyse, bei der der Katalysator und die Reaktionspartner einer chemischen Reaktion in unterschiedlichen Phasen (physikalischen Zuständen) vorliegen. Der Katalysator ist dabei in der Regel ein Feststoff und die gasförmigen oder flüssigen Reaktanten werden angezogen und an seiner Oberfläche adsorbiert. Folglich werden die Atombindungen der reagierenden Stoffe schwächer und brechen auseinander. Die Atome ordnen sich neu an und bilden neue Bindungen, um Produkte herzustellen. Die Reaktion findet statt und die neuen Produkte werden von der Oberfläche des Katalysators desorbiert. Aus diesem Grund kann die Vergrößerung der Oberfläche eines Katalysators die Reaktion beschleunigen.



Ein Beispiel für eine heterogene katalytische Reaktion ist die Oxidation von Schwefeldioxid (SO_2) zu Schwefeltrioxid (SO_3) mit der Beteiligung eines festen Vanadium-oxids (V_2O_5) als Katalysator.



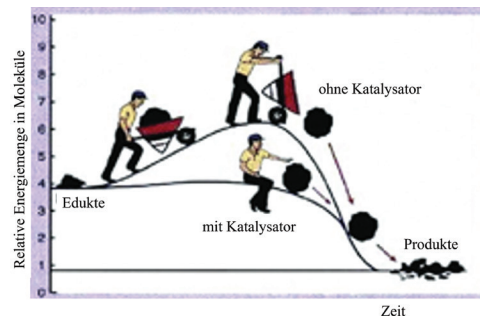
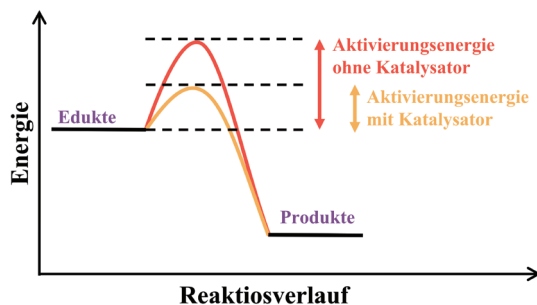
7 KATALYSE

- **Enzyme als Biokatalysatoren**

Enzyme sind chemische Substanzen, die von lebenden Zellen produziert werden. Es handelt sich meist um Proteine, die als Biokatalysatoren im menschlichen Körper wirken. Sie regulieren die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen (biologischer Prozesse), ohne sich selbst zu verändern.

3. Mechanismus der Katalyse

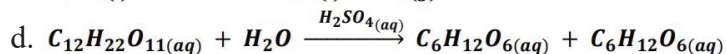
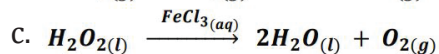
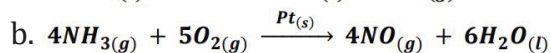
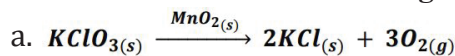
Grundsätzlich besteht die Aufgabe der Katalysatoren darin, einen alternativen Reaktionsweg mit niedrigerer Aktivierungsenergie zu ermöglichen. Somit können mehr Moleküle pro Zeiteinheit die Energiebarriere überwinden, dadurch verläuft die Reaktion schneller und einfacher als eine ohne Katalysator. Die unten stehenden Diagramme stellen die Energieänderungen dar, die während einer exothermen chemischen Reaktion mit und ohne Katalysator auftreten. Sie zeigen die potenzielle Energie des Systems als Zeitfunktion.



<https://www.researchgate.net/figure/Diagram-representing-catalyst-lowering-the-activation-energy>

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Was ist die Aufgabe von einem Katalysator? Wie verändert ein Katalysator die Reaktion?
2. Bestimmen Sie die Art der folgenden katalytischen Reaktionen (homogen oder heterogen).



3. Ergänzen Sie den folgenden Lückentext mit den unten angegebenen Wörtern:

Wörter: Industrie, beschleunigen, Katalysator, Lebewesen, Reaktionsgeschwindigkeit, verändern, Inhibitoren, verringert, Enzyme

Die Katalysatoren können die chemische Reaktionsgeschwindigkeit (1) _____. Sie werden als positive Katalysatoren bezeichnet, wenn sie die Reaktion (2) _____. Das Eisen, zum Beispiel, ist ein positiver (3) _____ für die Produktion von Ammoniak. Die negativen Katalysatoren verringern die (4) _____. Sie werden auch (5) _____ genannt. Die Barbitursäure, zum Beispiel, (6) _____ die Zersetzung von Wasserstoffperoxid. Abgesehen von (7) _____, Biokatalysatoren, auch als (8) _____ bekannt, spielen eine wesentliche Rolle bei den Stoffwechselprozessen aller (9) _____, einschließlich Menschen, Tiere, Pflanzen und Mikroorganismen.

Welche Synonyme für 'chemisches Gleichgewicht' sind dir bekannt?



Thesaurus.plus

Balance, Äquilibrium, Ebenmaß, chemische Reaktionsgleichgewichtsreaktion

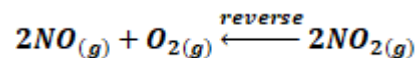
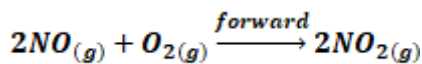
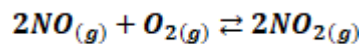


1. Reversible und irreversible chemische Reaktionen

Die reversiblen chemischen Reaktionen können in zwei Richtungen ablaufen, von Edukten zu Produkten und von Produkten zu Edukten. Sie werden mit einem Gleichgewichtspfeil gekennzeichnet (\rightleftharpoons).

- Die von den Edukten zu den Produkten verlaufende Reaktion (\rightarrow) ist die Hinreaktion
- Die Rückreaktion ist diejenige, die von den Produkten zu den Edukten verläuft (\leftarrow)

Zum Beispiel: Die Reaktion zwischen Stickstoffmonoxid und Sauerstoff ist reversibel.



Irreversible chemische Reaktionen können nur in eine Richtung ablaufen (\rightarrow), die Edukte wandeln sich in Produkte um, die Produkte jedoch können sich nicht wieder in Edukte umwandeln.

Beispiele für irreversible Reaktionen sind Verbrennung: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Neutralisation zwischen einer starken Säure (HCl) und einer starken Base (NaOH):
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ und andere Reaktionen, die vollständig ablaufen können.

2. Chemisches Gleichgewicht

Chemisches Gleichgewicht ist der Zustand eines Systems, in dem die Geschwindigkeit der Hinreaktion der Geschwindigkeit der Rückreaktion gleich ist und eine konstante Konzentration an Produkten und Edukten vorliegt. Die Gleichung einer chemischen Reaktion im Gleichgewicht wird mit einem Gleichgewichtspfeil angegeben (\rightleftharpoons) Ein Beispiel für eine reversible Gleichgewichtsreaktion ist die Ammoniaksynthese. Reversible Reaktionen können nur dann ablaufen, wenn keiner der beteiligten Stoffe das System verlassen kann.

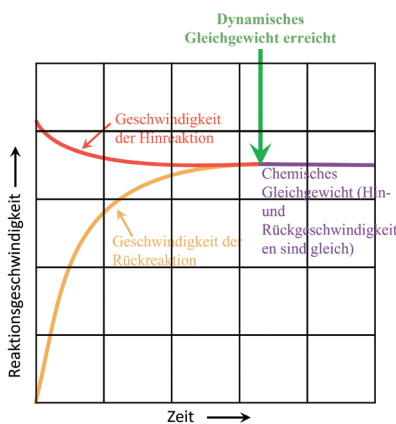
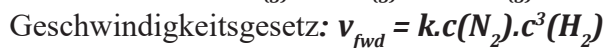
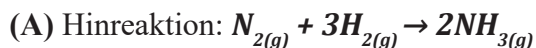
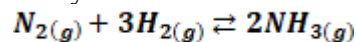
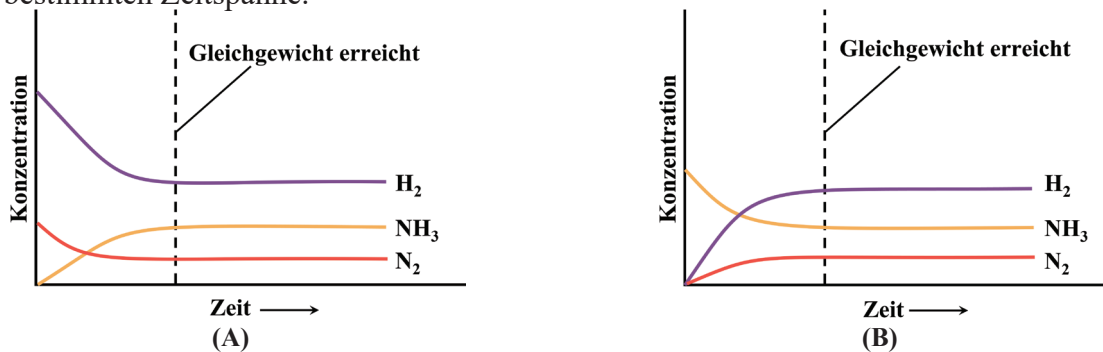


Abbildung 8.1

Stickstoff reagiert mit Wasserstoff bei hoher Temperatur, hohem Druck und mittels eines Katalysators. Zuerst läuft nur die Hinreaktion ab, da es noch kein Ammoniak im Reaktionssystem gibt. Die Zusammenstöße zwischen N_2 und H_2 sind aufgrund ihrer hohen Konzentrationen hoch. Die Konzentrationen der Edukte sind proportional zur Reaktionsgeschwindigkeit, d.h. der Geschwindigkeit der Hinreaktion, v_{hin} . Bei der Ammoniaksynthese nimmt v_{hin} mit abnehmender Stickstoff- und Wasserstoffkonzentration ab. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion $v_{\text{rück}}$ nimmt mit steigender Ammoniakkonzentration allmählich zu. Im Gleichgewichtspunkt werden die Geschwindigkeiten der beiden Reaktionen gleich: $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$ Die Abbildung zeigt, wie sich die

Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion im Reaktionsverlauf ändern.

Das Gleichgewicht ist dynamisch – die Hin- und Rückreaktion laufen auch nach Erreichen des Gleichgewichts gleichzeitig ab. Sie verlaufen mit der gleichen Geschwindigkeit, so dass die Konzentrationen der Edukte und der Produkte konstant bleiben. Die folgende Abbildung zeigt die Änderung der Konzentrationen von N_2 , H_2 und NH_3 bei der Hin- (A) und Rückreaktion (B) in einer bestimmten Zeitspanne.

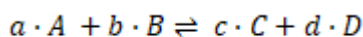


3. Massenwirkungsgesetz: $K_c = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$

Erklärung: A und B sind die Edukte, C und D stellen die Produkte dar. Das Produkt der Konzentrationen der Produkte (Zähler) dividiert durch das Produkt der Konzentrationen der Edukte (Nenner) ist konstant. K_c selbst ist dimensionslos.

Man verwendet das Massenwirkungsgesetz dann, um Auskunft über die Lage eines Gleichgewichtes zu erhalten: Ein Zahlenwert $K_c > 1$ zeigt an, dass das Gleichgewicht auf der Seite der Produkte liegt - die Hinreaktion wird begünstigt. Liegt ein Zahlenwert $K_c < 1$ vor, überwiegen die Edukte im Gleichgewicht - die Rückreaktion wird begünstigt.

Konzentrationen im Zähler und Nenner müssen multipliziert werden. Somit führen stöchiometrische Zahlen in der Reaktionsgleichung dazu, dass diese als Exponenten im MWG erscheinen:



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Welche der folgenden Aussagen gelten für eine Gleichgewichtsreaktion?

- Sie tritt in einem offenen System auf.
- Die Hin- und Rückreaktionen laufen nicht mehr ab.
- Die Gleichgewichtskonstante hängt von der Konzentration der Edukte und Produkte ab.
- Die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktionen sind gleich.

2. Für die folgenden zwei Reaktionen:



- Bestimmen Sie die Hin- und Rückreaktion.
- Geben Sie das Massenwirkungsgesetz für die beiden Reaktionen an.

3. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante für die Reaktion $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ bei einer bestimmten Temperatur, wenn die erhaltenen Gleichgewichtskonzentrationen $0.1 \text{ mol/L } H_2$, $0.05 \text{ mol/L } I_2$ und $0.5 \text{ mol/L } HI$ betragen. (Antwort: 50)

4. Die Gleichgewichtskonstante für die Reaktion $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ bei Gleichgewicht ist 0,03 bei 323.15 K oder 50°C . Würde das Gleichgewicht die Produkte oder Edukte begünstigen?

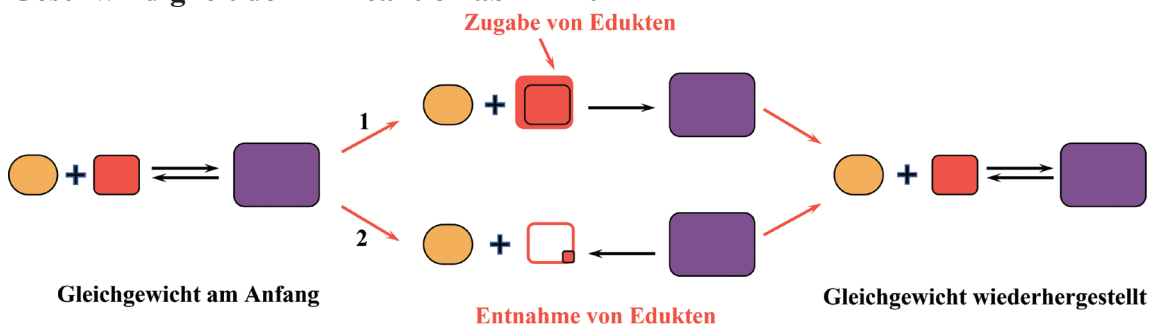
1. Das Prinzip von LE CHATELIER – Braun (Prinzip des kleinsten Zwanges)

“Übt man auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, einen Zwang durch Änderung der äußeren Bedingungen aus, so stellt sich infolge dieser Störung des Gleichgewichts ein neues Gleichgewicht, dem Zwang ausweichend, ein.” Das Prinzip kann verwendet werden, damit optimale Bedingungen zur Bildung einer Substanz ausgesucht werden.

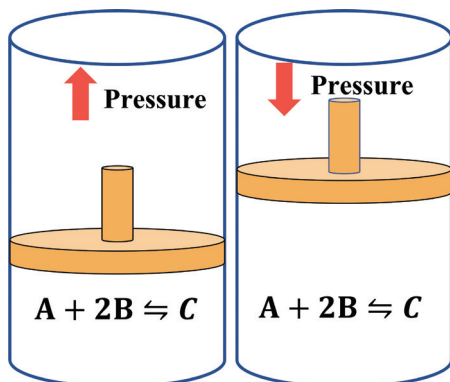
2. Stoffmengenänderung

Wird ein **Edukt zugegeben** (1), verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte, die Hinreaktion wird begünstigt und die Gleichgewichtslage verschiebt sich zur Seite der Produkte.

Wird ein **Edukt entnommen**, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte, da **die Geschwindigkeit der Hinreaktion abnimmt**.



Wird ein **Produkt zugegeben**, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte, weil sich **die Geschwindigkeit der Rückreaktion erhöht**. Umgekehrt - bei einer **Entnahme von Produkten** verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte, da **die Geschwindigkeit der Hinreaktion zunimmt**.



<https://www.youtube.com/hashtag/chemicalequilibrium>

3. Druckänderung oder Volumenänderung – gilt nur für Gasgemische

- Eine **Druckerhöhung** (eine **Volumenabnahme**) eines Systems im Gleichgewicht führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts **auf die Seite der geringeren Stoffmenge der gasförmigen Komponente**.
- Eine **Druckabnahme** (eine **Volumenerhöhung**) eines Systems im Gleichgewicht führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts **auf die Seite der größeren Stoffmenge der gasförmigen Stoffe**.

Betrachten Sie die Oxidation von Schwefeldioxid, SO_2 , zu Schwefeltrioxid, SO_3 : $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$. Wird der Druck erhöht (das Gefäßvolumen verringert), verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite geringerer Stoffmenge, dadurch wirkt das Reaktionssystem dem äußeren Einfluss entgegen ($2 \text{ Mol } SO_2 + 1 \text{ mol } O_2 \rightleftharpoons 2 \text{ Mol } SO_3$).

- Wenn ein System im Gleichgewicht die gleiche Stoffmenge an gasförmigen Edukten und Produkten hat, ist das Gleichgewichtssystem druckunabhängig.

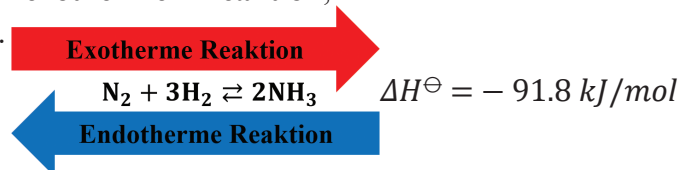
9

EINFLUSSFAKTOREN AUF DAS CHEMISCHE GLEICHGEWICHT

4. Temperaturänderung

- **Erhöht man die Temperatur** eines Systems im Gleichgewicht, **verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der endothermen Reaktion**, da die endotherme Reaktion Energie absorbiert und die Temperatur sinkt.
- **Verringert man die Temperatur** eines Systems im Gleichgewicht, **verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der exothermen Reaktion**, da die exotherme Reaktion Energie freisetzt und die Temperatur steigt.

Betrachten Sie die folgende Reaktion:



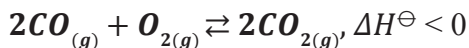
Die Ammoniaksynthese ist eine exotherme, reversible Reaktion. Wird Wärme hinzugefügt, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte – Stickstoff und Wasserstoff, d.h. auf die Seite der endothermen Reaktion, die Energie verbraucht. Kühlt man das System ab, sinkt die Temperatur und das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite der Produkte – Ammoniak, d.h. auf die Seite der exothermen Reaktion, damit der Einfluss von außen kompensiert wird.

5. Katalysatoren

Die Zugabe eines Katalysators hat **keinen Einfluss auf ein System im Gleichgewicht**. Er setzt die Aktivierungsenergie herab, beschleunigt die Hin- und Rückreaktionen und ermöglicht eine schnellere Gleichgewichtseinstellung.

Testen Sie Ihr Wissen:

- Definieren Sie den Begriff "dynamisches Gleichgewicht". Welche Faktoren beeinflussen die Gleichgewichtslage?
- Welche Reaktion würde bei der Ammoniaksynthese gefördert, wenn Stickstoff zum System zugeführt wird?
 - Die Rückreaktion
 - Die Hinreaktion
- Fahrzeugkatalysator reduziert die Schadstoffemissionen im Abgas eines Fahrzeugs. Es wandelt das giftige Kohlenmonoxid (im Abdampf) durch Oxidation in Kohlendioxid um. Verwenden Sie die Reaktionsgleichung, um die folgende Tabelle auszufüllen:



Ein Anstieg:	bewirkt eine Verschiebung des Gleichgewichts auf die Seite der ___ -reaktion.	Ändert sich der KC – Wert
der Konzentration von O_2		
des Drucks		
der Temperatur		

- Methanol (oder Methylalkohol) wird kommerziell durch die exotherme Reaktion hergestellt:

$$\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$$
 unter Einsatz von Kupfer-Zink-Katalysatoren, $\Delta H^\ominus = -91.5 \text{ kJ/Mol}$

Stellen Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion auf. Wie verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn

- H_2 vom System entfernt wird?
- der Druck erhöht wird?
- die Temperatur verringert wird?
- ein Katalysator zugegeben wird?

1. Richtig oder falsch?

- Ein isoliertes System kann mit seiner Umgebung Energie austauschen.
- Die Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion ist die Energiemenge, die benötigt wird, damit eine Reaktion abläuft.
- Bei einem exothermen Prozess verliert die Umgebung Energie.
- Bei einem endothermen Prozess verliert das System Energie.
- Nach der Stoßtheorie müssen Moleküle mit genügend Energie miteinander kollidieren, um zu reagieren.
- Eine Erhöhung der Konzentration der Edukte verringert die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion.

2. Enthalpieänderungen können unter Verwendung von Bildungsenthalpie-Änderungen berechnet werden. Die folgende Tabelle zeigt einige Werte für Änderungen der Standardbildungsenthalpie. Verwenden Sie diese Werte, um die Standard-Enthalpieänderung der Reaktion zu berechnen: $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Substanz	$\Delta H_f^\ominus = \text{kJ/mol}$
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241.8
$\text{CO}_{2(g)}$	-393.51
$\text{CH}_{4(g)}$	+74.81

$$\Delta H^0 = (\sum n \cdot \Delta H_f^0)_{\text{Produkte}} - (\sum n \cdot \Delta H_f^0)_{\text{Edukte}}$$

3. Betrachten Sie die folgende Reaktion: $\text{Zn}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_{4(aq)} + \text{H}_{2(g)}$

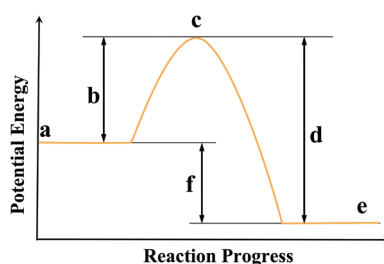
Stellen Sie die Geschwindigkeitsgleichung auf.

Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn die Konzentration von H_2SO_4 erhöht wird?

Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn ZnSO_4 aus dem Reaktionsbehälter weggenommen wird?

4. Identifizieren Sie die folgenden Begriffe mit den entsprechenden Buchstaben aus dem unten stehenden Energiediagramm

Buchstabe				d		
Begriff	Aktivierungsenergie	Produkte	Wärmegehalt, ΔH	Gesamt freigesetzte Energie	Übergangszustan	Edukte



10 SELBSTKONTROLLE 1

5. Branntkalk, CaO , wird durch Erhitzen von Calciumcarbonat, $CaCO_3$, hergestellt:



- a. Stellen Sie das Massenwirkungsgesetz auf
- b. Sagen Sie die Verschiebung des Gleichgewichtssystems voraus, die sich nach jeder der folgenden Änderungen ergibt:
 - eine Erhöhung der Konzentration an CO_2
 - eine Erniedrigung der Konzentration an $CaCO_3$
 - eine Temperaturerhöhung
 - eine Zugabe von Katalysator

6. Ergänzen Sie das richtige Wort. Verwenden Sie den eingekreisten Buchstaben in jedem Begriff, um das Lösungswort zu finden.

Hinweise	Begriffe
1. Reaktionen, die in zwei Richtungen ablaufen können	_ _ _ _ O _ _ _ _ _
2. Reaktion, die Energie aus der Umgebung aufnimmt	O _ _ _ _ _
3. Reaktion, die Energie in die Umgebung freisetzt	_ _ _ _ O _ _ _ _ _
4. Substanz, die chemische Vorgänge verhindert	_ _ _ _ O _ _ _ _ _
5. Ein anderes Wort für Edukt	O _ _ _ _ _
6. Ein Stoff, der die Reaktionsgeschwindigkeit positiv beeinflusst	_ _ _ _ O _ _ _ _ _
7. Stoffe, die sich nach einer chemischen Reaktion ergeben	O _ _ _ _ _
8. Die Eigenschaft, Wärme abzugeben	_ _ _ _ O _ _ _ _
9. System, das Energie und Materie mit seiner Umgebung austauschen kann	_ _ _ _ O _ _ _ _

Lösungswort: _ _ _ _ _

(Antworten: 1 reversibel; 2 endotherm; 3 exotherm; 4 Inhibitor; 5 Ausgangsstoff; 6 Katalysator; 7 Produkte; 8 Energie; 9 offen)



LÖSUNGEN UND REAKTIONEN IN WÄSSRIGEN LÖSUNGEN

LÖSUNGEN

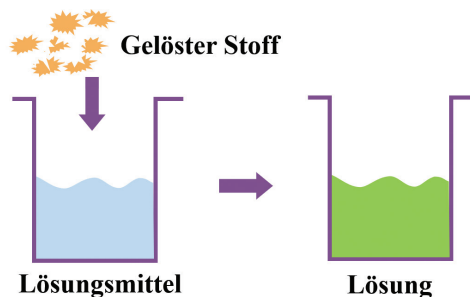


1. Homogenes und heterogenes Stoffgemisch

- Ein **Stoffgemisch** ist eine Substanz, die mindestens aus zwei Reinstoffen besteht.
- Unter **homogenem Stoffgemisch** versteht man eine Mischung, die in ihrem gesamten Volumen eine einheitliche (gleiche) Zusammensetzung hat. Sie besteht aus einer einzigen Phase. Es gibt keine sichtbare Grenze zwischen ihren Komponenten. Beispiele dafür sind Tee, Kaffee, Milch, Essig, Salzwasser, Luft etc.
 - Als **heterogenes Stoffgemisch** bezeichnet man eine Mischung, die in ihrem gesamten Volumen nicht die gleiche Zusammensetzung hat. Sie besteht aus zwei oder mehr Phasen. Ihre Komponenten sind leicht zu erkennen, da sie physisch getrennt bleiben, zum Beispiel: Erde, Steine, Sand in Wasser, Schlamm, Öl in Wasser, Salat, Pizza usw.

2. Lösungen

Lösungen sind homogene Gemische, die aus zwei oder mehr Stoffen bestehen. Die Komponenten jeder Lösung sind ein gelöster Stoff (Solvat) und ein Lösungsmittel (Solvens). Die gelösten Stoffe sind Substanzen, die im sogenannten Lösungsmittel verteilt sind. Das Lösungsmittel ist in einer relativ größeren Menge vorhanden als der gelöste Stoff.



3. Lösungsarten

Lösungen können in Form von Feststoffen, Flüssigkeiten oder Gasen vorliegen. Die Lösungen können auch nach dem Aggregatzustand ihrer Lösungsmittel und der gelösten Stoffe eingeteilt werden.

Art 1. Gasmischungen:

► **gasförmig in gasförmig:** Das Lösungsmittel ist ein Gas, der gelöste Stoff ist auch ein Gas, z.B. Luft (Solvat – Sauerstoff, Lösungsmittel – Stickstoff)

Art 2. Flüssige Lösungen:

► **gasförmig in flüssig:** Der gelöste Stoff ist ein Gas, das Lösungsmittel – eine Flüssigkeit, z.B. Sprudelwasser (Solvat – Kohlendioxid, Lösungsmittel – Wasser)

► **flüssig in flüssig:** Der gelöste Stoff ist eine Flüssigkeit, das Lösungsmittel ist eine Flüssigkeit, z.B. Essig (Solvat – Essigsäure, Lösungsmittel – Wasser)

► **fest in flüssig:** Der gelöste Stoff ist ein Feststoff, das Lösungsmittel ist eine Flüssigkeit, z.B. Zuckerlösung (Solvat – Zucker, Lösungsmittel – Wasser)

Art 3. Feste Lösungen:

► **gasförmig in fest:** Der gelöste Stoff ist ein Gas, das Lösungsmittel ist ein Feststoff, z.B. gelöste Gase in Gesteinen (Solvat – Gase wie CO_2 , H_2 , N_2 , Lösungsmittel – Granit)

► **flüssig in fest:** Der gelöste Stoff ist eine Flüssigkeit, das Lösungsmittel ist ein Feststoff, z.B. Quecksilberamalgalam (Solvat – Quecksilber, Lösungsmittel-Silber)

► **fest in fest:** Der gelöste Stoff ist ein Feststoff, das Lösungsmittel ist ein Feststoff, z.B. Messing (Solvat – Zink, Lösungsmittel – Kupfer)

11 LÖSUNGSARTEN

- Eine Lösung ist ein homogenes Stoffgemisch mit gleichmäßiger Teilchenverteilung.
- Eine Lösung besteht aus einer Phase (gasförmig, flüssig oder fest) ohne sichtbare Grenze zwischen den Komponenten.
 - Eine Lösung ist sehr stabil. Die gelösten Teilchen setzen sich nicht ab, wenn eine Lösung auf eine unbestimmte Zeit aufbewahrt wird, ohne jegliche äußerlichen Wirkungen.
 - Eine Lösung kann nicht durch Filtration in ihre Bestandteile getrennt werden, da ihre Teilchen sehr klein sind – mit einem Durchmesser von weniger als 1nm (10^{-9}m).
 - Eine Lösung kann aus mehr Solvat/Solvens-Kombinationen hergestellt werden, wobei jede einzelne eine unterschiedliche Zusammensetzung hat.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Definieren Sie den Begriff Lösung. Erstellen Sie ein eigenes Lösungsbeispiel.
2. Warum ist Stickstoff das Lösungsmittel in der Luft? Geben Sie den/die gelösten Stoff(e) in der Lösung an.
3. Klassifizieren Sie die folgenden Stoffgemische entweder als homogen oder heterogen. Kreuzen Sie das entsprechende Kästchen in der Tabelle an.

Gemisch	Homogen	Heterogen
Fruchtsaft		
Honig		
Kieselsteine in Beton		
Salat		
Milchshake		
Eis in Soda		
Wein		

4. Vergleichen Sie die Lösungsart mit dem entsprechenden Beispiel.

a. gasförmig – gasförmige Lösung	1. Essig
b. flüssig – feste Lösung	2. Coca cola
c. fest – feste Lösung	3. Meerwasser
d. gasförmig – flüssige Lösung	4. Bronze
e. flüssig – flüssige Lösung	5. Heliox (Helium-Sauerstoff Gemisch)
f. fest – flüssige Lösung	6. Amalgamfüllung (Zahnamalgam)
5. Geben Sie den/die gelösten Stoff(e) (Solvat) und das Lösungsmittel in jeder der folgenden Lösungen an:
 - a. 20 g of NaCl in 200 g Wasser: Solvat _____, Lösungsmittel _____.
 - b. Lachgas, das maximal 70% Stickstoffoxide, N_2O und 30% Sauerstoff enthält.
 Solvat _____, Lösungsmittel _____.
 - c. Edelstahl enthält 77% Eisen, 18% Chrom und 5% Nickel.
 Solvat _____, Lösungsmittel _____.
 - d. Bleichmittel ist eine wässrige Lösung aus 3 – 6% Natriumhypochlorit, NaClO
 Solvat _____, Lösungsmittel _____.

1. Konzentration von Lösungen

Die Konzentration einer Lösung ist das Maß für die Menge des gelösten Stoffes in einer bestimmten Menge an Lösungsmittel oder Lösung. Es ist wichtig, die Konzentration der gelösten Stoffe zu kennen, um das Mengenverhältnis der Reaktionsmittel zu kontrollieren. Die Konzentration kann mittels verschiedener quantitativer Methoden ausgedrückt werden.

2. Stoffmengenkonzentration (Molarität), (c)

Stoffmengenkonzentration, veraltet auch als Molarität oder molare Konzentration bezeichnet, ist die Menge des gelösten Stoffes oder die Gesamtzahl der Mole des gelösten Stoffes pro Liter Lösung. Sie wird mit dem Kleinbuchstaben c bezeichnet. Die Einheit der Stoffmengenkonzentration in der Praxis ist Mol pro Liter Lösung, (mol/L). Um die Molarität einer Lösung zu berechnen, verwendet man die folgende Formel:

$$c = \frac{\text{Stoffmenge einer Mischungskomponente} \text{ [mol]}}{\text{Gesamtvolumen der Mischphase} \text{ [L]}} , c = \frac{n \text{ [mol]}}{V \text{ [L]}}$$

wo n die Stoffmenge eines betrachteten gelösten Stoffes ist, und V – das Volumen der Lösung.

Beispielsweise wird eine Lösung mit der Bezeichnung $2M \text{ HNO}_3$ als „2-molare Salpetersäurelösung“ gelesen.

Übungsaufgaben zu Lösungen

Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der folgenden wässrigen Lösung: 25 g Kochsalz (NaCl) in 150 ml Lösung.

Gegeben: $m(\text{NaCl}) = 25\text{g}$ Gesucht: $c(\text{NaCl}) = ?$
 $V = 150\text{ml}$

Lösung:

Man berechnet die Molmasse von NaCl als die Summe aus den Molmassen der Elemente Natrium und Chlor (ihr Zahlenwert ist gleich der relativen Atommasse), multipliziert mit ihren stöchiometrischen Koeffizienten, in diesem Fall sind sie gleich 1.

$$M(\text{NaCl}) = 1 \times A_r(\text{Na}) + 1 \times A_r(\text{Cl}) = 1 \times 23 \text{ g/mol} + 1 \times 35,45 \text{ g/mol} = 58,45 \text{ g/mol}$$

✓ Die Stoffmenge an NaCl wird durch die folgende Gleichung berechnet:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{25\text{g}}{58,45\text{g/mol}} = 0,43 \text{ mol}$$

✓ Das Gesamtvolumen der Lösung ist 150 ml , in Liter umgewandelt: $V = \frac{150}{1000} = 0,15 \text{ L}$

✓ Man erhält die Molarität der gegebenen Lösung, indem man die Stoffmenge an NaCl durch das Volumen dividiert: $c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{Lösung})} = \frac{0,43}{0,15} = 2,87 \text{ mol/L}$

✓ Die Stoffmengenkonzentration von 25 g NaCl in 150 ml Wasser ist $2,87\text{mol/L}$ oder $2,87M$.

3. Massenanteil (ω)

Die Menge eines gelösten Stoffes, der in einer Lösung vorhanden ist, kann als Massenprozent (Gewichtsprozent) ausgedrückt werden. Es wird mit dem griechischen Kleinbuchstaben Omega, ω , bezeichnet. Der Massenanteil wird definiert als:

$$\omega\% = \frac{\text{Masse der Komponente}}{\text{Gesamtmasse des Stoffgemisches}} \cdot 100$$

Gesamtmasse des Stoffgemisches = Masse des gelösten Stoffes + Masse der Lösungsmittel

$\omega\% (A) = \frac{m(A)}{m} \cdot 100$, wo $\omega\%(A)$ der Massenanteil des gelösten Stoffes **A** ist, der in einer Lösung mit gegebener Masse **m** gelöst ist.

Übungsaufgaben zu Lösungen

Berechnen Sie den Massenanteil des gelösten Stoffes in der folgenden Lösung: **45 g** Glukose ($C_6H_{12}O_6$), gelöst in **300 g** Wasser.

Gegeben: $m(C_6H_{12}O_6) = 45g$ Gesucht: $\omega(C_6H_{12}O_6) = ?$

$m(H_2O) = 300g$

Lösung:

✓ Die Gesamtmasse der Lösung ist:

$$m(\text{Lösung}) = m(C_6H_{12}O_6) + m(H_2O) = 45g + 300g = 345g$$

✓ Der Massenanteil der Glukose wird mithilfe folgender Gleichung berechnet:

$$\omega\% (C_6H_{12}O_6) = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{m(\text{Lösung})} = \frac{45}{345} \cdot 100 = 13\%$$

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Berechnen Sie die Molarität der folgenden wässrigen Lösungen:

- 50 g Natronlauge ($NaOH$) in 200 ml Lösung
- 240 g Magnesiumsulfat ($MgSO_4$) in 1000 ml Lösung

(Antwort: a) 6.25 M; b) 2 M)

2. Wie viel Gramm Calciumcarbonat sind in 1L 3M $CaCO_3$ Lösung enthalten?

(Antwort: 300 g)

3. Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) wird aufgrund seiner antiseptischen Eigenschaften bei verschiedenen Hauterkrankungen eingesetzt. Wie würden Sie eine 0.250 M $KMnO_4$ Lösung in 3.0 L Wasser herstellen?

(Antwort: 118.5 g)

4. Berechnen Sie den Massenanteil des gelösten Stoffes in den folgenden Lösungen:

- 7.5 g Kaliumnitrat (KNO_3) in 95 g Wasser
- 46 g Ammoniumchlorid (NH_4Cl) in 500 g Wasser

(Antwort: a) 7.3%; b) 8.4%)

5. Welche Antwort gibt den Massenanteil an Natriumsulfat (Na_2SO_4) in einer Lösung an, die durch Auflösen von 35 g Na_2SO_4 in 300 g Wasser hergestellt wurde?

- 11.7%
- 11.6%
- 10.4%
- 10.5%

- **Der Lösungsvorgang (Auflösen)**

Eine Lösung entsteht, wenn sich ein Stoff in einer anderen Substanz vollständig auflöst. Der Prozess wird als **Auflösen** bezeichnet und verläuft in folgenden drei Schritten:

► **Trennung der Teilchen des gelösten Stoffes.** Die Teilchen des gelösten Stoffes müssen sich voneinander trennen. Dieser Prozess erfordert Energie, damit die Anziehungskräfte zwischen den gelösten Teilchen überwunden werden, weswegen er endotherm ist, $\Delta H^0 > 0$.

► **Bildung von Solvaten (Hydraten).** Hydrate werden gebildet, wenn das Lösungsmittel Wasser ist. Die Lösungsmittelteilchen umgeben die gelösten Teilchen und bilden **Solvate**. Der Vorgang wird als **Solvatation (Hydratation)** bezeichnet. Diese Wechselwirkung setzt aufgrund der Bildung neuer Bindungen Wärme frei, sodass der Prozess exotherm ist, $\Delta H^0 < 0$

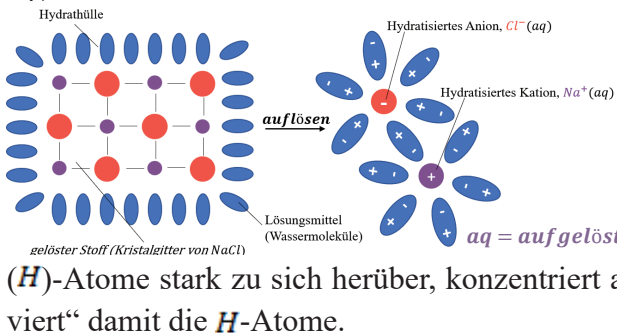
► **Die Lösungsmittelteilchen und die des gelösten Stoffes vermischen sich, $\Delta H^0 > 0$.**

Die gesamte Reaktionsenthalpie des AuflöSENS ist die Summe dieser drei Schritte. Sie kann einen positiven bzw. negativen Wert haben, zum Beispiel:

$$\Delta H^0_{\text{Lösung}} (\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = -91,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}, \quad \Delta H^0_{\text{Lösung}} (\text{NH}_4\text{NO}_3) = 26,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

- **Ionenverbindungen als lösliche Stoffe**

Ionenverbindungen bestehen aus entgegengesetzt geladenen Ionen, die durch elektrostatische Kräfte zusammengehalten werden. Ihre Ionen ordnen sich in einem Kristallgitter an. Ein typisches Beispiel für eine Ionenverbindungen ist Kochsalz (NaCl). Kochsalz besteht aus Kristallen, die von positiv geladenen Na -Ionen und negativ geladenen Cl -Ionen gebildet werden. Beim Lösungsvorgang lagern sich Wassermoleküle um diese Ionen und lösen die Bindung zwischen ihnen.

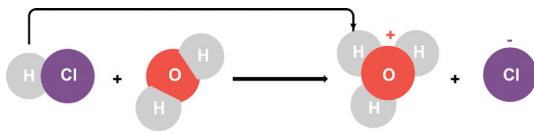


(H)-Atome stark zu sich herüber, konzentriert also die negativen Ladungen bei sich und „positiviert“ damit die H -Atome.

Mit ihrem negativen Pol lagern sich die Wassermoleküle um das positiv geladene Na -Ion und mit ihrem positiven Pol um das negativ geladene Cl -Ion, „drängen“ sich also förmlich zwischen die Ionen an der Kristalloberfläche. Die Ionenbindung zwischen Natrium- und Chlorid-Ionen wird so zerstört und damit auch das Kristallgitter. Die hydratisierten, also von einer Wasserhülle umgebenen Ionen diffundieren in die Lösung. Die Auflösungsgleichung ist: $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

- **Lösliche Stoffe mit kovalenten Bindungen**

Lösliche Stoffe mit stark polaren kovalenten Bindungen können sich in Wasser lösen. Die polaren kovalenten Bindungen zwischen den Atomen in einem Molekül weisen eine ungleiche Elektronendichte auf, wodurch sich an jedem der Bindungsatome Teilladungen bilden. Wenn ein löslicher Stoff in Wasser gelöst wird, ziehen die polaren Wassermoleküle die positiven und negativen Teile der gelösten Moleküle an und trennen sie ab, damit Solvate (Hydrate) gebildet werden. Zum Beispiel löst sich



gasförmiger Chlorwasserstoff (HCl) in Wasser auf, dadurch entstehen Hydronium- (H_3O^+) und Chloridionen (Cl^-) in der Lösung. Es wird Salzsäure gebildet.

Das Hydronium-Ion ist das Wasserstoffion (von HCl), das in der wässrigen Lösung an das Wassermolekül gebunden ist. Die Reaktionsgleichung lautet: $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Die meisten löslichen Stoffe, die kovalente Bindungen enthalten, lösen sich in Wasser, reagieren jedoch miteinander nicht. Wenn sie sich auflösen, liegen sie als Moleküle, nicht als Ionen vor. Ihre Moleküle bleiben in Lösungen zusammengehalten. Die Wassermoleküle umgeben die Bauteilchen des gelösten Stoffes und bilden eine Hydrathülle. Löst sich Zucker beispielsweise in Wasser auf, wird er nicht in Ionen zerlegt: $C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11(l)}$

- „**Gleiches löst sich in Gleichem**“ – ein Grundsatz in der Chemie (Faustregel), das heißt:

➤ Polare Substanzen lösen sich in polaren Substanzen auf (sie haben ähnliche Arten von zwischenmolekularen Kräften (ZMK)). Polare Lösungsmittel (Wasser, Ethanol) lösen polare und lösliche Stoffe mit Ionenbindung.

➤ Unpolare Substanzen lösen sich in unpolaren Substanzen auf. Die schwachen zwischenmolekularen Anziehungskräfte eines unpolaren löslichen Stoffes können nur durch die schwachen zwischenmolekularen Kräfte eines unpolaren Lösungsmittels überwunden werden. Unpolare Lösungsmittel (Benzol, Hexan, Chloroform, Diethylether) können unpolare lösliche Stoffe auflösen.

➤ Wasser kann beispielsweise Salze auflösen, löst aber kein Öl auf.

➤ Einige Stoffe (Ethanol, Seife) können sich sowohl in polaren als auch in unpolaren Lösungsmitteln auflösen.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Welches Lösungsmittel, Wasser oder Hexan, C_6H_{14} würden Sie wählen, um jede der folgenden Substanzen aufzulösen? Kreuzen Sie das Kästchen an, wenn sich ein bestimmter löslicher Stoff in einem von den beiden Lösungsmitteln auflöst.

gel. Stoff Lösungsmittel	HF	Octan (C_8H_{18})	$(NH_4)_2SO_4$	Benzin	Iod (I_2)	Methanol CH_3OH	H_2SO_4	Benzol (C_6H_6)
Wasser								
Hexan								

2. Festes Kaliumchlorid, KCl , ist in Wasser zugegeben. Es löst sich auf, weil:

- A) Die K^+ - Ionen werden angezogen: B) Die Cl^- Ionen werden angezogen:
- a. von der negativen Teilladung des Wasser-Dipols. a. von der negativen Teilladung des Wasser-Dipols.
- b. von der positiven Teilladung des Wasser-Dipols. b. von der positiven Teilladung des Wasser-Dipols.

3. Sofort-Kältepackungen mit Ammoniumchlorid, NH_4Cl , werden als Erste-Hilfe-Maßnahme bei leichten Verletzungen wie Verstauchungen, Zerrungen, Knochenbrüchen, etc. verwendet. NH_4Cl wird in einem dünnen Plastikbeutel eingeschweißt. Wasser wird zusammen mit dem NH_4Cl -Beutel in einen festeren Plastikbeutel eingefüllt und verschlossen. Wird die Trennwand zwischen den Beuteln mechanisch zerstört, kommt das Ammoniumchlorid schnell raus. Beschreiben Sie den daraus folgenden Vorgang.

1. Löslichkeit kann als die maximale Menge eines Stoffes (gelöster Stoff) definiert werden, die sich bei einer bestimmten Temperatur in einer bestimmten Menge eines anderen Stoffes (Lösungsmittel) löst.

Wenn sich der zu lösende Stoff im Lösungsmittel löst, wird er als **löslich** bezeichnet, löst sich der Stoff im Lösungsmittel nicht, ist er **unlöslich**. Salz ist zum Beispiel in Wasser löslich, während Öl in Wasser unlöslich ist.

In Abhängigkeit davon, ob das Lösungsmittel weitere Mengen an gelöstem Stoff lösen kann, unterscheiden wir die folgenden Lösungen:

▶ **Gesättigt:** Die Lösung enthält die maximale Menge gelöster Substanz bei einer bestimmten Temperatur. Eine gesättigte Lösung befindet sich in einem Gleichgewichtszustand zwischen einem gelösten und ungelösten festen Solvat. Der gelöste Stoff löst sich weiter auf. Bei weiterer Substanzzugabe setzt sich diese als Bodenkörper in Form eines Niederschlages ab. Das Löslichkeitsgleichgewicht ist ein physikalischer Zustand, bei dem die Auflösungsgeschwindigkeit eines gelösten Stoffes der Kristallisationsgeschwindigkeit gleich ist. Sie wird durch die Gleichung dargestellt: ungelöstes Solvat \rightleftharpoons gelöstes Solvat, wobei Teilchen des Bodenkörpers in Lösung gehen, aber auch die Teilchen aus der Lösung in den Bodenkörper übergehen (Kristallisation).

▶ **Ungesättigt:** Die Lösungen enthalten noch nicht die maximale Menge an gelöster Substanz. Bei weiterer Substanzzugabe löst sich diese weiter auf.

▶ **Übersättigt:** Lösungen, die mehr vom gelösten Stoff enthalten, als es seiner Löslichkeit bei der betreffenden Temperatur entspricht. Sie sind instabil und können auskristallisieren, wenn ihnen ein Impfkristall zugesetzt wird.

2. Einflussfaktoren der Löslichkeit

2.1. Temperatur (bei wässrigen Lösungen)

▶ Bei den meisten Feststoffen wie Natriumnitrat (NaNO_3), Kaliumchlorid (CaCl_2) usw., nimmt die Löslichkeit mit steigender Temperatur zu (*siehe Abbildung unten*). Da die durchschnittliche kinetische Energie der Lösungsmoleküle mit steigender Temperatur zunimmt, trennen die Lösungsmittelmoleküle leichter die Moleküle des gelösten Stoffes. Daher ist der Lösungsvorgang endotherm, $\Delta H^0 > 0$.

▶ Bei einigen Feststoffen nimmt die Löslichkeit mit steigender Temperatur ab, dementsprechend ist der Lösungsvorgang exotherm, $\Delta H^0 < 0$. Ein Beispiel dafür ist das auf der Abbildung dargestellte Cer (III) Sulfat ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$).

▶ Die Löslichkeit der im Wasser gelösten Gase nimmt mit steigender Temperatur ab. Der Lösungsvorgang ist exotherm, $\Delta H^0 > 0$.

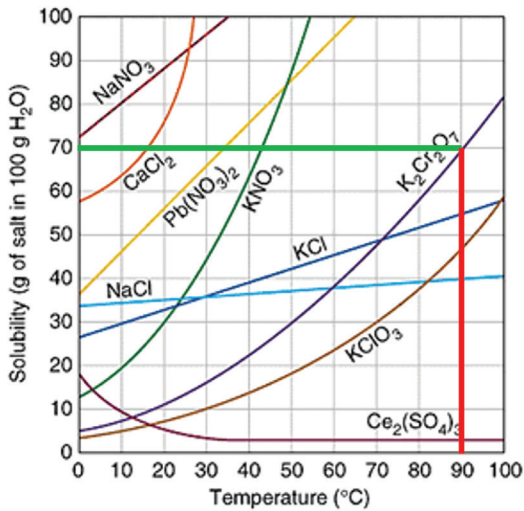
2.2. Druck (bei wässrigen Lösungen)

Der Druck bewirkt die Löslichkeit der Gase. Beim Druckanstieg auf der Lösung erhöht sich die Löslichkeit der Gase. Diesen Zusammenhang kennt man aus dem Physikunterricht als Henrys Gesetz. Demnach ist *“Die Konzentration eines Gases in einer Flüssigkeit zum Partialdruck des entsprechenden Gases auf der Flüssigkeit bei konstanter Temperatur recht proportional.”*

Henrys Gesetz gilt nur dann, wenn keine chemische Reaktion zwischen dem gelösten Stoff und dem Lösungsmittel verläuft.

Das Auflösen von Ammoniakgas in Wasser befolgt zum Beispiel das Henry-Gesetz nicht, aufgrund einer chemischen Reaktion zwischen Ammoniak und Wassermolekülen und der Bildung von Ammoniumhydroxid.

14 LÖSLICHKEIT



3. Beschreibung der Löslichkeitskurve

Die Löslichkeitskurve (*Abbildung*) wird häufig eingesetzt, um das Verhältnis von Löslichkeit und Temperatur darzustellen. Jede Kurve zeigt die Menge eines gelösten Stoffes, die sich in **100 g** Wasser bei verschiedenen Temperaturen löst. Jede Menge an gelöstem Stoff unterhalb der Linie zeigt an, dass die Lösung ungesättigt ist, die oberhalb der Linie zeigt die übersättigte Lösung an. Jede Menge an gelöstem Stoff auf der Linie zeigt an, dass die Lösung gesättigt ist. Wie von der *Abbildung* zu sehen ist, zeigt die Löslichkeitskurve von Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ (die lila Kurve), wie sich seine Löslichkeit mit der Temperatur ändert. **70** Gramm $K_2Cr_2O_7$ (auf der y-Achse) löst sich bei **90°C**

(auf der x-Achse) auf und bildet eine gesättigte Lösung, indem der Schnittpunkt der beiden Linien (grünen und roten) auf der Kurve liegt. **80** Gramm $K_2Cr_2O_7$ stellen eine übersättigte Lösung her (der Schnittpunkt liegt über der Kurve) bei gleicher Temperatur, während **50** Gramm $K_2Cr_2O_7$ bei **90°C** eine ungesättigte Lösung (der Schnittpunkt liegt unter der Kurve) erzeugen.

<http://www.dynamicscience.com.au/tester/solutions1/chemistry/solutions/solubilitycurves.html>

Testen Sie Ihr Wissen:

Für Aufgaben 1-4 nutzen Sie das oben gezeigte Diagramm (*Abbildung*).

1. Bestimmen Sie, ob die folgenden Lösungen ungesättigt, gesättigt oder übersättigt sind.

- | | |
|--|--|
| a) 50g KCl bei 70°C | d) 20g KClO₃ bei 40°C |
| b) 90g NaNO₃ bei 20°C | e) 30g of NaCl bei 60°C |
| c) 10g Ce₂(SO₄)₃ bei 10°C | f) 40g Pb(NO₃)₂ bei 30°C |

2. Wie viel Gramm der folgenden löslichen Stoffe müssen zu 100g Wasser hinzugefügt werden, um bei der vorgegebenen Temperatur eine gesättigte Lösung (auf der Linie) herzustellen?

- | | | |
|--|--|--------------------------------|
| a) KClO₃ bei 50°C | b) CaCl₂ bei 20°C | c) NaCl bei 90°C |
|--|--|--------------------------------|

3. Bestimmen Sie, welche der Lösungen bei 40°C konzentrierter ist (mehr gelöstes Solvat enthält).

- | | |
|--|---------------------------------------|
| a) eine gesättigte NaCl -Lösung | b) eine gesättigte KCl -Lösung |
|--|---------------------------------------|

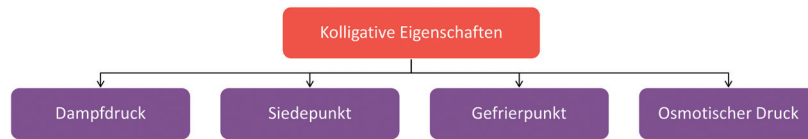
4. Eine Masse von **30 g KClO₃** wird in 100 g bei 70°C gelöst:

- Was für eine Lösung wird hergestellt?
- Die Lösung wird auf 30°C abgekühlt. Wie viel Gramm Kristalle entstehen dabei?

Antworten: a) gesättigt; b) 10 g

Das Wort **kolligativ** stammt aus dem lateinischen Wort *colligere* und bedeutet „durch Binden zu vereinigen“.

Physikalische Eigenschaften von Lösungen, die nur von der Teilchenanzahl, aber nicht von der Art des gelösten Stoffes abhängen, nennt man kolligative Eigenschaften.



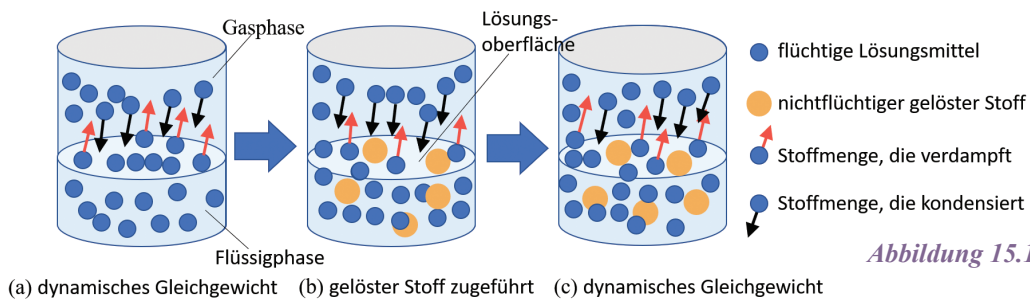
Es werden nur Eigenschaften von nicht flüchtigen Stoffen und Nichtelektrolyten berücksichtigt. Im Grunde genommen wandeln sich solche Substanzen nicht ohne weiteres Verdampfen in ein Gas um und dissoziieren sich beim Auflösen in Ionen nicht. Beispiele dafür sind Glucose, Saccharose, Glycerin, Ethylenglykol usw.

• Dampfdruck

Der Dampfdruck ist der Druck, den ein Dampf (Gas) einer Flüssigkeit oder eines Feststoffs auf seine Flüssigkeitsoberfläche bei einer bestimmten Temperatur ausübt. Bei diesem Druck wird die Flüssigkeit in Dämpfe umgewandelt. Wenn sich ein reines Lösungsmittel wie Wasser oder eine beliebige flüchtige Substanz (leicht verdampfende) in einem geschlossenen Behälter bei einer bestimmten Temperatur befindet, verdampfen oder kondensieren seine Moleküle mit der gleichen Geschwindigkeit in einem dynamischen Gleichgewicht: (*Flüssigkeit* \rightleftharpoons *Gas*). Dies passiert, weil die Moleküle mit hoher Energie dazu neigen, aus der flüssigen in die gasförmige Phase überzugehen. Der Vorgang wird als **Verdampfen** bezeichnet. Gleichzeitig kollidieren die in Dämpfen liegenden Moleküle mit den Behälterwänden oder mit der Flüssigkeitsoberfläche und treten wieder in die Lösung ein. Dieser Vorgang wird als Kondensation bezeichnet.

Im Gleichgewicht: $v_{\text{Verdampfen}} = v_{\text{Kondensation}}$

Wenn ein nicht flüchtiger löslicher Stoff zugegeben wird, reduzieren seine Teilchen die Anzahl der Lösungsmittelteilchen auf der Oberfläche, da sie solvatisiert (hydratisiert) werden. Dadurch können weniger Lösungsmittelteilchen von der Oberfläche verdampfen, was den Dampfdruck der Flüssigkeit senkt. Die Verdampfungsgeschwindigkeit nimmt ab, obwohl die Kondensation mit der gleichen Geschwindigkeit weiterläuft. Da die Kondensationsgeschwindigkeit höher ist als die des Verdampfens, wird der Dampfdruck verringert. Bei einem niedrigeren Druck stellt sich ein neues dynamisches Gleichgewicht ein. Die unten gezeigte *Abbildung 15.1* erklärt, warum der Dampfdruck einer Lösung eines nicht flüchtigen Stoffes wie Saccharose geringer ist als der Dampfdruck von reinem Wasser.



Raoult'sches Gesetz beschreibt den Zusammenhang zwischen dem Dampfdruck eines Lösungsmittels und der Konzentration eines gelösten Stoffes.

• Siedepunktserhöhung

Die Temperatur, bei der der Dampfdruck einer Flüssigkeit gleich dem Druck um die Flüssigkeit ist, wird **Siedepunkt** genannt. Er ist die Temperatur, bei der die Flüssigkeit siedet. Befindet sich die Flüssigkeit in einem geschlossenen System, entspricht ihr Druck dem Innendruck über der Flüssigkeit. Befindet sich die Flüssigkeit in einem offenen System, entspricht ihr Druck dem Atmosphärendruck. Die Einheit des Atmosphärendrucks ist **760 mmHg** (Torr) oder **101.3 kPa** oder **1 atm**. Da $p < p_0$, steigt der Siedepunkt einer Lösung mit zunehmender Anzahl gelöster Teilchen. Die Siedepunktserhöhung ist proportional zur Konzentration des gelösten Stoffes: $\Delta T_{sdp} \propto c$. *Die Steigerung der Konzentration eines gelösten Stoffes erhöht den Siedepunkt einer Lösung. Daher siedet eine Lösung mit einer größeren Anzahl von gelösten Teilchen bei einer höheren Temperatur als eine weniger konzentrierte Lösung.*

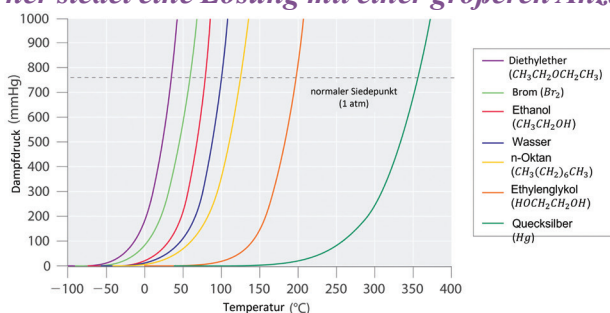


Abbildung 15.2 Der Dampfdruck einiger Flüssigkeiten als Funktion der Temperatur

https://chem.libretexts.org/Courses/Mount_Royal_University/Chem_1201/Unit_5%3A_Intermolecular_Forces/5.5%3A_Vapor_Pressure

• Erstarrungstemperaturerniedrigung

Die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit zu einem Feststoff kristallisiert (gefriert), wird als Erstarrungstemperatur bezeichnet. Dies ist der Punkt, an dem der Dampfdruck einer Flüssigkeit dem Dampfdruck der festen Phase entspricht, beide Phasen sind also im Gleichgewicht. Es ist bekannt, dass Wasser bei **0°C** erstarrt. Falls ein nicht flüchtiger Stoff dem Wasser zugesetzt wird, liegt die Erstarrungstemperatur von Lösungen niedriger als die Erstarrungstemperatur des reinen flüssigen Lösungsmittels. Die Erstarrungstemperatur einer Lösung wird durch die Senkung ihres Dampfdrucks erniedrigt. Die Erstarrungstemperatur ΔT_G ist proportional zu der Konzentration des gelösten Stoffes: $\Delta T_G \propto c$. *Die Erhöhung der Konzentration eines gelösten Stoffes verringert den Gefrierpunkt der Lösung.*

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Warum ist der Dampfdruck einer wässrigen Glucose-Lösung niedriger als der von Wasser?
2. Ethylenglykol (Frostschutzmittel) wird eingesetzt, um das Erstarren des Wassers in den Fahrzeugmotoren zu verhindern. Warum?
3. Auf Meereshöhe beträgt der Luftdruck **1 atm** oder **760 mmHg**, nimmt jedoch mit der Höhe ab. Auf dem Gipfel des Mount Everest sinkt er auf über **228 mmHg** oder **0.30 atm**. Wasser siedet bei **100°C** auf Meereshöhe und bei **68°C** auf dem Everest. Erklären Sie diesen Temperaturunterschied in Bezug auf den Dampfdruck. Warum ist es für Bergsteiger schwierig, dort eine Tasse Tee oder Kaffee zuzubereiten?
4. Die Dampfdruckkurven von Diethylether, Brom, Ethanol und Ethylenglykol sind in der obigen Grafik dargestellt (Abbildung 15.2). Ordnen Sie die Flüssigkeiten anhand der Grafik nach steigendem Dampfdruck und sinkendem Siedepunkt zu.

- **Diffusion**

Diffusion (die selbstständige Durchmischung der Stoffe) ist die Bewegung der Teilchen aus einem Bereich hoher in einen Bereich geringer Konzentration. Das Wort „Diffusion“ leitet sich vom lateinischen Wort „diffundere“ ab, was „verstreuen“, „ausbreiten“ bedeutet.

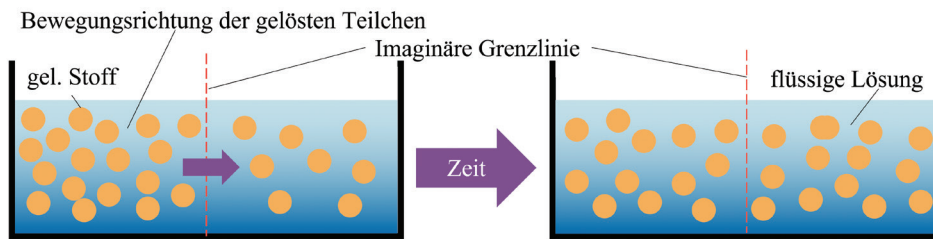


Abbildung 16.1

Diffusion tritt aufgrund des Unterschieds in der Konzentration gelöster Teilchen auf, die sich frei in dem von ihnen besetzten Raum bewegen. Der Prozess findet so lange statt, bis die gelösten Teilchen gleichmäßig in dem Lösungsmittel verteilt sind, wie in *Abbildung 16.1* oben dargestellt ist. Die beiden flüssigkeitsgefüllten Behälter sind in der Mitte durch eine imaginäre punktierte Grenzlinie getrennt. Der linke enthält zwei gleiche Fächer mit unterschiedlicher Verteilung der gelösten Teilchen, die sich regellos in alle Richtungen bewegen. Die gelösten Teilchen bewegen sich aus einem Bereich (links), in dem sie stärker konzentriert sind, zu einem Bereich (rechts) geringerer Konzentration. Sie diffundieren (breiten sich aus), bis sie die Konzentration in der gesamten Lösung ausgleichen. Dies geschieht auf natürliche Weise, weil das System nach dem Gleichgewichtszustand strebt und ihn erreicht. In diesem Fall bewegen sich die Teilchen in der Lösung in beide Richtungen. Wie in der obigen Abbildung gezeigt, erreicht die Lösung in beiden Fächern des rechten Behälters nach einiger Zeit den Zustand des Diffusionsgleichgewichts.

Diffusion findet in Flüssigkeiten und Gasen statt, weil sich ihre Teilchen schnell umeinander herumbewegen und sich spontan vermischen können. Es ist wichtig für Lebewesen, da sich einige Substanzen in und außerhalb der Zellen bewegen.

- **Osmose**

Die Bewegung von Lösungsmittelteilchen (normalerweise Wasser) durch eine halbdurchlässige Membran hindurch aus Bereichen niedriger in Bereiche höherer Konzentration an gelösten Stoffen ist als Osmose bekannt. Die *halbdurchlässige* Membran ist eine dünne Stoffschicht, die Lösungsmittelmoleküle durchlässt, die gelösten Teilchen hingegen zurückhält. Sie trennt die Lösung vom reinen Lösungsmittel. Osmose ist eine spezielle Art der Diffusion. Dies kann anhand des in *Abbildung 16.2* unten gezeigten U-Rohrs veranschaulicht werden. Der linke Rohrarm enthält reines Wasser und der rechte – eine wässrige Zuckerlösung. Die Wassermoleküle bewegen sich durch die Membran hindurch von links nach rechts (aus dem reinen Lösungsmittel zur Lösung), erreichen die Lösung und versuchen auf beiden Seiten die gleiche Konzentration zu erzeugen. Die Bewegungsgeschwindigkeit der Wassermoleküle (von links nach rechts) ist größer als diese in der entgegengesetzten Richtung. Folglich steigt der Füllstand der Lösung in der rechten Röhre an. Die Wassermoleküle fließen mit unterschiedlicher Geschwindigkeit in beide Richtungen weiter, bis sich die Niveaus in den beiden Armen nicht mehr ändert, das bedeutet, das Gleichgewicht ist erreicht.

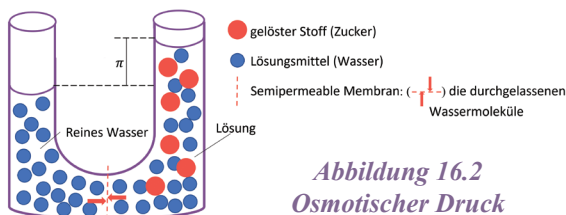


Abbildung 16.2
Osmotischer Druck

Druck ist zur Konzentration der gelösten Teilchen in jedem Volumen einer Lösung proportional: $\pi = c \cdot R \cdot T = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$, π – osmotischer Druck; c – Stoffmengenkonzentration der Lösung, mol/L ; R – Gaskonstante ($0.08206 L \cdot atm/mol \cdot K$); T – die absolute Temperatur in Grad Kelvin.

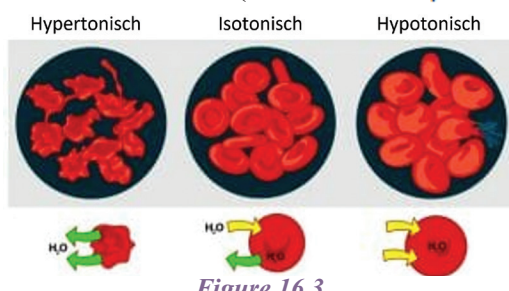


Figure 16.3

<https://biologydictionary.net/osmotic-pressure/>
 hineinkommt. Dadurch schrumpfen die Zellen. Der osmotische Druck der Lösung außerhalb der Zelle ist höher als dieser innerhalb der Zelle. Bringt man die Blutzellen in eine **isotonische Lösung**, so ist der osmotische Druck innerhalb und außerhalb der Zellen gleich. Die Zellen behalten ihre normale Größe, was ihr üblicher Zustand im Plasma ist. Werden die Zellen in eine **hypotonische Lösung** gebracht, ist der osmotische Druck innerhalb der Zellen höher als der osmotische Druck außerhalb der Zellen. Das Wasser dringt schneller in die Zellen herein, als es sie verlässt. Die Konzentration des gelösten Stoffes in den Zellen ist höher als diese der Umgebung. Dadurch schwellen die Zellen an und platzen.

• **Osmotischer Druck.** Das ist der Druck, den man auf die Lösungsseite ausüben muss, um die Bewegung der Lösungsmittelmoleküle durch eine halbdurchlässige Membran zu verhindern. Er ist dem Druck gleich, der auf den rechten Arm des Röhrchens ausgeübt wird. Der osmotische

Anwendungen von osmotischem Druck

Der osmotische Druck ist von wesentlicher Bedeutung, da er Zellen in lebenden Organismen beeinflusst. Dieser Effekt ist in Abbildung 16.3 links dargestellt. Nehmen wir an, dass sich jede Blutzelle in einer Lösung aus Zucker oder Salzwasser befindet. Wenn die roten Blutkörperchen in eine **hypertonische Lösung** gebracht werden, bewegt sich das Wasser schneller aus den Zellen heraus, als es

Testen Sie Ihr Wissen:

- Ergänzen Sie die fehlenden Wörter im Satz:
 Diffusion ist die _____ Bewegung gelöster Teilchen aus einem Bereich _____ Konzentration zu einem Bereich _____ Konzentration, bis sie _____ verteilt sind.
- Viele Menschen tragen gerne Parfüms und wählen den Duft meist nach ihren Vorlieben aus. Beim Öffnen eines Parfümflakons verlassen die Duftmoleküle den Behälter und strömen sich in alle Richtungen aus. Erklären Sie den Vorgang der Diffusion.
- Was passiert bei der Osmose? Wählen Sie die beste Antwort.
 - Reines Lösungsmittel und der gelöste Stoff diffundieren gleichzeitig durch eine Membran.
 - Reiner gelöster Stoff diffundiert durch eine Membran, das Lösungsmittel hingegen nicht.
 - Reine Lösungsmittel diffundieren durch eine Membran, gelöste Stoffe jedoch nicht.
 - Gase diffundieren durch eine Membran, Flüssigkeiten tun es nicht.
- Berechnen Sie den osmotischen Druck einer Lösung, in der $0.3 mol/L$ Zuckerlösung vorliegt, bei $25^\circ C$?
- Ordnen Sie die folgenden Lösungen in der Reihenfolge des steigenden osmotischen Drucks bei $20^\circ C$ an:
 c (Saccharose) = $1 mol/L$, c (Ethanol) = $0.5 mol/L$, c (Formaldehyd) = $0.005 mol/L$

1. Multiple-Choice-Fragen. Wählen Sie zu jeder der folgenden Fragen die richtige Antwort aus:

A. Zu den kolligativen Eigenschaften gehören:

- a. Dampfdruck, Lösungsart, Gefrierpunktserniedrigung, Siedepunkt
- b. Siedepunktserhöhung, Gefrierpunkt, Dampfdruck, osmotischer Druck
- c. Siedepunkt, Gefrierpunktserniedrigung, Dampfdruck, osmotischer Druck
- d. Siedepunktserhöhung, Gefrierpunktserniedrigung, Dampfdruck, osmotischer Druck

B. Die kolligativen Eigenschaften sind abhängig von:

- a. der Konzentration gelöster Teilchen
- b. der Art des gelösten Stoffes
- c. der Art des Lösungsmittels
- d. der chemischen Formel des gelösten Stoffes

C. Was passiert mit dem Gefrierpunkt und dem Siedepunkt einer Lösung, wenn ihr ein gelöster Stoff zugegeben wird?

- a. Der Gefrierpunkt steigt, aber der Siedepunkt sinkt.
- b. Der Gefrierpunkt sinkt und der Siedepunkt sinkt.
- c. Der Gefrierpunkt steigt und der Siedepunkt steigt.
- d. Der Gefrierpunkt sinkt, der Siedepunkt hingegen steigt.

D. Wenn einer Lösung ein Lösungsmittel wie Wasser zugesetzt wird, ... die Konzentration der Lösung:

- a. erhöht sich
- b. ändert sich nicht
- c. erniedrigt sich
- d. bleibt konstant

E. Wenn Wasser einem nicht flüchtigen gelösten Stoff zugegeben wird, erhöht die Lösung ihren/ihre:

- a. Dampfdruck
- b. Temperatur
- c. Siedepunkt
- d. Gefrierpunkt

F. Welche der folgenden wässrigen Lösungen weist den niedrigsten Gefrierpunkt auf:

- a. 0.75 mol/L Glucose
- b. 0.05 mol/L Formaldehyd
- c. 1.5 mol/L Ethylalkohol
- d. 1.0 mol/L Benzol

G. Eine ungesättigte Lösung enthält:

- a. weniger gelösten Stoff als die gesättigte Lösung
- b. mehr gelösten Stoff als die gesättigte Lösung
- c. die gleiche Menge an gelöstem Stoff wie die gesättigte Lösung
- d. weniger Lösungsmittel als die gesättigte Lösung

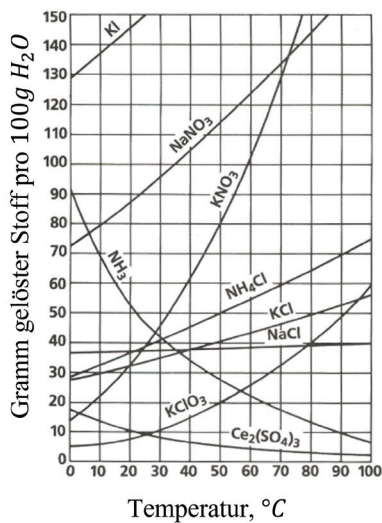
H. Welche der folgenden Aussagen zum Dampfdruck ist richtig?

- a. Bei gleicher Temperatur ist der Dampfdruck der Lösung höher als der eines reinen Lösungsmittels
- b. Bei gleicher Temperatur ist der Dampfdruck des reinen Lösungsmittels dem Dampfdruck der Lösung gleich.
- c. Bei gleicher Temperatur ist der Dampfdruck der Lösung geringer als der des reinen Lösungsmittels.
- d. Bei gleicher Temperatur ist der Dampfdruck des reinen Lösungsmittels niedriger als der Dampfdruck der Lösung.

2. Welche Molarität hat eine Lösung mit einem osmotischen Druck von 2 atm bei 27°C ? Nehmen Sie an, dass der gelöste Stoff ein Nichtelektrolyt ist.

3. Berechnen Sie den osmotischen Druck (in Atmosphären) bei 22°C von 1.00 L Lösung, die 36.3 g Glucose enthält ($M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180.16 \text{ g/mol}$).

4. Natriumchlorid wird häufig verwendet, um vereiste Straßen und Gehwege zu säubern. Erklären Sie, wie dieser Prozess in Bezug auf die kolligativen Eigenschaften abläuft



5. Verwenden Sie das angegebene Löslichkeitsdiagramm, um die folgenden Fragen zu beantworten:

a. Wäre die hergestellte Lösung ungesättigt, gesättigt oder übersättigt, wenn $80 \text{ Gramm NH}_4\text{Cl}$ bei 60°C in Wasser gelöst werden?

b. Wie viel Gramm lösen sich nicht auf, wenn 135 g KNO_3 zu 100 g Wasser bei 50°C zugegeben werden?

c. Welche Masse an NH_3 wird benötigt, um eine gesättigte Lösung zu bilden, wenn das NH_3 in 150 g Wasser bei 40°C gelöst wird?

d. Bestimmen Sie, welche der folgenden Lösungen bei 30°C konzentrierter ist: eine gesättigte Lösung von $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ oder eine gesättigte Lösung von KClO_3 .

6. Die folgende Tabelle zeigt den Dampfdruck von drei verschiedenen Flüssigkeiten im Temperaturbereich $20^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C}$. Die Daten wurden dem [Engineering ToolBox](https://www.engineeringtoolbox.com/) entnommen und von <https://www.engineeringtoolbox.com/> abgerufen. Der Außendruck auf Meereshöhe beträgt 101.3 kPa . Ordnen Sie die Flüssigkeiten bezüglich a, b und c in ihrer Reihenfolge zu:

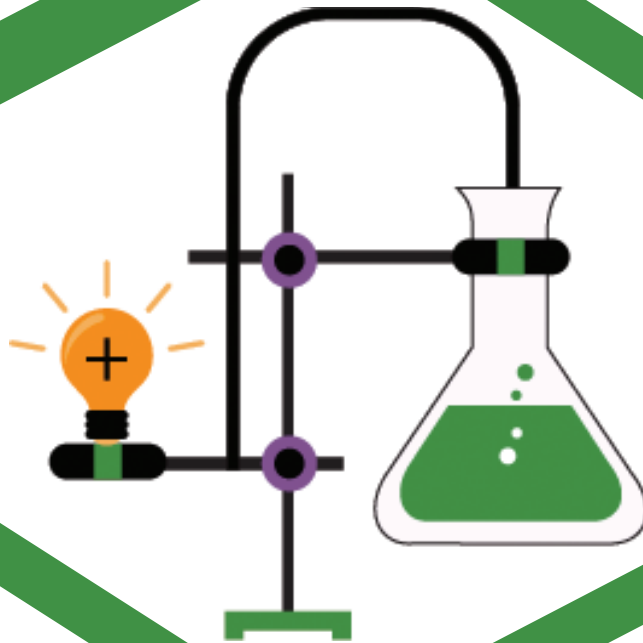
	Ethylalkohol	Hexan	Essigsäure
Dampfdruck, kPa	12,4	17,6	2,1

- Erhöhung der Siedetemperatur
- Senkung der Erstarrungstemperatur
- Senkung des osmotischen Drucks

7. Welche wässrige Lösung hat den niedrigsten Gefrierpunkt?

- 0.30 mol/L Glucose
- 1.2 mol/L Methanol
- 1.5 mol/L Ethanol
- 0.5 mol/L Propanol

ELEKTRO- LYTLÖSUNGEN



1. Elektrolyt- und Nichtelektrolyt-Lösungen

Ein Elektrolyt ist eine Substanz, die in einer wässrigen Lösung ionisiert. Die durch den Elektrolyten gebildeten Ionen (geladene Teilchen) bewegen sich in der Lösung frei und leiten den Strom. Elektrolyte sind lösliche Verbindungen mit ionischer Struktur wie Alkalien und Salze und mit polaren kovalenten Bindungen wie Säuren.

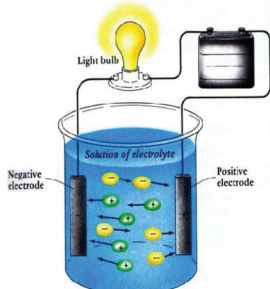


Abbildung 18.1
<https://www.slideshare.net/>

Abbildung 18.1 zeigt ein Gerät zur Messung der elektrischen Leitfähigkeit einer Lösung. Es besteht aus zwei Elektroden, die in eine wässrige Lösung eines Elektrolyten eingetaucht und an den Plus- bzw. Minuspol einer Batterie angeschlossen sind. Einer der Batteriepole ist einer Glühlampe und einer der Elektrode angeschlossen. Die Lampe leuchtet auf, was ein Hinweis auf elektrischen Stromfluss ist.

Ein Nichtelektrolyt ist eine Substanz, die keine Ionen in wässriger Lösung bildet. Seine Moleküle bleiben unverändert. Daher kann es keinen Strom leiten. Nichtelektrolyte sind die meisten organischen Verbindungen (Saccharose, Alkohole, Fette usw.) und Verbindungen unpolarer Moleküle wie Wasserstoff, Sauerstoff, Edelgase usw.

2. Elektrolytische Dissoziation (Ionisation)

2.1. Definition: Die Eigenschaften von Elektrolytlösungen wurden 1884 vom schwedischen Wissenschaftler Svante Arrhenius erklärt. Der Arrhenius-Theorie der elektrolytischen Dissoziation nach spalten sich (dissoziieren) die Moleküle eines Elektrolyten in Wasser in positive Ionen, Kationen, und negative Ionen, Anionen auf. **Das Aufspalten eines Elektrolyten in Ionen beim Auflösen in Wasser wird als elektrolytische Dissoziation bezeichnet.**

Wenn Natriumchlorid in Wasser gelöst wird, entstehen Natriumkationen und Chloridanionen, wie in der Gleichung: $NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$

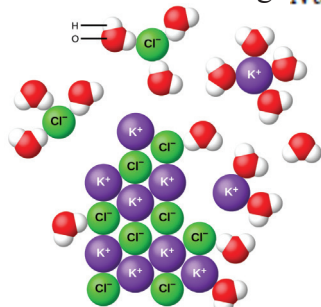


Abbildung 18.2
<https://socratic.org/questions/>

2.2. Mechanismus der elektrolytischen Dissoziation

✓ Dissoziation von Stoffen mit ionischer Struktur

Wird eine Ionensubstanz wie KCl in Wasser gebracht (Abbildung 18.2), werden die Wassermoleküle von den Ionen an der Gitteroberfläche angezogen. Die negativen Pole der Wassermoleküle (Sauerstoffatome) ziehen die positiv geladenen Kaliumkationen (K^+) an, während die negativ geladenen Chloridanionen (Cl^-) von den positiven Polen der Wassermoleküle angezogen werden. Dadurch umgeben die Wassermoleküle jedes K^+ oder Cl^- Ion, schwächen die Anziehungskräfte der Ionen zueinander und die Bindungen zwischen K^+ und Cl^- Ionen im Kristallgitter ab. Die hydratisierten Kalium- und Chloridionen trennen sich und bewegen sich frei in der Lösung. Die Dissoziation (Ionisation) von KCl wird durch die folgende Gleichung beschrieben: $KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$. Ionenverbindungen wie Basen leiten auch im geschmolzenen Zustand elektrischen Strom. Ihre Ionen bewegen sich nicht frei, da sie im Kristallgitter durch starke elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten werden. Falls Feststoffe auf ihren Schmelzpunkt erhitzt werden, werden sie zu Flüssigkeiten, die elektrolytisch dissoziieren. Calciumcarbonat ($CaCO_3$) ist beispielsweise in Wasser unlöslich, im geschmolzenen Zustand aber elektrolytisch. Das geschmolzene Natriumchlorid leitet ebenfalls elektrischen Strom wie in wässriger Lösung. Dennoch schmelzen nicht alle Feststoffe beim Erhitzen. Einige verbrennen oder zersetzen sich.

✓ Dissoziation von Stoffen molekularer Struktur Säuren sind Verbindungen, deren Moleküle durch gemeinsame polare kovalente Bindungen zusammengehalten werden. Löst sich eine

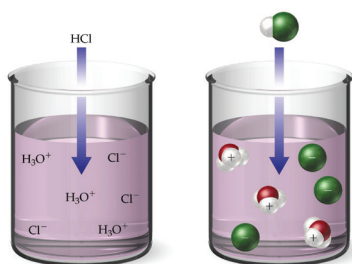


Abbildung 18.3

<https://socratic.org/questions/>

Säure in H_2O auf, werden die am stärksten polaren Bindungen durch die Wechselwirkung der Säure- und H_2O -Moleküle aufgespalten. Die Säuremoleküle spalten sich in Ionen auf. Beispielsweise zerfällt die Salzsäure, die üblicherweise durch Lösen von HCl in Wasser hergestellt wird, in Wasserstoffkation (H^+) und Chloridanion (Cl^-). Das Wasserstoff-Kation, das aus nur einem Proton besteht, tritt in gegenseitige Wechselwirkung mit den freien Elektronenpaaren, um ein Hydronium-Ion /das geladene Molekül, das durch die Bindung des Protons einer Säure an eines der beiden freien Elektronenpaare des Sauerstoffatoms im Wassermolekül entsteht/ zu bilden. Das Hydronium-Ion hat damit die Summenformel H_3O^+ ; es liegt üblicherweise hydratisiert vor, wie in der *Abbildung 18.3* dargestellt. Die elektrolitische Dissoziation von HCl wird durch die Gleichung beschrieben: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$.

Das Wasserstoffkation (H^+) kann als Hydronium-Ion (H_3O^+) geschrieben werden, wenn eine Säure in Wasser gelöst wird: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

3. Kolligative Eigenschaften der Elektrolytlösungen

Sowohl Elektrolyte als auch Nichtelektrolyte haben kolligative Eigenschaften. Der Unterschied besteht darin, dass Elektrolyte einen viel größeren Einfluss auf die kolligativen Eigenschaften haben als Nichtelektrolyte. Elektrolyte dissoziieren in zwei oder mehr Ionen, wenn sie in einem Lösungsmittel gelöst werden, während Nichtelektrolyte in molekularer Form vorliegen. Die Siedepunkterhöhung von Calciumchlorid ($CaCl_2$) z.B. ist höher als die Siedepunkterhöhung von Saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) der gleichen Konzentration, weil $CaCl_2$ in drei Ionen pro Formeleinheit dissoziiert. $1 \text{ Mol } CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2Cl^-$ (1 Mol Ca^{2+} and 2 Mol Cl^-); $1 \text{ Mol } C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2O} 1 \text{ Mol}$ Moleküle.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Welche Stoffe werden Elektrolyte und Nichtelektrolyte genannt?
2. Welche der folgenden Stoffe leiten elektrischen Strom?

a. Kaliumiodid-Lösung	d. Chlorwasserstoff-Lösung
b. geschmolzenes Natriumsulfat	e. geschmolzene Saccharose
c. Essigsäure	f. festes Natriumchlorid
3. Was bedeutet elektrolitische Dissoziation? Erklären Sie die Rolle von Wasser dabei.
4. Stellen sie die chemischen Gleichungen der Dissotiation von 1Mol folgender Verbindungen in Wasser auf:
 $NaOH, HNO_3, HBr, KHCO_3, HCN, K_2SO_4, FeCl_3$
5. Welche wässrige Lösung hat einen höheren Siedepunkt und einen niedrigeren Gefrierpunkt: 0.3 mol/L Calciumphosphat, $Ca_3(PO_4)_2$ oder 0.3 mol/L Ethylalkohol, C_2H_5OH ?
6. Welche der folgenden wässrigen Lösungen hat einen höheren osmotischen Druck: 0.2 mol/L Kaliumbromid, KBr oder 0.2 mol/L Formaldehyd, $HCHO$?

1. Dissoziationsgrad

Studien über Elektrolyte haben gezeigt, dass sich Elektrolyte durch ihre Fähigkeit, elektrischen Strom zu leiten, unterscheiden, da sie unterschiedlich stark dissoziieren. Einige Elektrolyte dissoziieren fast vollständig in Ionen, andere – in geringem Maße. Das quantitative Maß der Dissoziation eines bestimmten Elektrolyten in einer Lösung wird als sein Dissoziationsgrad, α , definiert. Der Dissoziationsgrad ist das Verhältnis der dissoziierten Molekülanzahl zur Gesamtzahl der gelösten Moleküle in einer bestimmten Lösung.

$$\alpha\% = \frac{\text{Anzahl der dissoziierten Moleküle}}{\text{Gesamtzahl der gelösten Moleküle}} \cdot 100$$

α wird entweder in Volumeneinheiten von Null (Dissoziation fehlt) bis 1 (vollständige Dissoziation) oder in Prozent (von 0% bis 100%) berechnet, wie es in der Gleichung oben dargestellt ist.

Der Dissoziationsgrad ist abhängig von:

► **Konzentration von Elektrolyten.** Der Dissoziationsgrad eines Elektrolyten nimmt immer mit abnehmender Elektrolytkonzentration zu. Wird ein Lösungsmittel (Wasser) einer Lösung zugegeben, wird der Abstand zwischen den Ionen größer und ihre Rekombination zu Molekülen wird weniger wahrscheinlich.

► **Temperatur.** Mit steigender Temperatur nimmt α zu, da die elektrolytische Dissoziation ein endothermer Prozess ist.

► **Art des Elektrolyten (gelösten Stoffes).**

► **Art des Lösungsmittels.** Die Hauptfunktion eines Lösungsmittels besteht darin, den Prozess des Aufspaltens der Elektrolytmoleküle in Ionen zu beeinflussen. Das universelle Lösungsmittel ist Wasser, obwohl es unpolare Moleküle nicht löst.

Nach dem Dissoziationsgrad werden Elektrolyte in starke, schwache und Nichtelektrolyte eingeteilt.

2. Starke und schwache Elektrolyte

2.1. Starke Elektrolyte dissoziieren in einer Lösung leicht in Ionen, sodass sie vollständig ionisieren. Daher sind sie besonders gute Leiter elektrischen Stroms. Der Dissoziationsgrad starker Elektrolyte ist hoch und variiert von 30% bis 100% ($30\% < \alpha \leq 100\%$). Der Dissoziationsprozess eines starken Elektrolyten ist **irreversibel**. Die allgemeine Gleichung für die Dissoziation eines Elektrolyten AB lautet: $AB \rightarrow A^+ + B^-$, A^+ ist ein positiv geladenes Ion (Kation), während B^- ein negativ geladenes Ion (Anion) ist. Starke Elektrolyte sind starke Säuren (HCl , $HClO_4$, H_2SO_4), starke Basen ($NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, usw.) und Salze ($NaCl$, K_2SO_4 , $Mg(NO_3)_2$, usw.).

2.2. Schwache Elektrolyte dissoziieren nur teilweise und produzieren wenige Ionen. Sie erzeugen wenig elektrischen Strom, da sie schlechte Leiter sind. Schwache Elektrolyte haben einen wesentlich geringeren Dissoziationsgrad als starke Elektrolyte - $\alpha < 30\%$. Die Dissoziation eines schwachen Elektrolytes ist ein **reversibler** chemischer Vorgang. Die Ionen solcher Lösung rekombinieren gleichzeitig zu neutralen Molekülen. Somit erreicht das System einen dynamischen Gleichgewichtszustand zwischen dissoziierten und undissoziierten Molekülen. Essigsäure dissoziiert z.B. in wässriger Lösung teilweise in ein Wasserstoffkation (H^+) oder ein Proton und ein Acetatanion (CH_3COO^-). Die beiden entgegengesetzt geladenen Ionen verbinden sich gleichzeitig zu einem Essigsäuremolekül. Die Reaktionsgleichung lautet: $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$.

Schwache Elektrolyte sind schwache Säuren (HF , H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , usw.), schwache Basen (NH_4OH , $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, usw.), organische Basen und organische Säuren.

3. Einatomige und mehratomige Ionen

► Ein einatomiges Ion wird aus einem einzelnen Atom gebildet. Seine Ladung ist der Differenz zwischen der Anzahl der Protonen und Neutronen gleich. Sind Protonen mehr als Elektronen, ist die Ladung positiv, andernfalls ist die Ladung negativ. Das NaCl dissoziiert beispielsweise in zwei einatomige Ionen. Das Natriumion hat 11 Protonen im Kern (seine Ordnungszahl ist 11) und 10 Elektronen in seiner Elektronenhülle. Daher hat das Natriumion eine positive Ladung (Na^+). Das Chlorid-Ion enthält 17 Protonen (seine Ordnungszahl ist 17)

Häufige mehratomige Ionen			
Ion	Name	Ion	Name
NH_4^+	Ammonium	CO_3^{2-}	Carbonat
NO_2^-	Nitrit	HCO_3^-	Hydrogencarbonat / Bicarbonat
NO_3^-	Nitrat	ClO^-	Hypochlorid
SO_3^{2-}	Sulfid	ClO_2^-	Chlorid
SO_4^{2-}	Sulfat	ClO_3^-	Chlorat
HSO_4^-	Hydrosulfat	ClO_4^-	Perchlorat
OH^-	Hydroxid	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Azetat
CN^-	Cyanid	MnO_4^-	Permanganat
PO_4^{3-}	Posphat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dichromat
HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat	CrO_4^{2-}	Chromat
H_2PO_4^-	Dihydrogenphosphat	O_2^{2-}	Peroxid

und 18 Elektronen, was seine negative Ladung erklärt (Cl^-). Ein weiteres Beispiel ist Kaliumsulfid (K_2S), das in zwei einatomige Kaliumkationen (K^+) und ein Sulfid-Anion (S^{2-}) dissoziiert. $\text{K} \rightarrow 19$ Protonen, 18 Elektronen ($19 - 18 = +1$); $\text{S} \rightarrow 6$ Protonen, 8 Elektronen ($6 - 8 = -2$). Die Gesamtladung jeder Ionenverbindung ist Null.

► Ein mehratomiges Ion enthält eine Gruppe kovalent gebundener Atome mit einer positiven oder negativen Gesamtladung. Die folgende Tabelle führt einige häufig vorkommende mehratomige Ionen auf. Es ist wichtig, die Ladungen dieser Ionen zu kennen, da die meisten Elektrolyte in ein oder mehr mehratomige Ionen dissoziieren.

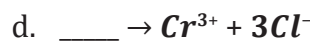
<https://www.expil.com/t/polyatomic-ions-nomenclature-compounds>

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Was bedeutet der Ausdruck: „Der Dissoziationsgrad von Schwefelwasserstoffsäure (H_2S) in einer Lösung mit einer Konzentration von 0.1 mol/L beträgt bei 18°C 0.1% ($\alpha = 0.1\%$)“?
2. Bestimmen Sie, ob die folgenden Verbindungen Elektrolyte oder Nichtelektrolyte sind und kreuzen Sie das entsprechende Kästchen an.

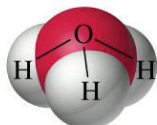
Verbindung	$\text{HF}_{(\text{aq})}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	CuSO_4	H_2CO_3	CH_3OH	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
Elektrolyte							
Nichtelektrolyte							

3. Stellen Sie die Dissoziationsgleichungen folgender Verbindungen auf:
 NaOH , HNO_3 , HBr , KHCO_3 , HCN , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, FeCl_3 , NH_4Cl
4. Gegeben ist eine schwache Elektrolytlösung. Wie kann ihr Dissoziationsgrad erhöht werden?
5. Stellen Sie die Verhältnisformel jedes der folgenden Elektrolyte auf, wenn Sie die Ionen in der wässrigen Lösung kennen.



20 SÄUREN UND BASEN. DER pH-WERT

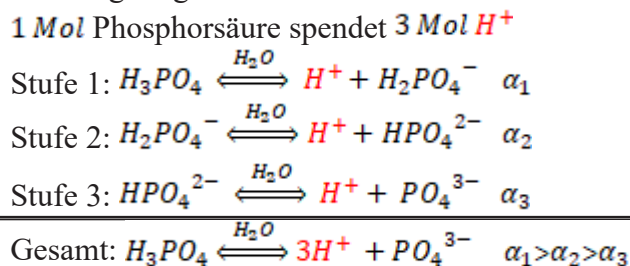
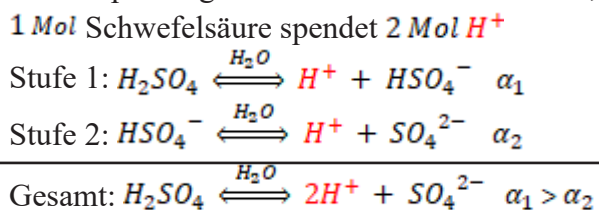
1. Säuren. Der Dissoziationstheorie von ARRHENIUS nach sind Säuren solche Substanzen, die beim Auflösen in Wasser in Wasserstoffkationen (H^+) oder Protonen und Anionen (A^{n-}) zerfallen. Die allgemeine Gleichung für die Säuredissoziation lautet: $H_nA \xrightarrow{H_2O} n H^+ + A^{n-}$



Hydronium ion
 H_3O^+

Figure 20.1
<https://deskarati.com/wp-content/uploads/2014/02/hydronium.jpg>

Das Wasserstoffkation kann nicht selbständig in wässrigen Lösungen existieren. Es verbindet sich sofort mit Wassermolekülen, um ein Hydronium-Ion zu bilden. (H_3O^+). Die hohe positive Ladungsdichte des Wasserstoffions (Proton) führt dazu, dass es den negativen Pol von Wassermolekülen anzieht und mit einem von ihnen kovalente Bindungen aufbaut. So wird es eine genauere Dissoziationsgleichung jeder Säure aufgestellt: $H_nA \xrightarrow{H_2O} n H_3O^+ + A^{n-}$. Üblicherweise wird in der Praxis (H_3O^+) als (H^+) bezeichnet. **Säuren können einprotonig und mehrprotonig sein**, basierend auf der Anzahl der Wasserstoffionen, die eine Säure abgibt, wenn sie in Wasser dissoziiert. **Einprotonige Säuren** können nur ein Wasserstoffion abgeben, wenn sie in Wasser dissoziieren. **1 Mol** Säure dissoziiert in **1 Mol** Wasserstoffkation und **1 Mol** Anion. Einprotonige Säuren sind HCl , HBr , HNO_3 , CH_3COOH , C_6H_5COOH , usw. **Mehrprotonige Säuren** spenden zwei oder drei Mol Wasserstoffionen beim Auflösen in Wasser. **Zweiprotonige Säuren** geben **2 Mol H^+** (Protonen) ab. Beispiele dafür sind H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , $H_2C_2O_4$, usw. **Dreiprotonige Säuren**, wie H_3PO_4 und $C_6H_8O_7$, spenden **3 Mol H^+** . Die Dissoziation von mehrprotonigen Säuren verläuft stufenweise, wie unten gezeigt.

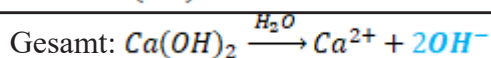
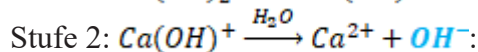
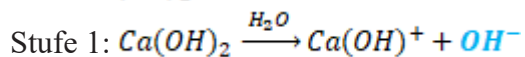


Der Dissoziationsgrad der Schwefelsäure in der ersten Stufe (α_1) ist höher als der in der zweiten Stufe (α_2). Phosphorsäure ist dreiprotonig und ihr Dissoziationsgrad in der ersten Stufe ist am höchsten. Daher nimmt α in den folgenden Stufen ab.

Die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren beruhen auf der Bildung von Wasserstoffionen bei ihrer Dissoziation. Sie schmecken sauer (Zitrone, Essig), haben einen pH-Wert kleiner als 7, färben das Lackmuspapier rot, leiten den elektrischen Strom, wenn sie in Wasser gelöst werden, reagieren mit Metallen, basischen Oxiden und Basen.

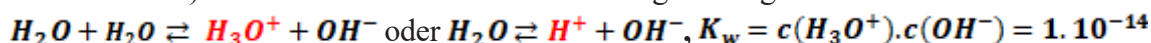
2. Basen. ARRHENIUS-Basen sind Substanzen, die beim Auflösen in Wasser Metallkationen (M^{n+}) und Hydroxid-Anionen (OH^-) abgeben. Daher sind sie wasserlöslich und werden als Alkalien bezeichnet. Die allgemeine Dissoziationsgleichung von Basen lautet: $M(OH)_n \xrightarrow{H_2O} M^{n+} + n OH^-$. Basen können je nach Anzahl der OH^- Ionen ein-, zwei- und dreiwertig sein. Dabei geht es darum, in wie viele Hydroxidionen eine Base in wässriger Lösung zerfällt. **Einwertige Basen** spenden ein OH^- . Dazu gehören Alkalimetallhydroxide ($LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH$). **1 Mol KOH** dissoziiert z.B. in **1 Mol K^+** und **1 Mol OH^-** in Wasser: $KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$

Zweiwertige Basen spenden 2 Mol Hydroxidionen. Solche Basen sind einige Erdalkalimetallhydroxide ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). **Dreiwertige Basen** geben 3 Mol OH^- in wässrige Lösung ab, z.B. $\text{Bi}(\text{OH})_3$. Die Dissoziation mehrwertiger Basen verläuft stufenweise $1 \text{ Mol Ca}(\text{OH})_2$ dissoziiert in 1 Mol Ca^{2+} und 2 Mol OH^- . Die Anwesenheit von Hydroxidionen



bestimmt die gemeinsamen Eigenschaften von Basen. Sie haben einen pH -Wert größer als 7, verfärben das Lackmuspapier blau, in Wasser gelöst sind sie elektrisch leitfähig und sie reagieren mit Säuren und sauren Oxiden.

3. Die pH-Skala. Sehr empfindliche Geräte erkennen eine außerordentlich geringe Leitfähigkeit von reinem Wasser, was erklärt, warum Wasser ein schwacher Elektrolyt ist. Wenn zwei Wassermoleküle miteinander reagieren, können durch Protonenabgabe (H^+) von einem Molekül zum anderen ein Hydronium-Ion und ein Hydroxid-Ion erzeugt werden. Der Vorgang ist als **Autoprotolyse (Autodissoziation)** von Wasser bekannt: Die Reaktionsgleichung ist:



bei 25°C , wo K_w die Dissoziationskonstante oder Gleichgewichtskonstante ist. In reinem Wasser sind die Konzentrationen an Hydronium-Ion (H_3O^+) und Hydroxid-Ion (OH^-) gleich, $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7}$, das Wasser ist also neutral. In einer **sauren Lösung** ist, $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} < 7$, aber für eine **basische Lösung** gilt $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} > 7$. Wenn eine Lösung **neutral** ist - $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} = 7$. Da die Mengen an H_3O^+ und OH^- sehr klein sind, verwendet man eine Skala, **pH** (Potential des Wasserstoffs). Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus aus der Konzentration der Wasserstoffionen.

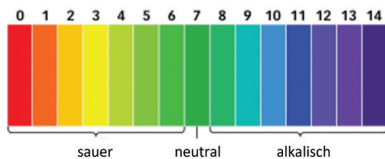


Abbildung 20.2

Der **pH-Wert** ist eine Skala zur Angabe der Konzentration von Wasserstoffionen, daher gibt er an, wie sauer oder alkalisch eine Lösung ist. *Abbildung 20.2* zeigt die Farbskala eines Universalindikators.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Füllen Sie die folgende Tabelle aus.

Eigenschaften	Säuren	Basen
pH -Wert- Bereich		
Leitfähigkeit		
Lackmuspapier		
Gemeinsame chemische Reaktionen		
Ionen (in wässriger Lösung)		

2. Ordnen Sie die folgenden Säuren den ein-, zwei- oder dreiprotonigen zu: HCN , H_2SO_3 , HClO_4 , HI , H_3PO_4 , CH_3COOH , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_3BO_3 . Geben Sie die Dissoziation der Kohlensäure stufenweise an.

3. Geben Sie die Dissoziation von $\text{Sr}(\text{OH})_2$ an. Bestimmen Sie, ob die Base ein-, zwei- oder dreiwertig ist.

4. Eine wässrige Lösung enthält 0.0025 mol/L HCl . Berechnen Sie $c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $c(\text{OH}^-)$ und den pH -Wert der Lösung bei 25°C .

(Hinweis: Nutzen Sie die Gleichung: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14}$, $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14}/c(\text{H}_3\text{O}^+)$) Antwort: ($2.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$; 2.6; 4.1×10^{-13})

Nach der Elektrolytischen Dissoziationstheorie sind Salze kristalline Verbindungen, die in wässrigen Lösungen in Ionen dissoziieren. Salze entstehen entweder durch vollständige oder unvollständige Neutralisation zwischen einer Säure und einer Base.

Salze können unterschiedlich eingeteilt werden. Je nach Menge der reagierenden Säuren und Basen gibt es drei Arten von Salzen: neutrale, Hydrogensalze und basische Salze.

1. Neutrale Salze werden durch die vollständige Neutralisation zwischen einer Säure und einer Base gebildet. Ein neutrales Salz dissoziiert in Wasser in ein Metallkation und ein Anion. Zu dieser Art gehört das Natriumsulfat, das in zwei Natriumkationen und ein Sulfatanion dissoziiert:

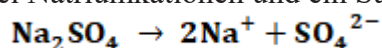
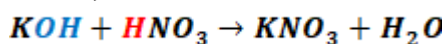
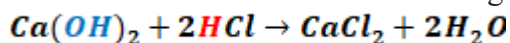


Abbildung 21.1. KNO_3
<https://en.wikipedia.org/wiki/>

Alle Wasserstoffionen einer Säure werden durch die Metallionen einer Base ersetzt, wenn sie in einer wässrigen Lösung reagieren. Das Wasserstoffatom der Salpetersäure (HNO_3), wird beispielsweise durch das Kaliumkation des Kaliumhydroxids (KOH) ersetzt. Das Produkt ist Kaliumnitrat, ein lösliches Salz:



Ein weiteres Beispiel für eine Neutralisationsreaktion ist die folgende Gleichung:



Neutrale Salze sind: Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , KCl , CH_3COONa , MgCO_3 , etc.

2. Hydrogensalze werden durch **unvollständige Neutralisation** von mehrprotonigen Säuren erzeugt. Ein Hydrogensalz dissoziiert in Wasser in zwei unterschiedliche Kationen (ein Metall- und ein Wasserstoffkation) und ein Säurerestanion. Ein Beispiel dafür ist die Reaktion zwischen Natriumhydroxid und Kohlensäure (in Wasser gelöstes Kohlendioxid), in der Natriumhydrogencarbonat (NaHCO_3), als Natriumbicarbonat oder Backpulver auch bekannt, gebildet wird. Die Reaktionsgleichung lautet: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

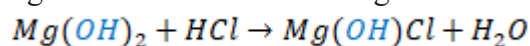
NaHCO_3 dissoziiert in Stufen: Stufe 1. $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ α_1

Stufe 2. $\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ α_2

Gesamt: $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\alpha_1 > \alpha_2$

Der Name der Hydrogensalze beginnt mit dem Namen des Kations (der Base), von dem Wort „Hydrogen“ vor dem Namen des Anions (der Säure) gefolgt. Daher wird $\text{Mg(HSO}_4)_2$ Magnesiumhydrogensulfat genannt.

3. Basische Salze entstehen durch **unvollständige Neutralisation** mehrwertiger Basen. Ein basisches Salz dissoziiert in Wasser in ein Kation und zwei verschiedene Anionen – ein Hydroxid-Anion und Säurerestanion, z.B. Magnesiumhydroxidchlorid, der durch die unvollständige Neutralisation von Salzsäure hergestellt wird. Die Gleichung lautet:



21 SALZE

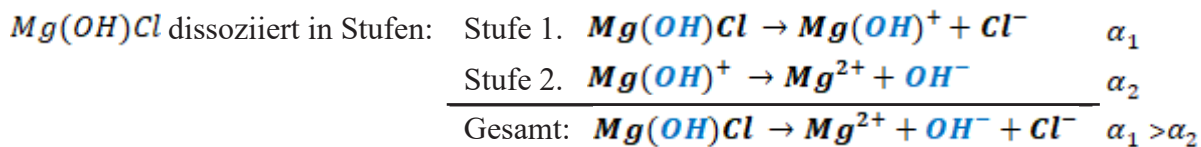


Abbildung 21.2

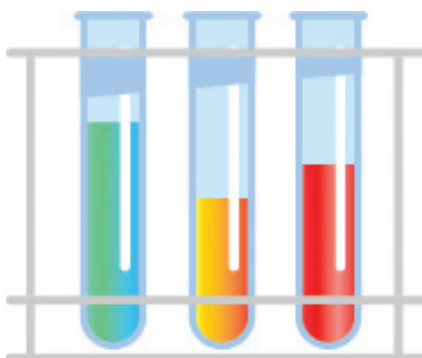
<https://www.dreamstime.com/>

Die Namen der basischen Salze beginnen mit dem Namen des Kations (der Base), gefolgt vom Namen „Hydroxid“ vor dem Namen des Anions (der Säure). $Pb(OH)NO_3$ wird also Bleihydroxidnitrat genannt. *Abbildung 21.2* Einige anorganische Salze in Reagenzgläsern: Kupfersulfat (blau), Nickelchlorid (grün), Kaliumdichromat (orange), Kobaltsulfat (braun), Natriumpermanganat (dunkelblau).

Salze sind normalerweise Elektrolyte, wenn sie in Wasser gelöst sind. Ihre Lösungen können neutral, sauer oder alkalisch sein. Dies hängt vom verwendeten Salz ab. Wässrige Salzlösungen reagieren mit Säuren, Basen und anderen Salzen.

Testen Sie Ihr Wissen:

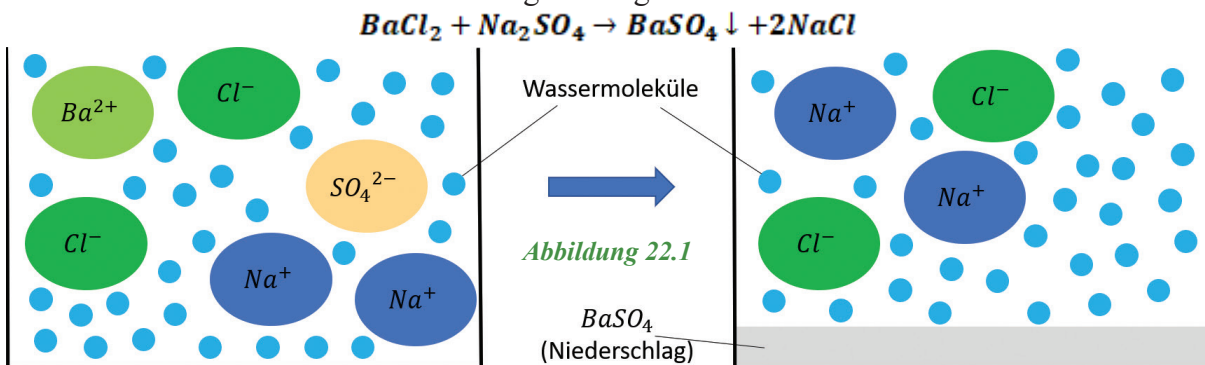
- Ordnen Sie die folgenden Salze den Begriffen neutral, basisch oder Hydrogensalz zu: $Cd(OH)Cl$, K_2HPO_4 , $NaCl$, $Fe(OH)_2NO_3$, LiH_2PO_4 , NH_4NO_3 , $Al_2(SO_4)_3$, $Ba(OH)Cl$, Na_2S , $CaCO_3$.
- Stellen Sie die Dissoziation von $KHSO_4$ stufenweise auf. Um welche Art von Salz handelt es sich nach der im Thema beschriebenen Einteilung?
- Stellen Sie die chemischen Gleichungen folgender Reaktionen auf:
 - Natriumhydroxid + Salzsäure \rightarrow Natriumchlorid + Wasser
 - Ammoniumhydroxid + Kohlensäure \rightarrow Ammoniumhydrogencarbonat + Wasser
 - Kupfer (II) hydroxid + Schwefelsäure \rightarrow Kupfersulfat + Wasser
 - Calciumhydroxid + Salpetersäure \rightarrow Calciumhydroxidnitrat + Wasser
- Wie kann festgestellt werden, ob die wässrige Lösung eines bestimmten Salzes sauer, alkalisch oder neutral ist?



Ionenreaktion verlaufen normalerweise in wässrigen Lösungen. **Dazu gehören Reaktionen, bei denen ein unlöslicher Feststoff als Niederschlag ausfällt** (Fällungsreaktionen), **ein Gas gebildet wird, sowie auch Reaktionen, bei denen ein schwacher Elektrolyt gebildet wird.**

1. Eine **Fällungsreaktion** tritt auf, wenn zwei lösliche Verbindungen miteinander reagieren, um eine unlösliche Verbindung (einen **Niederschlag**), zu bilden.

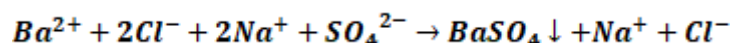
Ein Beispiel für eine Fällungsreaktion ist die Vermischung wässriger $BaCl_2$ und Na_2SO_4 Lösungen. Da entstehen zwei Reaktionsprodukte: ein weißer Niederschlag von Bariumsulfat und Natriumchlorid. Die chemische Reaktionsgleichung lautet:



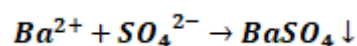
Auf der *Abbildung 22.1* links sind die in der Lösung vorhandenen Ionen vor dem Reaktionsbeginn dargestellt. Bariumchlorid ($BaCl_2$) und Natriumsulfat (Na_2SO_4) sind Ionenverbindungen und lösen sich in Wasser in Ionen auf, die frei beweglich in der Lösung sind. Das System nach der Reaktion ist rechts dargestellt. Die Lösung enthält Na^+ und Cl^- -Ionen und einen weißen unlöslichen Feststoff, bestehend aus Ba^{2+} und SO_4^{2-} . Der Bodensatz ist ein Niederschlag von $BaSO_4$. In chemischen Gleichungen wird der Niederschlag durch einen Pfeil nach unten (\downarrow) gekennzeichnet.

Es ist wichtig zu wissen, wie Stoffe in einer wässrigen Lösung miteinander reagieren. Einige von ihnen lösen sich in Wasser auf, andere bilden einen Niederschlag oder Feststoff und eine geringe Anzahl an Verbindungen reagiert mit Wasser. Daten und Werte der Löslichkeit verschiedener Substanzen werden in einer Tabelle zusammengefasst, **Löslichkeitstabelle** genannt. (siehe den Anhang – Seite 77)

Die Fällungsreaktionen werden durch **vollständige Ionengleichungen** aufgestellt, die die Trennung von löslichen Ausgangsstoffen und Produkten in ihre jeweiligen Kationen und Anionen beschreibt. In unserem Fall wird die Reaktion zwischen $BaCl_2$ und Na_2SO_4 durch die folgende vollständige Ionengleichung dargestellt:



löst sich nicht in Wasser auf, zerfällt also nicht in Ionen. Na^+ und Cl^- -Ionen ändern sich während der Reaktion nicht und werden als Zuschauer-Ionen bezeichnet. In einer kurzen Gleichung können diese Ionen eliminiert werden. Die Netto-Ionengleichung wäre:



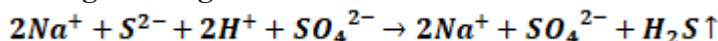
Dadurch werden nur die Ionen, die an der Fällungsreaktion beteiligt sind, berücksichtigt.

2. Reaktionen mit Gasentwicklung

2. Reaktionen mit Gasentwicklung

Eine Reaktion mit Gasentwicklung ist eine chemische Reaktion, bei der eines der Produkte ein Gas ist, wie Sauerstoff, Ammoniak, Kohlendioxid, Schwefelwasserstoff usw. Die Reaktion zwischen Schwefelsäure (H_2SO_4) und Natriumsulfid (Na_2S) z.B. ergibt Natriumsulfat (Na_2SO_4) und Schwefelwasserstoff-Gas (H_2S). Die Gasbildung wird durch einen Pfeil nach oben (\uparrow) gekennzeichnet. Die chemische Reaktionsgleichung wäre: $Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2S \uparrow$

Die vollständige Ionengleichung für dieselbe Reaktion lautet:

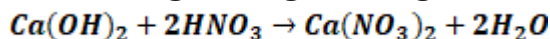


Na^+ und SO_4^{2-} sind Zuschauer -Ionen, da sie nicht zur Gasbildungsreaktion beitragen. Die Netto – Ionengleichung enthält nur H^+ und S^{2-} -Ionen, weil sie in der Reaktion beteiligt sind. Die sieht wie folgend aus: $2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S \uparrow$

3. Neutralisation

Eine Neutralisation verläuft zwischen einer Säure und einer Base in einer wässrigen Lösung. Die Reaktionsprodukte sind Salz und Wasser. Die Reaktion wird als Neutralisation bezeichnet, wenn eine starke Säure durch eine starke Base ($pH = 7$) neutralisiert wird.

Ein Beispiel für eine Neutralisation ist die Reaktion zwischen Calciumhydroxid $Ca(OH)_2$ und Salpetersäure HNO_3 . Die Produkte ihrer Wechselwirkung sind Calciumnitrat $Ca(NO_3)_2$ und Wasser H_2O . Die chemische Reaktionsgleichung wird folgendermaßen beschrieben:



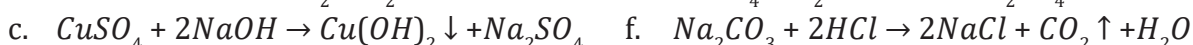
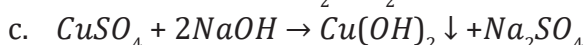
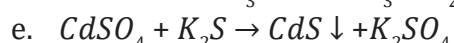
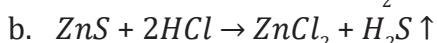
Die vollständige Ionengleichung: $Ca^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^- + 2H_2O$

Die Netto-Ionengleichung: $2H^+ + 2OH^- \rightarrow 2H_2O$

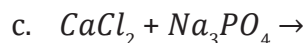
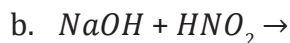
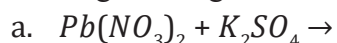
Die Netto-Ionengleichung beinhaltet nur die an der Reaktion beteiligten H^+ und OH^- -Ionen. Ca^{2+} und NO_3^- -Ionen nehmen nicht an der Reaktion teil, sind also Zuschauer-Ionen.

Testen Sie Ihr Wissen:

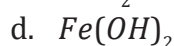
1. Ordnen Sie jede der folgenden Beispiele den Fällungs-, Reaktionen mit Gasentwicklung- oder Neutralisation zu. Erstellen Sie die vollständigen Ionen- und Netto-Ionengleichung und definieren Sie die Zuschauer- Ionen.



2. Vervollständigen Sie die Ionenreaktionen und entwickeln Sie dann auch die verkürzten Ionengleichungen.



3. Sagen Sie anhand der Löslichkeitstabelle am Buchende voraus, ob die folgenden Verbindungen in Wasser löslich oder unlöslich sind.





Salz + Wasser

Hydrolyse stellt eine Ionenreaktion zwischen Salz und Wasser dar. Das Wort stammt aus dem Griechischen: „hydro“ für Wasser und „lyse“ für Auflösung. Hydrolyse ist die Umkehrung der Neutralisation. Der Prozess wird durch die Gleichung beschrieben: $\text{Säure} + \text{Base} \xrightleftharpoons{\text{Hydrolyse}} \text{Salz} + \text{Wasser}$. Es gibt vier mögliche Arten zur Bildung von Salzen.

1. Salze, die neutrale Lösungen bilden, $\text{pH} = 7$

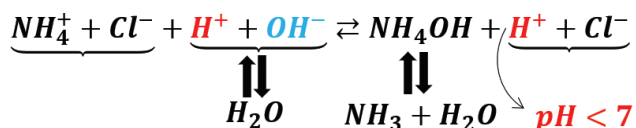
Salz aus starker Säure und schwacher Base hydrolysiert nicht. Dies liegt daran, dass die Salzanionen nicht mit Wasser reagieren und daher eine neutrale Lösung bilden, $\text{pH} = 7$. So entsteht beispielsweise Natriumchlorid (NaCl) bei der Neutralisation von HCl durch NaOH . Die Salzlösung ist neutral, das heißt, keines der Ionen kann hydrolysieren.

Starke Säuren: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , H_2SO_4

Starke Basen: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

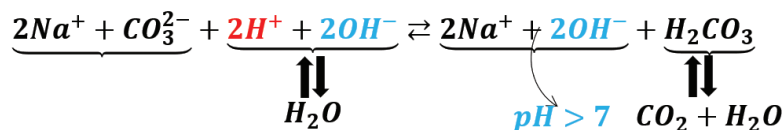
2. Salze, die saure Lösungen bilden, $\text{pH} < 7$

Salze, die sich aus einer starken Säure und einer schwachen Base erzeugen, hydrolysieren, weil die Salzkationen mit Wasser reagieren, um eine schwache Base zu bilden. Ammoniumchlorid (NH_4Cl) ist ein solches Salz, das aus der schwachen Base Ammoniumhydroxid (NH_4OH) und der starken Salzsäure (HCl) erzeugt wird. Ammoniumionen (NH_4^+) reagieren mit Wasser zu Ammoniumhydroxid (NH_4OH), das instabil ist und die Lösung langsam verlässt. Die Konzentration an Wasserstoffionen erhöht sich somit in der Lösung und sie wird sauer. Die Gleichung der reversiblen Reaktion lautet:



3. Salze, die basische Lösungen bilden, $\text{pH} > 7$

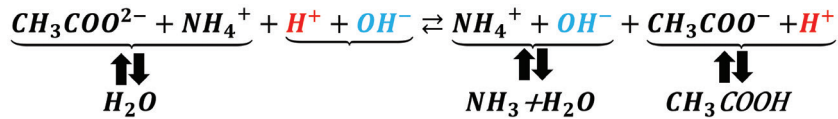
Salze, die aus einer schwachen Säure und einer starken Base gebildet werden, hydrolysieren, weil die Salzanionen mit Wasser reagieren, um eine schwache Säure herzustellen. So entsteht Natriumcarbonat (Na_2CO_3) aus der schwachen Kohlensäure (H_2CO_3) und der starken Natronlauge (NaOH). Natriumionen binden sich nicht an Hydroxidionen von Wassermolekülen, da NaOH ein starker Elektrolyt ist. Zwischen dem Carbonation (CO_3^{2-}) und H^+ von Wassermolekülen treten starke Anziehungskräfte auf, so bildet sich H_2CO_3 . Dadurch steigt die Konzentration an Hydroxidionen (OH^-) in der Lösung und sie wird alkalisch. Die Gleichung lautet:



4. Salze schwacher Säuren und Basen

Salze, die durch Neutralisation von schwachen Säuren und schwachen Basen gebildet werden, bilden Lösungen, deren Art von der relativen Stärke der Säure und der Base abhängig ist. Wenn der $\text{pH} < 7$, $\alpha(\text{Säure}) > \alpha(\text{Base})$, wird die Lösung sauer. Wenn der $\text{pH} > 7$, $\alpha(\text{Säure}) < \alpha(\text{Base})$, wird

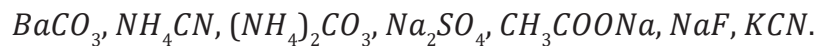
sie alkalisch, neutral wird sie, falls $pH = 7$, $\alpha(\text{Säure}) = \alpha(\text{Base})$. Das Ammoniumacetat ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) wird zum Beispiel aus Ammoniumhydroxid (NH_4OH) und Essigsäure (CH_3COOH) gebildet. Die vollständige Ionengleichung lautet:



Der Dissoziationsgrad (α) von CH_3COOH ist gleich dem (α) von NH_4OH bei gleicher Stoffmengenkonzentration der beiden Lösungen. Daher ist die Lösung von $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ neutral. Einige Salze schwacher Säuren und schwacher Basen haben einen schwach basischen Charakter, wie $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, andere sind schwach sauer.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Bestimmen Sie, welche der folgenden Salze sauer, alkalischer oder neutral sind. Stellen Sie die vollständigen Ionengleichungen auf für diejenigen, die hydrolysieren.



2. Welche Antwort ist richtig:

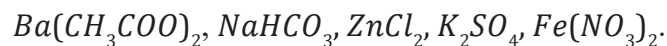
A. Aus welchen Verbindungen kann NaBr gebildet werden:

- einer schwachen Säure und einer starken Base
- einer schwachen Säure und einer schwachen Base
- einer starken Säure und einer starken Base
- einer schwachen Säure und einer starken Base

B. Der pH -Wert einer wässrigen Lösung von K_2CO_3 ist:

- kleiner als 7
- gleich 7
- größer als 7
- keine der Antworten ist richtig

3. Sagen Sie den pH -Wert für die wässrigen Lösungen der folgenden Salze voraus:



4. Beim Essen löst der Magensaft in unserem Magen die Lebensmittel auf und leitet die Nahrungsverdauung ein. Warum wird Backpulver (Natriumcarbonat) verwendet, um die Aktivität von Magensaft zu verringern?



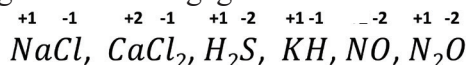
Reduktions-Oxidations-Reaktionen (kurz „Redoxreaktionen“) stellen den Transfer von Elektronen zwischen Atomen, Molekülen oder Ionen dar. Um die Redoxreaktionen besser zu verstehen, muss man die Oxidationszahl der Atome in einer chemischen Verbindung kennen.

1. Oxidationszahl (OZ)

Oxidationszahl, auch Oxidationswert oder Oxidationsstufe genannt, gibt an, wie viele Elementarladungen ein Atom innerhalb einer Verbindung formal aufgenommen beziehungsweise abgegeben hat, zum Beispiel bei einer Redoxreaktion. Sie entspricht somit der hypothetischen Ionenladung eines Atoms in einem Molekül bzw. der tatsächlichen Ladung einatomiger Ionen. Betrachtet man das Element Stickstoff, das mit Sauerstoff fünf verschiedene Oxide bildet, stellt man folgendes fest: In N_2O , hat Stickstoff Oxidationszahl +1; in NO , $OZ = +2$; in N_2O_3 , $OZ = +3$; in NO_2 , $OZ = +4$ und in N_2O_5 , $OZ = +5$. In allen Oxiden hat Sauerstoff eine Oxidationszahl -2 .

► In Verbindungen mit polaren kovalenten Bindungen wie die Stickstoffoxide ist die Oxidationszahl der Elemente und die der hypothetischen Ionenladungen der Atome in der Verbindung gleich.

► Bei Ionenverbindungen ist die Oxidationsstufe gleich der Ionenladung. In Calciumchlorid ($CaCl_2$) hat das Calciumion die Ladung $2+$ (Ca^{2+}), während die Ladung der beiden Chloridionen -1 ist (Cl^-). In $CaCl_2$ hat Calcium eine $OZ + 2$ und Chlor – eine $OZ - 1$. Die jeweilige Zahl der Oxidationsstufe wird oberhalb des chemischen Symbols des Elements geschrieben. Betrachten Sie die folgenden Verbindungen mit den angegebenen OZ :



Hauptregeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen (OZ):

✓ Die Oxidationszahl eines Elements im elementaren Zustand ist Null. Zum Beispiel hat atomares Natrium (Na) $OZ = 0$, die Atome im Stickstoffmolekül haben auch $OZ = 0$.

✓ In gebundener Form hat das Sauerstoffatom (O) in der Regel die $OZ - 2$. Es gibt wenige Ausnahmen: In Peroxiden wie H_2O_2 , hat Sauerstoff $OZ = -1$ und in OF_2 hat er $OZ = +2$.

✓ In gebundener Form hat das Fluoratom (F) $OZ = -1$.

✓ Das Wasserstoffatom (H) hat in allen chemischen Verbindungen $OZ = +1$ außer in den Metallhydriden, wo sie -1 ist. In NaH ist $OZ \text{ an } Na = +1$, in $CaH_2 - OZ \text{ an } Ca = +2$.

✓ Alle Metalle haben immer positive Oxidationszahlen: Calcium hat $OZ = +2$, Lithium hat $OZ = +1$, Aluminium hat $OZ = +3$.

✓ Die höchstmögliche Oxidationsstufe der meisten chemischen Elemente entspricht der Nummer der Gruppe im Periodensystem, in der sie sich befinden. Stickstoff gehört beispielsweise zur $5A$ Gruppe, $OZ = +5$

✓ Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome einer mehratomigen neutralen Verbindung ist gleich 0 .

Wenn die Oxidationszahl eines Elements in der Verbindung unbekannt ist, wird sie mit x bezeichnet. Dann stellt man eine Gleichung auf und hält sich an die Regel fest: Die algebraische Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einer neutralen Verbindung ist gleich Null. Zum Beispiel $KMnO_4$: K hat $OZ = +1$, O hat $OZ = -2$, Mn hat $OZ = x$; $+1 + x + 4 \cdot (-2) = 0$, $x - 7 = 0$, $x = +7$. Daher hat Mn $OZ = +7$.

2. Oxidations- und Reduktionsmittel

Ein **Reduktionsmittel** gibt Elektronen ab, somit kann er andere Stoffe reduzieren und wird dabei selbst oxidiert. Der Vorgang wird als **Oxidation** bezeichnet.

Ein **Oxidationsmittel** nimmt Elektronen von einem anderen Stoff auf und verringert seinen Oxidationszustand. Der Vorgang wird als **Reduktion** bezeichnet.

Die beiden Vorgänge laufen immer gleichzeitig ab. Sie können nicht getrennt auftreten. Bei der Redoxreaktion **verlieren** die Atome eines Stoffes Elektronen, während die Atome eines anderen Stoffes sie **aufnehmen**. *Abbildung 24.1* stellt die Redoxreaktionen dar:

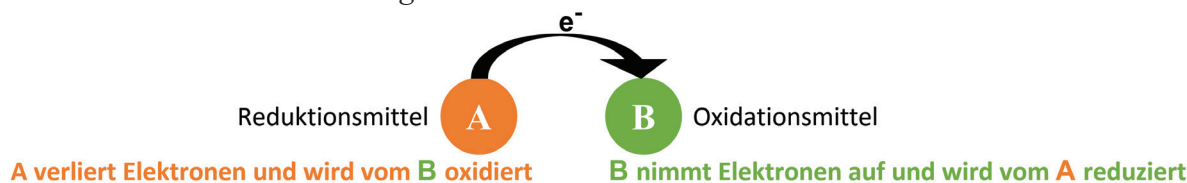
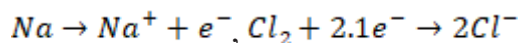


Abbildung 24.1

Ein typisches Beispiel für eine Redoxreaktion ist die Reaktion zwischen Natrium und Chlor, die zur Natriumchloridbildung führt: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

Das Na-Atom spendet dem Chloratom sein Außenelektron und wird zu einem Na-Kation. **Na** wird oxidiert, weil es seine Oxidationszahl erhöht. Durch die Elektronenaufnahme wird das Chloratom zu einem Chloridanion umgewandelt. Cl_2 wird reduziert, seine Oxidationszahl verringert. Die beiden Halbreaktionen sind:



Um die Gleichungen der Halbreaktionen genauer aufzustellen, berücksichtigen wir, dass die beiden **Na**-Atome mit einem zweiatomigen Cl_2 -Molekül reagieren, und schreiben daher zusätzliche Koeffizienten vor dem **Na**-Atom, dem Na^+ -Ion und dem Cl^- -Ion auf.

Testen Sie Ihr Wissen:

- Ermitteln Sie die Oxidationszahl aller Elemente in den folgenden Verbindungen:

a. $\text{Na}_2\text{ONa} = _, \text{O} = _$	d. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)\text{Ca} = _, \text{P} = _, \text{O} = _$
b. $\text{AlBr}_3\text{Al} = _, \text{Br} = _$	e. $\text{H}_2\text{SO}_4\text{H} = _, \text{S} = _, \text{O} = _$
c. $\text{HNO}_2\text{H} = _, \text{N} = _, \text{O} = _$	f. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3\text{K} = _, \text{S} = _, \text{O} = _$
- Ermitteln Sie die Oxidationsstufe von Phosphor in den folgenden Verbindungen:

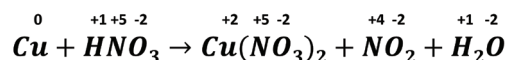
a. P_2O_5 ___	c. Na_3PO_4 ___	e. Ag_3PO_4 ___
b. Ca_3P_2 ___	d. H_3PO_4 ___	
- Die Formel der Verbindung, in der Magnesium $\text{OZ} = +2$ hat und Fluor $\text{OZ} = -1$ hat, ist:

a. Mg_2F	b. MgF_2	c. MgF	d. Mg_2F_2
--------------------------	-------------------	-----------------	----------------------------
- Bestimmen Sie das Oxidations- und Reduktionsmittel in den folgenden Reaktionen:

a. $2\text{Li} + \text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}$	c. $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
b. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	d. $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$

Einige Gleichungen für die Redoxreaktionen sind kompliziert und schwer auszugleichen. Der Elektronenausgleich (Ionen-Elektronen-Methode) wird verwendet, um ein systematisches Vorgehen zu sichern. Nach dieser Methode wird die gesamte Redoxreaktion in zwei Halbreaktionen zerlegt: Oxidationsreaktion und Reduktionsreaktion. Die Halbreaktionen werden nacheinander ausgeglichen, letztens wird die Gesamtreaktion ausgeglichen. Hiermit stehen die Schritte zur Ausgleicheung einer Redoxgleichung:

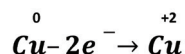
Schritt 1. Schreiben Sie die uneingerichtete chemische Gleichung auf und bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller Komponenten.



Im obigen Beispiel wird Kupfer durch die Salpetersäure oxidiert, so werden ein Kupfernitrat, Stickstoffdioxid und Wasser erzeugt.

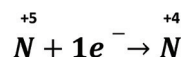
Schritt 2. Bestimmen Sie, welches Element Elektronen abgibt und seine Oxidationszahl erhöht. Stellen Sie die Halbgleichung für die Oxidation auf.

Im angegebenen Beispiel erhöht Kupfer seine Oxidationsstufe, somit ist es ein Reduktionsmittel (RM). Die Halbgleichung lautet:

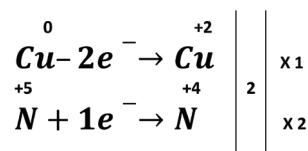


Schritt 3. Bestimmen Sie, welches Element Elektronen aufnimmt und seine Oxidationszahl verringert. Stellen Sie die Halbgleichung für die Reduktion auf.

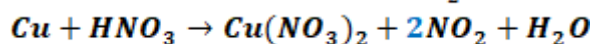
Stickstoff verringert seine Oxidationsstufe, daher ist er ein Oxidationsmittel (OM)



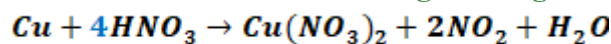
Schritt 4. Berechnen Sie das kleinste gemeinsame Vielfache der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen und dividieren Sie es durch die entsprechende Elektronenzahl der Halbreaktionen, um die Koeffizienten zu bestimmen.



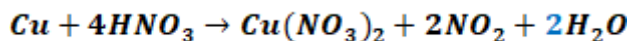
In diesem Beispiel setzt man den Koeffizienten 2 vor NO_2 ein.



Schritt 5. Bestimmen Sie die zusätzlichen Koeffizienten vor den Oxidations- und Reduktionsmitteln, um die Atomanzahl beiderseits der Redoxgleichung auszugleichen.

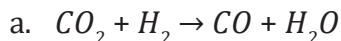


Schritt 6. Richten Sie die Gleichung ein!

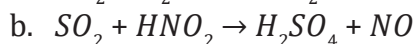


Testen Sie Ihr Wissen:

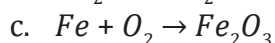
1. Ermitteln Sie die Oxidations- und Reduktionsmittel in den folgenden Reaktionen und richten Sie die Gleichungen ein.



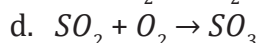
RA ___ OA ___



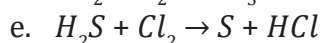
RA ___ OA ___



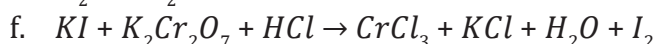
RA ___ OA ___



RA ___ OA ___

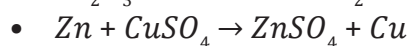


RA ___ OA ___



RA ___ OA ___

2. Schreiben Sie die Bilanzgleichung folgender Redoxreaktionen nach dem Elektronenausgleich.

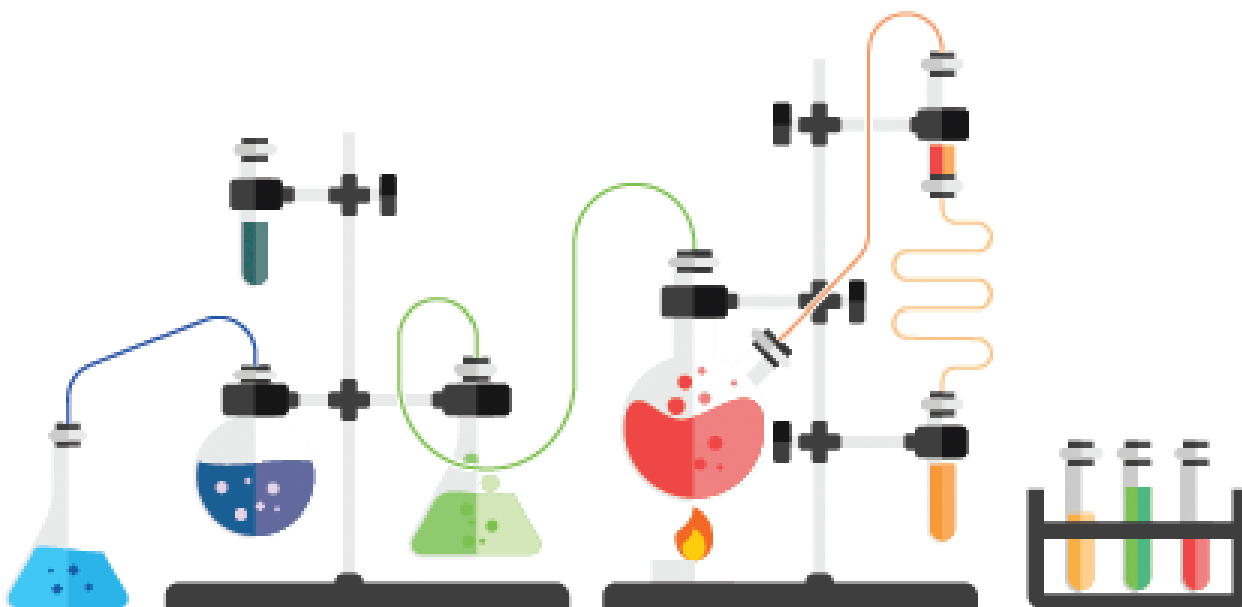


3. Bestimmen Sie, welche Aussage richtig bzw. falsch ist.

- Das Reduktionsmittel gibt Elektronen ab und verringert somit seine Oxidationszahl.
- Das Reduktionsmittel nimmt Elektronen auf und erhöht damit seine Oxidationsstufe.
- Das Reduktionsmittel nimmt Elektronen ab und erhöht dadurch seine Oxidationszahl.
- Das Reduktionsmittel nimmt Elektronen auf und verringert somit seine Oxidationsstufe.

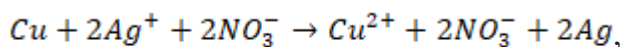
4. Was ist für eine Redoxreaktion erforderlich?

5. Ist eine Redoxreaktion ohne Sauerstoff möglich?



Kennzeichnend für die Metalle ist, dass sie mit löslichen Salzen anderer Metalle reagieren.

Wenn man eine Kupferplatte in eine Silbernitrat-Lösung ($AgNO_3$) eintaucht, verfärbt sich die Lösung blau und auf der Platte scheidet sich Silber ab. Es verläuft die folgende chemische Reaktion:



wo Kupferatome Elektronen abgeben und zu Kupferionen (Cu^{2+}) werden, und Silberionen (Ag^+) Elektronen aufnehmen und zu Silberatomen werden. Es verläuft ein Oxidation-Reduktionsvorgang, bei dem Cu-Atome Reduktionsmittel sind, und Silberionen – Oxidationsmittel. Die Oxidationsstufe von Cu wird von 0 auf +2 erhöht und die Ag-Ionen senken ihre Oxidationsstufe von +1 auf 0.

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

Oxidationsmittel: $2Ag^+ + 2.1e^- \rightarrow 2Ag$

Der Versuch zeigt, dass Kupfer ein stärkeres Reduktionsmittel als Silber ist und dadurch Silberionen aus der Lösung verdrängt.

Bei Metallen bildet das Metall selbst und sein zugehöriges Ion ein Redoxpaar. Im Beispiel Ag/Ag^+ ist Ag die reduzierte Form („Red“) und Ag^+ die oxidierte Form („ox“). Cu/Cu^{2+} – Cu gehört zu den unedleren Metallen und ist ein stärkeres Reduktionsmittel, es gibt also leicht Elektronen ab, wird oxidiert und reduziert seine Reaktionsteilnehmer.

Das Redoxpotential ist ein Maß für die Bereitschaft der Ionen, die Elektronen aufzunehmen. Die Ionen der Edelmetalle nehmen bereitwilliger Elektronen auf als die Ionen unedler Metalle.

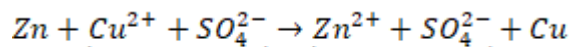
Also die Spannungsreihe ist eine Anordnung der Redoxpaare nach ihrer relativen Stärke als Reduktionsmittel.

Li/Li^+ , K/K^+ , Ca/Ca^{2+} , Na/Na^+ , Mg/Mg^{2+} , Al/Al^{3+} , Zn/Zn^{2+} , Fe/Fe^{2+} , Ni/Ni^{2+} , Sn/Sn^{2+} , Pb/Pb^{2+} , H/H^+ , Cu/Cu^{2+} , Hg/Hg^{2+} , Ag/Ag^+ , Pt/Pt^{2+} , Au/Au^{3+}

Die Reduktionsaktivität nimmt ab

Obwohl Wasserstoff ein Nichtmetall ist, steht er in der Spannungsreihe der Metalle, da er wie Metalle auch Elektronen abgibt, um ein positives Ion zu bilden.

Die Spannungsreihe der Metalle ist ein effektives Hilfsmittel, eine Redoxreaktion vorherzusagen, an der zwei verschiedene Metalle beteiligt sind. Nur ein Metall mit höherer relativer Aktivität kann die Ionen eines reaktionsträgeren Metalls aus seiner Verbindung verdrängen. Zink (Zn) ist zum Beispiel reaktionsfreudiger als Kupfer (Cu) und kann die Cu^{2+} aus seinen Verbindungen verdrängen. Im Reaktionsverlauf wirkt Zn als Reduktionsmittel (es ändert seine OZ von 0 auf +2) und Cu ist Oxidationsmittel (seine OZ geht von +2 auf 0). Die Gleichung lautet:



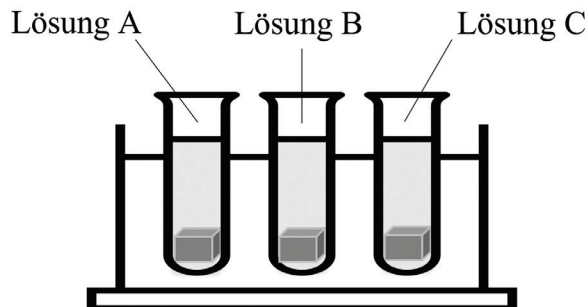
Zn ist jedoch nicht in der Lage, die Ionen der Metalle zu verdrängen, die vor ihm in der Spannungsreihe stehen. Al , Mg , Na , Ca , K und Li sind bessere Reduktionsmittel als Zn , da sie zu den aktivsten Metallen gehören.

Testen Sie Ihr Wissen:

- Was bestimmt die chemische Reaktionsfreudigkeit der Metalle?
- Betrachten Sie die folgende Anordnung von Metallen laut der Spannungsreihe:
Na Mg Zn Sn Cu
 - Welches dieser Metalle ist das beste Reduktionsmittel?
 - Welches Metall kann Ionen der anderen Metalle nicht verdrängen?
- Die folgende Tabelle zeigt einige Metalle und ihre entsprechenden Nitrats. Markieren Sie das jeweilige Kästchen, wo eine Reaktion möglich ist.

	<i>Cu</i>	<i>Mg</i>	<i>Zn</i>	<i>Pb</i>
<i>Cu(NO₃)₂</i>				
<i>Mg(NO₃)₂</i>				
<i>Zn(NO₃)₂</i>				
<i>Pb(NO₃)₂</i>				

- Ein Stück Zinn (*Sn*) wird in drei verschiedene Metallsalzlösungen gegeben, wie in der Abbildung unten gezeigt. In welcher Lösung findet eine Reaktion statt?



Lösung A – K_2SO_4 ; Lösung B – $CuSO_4$; Lösung C – $FeSO_4$

- Welche der folgenden Reaktionen ist unmöglich?
 - $Cu + ZnSO_4$
 - $Fe + Pb(NO_3)_2$
 - $Ca + HCl$
 - $Al + HNO_3$

1. Definition und Anwendungen

Elektrolyse nennt man einen chemischen Prozess, bei dem elektrischer Strom eine Redoxreaktion erzwingt. Sie verläuft in wässrigen Elektrolytlösungen oder Schmelzen.

Die Anwendung der Elektrolyse in der Industrie ist vielfältig, wie z.B. die Gewinnung und Reinigung von Metallen (Kupfer, Silber, Gold), die Herstellung von Chemikalien (Chlor, Natronlauge), die elektrolytische Reduktion von Metallen aus ihren Verbindungen (Reduktion von Aluminiumoxid zu reinem Aluminium) etc.

Das Verfahren wird in einer Elektrolysezelle durchgeführt. Sie besteht aus zwei Elektroden, die in einen geschmolzenen oder in Wasser gelösten Elektrolyten getaucht sind. Wenn durch die beiden eingetauchten Elektroden elektrischer Strom geleitet wird, bewegen sich die positiven Ionen zur negativen Elektrode – zur **Kathode**, während sich die negativen Ionen zur positiven Elektrode – zur **Anode** bewegen. Als Elektroden verwendet man Metall- oder Graphitstäbe.

2. Schmelzflusselektrolyse

Im festen kristallinen Zustand leiten die Stoffe den elektrischen Strom nicht. Wenn sie jedoch bis zu ihrem Schmelzpunkt erhitzt werden, erhalten die Kristallgitter-Ionen genügend Energie, um sich frei zu bewegen, somit findet die Elektrolyse statt. Bei der Elektrolyse werden z.B. sowohl metallisches Blei als auch Bromgas aus dem geschmolzenen Blei (II)-bromid ($PbBr_2$) gewonnen. Der Vorgang ist in *Abbildung 27.1* dargestellt. Die positiven Blei -Ionen (Pb^{2+}) werden von der Kathode angezogen, wo sie Elektronen aufnehmen und zu Bleiatomen werden. Es erfolgt eine Reduktion. Die negativen Bromidionen (Br^-) werden von der Anode angezogen, wo sie Elektronen abgeben und zu Bromidatomen werden, die sich zu Br_2 Molekülen verbinden. An der Anode findet eine Oxidation statt. Die Ionengleichungen der Halbreaktionen sind:

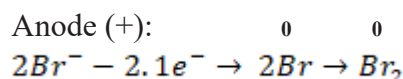
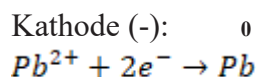
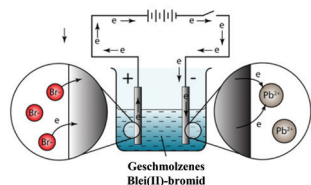
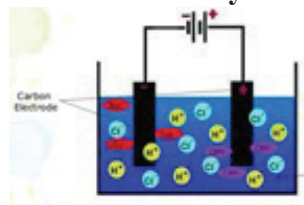


Abbildung 27.1 <https://igcsechemrevision.wordpress.com/section-1/i-electrolysis/>

3. Elektrolyse wässriger Lösungen.



Ein Beispiel dafür ist die Elektrolyse einer konzentrierten $NaCl$ -Lösung, genannt *Sole*. Der Prozess ist in *Abbildung 27.2* dargestellt und kann durch die folgenden Gleichungen beschrieben werden: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$; $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

Abbildung 27.2 <https://www.slideshare.net/azieda86/63-a-electrolysis-of-an-aqueous-solution>

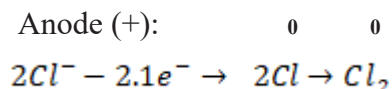
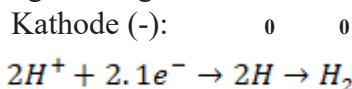
Wird elektrischer Strom durch eine Lösung geleitet, werden die positiven Ionen - Na^+ und H^+ von der Kathode und die negativen Ionen Cl^- und OH^- von der Anode angezogen. Die Wasserstoffionen (H^+) werden an der Kathode freigesetzt, da sie bessere Oxidationsmittel als Natriumionen (Na^+) sind (Na^+ steht in der Spannungsreihe der Metalle vor dem Wasserstoff). H^+ nehmen Elektronen auf und werden zu H -Atomen, die sich zu H_2 -Molekülen binden. Der Vorgang ist eine Reduktion. An der

Anode werden Chloridionen (Cl^-) entladen, da sie schwächere Oxidationsmittel als OH^- sind. Die Redoxreihe der Nichtmetalle und ihrer Ionen ist: $S^{2-}, I^-, Br^-, Cl^-, OH^-, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, NO_3^-, F^-$

Die Ionen sind nach abnehmender Reduktionsfähigkeit angeordnet.

Die Cl^- verlieren Elektronen und werden zu Cl -Atomen, die sich zu Cl_2 -Moleküle verbinden. Es findet eine Oxidationsreaktion statt. Natriumionen (Na^+) und Hydroxidionen (OH^-) bleiben in der Lösung und bilden Natriumhydroxid ($NaOH$).

Die Ionengleichungen der Teilreaktionen lauten:



Chlor-Alkali-Elektrolyse ist ein industrielles Verfahren zur Gewinnung wichtiger Chemikalien wie Wasserstoff, Chlor und Natronlauge.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Füllen Sie die Lücken aus, um den Begriff der Elektrolyse zu vervollständigen. **Wortschatz:** Reduktion; Ionen; Redoxreaktionen; geschmolzen; Kathode; Elektrolyte; negativ; elektrischen Strom; Elektrolyt; erfolgt.

Elektrolyse ist ein Prozess, bei dem (1) _____ in (2) _____ zerlegt werden. Sie leiten einen (3) _____, wenn sie gelöst oder (4) _____ sind. Wenn elektrischer Strom durch einen (5) _____ geleitet wird, bewegen sich die positiv geladenen Ionen zur (6) _____ und (7) _____ findet statt. Die (8) _____ geladenen Ionen werden von der Anode angezogen und die Oxidation (9) _____. An den Elektroden treten (10) _____ auf.

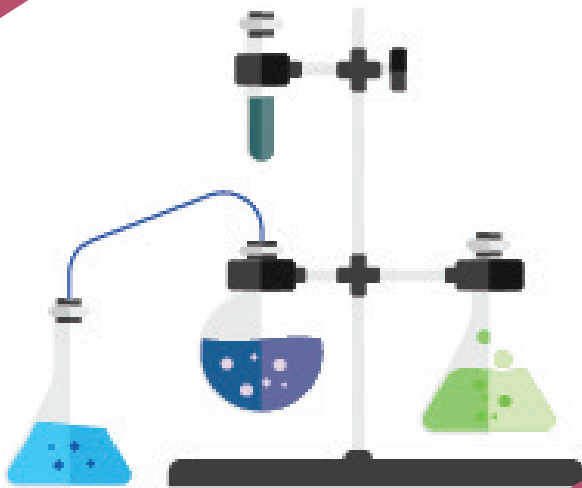
2. Das Bauxit ist ein Al-haltiges Erz, welches zu Aluminiumoxid (Al_2O_3) gereinigt wird, aus dem durch Hydrolyse Aluminium gewonnen werden kann. Al_2O_3 löst sich nicht in Wasser, sondern wird stattdessen geschmolzen. Bestimmen Sie die im geschmolzenen Elektrolyten vorhandenen Ionen und geben Sie die Elektroden an, zu denen sie angezogen sind:

Verbindung	Al_2O_3	
Ionen		
Elektrode	Elektrode (-)	Anode (+)

Beschreiben Sie die an der Kathode und Anode auftretenden Halbreaktionen.

3. Welche Ionen enthält die wässrige Lösung von Kupfer (II)-sulfat $CuSO_4$?
- H^+, SO_4^{2-}, OH^-
 - Cu^{2+}, SO_4^{2-}, OH^-
 - Cu^{2+}, H^+, SO_4^{2-}
 - $Cu^{2+}, H^+, SO_4^{2-}, OH^-$
4. Welche Produkte entstehen bei der Elektrolyse einer wässrigen Lösung von Zinkchlorid, $ZnCl_2$?
- Zink entsteht an der Kathode und Sauerstoff an der Anode.
 - Wasserstoff entsteht an der Kathode und Chlor an der Anode.
 - Zink entsteht an der Kathode und Chlor an der Anode.
 - Zink entsteht an der Kathode und Wasserstoff an der Anode.

EINTEILUNG DER CHEMISCHEN VERBINDUNGEN



1. Anorganische Verbindungen

Anorganische Verbindungen sind Stoffe, in denen zwei oder mehr chemische Elemente in bestimmten Verhältnissen chemisch miteinander verbunden sind. Sie können in Oxide, Hydroxide, Säuren und Salze unterteilt werden.

► Oxide werden in basisch (Na_2O , CaO), sauer (SO_2 , CO_2), amphoter (Al_2O_3), oder neutral (CO , NO , N_2O) eingeteilt.

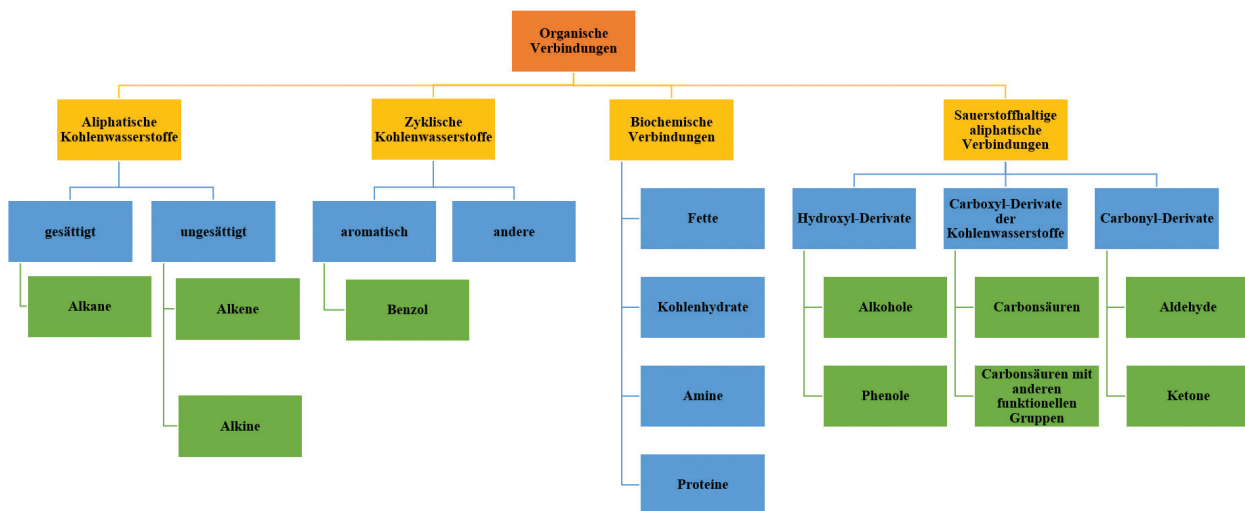
► Hydroxide werden als basisch und amphoter eingestuft. Alkalihydroxide (LiOH , NaOH , KOH , CsOH) sind wasserlöslich und bilden basische Lösungen (Laugen). Erdalkalihydroxide (Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2) sind in Wasser schwer löslich. Amphotere Hydroxide, wie Al(OH)_3 sind sowohl im sauren als auch im alkalischen Medium löslich.

► Säuren sind wasserstoffhaltige Stoffe, die H^+ einem anderen Stoff abgeben (HCl , HNO_3 , H_2SO_4).

► Salze sind mit wenigen Ausnahmen Ionensubstanzen. Diese können Alkalisalze (Ba(OH)Cl), Hydrogensalze (NaHCO_3) und normale Salze (NaCl) sein.

2. Organische Verbindungen

Sie sind Verbindungen, die Kohlenstoff-Wasserstoff-Bindungen enthalten und **90%** aller Verbindungen bilden. Sie lassen sich nach ihrer Qualitätszusammensetzung einteilen.



I. Aliphatische Kohlenwasserstoffe sind organische chemische Verbindungen, die aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzt und nicht aromatisch sind. Damit sind sie eine Untergruppe der Kohlenwasserstoffe.

II. Aromatische Kohlenwasserstoffe enthalten einen Ring aus sechs und mehr Kohlenstoffatomen (C_6H_6 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$).

III. Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe. Dazu gehören:

➤ **Hydroxylderivate** – enthalten eine Hydroxylgruppe, $-OH$, wie Alkohole (CH_3OH), Phenole enthalten eine OH -Gruppe, die an einen aromatischen Ring gebunden ist (C_6H_5OH).

➤ **Carboxylderivate der Kohlenwasserstoffe** – enthalten eine Carboxylgruppe $\left(\begin{array}{c} -C=O \\ | \\ OH \end{array} \right)$ die an das Kohlenstoffatom gebunden ist

➤ **Carbonylderivate**, wie die Aldehyde und Ketone enthalten eine Carbonylgruppe $\left(\begin{array}{c} -C=O \\ | \end{array} \right)$ in ihren Molekülen.

Testen Sie Ihr Wissen:

1. Welche der folgenden Verbindungen ist ein Oxid?
a. KOH ; b. KCl ; c. KNO_3 ; d. K_2O .
2. Natriumsulfat ist:
a. Eine Säure; b. ein Hydrogensalz; c. ein normales Salz; d. ein basisches Salz.
3. Welche der folgenden Aussagen ist NICHT richtig?
a. Al_2O_3 ist ein basisches Oxid.
b. Al_2O_3 ist ein amphoterer Oxid.
c. Al_2O_3 ist ein saures Oxid.
d. Al_2O_3 ein neutrales Oxid.
4. Wählen Sie die Formel des Kohlenwasserstoffs, der eine $C=C$ -Doppelbindung enthält.
a. C_2H_4 ; b. C_2H_6 ; c. CH_4 ; d. C_2H_2 .
5. Welche Formel ist von einem Keton?
a. CH_3COOH ; b. CH_3COCH_3 ; c. $HCOOH$; d. CH_3CHO .
6. Welche der folgenden Substanzen hat keine Toxizität?
a. Aceton; b. Glykol; c. Glycerin; d. Ethylalkohol.
7. Definieren Sie die organischen Substanzen, die für den Menschen lebensnotwendig sind. Geben Sie konkrete Beispiele an.

ANGEWANDTE CHEMIE



1. Metalle

Metalle sind chemische Elemente in festem Zustand, mit Ausnahme von Quecksilber (*Hg*), das eine Flüssigkeit ist. Sie sind elektrisch leitfähig und besitzen eine gute Wärmeleitfähigkeit. Metalle werden in Hauptgruppen und Nebengruppen des Periodensystems eingeteilt. Die chemischen Elemente Eisen, Kupfer und Zink gehören zu den Nebengruppen. Sie bilden Legierungen, die im Alltag eine große Anwendung finden.

► Eisen (*Fe*) ist ein gräuliches Metall der Gruppe VIII B des Periodensystems, sehr dehnbar und verformbar. *Fe* rostet unter feuchten Bedingungen, da es sich mit einem rotbraunen Eisenoxid (Rost) bedeckt. Eisen reagiert mit Säuren und Nichtmetallen wegen seiner Oxidationszahl = $+2$; $+3$. Bei Raumtemperatur und an trockener Luft reagiert es nicht mit Sauerstoff, aber bei einer Temperatur von bis zu 200 °C wird die Oberfläche des Eisens mit einer dünnen Schicht aus Fe_2O_3 bedeckt, die eine weitere Reaktion verhindert. In trockener Atmosphäre verbrennt Eisenwolle beim Erhitzen. Die Reaktionsgleichung lautet: $3Fe + 2O_2 \rightarrow 4Fe_2O_3$, der Prozess ist exotherm.

► Kupfer (*Cu*) ist ein rotbraunes, sehr dehnbare Metall der Gruppe IB des Periodensystems. Es ist ein hervorragender Leiter von Strom und Wärme, hat eine $OZ = +1$; $+2$ und reagiert mit Sauerstoff und Nichtmetallen. Das Metall verbrennt mit grüner Farbe zu Kupfer (II)-oxid. Die Reaktionsgleichung lautet: $2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$

► Zink (*Zn*) ist ein bläulich-weißes Metall der Gruppe IIB des Periodensystems. Es ist bei Raumtemperatur spröde und kristallin, aber bei Temperaturen zwischen 110 °C und 150 °C ist Zink verform- und dehnbar. *Zn* ist ein guter Stromleiter. Es hat die $OZ = +2$ und durch Zufuhr von Sauerstoff verbrennt es bei hoher Temperatur. Die Reaktionsgleichung lautet: $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$. Zink reagiert mit Halogenen, Schwefel und anderen Nichtmetallen, wobei Verbindungen entstehen. Mit verdünnter Schwefelsäure reagiert das Zink zu Zinksulfat unter Wasserstoff-Freisetzung.

2. Legierungen

Legierungen sind Stoffgemische aus mindestens einem Metall und einem oder mehr anderen chemischen Elementen. Legierungen werden normalerweise durch Zusammenschmelzen der Bestandteile bei hoher Temperatur hergestellt. Danach werden sie in speziellen Behältern abgekühlt, damit sie sich erhärten. Die folgende Tabelle zeigt die gängigsten und bekanntesten Legierungen sowie deren Eigenschaften und Anwendungsbereiche:

Wichtige Legierungen

Bezeichnung	Hauptbestandteil	Zusammensetzung	Eigenschaften	Verwendung
Gelbmessing	Kupfer	67% Cu, 33% Zn	dehnbar, polierbar	Maschinenteile
Wood'sches Metall	Bismut	50% Bi, 25% Pb, 2,5% Sn, 12,5% Cd	niedriger F_P (70°C)	Schmelz- sicherungen, Sprinkler- anlagen
Edelstahl	Eisen	80,6% Fe, 0,4% C, 18% Cr, 1% Ni	rostet nicht	Bestecke, Uhren Gehäuse
Lötzinn	Blei	67% Pb, 33% Sn	niedriger F_P (275°C)	zum Löten
Goldmünzen	Gold	90 % Au, 10 % Cu	weich	Münzen
Schmuckgold	Gold	33-75 % Au, Cu, Ag	beständig	Schmuck
Silber- amalgam	Silber	70% Ag, 18% Sn, 10% Cu, 2% Hg	leicht ver- formbar	Zahnfüllungen

Die Tabelle 29.1.

Projektpräsentation

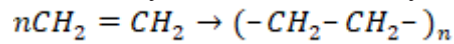
Wählen Sie eine der in der obigen Tabelle angegebenen Legierungen oder eine andere aus den Internetquellen. Planen Sie und führen Sie ein Projekt durch, indem Sie verschiedene Ressourcen wie Bilder, Zeichnungen, Diagramme und alles andere benutzen, was hilfreich sein könnte. Ihr Projekt kann einen Bericht, eine PowerPoint-Präsentation oder ein Poster beinhalten.

Die Anforderungen:

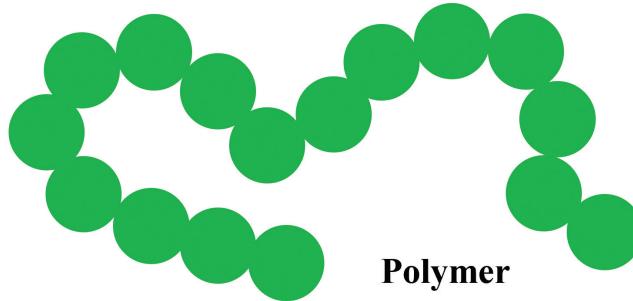
- ◇ Maximal drei Schüler pro Projekt.
- ◇ Wählen Sie einen Teamleiter.
- ◇ Verteilen Sie die Arbeit gleichmäßig unter den Teilnehmern.
- ◇ Setzen Sie realistische Projekttermine fest.
- ◇ Gestalten Sie Ihre Präsentation so, dass sie interessant, nützlich und originell ist.
- ◇ Entscheiden Sie genau, was jeder Teilnehmer präsentieren wird, mit Rücksicht auf seine Kenntnisse über die ausgewählte Legierung.
- ◇ Präsentieren Sie Ihr Projekt vor der Klasse.

1. Polymere

Polymere sind makromolekulare Verbindungen, die aus sich wiederholenden Einheiten aufgebaut sind (als Monomere bezeichnet). Sie enthalten Moleküle mit extrem großer Masse. Polyethylen $(C_2H_4)_n$ wird beispielsweise durch die Polymerisation von Ethylenmonomer hergestellt:



Monomer



“poly” = viel

2. Kunststoffe

Kunststoffe sind Materialien auf der Basis natürlicher und synthetischer Polymere. Sie sind schlechte Wärmeleiter, leiten keinen Strom und werden daher als Isolatoren verwendet. Kunststoffe sind hervorragende Werkstoffe für Industrie und Alltag, da sie mit Säuren, Basen und Salzen nicht reagieren und beständig sind. Einer der wichtigsten Kunststoffe ist Polyethylen.

3. Chemiefasern

Fasern sind Polymere mit molekularer kristalliner Struktur. Sie können in zwei Hauptkategorien eingeteilt werden:

- ✓ Naturfasern, wie Baumwolle, Wolle, Seide.
- ✓ Chemiefasern, die Kunstfasern und synthetische Fasern sind.
 - Kunstfasern basieren hauptsächlich auf Cellulose. Sie sind Viskosefasern und Acetatfasern.
 - Synthetische Fasern sind sehr stark und werden als Ersatz für Wolle verwendet.

Vorgeschlagene Präsentationsthemen

- Polymere. Herstellung synthetischer Polymere.
- Kunststoffe. Zusammensetzung. Eigenschaften und Anwendungen.
- Gesundheitsprobleme bei Herstellung und Verwendung von Kunststoffen.
- Chemiefasern. Arten und Eigenschaften.
- Fasern. Anwendungen.
- Vorteile von Naturfasern.

Projektpräsentation

Wählen Sie eine der angegebenen Themen und führen Sie ein Projekt durch, indem Sie verschiedene Ressourcen wie Bilder, Zeichnungen, Diagramme und alles andere verwenden, was hilfreich sein könnte. Ihr Projekt kann einen Bericht, eine PowerPoint-Präsentation oder ein Poster beinhalten.

Die Anforderungen:

- ◇ Maximal drei Schüler pro Projekt.
- ◇ Wählen Sie einen Teamleiter.
- ◇ Verteilen Sie die Arbeit gleichmäßig unter den Teilnehmern.
- ◇ Setzen Sie realistische Projekttermine.
- ◇ Gestalten Sie Ihre Präsentation so, dass sie interessant, nützlich und originell ist.
- ◇ Entscheiden Sie genau, was jeder Teilnehmer präsentieren wird, insbesondere mit Rücksicht auf seine Kenntnisse über das ausgewählte Thema.
- ◇ Präsentieren Sie Ihr Projekt vor der Klasse.

GLOSSAR

Chemisches Gleichgewicht	Der Zustand eines Systems, in dem die Geschwindigkeit der Hinreaktion der Geschwindigkeit der Rückreaktion gleich ist und eine konstante Konzentration an Produkten und Edukten vorliegt
Dampfdruck	Der Druck, den ein Dampf (Gas) einer Flüssigkeit oder eines Feststoffs auf seine Flüssigkeitsoberfläche bei einer bestimmten Temperatur ausübt
Diffusion	Die Bewegung der Teilchen aus einem Bereich hoher in einen Bereich geringer Konzentration
Elektrolyt	Eine Substanz, die in einer wässrigen Lösung ionisiert
Elektrolytische Dissoziation	Das Aufspalten eines Elektrolyten in Ionen beim Auflösen in Wasser
Endotherme Reaktion	Chemische Reaktion, bei der Wärme aus der Umgebung aufgenommen wird
Exotherme Reaktion	Chemische Reaktion, bei der Wärme abgegeben wird
Hydrolyse	Eine Ionenreaktion zwischen Salz und Wasser
Irreversible Reaktionen	Chemische Reaktionen, die nur in eine Richtung ablaufen können
Katalysator	Ein Stoff, der die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion verändert, ohne dabei verbraucht zu werden
Molare Standardbildungsenthalpie	Die Wärmemenge, die abgegeben oder aufgenommen wird bei der Bildung von 1 Mol einer chemischen Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen
Molare Standardverbrennungsenthalpie	Die Wärmemenge, die die Verbrennung von einem Mol der Substanz in O_2 -Atmosphäre unter Standardbedingungen begleitet
Osmose	Die Bewegung von Lösungsmittelteilchen (normalerweise Wasser) durch eine halbdurchlässige Membran hindurch aus Bereichen niedriger in Bereiche höherer Konzentration an gelösten Stoffen
Osmotischer Druck	Der Druck, den man auf die Lösungsseite ausüben muss, um die Bewegung der Lösungsmittelmoleküle durch eine halbdurchlässige Membran zu verhindern
Oxidation	Der Vorgang der Elektronenabgabe durch das Reduktionsmittel
Oxidationsmittel	Ein Atom oder Ion, das Elektronen aufnimmt und seine Oxidationsstufe reduziert

GLOSSAR

Reaktionsgeschwindigkeit	Die Reaktionsgeschwindigkeit gibt an, wie viele Teilchen pro Zeiteinheit bei einer chemischen Reaktion umgesetzt werden
Reaktionswärme	Der bei einer chemischen Reaktion abgegebene oder aufgenommene Wärmegehalt
Redoxreaktion	Eine Elektronenübertragungsreaktion, die aus den Teilreaktionen Oxidation und Reduktion besteht
Reduktion	Der Vorgang der Elektronenaufnahme durch das Oxidationsmittel
Reduktionsmittel	Ein Atom oder Ion, das Elektronen abgibt und seine Oxidationsstufe erhöht
Reversible Reaktionen	Chemische Reaktionen, die in zwei Richtungen ablaufen können, von Edukten zu Produkten und von Produkten zu Edukten
Übersättigte Lösung	Lösungen, die mehr vom gelösten Stoff enthalten, als es seiner Löslichkeit bei der betreffenden Temperatur entspricht

LITERATURVERZEICHNIS

- ◇ [shutterstock.com](https://www.shutterstock.com)
- ◇ www.wikipedia.org
- ◇ www.khanacademy.org
- ◇ <https://chem.libretexts.org/>
- ◇ <https://www.britannica.com/science/physical-chemistry>
- ◇ <https://chemistrypage.in/chemical-kinetics-notes/>
- ◇ <https://wou.edu/chemistry/courses/online-chemistry-textbooks/>
- ◇ <https://www.uwosh.edu/facstaff/mihalick/Materials/>
- ◇ <https://uotechnology.edu.iq/>
- ◇ <https://www.toppr.com/guides/chemistry/>
- ◇ <http://www.dynamicscience.com.au/>
- ◇ <https://sites.google.com/>
- ◇ Khodakov, Yu and Epstein, D. *Inorganic Chemistry Textbook for Schools*, Mir Publisher Moscow, 1982.
- ◇ Bliznakov, G. and Boyanova, L. *Chemistry and Environmental Protection 9. Grade*, Anubis, Sofia, 2003.
- ◇ Atanassov, K. *Chemistry and Environmental Protection 10th grade*, Prosveta, Sofia, 2019.

Löslichkeitstabelle

Katione Anione	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻	■	↑			—		→	→	→	→	→	→	→	→
F ⁻						→	→	→	→	→	→	→	→	→
Cl ⁻					→									
Br ⁻					→									
I ⁻					→									
S ²⁻	↑				→	—	—	—	→	→	→	→	→	→
SO ₃ ²⁻	↑				→	→	→	→	→	→	→	→	→	→
SO ₄ ²⁻					→	→	→	→	→	→	→	→	→	→
NO ₃ ⁻														
PO ₄ ³⁻					→	→	→	→	→	→	→	→	→	→
CO ₃ ²⁻	↑				→	→	→	→	→	→	→	→	→	→
SiO ₃ ²⁻	↑				→	→	→	→	→	→	→	→	→	→
CH ₃ COO ⁻	■													

löslich unlöslich Gas wenig löslich reagieren mit Wasser schwaches Elektrolyt