

Inhaltsverzeichnis	Seite
1	<u>Didaktische und methodische Vorbemerkungen</u>
1.1	<u>Zielsetzungen des Unterrichts im Wahlpflichtfach Mathematik-Naturwissenschaften</u>
1.2	<u>Der Themenbereich „Grundlagen der Verfahrenstechnologie“ im WPF-Unterricht</u>
1.3	<u>Konzeption der Handreichung</u>
1.4	<u>Allgemeine Hinweise zur Umsetzung im Unterricht</u>
2	<u>Unterrichtspraktischer Teil</u>
2.1	<u>Das Zeitverhalten chemischer Vorgänge</u>
2.2	<u>Modelle – ein Blick hinter die Kulissen</u>
2.3	<u>Katalyse – die Reaktionsgeschwindigkeit kann beeinflusst werden</u>
2.4	<u>Umkehrbare Reaktionen streben ein Gleichgewicht an</u>
2.5	<u>Beim dynamischen Gleichgewicht lässt sich die Gleichgewichtslage verändern</u>
2.6	<u>Stoffumsätze lassen sich berechnen</u>
2.7	<u>Messung des Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen</u>
2.8	<u>Kreisprozesse – der Ausgangsstoff ist das Reaktionsprodukt ...</u>
2.9	<u>Das Haber-Bosch-Verfahren: Anwendung der Kenntnisse vom Gleichgewicht</u>
3	<u>Anhang</u>
3.1	<u>Übersicht über die benötigten Chemikalien</u>
3.2	<u>DYNASIS – ein Computerprogramm zur interaktiven Modellbildung</u>
3.3	<u>Allgemeine Literaturhinweise</u>
3.4	<u>Hilfreiche Adressen</u>

1 Didaktische und methodische Vorbemerkungen

1.1 Zielsetzungen des Unterrichts im Wahlpflichtfach Mathematik-Naturwissenschaften 9/10

Der Unterricht im Fach Mathematik-Naturwissenschaften der Klassenstufe 9 und 10 soll an grundlegende mathematisch-naturwissenschaftliche Methoden und Inhalte heranführen, mit deren Hilfe komplexe Wirkungsgefüge in der belebten und unbelebten Umwelt des Menschen erkannt werden können. Dabei kommt der Analyse natürlicher und technischer Systeme unter kybernetischen Gesichtspunkten besondere Bedeutung zu.

Lehrplan Wahlpflichtfach Mathematik-Naturwissenschaften,
Klassen 9 und 10, Realschule, Mainz 1999, S. 5

Die sechs Themenbereiche, die der Lehrplan ausweist, sollen in diesem Sinn behandelt werden. Dabei werden einerseits Inhalte und Ziele der naturwissenschaftlichen Pflichtfächer vertieft und ergänzt, andererseits fachübergreifende Denk- und Betrachtungsweisen in besonderem Maße beachtet. Die ganzheitliche Betrachtungsweise wird dadurch gefördert, dass mathematische Auswertungs- und Darstellungsmethoden integraler Bestandteil der Unterrichtsarbeit (vor allem im Bereich der Modellbildung) sind.

Die vom Lernenden erworbenen naturwissenschaftlichen Erkenntnisse und das Wissen um ihre Anwendungsmöglichkeiten tragen zur Fähigkeit der persönlichen, beruflichen und gesellschaftlichen Lebensgestaltung und Lebensbewältigung bei.

1.2 Der Themenbereich „Grundlagen der Verfahrenstechnologie“ im Unterricht

Im Themenbereich „Grundlagen der Verfahrenstechnologie“ erfährt der Lernende, dass in der chemischen Industrie die überwiegende Zahl der Produktionsverfahren gesteuert oder geregelt wird, um die Prozesse unter optimalen Bedingungen ablaufen zu lassen. Dies setzt die Kenntnis physikalisch-chemischer Parameter voraus, über die der Reaktionsverlauf und die Produktausbeute beeinflusst werden können.

Um dieser Zielsetzung Rechnung zu tragen, werden die Einzelaspekte des Themenbereichs in der vorliegenden Handreichung aus didaktischen Gründen so angeordnet, dass für die Schülerinnen und Schüler ein Zusammenhang erkennbar wird.

Bei der Aufarbeitung der Einzelaspekte des Themenbereichs für die Handreichung wurde der Forderung nach größtmöglicher Selbsttätigkeit der Schülerinnen und Schüler Rechnung getragen. Nur wenn es aus Gründen der Sicherheit nicht anders möglich ist, werden Lehrerdemonstrationsexperimente herangezogen. Außerdem werden vorzugsweise nur Experimente vorgeschlagen, die mit geringem apparativem Aufwand durchgeführt werden können. Ist dies nicht möglich, ein Experiment im Gesamtzusammenhang aber unverzichtbar, wurde darauf geachtet, dass die Experimente mit Beteiligung der Schülerinnen und Schüler als Demonstrationsexperiment durchgeführt werden können.

Neben Experimenten kommt eine Vielzahl weiterer, für die Naturwissenschaften typische Arbeitsmethoden zur Erarbeitung der Lerninhalte zum Einsatz. Der Unterrichtende sollte dabei stets vor Augen haben, dass die Schülerinnen und Schüler in erster Linie fachspezifische Methoden der Erkenntnisgewinnung kennen lernen sowie

diese einüben und kritisch beurteilen lernen sollen, wobei das Faktenwissen freilich nicht unterbewertet werden darf.

Ferner leistet der Unterricht selbstverständlich einen Beitrag zur Vertiefung allgemeiner Fertigkeiten, wie sie in vielen Fächern notwendig sind.

Der Themenbereich ist in folgende Einzelthemen gegliedert:

- Das Zeitverhalten chemischer Vorgänge
- Modelle - ein Blick hinter die Kulissen
- Katalyse - die Reaktionsgeschwindigkeit kann beeinflusst werden
- Umkehrbare chemische Reaktionen streben ein Gleichgewicht an
- Beim dynamischen Gleichgewicht lässt sich die Gleichgewichtslage verändern
- Stoffumsätze lassen sich berechnen
- Messung des Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen
- Kreisprozesse - der Ausgangsstoff ist das Reaktionsprodukt ist der Ausgangsstoff ...
- Das Haber-Bosch-Verfahren - Anwendung der Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht

Die Materialien sind so zusammengestellt, dass die Lehrkraft selbst entscheiden kann, wie breit sie die einzelnen Aspekte im Unterricht behandeln will. Dabei spielen neben dem Interesse der Schülerinnen und Schüler die zur Verfügung stehende Zeit und die schulischen Rahmenbedingungen eine Rolle.

1.3 Konzeption der Handreichung

Der besseren Übersichtlichkeit wegen ist auf den folgenden Seiten eine Aufstellung beigelegt, aus der hervorgeht, welchem Abschnitt der Handreichung die einzelnen Aspekte des WPF-Lehrplans zugeordnet sind. Darüber hinaus sind die Bezüge zum regulären Chemie-Lehrplan aufgezeigt.

Um deutlich zu machen, dass die Themen der Verfahrenstechnik auf Themen des regulären Chemieunterrichts aufbauen, sind in der Spalte „Lehrplan Chemie“ die Themenbereiche des Chemielehrplans angegeben, in denen Grundlagen für den WPF-Unterricht geschaffen werden. In der Spalte „Handreichung“ ist dann angegeben, in welchem Abschnitt der Handreichung diese Grundlagen im WPF-Unterricht vertieft und ergänzt werden.

In der Regel werden die im Chemieunterricht behandelten Themen in der Handreichung nicht mehr umfassend aufgegriffen, sondern als bekannt vorausgesetzt. Daraus wird deutlich, dass die Verfahrenstechnik erst im WPF-Unterricht der Klasse 10 sinnvoll behandelt werden kann, weil erst dann die erforderlichen Grundlagen aus dem regulären Chemieunterricht vorausgesetzt werden können.

Sachkompetenz	Methoden- und Sozialkompetenz	Hinweise	Lehrplan Chemie	Handreichung
Bausteine Atome, Moleküle, Ionen	Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen den kleinsten Stoffteilchen mit Hilfe von Modellvorstellungen beschreiben	Elektronen, Nukleonen, Isotope, elektrische Ladung, Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität	8.3 Atombau-Modelle-PSE	2.1 Modelle - ein Blick hinter die Kulissen
Wechselwirkung	An ausgewählten Phänomenen Möglichkeiten zur Wechselwirkung zwischen kleinsten Stoffteilchen mit Hilfe von Modellen beschreiben	Experimente, Funktionsmodelle und Computersimulationen zu: Phasenwechsel, chemische Reaktion	8.1 Stoffe und ihre Eigenschaften	2.1 Modelle - ein Blick hinter die Kulissen
Chemische Reaktionen	An ausgewählten Experimenten die chemische Reaktion als Umgruppierung von Atomen deuten und klassifizieren	elektrostatische Wechselwirkungen, Van-der-Waals-Kräfte, Bindungen	8.1 Chemische Reaktionen 8.4 Salze 10.2 Weitere Kohlenwasserstoffe	
Grundbegriffe der Stöchiometrie	Den Informationsgehalt eines Reaktionschemas durch Mengen-, Massen- und Volumenangaben erweitern	Mol, Loschmidtsche Zahl, molare Masse, Molvolumen	8.2 Chemische Reaktionen	2.6 Stoffumsätze lassen sich berechnen

Sachkompetenz	Methoden- und Sozialkompetenz	Hinweise	Lehrplan Chemie	Handreichung
Energiebilanz	Experimentell belegen, dass jede chemische Reaktion mit Energieumwandlungsprozessen verbunden ist	Bildungsenthalpie, endotherme und exotherme Reaktionen	8.2 Chemische Reaktionen	2.7 Messung des Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen
Strukturen Dynamisches Gleichgewicht	Nachweisen und mit Hilfe von Modellen darstellen, dass chemische Reaktionen umkehrbar sind und dass sich in geschlossenen Systemen ein dynamischer Gleichgewichtszustand zwischen Edukten und Produkten ausbildet	MWG Experimente, Funktionsmodelle und Computersimulationen	10.5 Fette und Waschmittel	2.4 Umkehrbare Reaktionen streben ein Gleichgewicht an
Fließgleichgewicht	Nachweisen und mit Hilfe von Modellen darstellen, dass sich in offenen Systemen kein dynamischer Gleichgewichtszustand bei reversiblen Reaktionen ausbilden kann, sondern sich ein Fließgleichgewicht ausbildet	Experimente, Funktionsmodelle und Computersimulationen		3.3 Modellbildung mit DYNASIS
Kreisprozess	Massen und Energieströme in Kreisprozessen unterscheiden und als tangentiale Kreisprozesse darstellen		8.2 Chemische Reaktionen	2.8 Kreisprozesse - der Ausgangsstoff...

Zeitverhalten Reaktions- geschwindigkeit	Den Einfluss von geschwindigkeits- bestimmenden Faktoren experimentell untersuchen	Oberfläche, Konzentration, Temperatur, Katalysatoren, Teilchengröße, Teilchenart, Bindungsart		2.1 Das Zeitverhalten chem. Vorgänge
	Homogene von heterogenen Reaktionen unterscheiden		9.2 Chemie-Technik-Umwelt	2.3 Katalyse - die Reaktionsgeschwindigkeit kann beeinflusst werden
	Die zeitliche Änderung von Prozessgrößen bestimmen und grafisch darstellen	Zeit-Zustands-Diagramme		2.2 Modelle - ein Blick hinter die Kulissen
Gleichgewichtslage	Experimentell nachweisen, dass sich ein dynamisches Gleichgewicht verändern lässt	Druck-, Temperatur- und Konzentrationsänderungen; Prinzip des kleinsten Zwanges	10.5 Fette und Waschmittel	2.5 Beim dynamischen Gleichgewicht lässt sich die Gleichgewichtslage verändern
	Aus der Untersuchung geschlossener Systeme folgern, dass diese sich nicht ökonomisch nutzen lassen			
Steuerung und Regelung offener Systeme				
Strukturen gesteuerter und geregelter Systeme	Die Elemente einer Steuerung bzw. Regelung kennen und zur Beschreibung von gesteuerten bzw. geregelten Systemen verwenden	Steuerkette, Regelkreismodell		

Kennzeichen wirtschaftlich genutzter Systeme	Nachweisen, dass es sich bei industriellen Verfahren um offene Systeme handelt Den zeitlichen Ablauf großtechnischer Prozesse beschreiben und simulieren	Haber-Bosch-Verfahren, Kontaktverfahren, Kalkbrennen Zeit-Zustands-Diagramme, Ablaufdiagramme, Computersimulationen	9.2 Chemie-Technik-Umwelt	2.9 Das Haber-Bosch-Verfahren - Anwendung der Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht 3.3 Modellbildung mit DYNASIS
Massen- und Energiefluss	Mit Hilfe von Modellen darstellen und begründen, dass in offenen Systeme im zeitlichen Mittel ebenso viel Energie und Masse hinein- wie herausfließen	Massen- und Energieflussdiagramme		2.9 Das Haber-Bosch-Verfahren - Anwendung der Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht
Stoffkreisläufe Recycling	Nachweisen und berechnen, dass Recycling bei großtechnischen Verfahren die Wirtschaftlichkeit erhöht	Simulationsprogramm zum Haber-Bosch-Verfahren	10.3 Kunststoffe	2.9 Das Haber-Bosch-Verfahren - Anwendung der Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht
Ressourcenschonung	Nachweisen und berechnen, dass die Verwendung von Rohstoffen durch Verfahrensumstellungen, Wiederverwendung und Reststoffverwertung optimiert werden kann	Ökobilanzen	10.3 Kunststoffe	2.8 Kreisprozesse - der Ausgangsstoff ...
	Recyclingverfahren experimentell durchführen und als tangentialen Kreisprozesse darstellen	Bleikreislauf, Kupferkreislauf, Rauchgasentschwefelung		

1.4 Allgemeine Hinweise zur Umsetzung im Unterricht

Die einzelnen Abschnitte im unterrichtspraktischen Teil sind stets gleich gegliedert:

Auf eine Aufstellung der Lerninhalte folgt eine kurze Darstellung des Sachzusammenhangs. Dabei ist anzumerken, dass dieser kurze Abriss lediglich einen ersten Überblick über den Lehrstoff vermitteln und keineswegs eine umfassende inhaltliche Auseinandersetzung mit den fachwissenschaftlichen Inhalten ersetzen kann. Wichtige Fachbegriffe, die im Lehrplan unter den verbindlich vorgeschriebenen Lernzielen aufgeführt sind, sind durch Fettdruck hervorgehoben.

Die Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung enthalten Anhaltspunkte, in welcher Reihenfolge die Lerninhalte im Unterricht vermittelt werden können, ohne dass ihr sachlogischer Zusammenhang verloren geht. Im Wesentlichen wird dabei auf die beiliegenden Kopiervorlagen für Schülerarbeitsblätter, Kopiervorlagen für Folien oder Musterprotokolle, die jeden Abschnitt ergänzen, Bezug genommen. Diese Hinweise ersetzen nicht detaillierte Überlegungen des Unterrichtenden zum konkreten Unterrichtsverlauf, zur Gestaltung einzelner Stundensequenzen oder zu Vorschlägen für Tafelbilder. Lösungen für Schülerblätter sind nur da beigelegt, wo die Lösungen nicht direkt aus den Ausführungen zur Darstellung des Sachzusammenhangs hervorgehen.

Empfohlene Experimente werden beschrieben und - falls notwendig - wird auch angegeben, wie die erforderlichen Lösungen hergestellt werden können. Selbstverständlich bleibt es dem Unterrichtenden überlassen, die Experimente auf seine Bedürfnisse hin abzuändern. Es ist darauf hinzuweisen, dass die einschlägigen Sicherheitsvorkehrungen zu beachten sind. Können bei einem Experiment besondere Gefahren auftreten, wird darauf hingewiesen.

In der Regel enthält auch jeder Abschnitt Hinweise zu weiteren Medien, z. B. Filmen, Foliensammlungen, die von der chemischen Industrie meist kostenlos zur Verfügung gestellt werden. Es sei auch darauf hingewiesen, dass die meisten Chemiebücher Einzelaspekte des Themenbereichs „Verfahrenstechnologie“ behandeln und deshalb sinnvoll in die Erarbeitung der Unterrichtsinhalte mit einbezogen werden können.

2 Unterrichtspraktischer Teil

2.1 Das Zeitverhalten chemischer Vorgänge

- Lerninhalte

1. Chemische Vorgänge unterscheiden sich in ihrer Dauer
2. Stoffart, Konzentration, Temperatur, Druck und Zerkleinerungsgrad beeinflussen das Zeitverhalten chemischer Vorgänge
3. Versuche zur experimentellen Untersuchung des Zeitverhaltens chemischer Vorgänge planen, durchführen und auswerten

- Sachzusammenhang

Anknüpfend an Alltagserfahrungen ist leicht deutlich zu machen, dass chemische Vorgänge unterschiedlich lange dauern. Jeder weiß, dass eine Gasexplosion, z. B. die Reaktion von Methan mit Luftsauerstoff, in Bruchteilen von Sekunden abläuft. Im Chemieunterricht haben die Schülerinnen und Schüler wahrscheinlich gesehen, dass die Reaktion von Magnesium mit verdünnter Salzsäure mehrere Minuten dauert und dass das Rosten eines Eisennagels mehrere Tage in Anspruch nimmt. Die Entstehung von Erdöl dauert sogar Millionen von Jahren.

Sicherlich ist neben der Menge der reagierenden Stoffe auch die Art der Stoffe, ihre Konzentration, ihr Zerkleinerungsgrad und die Temperatur, bei der die Reaktion stattfindet, von entscheidender Bedeutung für die Reaktionsdauer. Auch diese Zusammenhänge lassen sich an Alltagsbeispielen plausibel veranschaulichen: Die Konzentration, mit der Essigessenz zur Entkalkung eines Haushaltsgerätes verwendet wird, bestimmt die Dauer des Reinigungsprozesses. Durch Temperaturerhöhung lässt sich der Reinigungsprozess beschleunigen. Auch weiß jeder, dass man ein Holzfeuer leichter anzünden kann, wenn man zunächst Holzspäne entzündet, dann Reisig und schließlich die größeren Holzstücke auf das Feuer gibt.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Im Unterricht sollen die Alltagserfahrungen durch Experimente untersucht und bestätigt werden. Bei der Planung der Versuche ist von Bedeutung (da ja mehrere Einflussgrößen vermutet werden), dass die Versuche so organisiert werden, dass jeweils ein Parameter variiert wird und die anderen konstant gehalten werden.

Die Versuche (*Versuch 1: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Stoffart, Versuch 2: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Konzentration der Säure, Versuch 3: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Temperatur und Versuch 4: Abhängigkeit der Reaktionsdauer vom Zerkleinerungsgrad*) können arbeitsteilig in Gruppen durchgeführt werden. Eine Gruppe untersucht, ob die Reaktionsdauer von der Stoffart abhängt, eine andere, ob die Reaktionsdauer von der Temperatur abhängt, eine dritte, ob die Reaktionsdauer von der Konzentration abhängt und eine vierte, ob die Reaktionsdauer vom Zerkleinerungsgrad abhängt.

- Experimente

Versuch 1: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Stoffart

Chemikalien/Geräte: 0,5 n Salzsäure, 0,5 n Schwefelsäure, 0,5 n Essigsäure, 0,5 n Phosphorsäure, Magnesiumband 15 cm, Bechergläser, Messzylinder, Stoppuhr

Durchführung: Mit einem Messzylinder werden 25 ml Salzsäure (0,5 n) abgemessen und in ein Becherglas gegeben. Anschließend gibt man ein 5 cm langes Stück Magnesiumband in die Säure und stoppt die Zeit vom Hineingeben des Magnesiumbandes bis zur vollständigen Reaktion. Diese Zeit entspricht der Reaktionsdauer. Der Versuch wird auf gleiche Weise noch dreimal wiederholt und zwar mit Schwefelsäure (0,5 n), Essigsäure und Phosphorsäure. Bei der Wiederholung muss darauf geachtet werden, dass die Versuche bei der gleichen Temperatur (Raumtemperatur) durchgeführt werden.

Versuch 2: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Konzentration der Säure

Chemikalien/Geräte: 0,5 n, 1 n und 2 n Salzsäure, Magnesiumband 15 cm, Bechergläser, Messzylinder, Stoppuhr

Durchführung: Mit einem Messzylinder werden 25 ml Salzsäure (0,5 n) abgemessen und in ein Becherglas gegeben. Anschließend gibt man ein 5 cm langes Stück Magnesiumband in die Säure und stoppt die Zeit vom Hineingeben des Magnesiumbandes bis zur vollständigen Reaktion. Diese Zeit entspricht der Reaktionsdauer.

Der Versuch wird auf gleiche Weise noch zweimal wiederholt und zwar mit Salzsäure (1 n) und Salzsäure (2 n). Bei der Wiederholung muss darauf geachtet werden, dass die Versuche bei der gleichen Temperatur (Raumtemperatur) durchgeführt werden.

Versuch 3: Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Temperatur

Chemikalien/Geräte: 0,5 n Salzsäure, Magnesiumband 15 cm, Bechergläser, Messzylinder, Vierfuß mit Ceranplatte, Thermometer, Gasbrenner, Stoppuhr

Durchführung: Mit einem Messzylinder werden jeweils 25 ml Salzsäure (0,5 n) abgemessen und in vier Bechergläser gegeben. Anschließend gibt man ein 5 cm langes Stück Magnesiumband in die Säure im ersten Becherglas und stoppt die Zeit vom Hineingeben des Magnesiumbandes bis zur vollständigen Reaktion. Diese Zeit entspricht der Reaktionsdauer.

Der Versuch wird auf gleiche Weise noch zweimal wiederholt. Dazu wird die Salzsäure im zweiten Becherglas mit einem Eisbad gekühlt und die Säure im dritten Becherglas auf ca. 60 °C erwärmt. Die Temperatur wird zu Reaktionsbeginn mit dem Thermometer gemessen und im Versuchsprotokoll festgehalten.

Versuch 4: Abhängigkeit der Reaktionsdauer vom Zerkleinerungsgrad

Chemikalien/Geräte: 0,5 n Salzsäure, Magnesiumband 10 cm und eine entsprechende Stoffportion Magnesiumpulver, Bechergläser, Messzylinder, Balkenwaage, Stoppuhr

Durchführung: Mit einem Messzylinder werden jeweils 25 ml Salzsäure (0,5 n) abgemessen und in zwei Bechergläser gegeben. Auf einer Balkenwaage wiegt man ein 10 cm langes Magnesiumband mit Magnesiumpulver auf. Anschließend gibt man gleichzeitig das Magnesiumband in die Säure in dem ersten Becherglas und das Magnesiumpulver in die Säure im zweiten Becherglas und stoppt die Zeit vom Hineingeben des Magnesiumbandes bzw. Magnesiumpulvers bis zur vollständigen Reaktion. Diese Zeit entspricht der Reaktionsdauer.

- Herstellung der Säuren

Zur Herstellung von je einem Liter der gewünschten Säure sind

41ml (0,5 n) 36 %ige **Salzsäure**,

83ml (1 n) 36 %ige **Salzsäure**,

166ml (2 n) 36 %ige **Salzsäure**,

28ml (1 n) 95-98 %ige **Schwefelsäure**,

14ml (0,5 n) 95-98 %ige **Schwefelsäure**,

22ml (1 n) 85 %ige **Phosphorsäure**,

57 ml (1 n) 100 %ige **Essigsäure**

im Messkolben auf einen Liter zu verdünnen.

- Ergänzende Informationen

Ein [Musterprotokoll](#) findet sich auf der folgenden Seite.

Untersuchung der Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Konzentration

Problemfrage:

Hängt die Reaktionsdauer bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure von der Konzentration der Salzsäure ab?

Versuch:

Mit einem Messzylinder werden 25 ml Salzsäure (0,1 n) abgemessen und in ein Becherglas gegeben. Anschließend wird ein 5 cm langes Stück Magnesiumband in die Säure geworfen und die Zeit vom Hineingeben des Magnesiumbandes bis zu seiner vollständigen Auflösung gestoppt. Diese Zeit entspricht der Reaktionsdauer. Der Versuch wird anschließend auf gleiche Weise noch dreimal wiederholt und zwar mit Salzsäure (0,5 n), Salzsäure (1 n) und Salzsäure (2 n). Bei der Wiederholung muss darauf geachtet werden, dass die Versuche bei der gleichen Temperatur (Raumtemperatur) durchgeführt werden.

Beobachtung:

Die Versuche wurden bei Raumtemperatur (22 °C) durchgeführt.

Konzentration der Salzsäure	Reaktionsdauer (s)
0,5 n	
1 n	
2 n	

Ergebnis:

Die Reaktionsdauer hängt von der Konzentration der Salzsäure ab: Je höher die Konzentration der Salzsäure, desto geringer ist die Reaktionsdauer.

2.2 Modelle - Ein Blick hinter die Kulissen

- Lerninhalte

1. Modellvorstellungen, mit deren Hilfe der Aufbau der Materie und der Ablauf chemischer Vorgänge erklärt werden können
2. Erklärung der Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Konzentration, der Temperatur, dem Druck, dem Zerkleinerungsgrad und der Stoffart anhand von Modellen
3. Einführung des Begriffs der Reaktionsgeschwindigkeit
4. Anwendung eines Modells bei der Erstellung von Hypothesen

- Sachzusammenhang

Ein Modell ist ein Objekt, das durch seine Struktur- oder Funktionsanalogie zu einem Original erlaubt, dessen wesentlichen Merkmale wiederzugeben. In der Regel hat das Modell nur diejenigen Merkmale des Originals, die dem Erschaffer des Modells relevant erscheinen. Insofern kann ein Modell nie falsch sein, es kann lediglich zur Bearbeitung einer bestimmten Problemstellung unbrauchbar sein. In den Naturwissenschaften sind Modelle unentbehrlich, da sie eine effektive Hilfe bei der Hypothesenbildung und bei der Deutung von Sachverhalten darstellen, die sich einer realen Betrachtung entziehen.

Zur Erklärung reaktionskinetischer Zusammenhänge genügt zunächst ein recht einfaches Modell, das **Teilchenmodell** oder **Daltonmodell**. Bei diesem Modell geht man davon aus, dass die Stoffe aus kleinsten Teilchen bestehen, die kugelförmig sind. Die kleinsten Teilchen eines Stoffes haben alle die gleiche Größe, die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich durch ihre Größe voneinander.

Um z. B. die verschiedenen Zustandsformen der Stoffe zu erklären, erweitert man das Modell um die Annahme, dass zwischen den Teilchen eine Anziehungskraft besteht, die temperaturabhängig ist. Je höher die Temperatur, desto geringer ist die Anziehungskraft zwischen den Teilchen. Bei niedriger Temperatur ist die Anziehungskraft groß, die Teilchen haben einen geringen Abstand untereinander. Mit steigender Temperatur wird die Anziehungskraft geringer. Infolgedessen haben die kleinsten Teilchen bei einer Flüssigkeit einen größeren Abstand untereinander. Bei Gasen ist der Abstand zwischen den Teilchen sehr groß. Daraus erklären sich die makroskopisch beobachtbaren Eigenschaften: Ein Feststoff hat eine definierte Form und ist nur schwer teilbar. Eine Flüssigkeit passt sich der Form des Gefäßes an und ist leicht teilbar. Ein Gas nimmt den gesamten, ihm zur Verfügung stehenden Raum ein.

Darüber hinaus muss man davon ausgehen, dass sich die kleinsten Teilchen selbstständig bewegen können (**Brownsche Molekularbewegung**). Nur so sind Diffusionsvorgänge zu erklären, z. B. die Verteilung von Brommolekülen in einem Standzylinder oder die Verteilung von Zuckermolekülen in Kaffee, obwohl nicht umgerührt worden ist.

Chemische Vorgänge können mit dem Teilchenmodell veranschaulicht werden, wenn man annimmt, dass bei der Reaktion von Stoffen ihre kleinsten Teilchen zusammenstoßen (**Stoßmodell**). Um zu erklären, warum die Reaktionsdauer mit zunehmender Konzentration der Ausgangsstoffe geringer wird, muss man sich nur vor Augen füh-

ren, dass bei gleichbleibender Größe des Reaktionsgefäßes die Teilchenzahl zunimmt und damit auch die Zahl der Zusammenstöße in einer bestimmten Zeiteinheit.

Um die Temperaturabhängigkeit der Reaktionsdauer zu erklären nimmt man an, dass sich die kleinsten Teilchen um so schneller bewegen, je höher die Temperatur ist. Dies hat zur Folge, dass die Zahl der Zusammenstöße pro Zeiteinheit ebenfalls zunimmt. Die Geschwindigkeit, mit der sich die Teilchen bewegen, hängt aber nicht nur von der Temperatur, sondern auch von ihrer Größe ab. Daraus resultiert die Abhängigkeit der Reaktionsdauer von der Stoffart. Auch die Zerkleinerung eines festen Stoffes führt zur Abnahme der Reaktionsdauer, da mit zunehmendem Zerkleinerungsgrad der Stoffe ihre Oberfläche größer wird, so dass die Zahl der Zusammenstöße in einer bestimmten Zeiteinheit ebenfalls zunimmt.

Eine zentrale Aufgabe der Reaktionskinetik ist die experimentelle Untersuchung von Reaktionsgeschwindigkeiten. Als **Reaktionsgeschwindigkeit** bezeichnet man dabei die zeitliche Änderung der Konzentration eines Ausgangsstoffes oder eines Reaktionsprodukts im Verlauf einer Reaktion. Ändert sich das Volumen während der Reaktion nicht, so kann man die Reaktionsgeschwindigkeit auch anschaulicher definieren als die Zahl der Teilchen, die pro Zeiteinheit reagieren. Für die Betrachtung von Gleichgewichtsreaktionen ist es von entscheidender Bedeutung, dass die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf einer Reaktion nicht gleich bleibt, sondern geringer wird.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Das Teilchenmodell sollte den Schülerinnen und Schülern aus dem Chemieunterricht bekannt sein. Der Zusammenhang zwischen den makroskopisch beobachtbaren Eigenschaften eines Stoffes und den Wechselwirkungen zwischen den Teilchen kann mit Hilfe von Arbeitsblättern ([Arbeitsblatt 1: Das Teilchenmodell erklärt die verschiedenen Zustandsformen der Stoffe](#) bzw. [Arbeitsblatt 2: Das sonderbare Verhalten des Schwefels beim Erhitzen](#)) und dem dazugehörigen Versuch ([Versuch 1: Das sonderbare Verhalten des Schwefels beim Erhitzen](#)) erarbeitet werden.

Reaktionskinetische Überlegungen spielen im regulären Chemieunterricht normalerweise keine Rolle, so dass das Stoßmodell erarbeitet werden muss. Ein geeigneter Versuch ist die Reaktion von gasförmigem HCl und gasförmigem NH₃ unter Bildung von festem NH₄Cl ([Versuch 2: Damit Stoffe reagieren können, müssen die kleinsten Teilchen zusammenstoßen](#)). Das Stoßmodell kann zur Erklärung der experimentellen Ergebnisse bei der Untersuchung der geschwindigkeitsbestimmenden Faktoren für eine Reaktion angewendet werden ([Arbeitsblatt 3: Das Stoßmodell erklärt die experimentellen Ergebnisse](#)). Sollten sich bei der Bearbeitung des Arbeitsblattes Schwierigkeiten ergeben, lässt sich der Sachverhalt anschaulich am Verhalten der Schülerinnen und Schüler auf dem Schulhof darstellen: Die Wahrscheinlichkeit für einen Zusammenstoß zwischen Schülerinnen und Schülern während der großen Pause hängt sicherlich - bei gleichbleibender Größe des Schulhofes - von der Zahl der Schülerinnen und Schüler ab (Konzentration). Im Allgemeinen bewegen sich die Jüngeren schneller als die Älteren, insofern ist bei ihnen die Wahrscheinlichkeit, mit anderen Schülerinnen und Schülern zusammenzustoßen, größer (Stoffart). Ältere Schülerinnen und Schüler schließen sich häufiger in Gruppen zusammen und schlendern gemeinsam über den Schulhof. Durch diese Zusammenschlüsse wird die Zahl der Zusammenstöße ebenfalls verringert (Zerkleinerungsgrad). Für den Einfluss der Temperatur lässt sich keine Entsprechung finden, da sich die Schülerinnen und Schüler bei größerer Hitze eher langsamer bewegen.

Ein neuer Aspekt ergibt sich für die Schülerinnen und Schüler dadurch, dass ein Modell auch zur Hypothesenbildung herangezogen werden kann ([Arbeitsblatt 4: Modellvorstellung vom Geschwindigkeitsverlauf chemischer Vorgänge](#)). Die Zahl der H_3O^+ -Ionen, die in einem bestimmten Zeitabschnitt reagieren, nimmt im Verlauf der Reaktion ab. In der grafischen Darstellung der berechneten Werte (*Grafische Darstellung zu [Arbeitsblatt 4](#)*) ist zu erkennen, dass die Steigung des Grafen nicht konstant ist, sondern im Verlauf der „Reaktion“ kleiner wird. Da die Steigung dabei als Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit angesehen werden kann, bedeutet das, dass die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf der „Reaktion“ abnimmt.

Anschließend wird der umgekehrte Weg eingeschlagen. Nach der Hypothesenbildung wird die Hypothese durch einen Versuch (*Versuch 3/[Arbeitsblatt 5: Experimentelle Überprüfung unserer Vorhersage](#)*) experimentell bestätigt. Die Auswertung (*Grafische Darstellung zu [Arbeitsblatt 5](#)*) führt zu dem gleichen Ergebnis wie die Modellreaktion. Allerdings wird die Anschaulichkeit dadurch etwas erschwert, dass im realen Experiment die Bildung eines Reaktionsproduktes verfolgt wird. Unter Umständen können die Ergebnisse der Modellreaktion entsprechend umgerechnet werden.

- Experimente

Versuch 1: Das sonderbare Verhalten des Schwefels beim Erhitzen

Chemikalien/Geräte: Schwefel (pulverförmig), Reagenzglas, Spatel, Reagenzglas-klammer, Reagenzglasgestell, Gasbrenner

Durchführung: In ein Reagenzglas wird etwa 1 cm hoch Schwefelpulver gegeben. Das Schwefelpulver wird mit dem Gasbrenner bei kleiner Flamme vorsichtig erhitzt. Es ist zu beobachten, dass der gelbe, pulverförmige Schwefel schmilzt. Der geschmolzene Schwefel ist gelb und dünnflüssig. Bei weiterem Erhitzen wird der Schwefel braun und dickflüssig und bei weiterer Temperaturerhöhung wieder dünnflüssig. Schließlich siedet der Schwefel und entweicht als gelbes Gas aus dem Reagenzglas. Hier wird der Versuch abgebrochen. Der Versuch ist als Schülerversuch geeignet.

Versuch 2: Damit Stoffe reagieren können, müssen die kleinsten Teilchen zusammenstoßen

Chemikalien/Geräte: rauchende Salzsäure 37 %, Ammoniaklösung 32 %, Unterlage aus schwarzem, mattem Karton

Durchführung: Eine Flasche mit rauchender Salzsäure wird im Abzug geöffnet. Es entweicht farbloser, gasförmiger Chlorwasserstoff. Anschließend wird eine Flasche mit konzentrierter Ammoniaklösung geöffnet. Es entweicht farbloses, gasförmiges Ammoniak. Öffnet man beide Flaschen gleichzeitig und achtet darauf, dass ihre Öffnungen möglichst dicht beieinander sind, bildet sich ein weißer Rauch. Stehen die Flaschen auf einer schwarzen Unterlage (schwarzer, matter Zeichenkarton), setzt sich auf dieser ein weißer Feststoff ab. Es handelt sich ganz eindeutig um einen chemischen Vorgang, bei dem sich aus zwei farblosen Gasen ein weißer Feststoff bildet. Man kann die Reaktion auch beschleunigen, indem man in die sich mischenden Gase pustet. Die Rauchbildung wird sofort intensiver. Dieser Versuch kann nur als Lehrerdemonstrationsexperiment durchgeführt werden!

Versuch 3: Experimentelle Überprüfung unserer Vorhersage

Chemikalien/Geräte: Magnesiumband 3 mm breit, Salzsäure 1 n, Saugflasche mit einfach durchbohrtem Stopfen, Dreiwegehahn, zwei Glaswannen, Gasableitungsrohr, Messzylinder, Stoppuhr, Stativmaterial, Magnetrührer

Durchführung: Am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure wird untersucht, ob die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf einer Reaktion geringer wird. Dazu wird der entstehende Wasserstoff pneumatisch in einem Messzylinder aufgefangen. Während der Reaktion wird jede Minute das gebildete Wasserstoffvolumen abgelesen.

Wichtig ist, dass die Temperatur des Reaktionsgemischs nicht zu stark ansteigt (exotherme Reaktion). Daher ist es günstig, nicht mit zu kleinen Säuremengen zu arbeiten (100 ml) und die Säure in einem Eisbad zu kühlen. Der Dreiwegehahn auf der Apparatur stellt sicher, dass beim Aufsetzen des Stopfens kein Gas in den Messzylinder gedrückt wird und so das Messergebnis verfälscht. Nachdem das Magnesiumband (5 cm) eingeworfen worden ist, wird erst der Stopfen aufgesetzt, dann der Dreiwegehahn geschlossen und anschließend die Stoppuhr betätigt.

Der Versuch ist als Schülerversuch geeignet, sofern es die Ausstattung der Schule erlaubt. Der Magnetrührer ist in diesem Fall nicht unbedingt erforderlich.

Ergänzende Hinweise zu weiteren Materialien und Medien

Film: *Chemische Grundbegriffe 1* (42-53941/Farbe, 30 Minuten)

Der erste Teil des Films gibt einen Einblick in historische Versuche, Naturerscheinungen, die insbesondere den Aufbau der Materie betreffen. Er zeigt, wie nach anfänglich „irrationalen“ Deutungsversuchen in der rationalen griechischen Philosophie schon frühzeitig der Atomgedanke entwickelt wurde. Real- und Trickaufnahmen veranschaulichen die historischen Vorstellungen und leiten über in die Gegenwart, in der moderne Technologie die einzelnen Atome sichtbar macht.

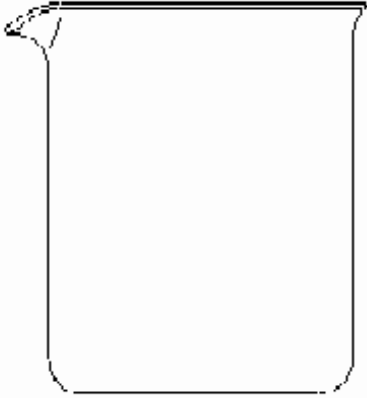
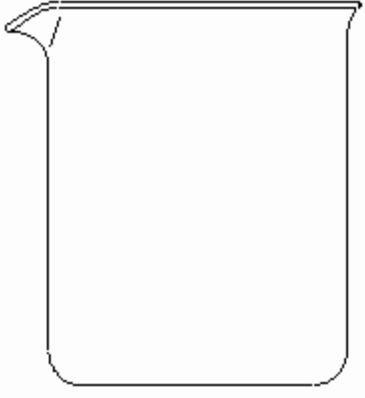
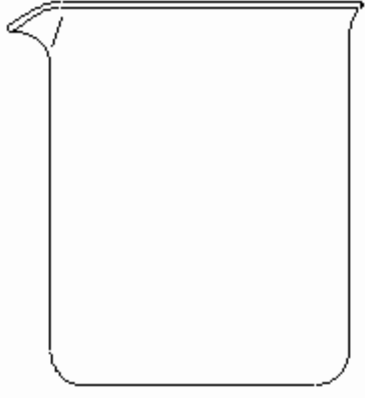
Film: *Brownsche Bewegung* (36-00024/schwarz-weiß, 2 Minuten)

In einem Modellversuch wird die Bewegung von verschiedenen großen Kugeln simuliert. Die Kugeln erfahren gegenseitig Stöße und prallen auch von den Wänden ab. Auf diese Weise wird eine Modellvorstellung entwickelt, die die **Bewegung kleiner Teilchen** in Flüssigkeiten und Gasen bei mikroskopischer Betrachtung zeigt.

Film: *Chemische Reaktionen - ein Geheimnis?* (42-80099/Farbe, 25 Minuten)

Die Sendung arbeitet das Gesetz von den festen Massenverhältnissen auf. Auch Dalton war schon bekannt, dass zwei elementare Stoffe sich zu verschiedenen Verbindungen vereinigen können. Die Massen stehen jeweils im Verhältnis natürlicher Zahlen zueinander. Dalton ordnete den Wasserstoffatomen die Massezahl eins zu. Stoffvereinigung lässt sich als Zusammenlagerung von Atomen des einen mit denen des anderen Aggregats erklären.

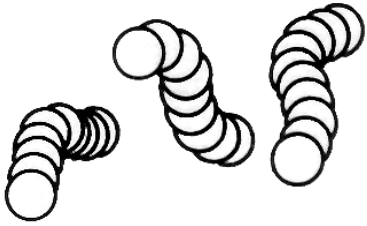
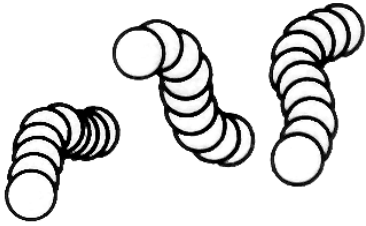
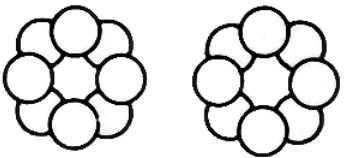
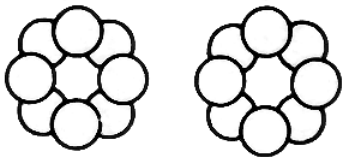
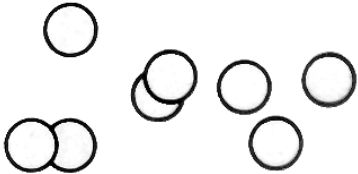
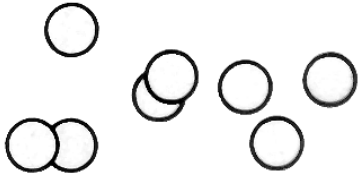
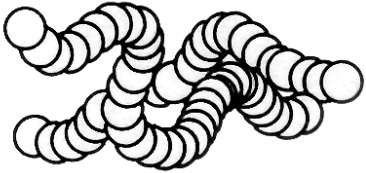
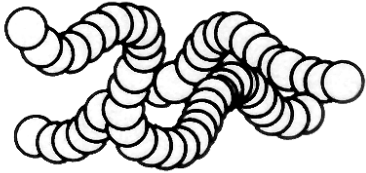
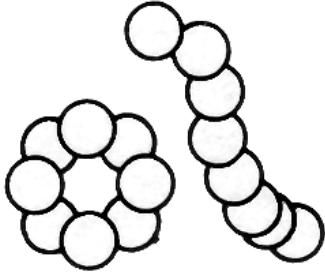
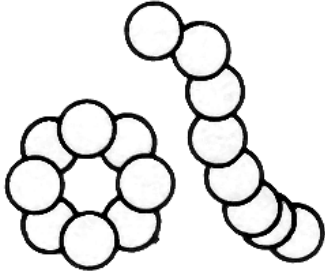
Das Teilchenmodell erklärt die verschiedenen Zustandsformen der Stoffe

	Feststoff	Flüssigkeit	Gas
typische Merkmale			
Erklärung mit dem Teilchenmodell			
Um die unterschiedlichen Zustandsformen erklären zu können, sind zwei Annahmen nötig:			

Das sonderbare Verhalten des Schwefels beim Erhitzen

Temperatur	Anordnung der Teilchen	Eigenschaften
445 °C 300 °C 160 °C 113 °C 20 °C 		

Schneide die Abbildungen auf dem Ausschneidebogen zu Arbeitsblatt 2 aus und ordne sie zu!

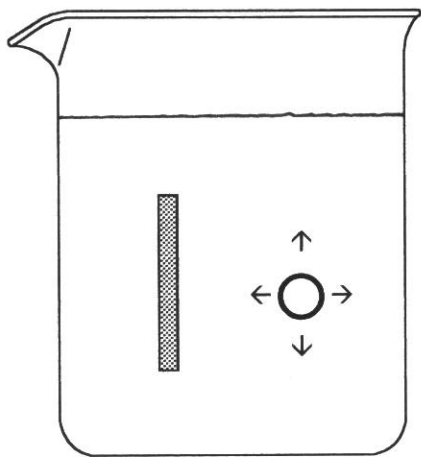
	
	
	
	
	

Das Stoßmodell erklärt die experimentellen Ergebnisse

Wenn unser Stoßmodell der chemischen Reaktion richtig ist, dann müssen wir damit auch die Ergebnisse der Versuche erklären können, in denen wir herausfinden wollten, wovon die Reaktionsdauer abhängt.

Versuchen wir uns also vorzustellen, was während des Versuchs passiert:

Versuchen wir uns also vorzustellen, was während des Versuchs passiert:



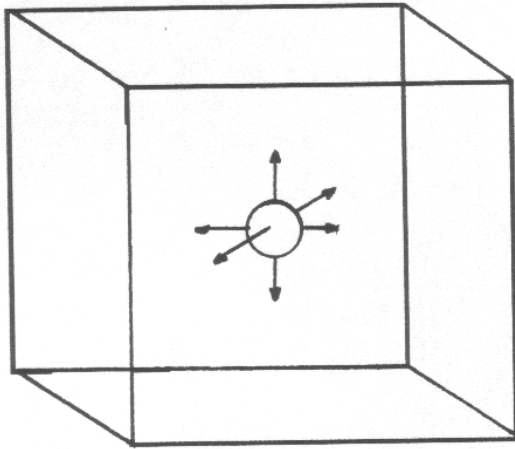
Ein H_3O^+ -Ion kann sich frei in der Säure bewegen. Trifft es auf das Magnesiumband, findet eine Reaktion statt.

Bedenke, dass ...

- die Zahl der H_3O^+ -Ionen in einer bestimmten Menge Säure von der Konzentration der Säure abhängt. Je höher die Konzentration der Säure, desto mehr H_3O^+ -Ionen sind in einem Liter dieser Säure enthalten.
- die Geschwindigkeit, mit der sich die H_3O^+ -Ionen bewegen, von der Temperatur abhängt. Je höher die Temperatur, desto schneller bewegen sich die H_3O^+ -Ionen.
- die Oberfläche des Magnesiums von seinem Zerkleinerungsgrad abhängt. Je größer der Zerkleinerungsgrad, desto größer ist die Oberfläche des Magnesiums.
- die Geschwindigkeit, mit der sich die Ionen bewegen können, von ihrer Größe abhängt. Die Größe der Ionen wiederum hängt von der Art der Ionen ab.

Erkläre die Ergebnisse deiner Versuche, indem du feststellst, wie groß die Wahrscheinlichkeit für einen Zusammenstoß zwischen Magnesiumatomen und H_3O^+ -Ionen jeweils ist.

Modellvorstellung vom Geschwindigkeitsverlauf chemischer Vorgänge



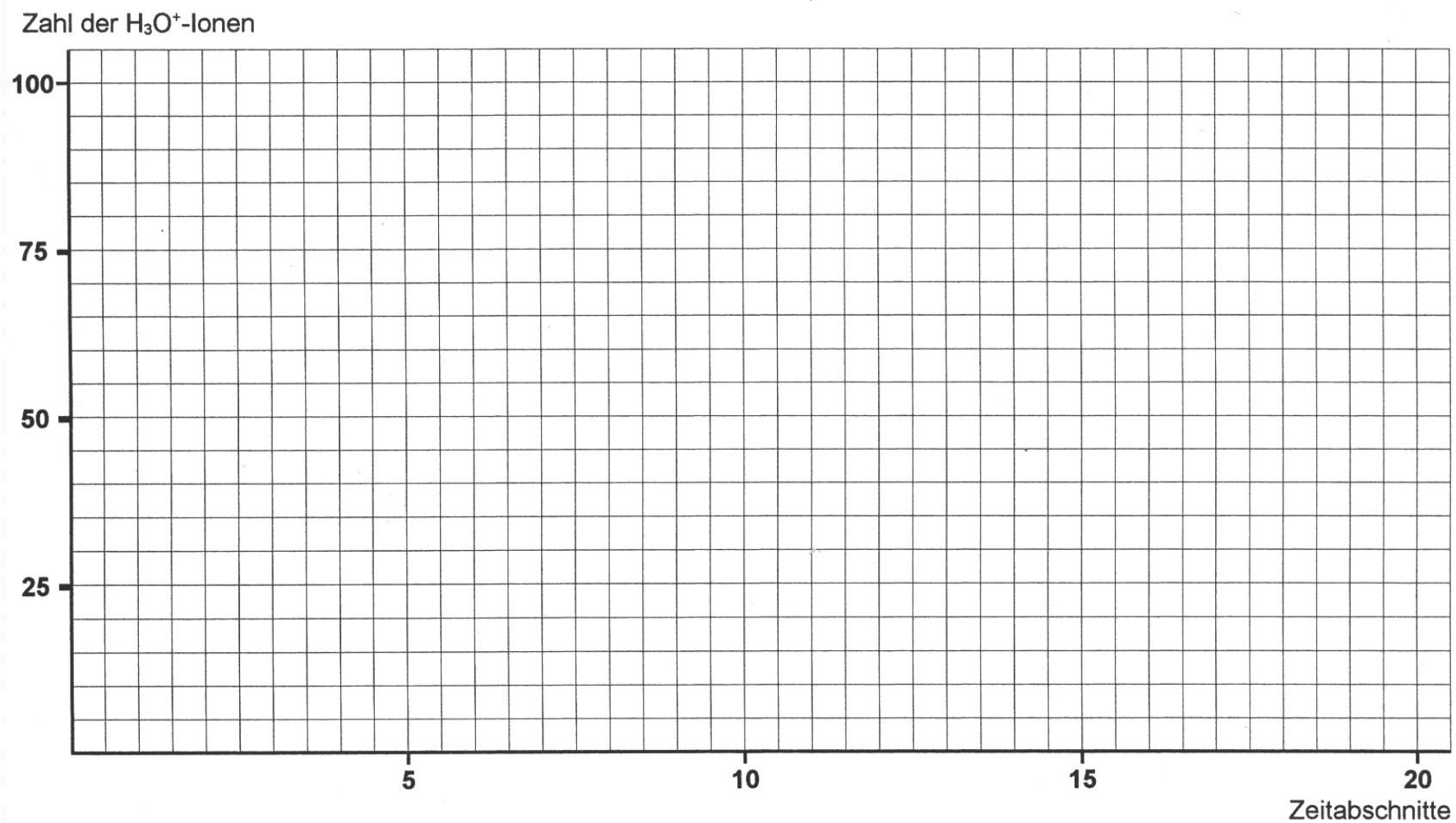
Um mit Hilfe des von uns erarbeiteten „Stoßmodells“ eine Vorstellung vom Geschwindigkeitsverlauf einer chemischen Reaktion zu erarbeiten, nehmen wir an, dass der nebenstehende Würfel einen Reaktionsraum darstellt, der mit Salzsäure gefüllt ist. Der Boden des Würfels besteht aus Magnesium. Im Zentrum des Würfels befindet sich ein H_3O^+ -Ion, das sich frei in alle Richtungen des Raumes bewegen kann. Wenn das H_3O^+ -Ion auf die Magnesiumwand stößt, findet eine Reaktion statt.

1. Überlege zunächst, wie groß die Wahrscheinlichkeit ist, dass das H_3O^+ -Ion auf die Magnesiumwand trifft.
Die Wahrscheinlichkeit ist ebenso groß wie die Wahrscheinlichkeit, beim Würfeln eine „Sechs“ zu würfeln!
2. Gehe von der Annahme aus, dass sich zu Beginn der Reaktion 100 H_3O^+ -Ionen im Reaktionsraum befinden. Ermittle anhand deiner Überlegungen aus der ersten Aufgabe, wie viele der vorhandenen 100 H_3O^+ -Ionen demnach in einem bestimmten Zeitabschnitt auf die Magnesiumwand stoßen.
Übertrage diese Überlegung konsequent auf den nächsten, übernächsten Zeitabschnitt und trage die Zahl der am Ende eines jeden Zeitabschnitts noch vorhandenen H_3O^+ -Ionen in eine Tabelle nach folgendem Muster ein:

Zeitabschnitt	Zahl der H_3O^+ -Ionen
0	100
1	
2	

3. Stelle das Ergebnis deiner Berechnungen von Aufgabe 2 grafisch dar. Interpretiere den Grafen im Hinblick auf die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf der Reaktion. Als Reaktionsgeschwindigkeit versteht man die Zahl der in einem bestimmten Zeitabschnitt reagierenden H_3O^+ -Ionen.
4. Plane ein Experiment, mit dem du die aus den Modellvorstellungen abgeleiteten Ergebnisse überprüfen kannst.

Modellvorstellungen zum Geschwindigkeitsverlauf chemischer Reaktionen

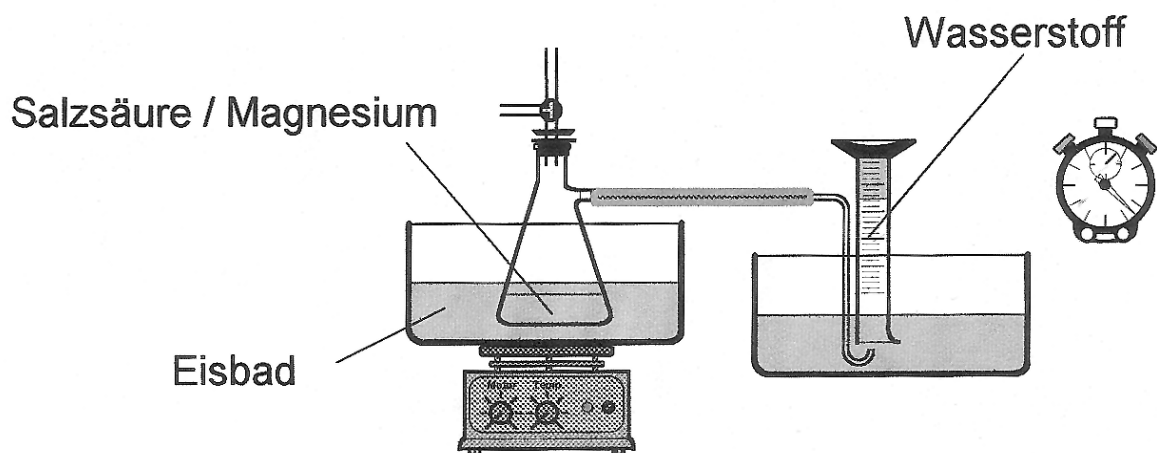


Grafische Darstellung zu Arbeitsblatt 4: Untersuchung des Geschwindigkeitsverlaufs chemischer Vorgänge

Experimentelle Überprüfung der Ergebnisse unserer Modellreaktion

Die Ergebnisse unserer Modellreaktion wollen wir jetzt anhand der uns schon bekannten Reaktion von Magnesium mit Salzsäure überprüfen. Wenn unsere Überlegungen richtig sind, dann müssen wir in diesem Experiment die gleichen Ergebnisse erhalten wie bei der Modellreaktion.

Baue den Versuch folgendermaßen auf:



Schlage in früheren Versuchsprotokollen nach, welche Salzsäurekonzentration du am besten verwendest, damit die Reaktionsdauer nicht zu gering ist. Verwende ein Stück Magnesiumband von 5 cm Länge und betätige die Stoppuhr erst in dem Moment, in dem du den Dreiwegehahn schließt.

Hinweis: Wenn die Reaktionsdauer zu klein oder zu groß sein sollte, musst du die Versuchsbedingungen unter Umständen verändern!

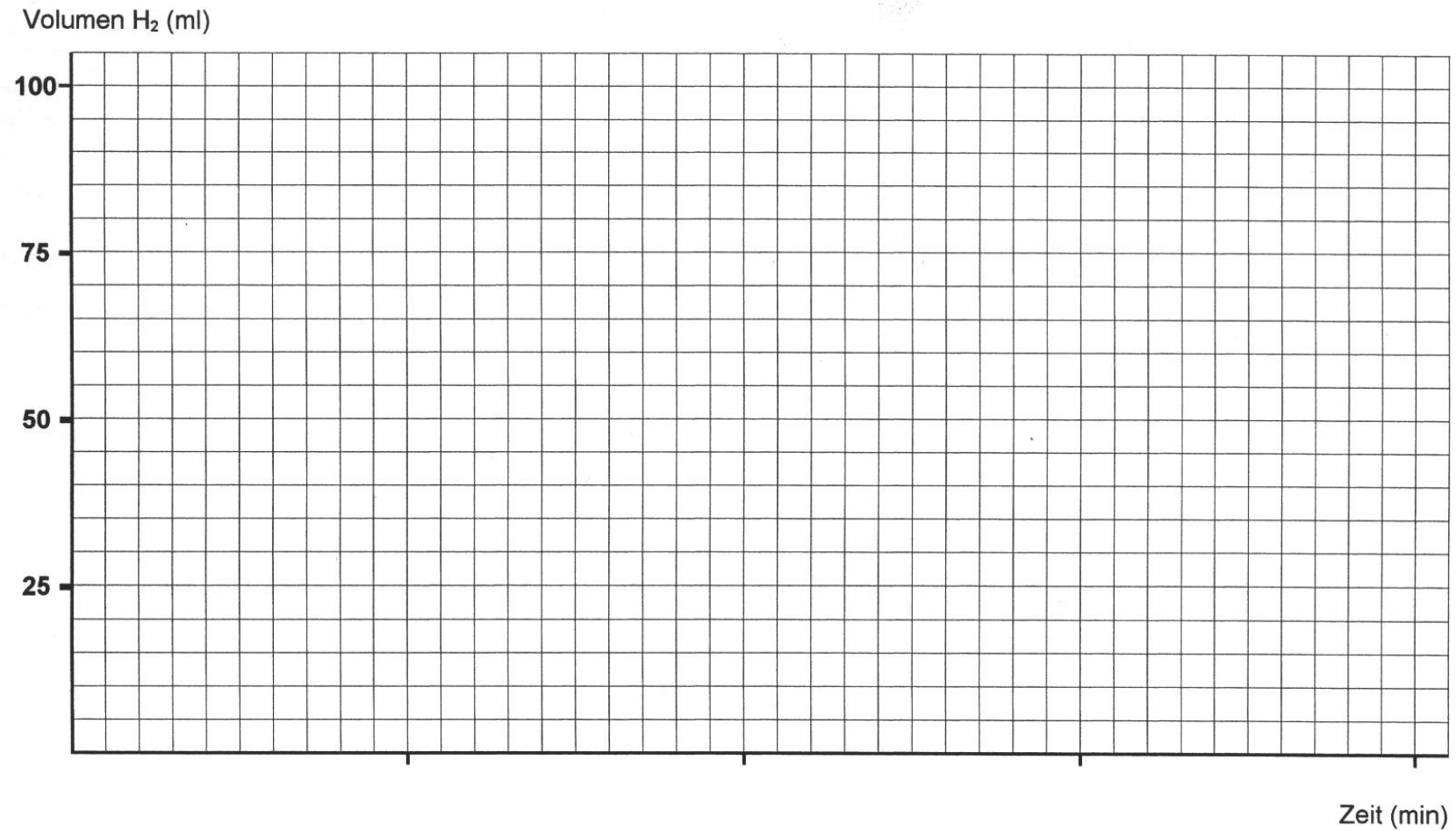
Aufgaben:

1. Führe den Versuch durch und trage die Menge des gebildeten Wasserstoffs in eine Tabelle nach folgendem Muster ein:

Zeit (min)	Volumen H ₂ (ml)
0	
1	
2	

2. Stelle die Messergebnisse auf dem vorbereiteten Blatt grafisch dar.
3. Interpretiere die Messergebnisse!
Erkläre, inwieweit die Ergebnisse dieses Experimentes mit den Ergebnissen des Modellexperimentes übereinstimmen.

Überprüfung der Modellreaktion anhand der Reaktion von Magnesium und Salzsäure



Grafische Darstellung zu Arbeitsblatt 5: Experimentelle Überprüfung unserer Vorhersage

2.3 Katalyse - die Reaktionsgeschwindigkeit kann beeinflusst werden

- Lerninhalt

1. Katalysatoren beeinflussen die Reaktionsdauer
2. Merkmale von Katalysatoren
3. Wirkungsprinzip eines Katalysators
4. Die technische Bedeutung von Katalysatoren am Beispiel des Autoabgas-katalysators

- Sachzusammenhang

Einen Stoff, der einen chemischen Vorgang beschleunigt, bei der Reaktion jedoch nicht verbraucht wird, sondern nach der Reaktion wieder unverändert vorliegt, nennt man **Katalysator**. Katalysatoren beschleunigen eine Reaktion, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Dieses Phänomen, dass bestimmte Stoffe durch ihre bloße Anwesenheit die Geschwindigkeit chemischer Vorgänge beeinflussen, nennt man **Katalyse**.

In einem etwas weiter gefassten Sinn verwendet man den Begriff „Katalysator“ auch für eine Kombination von mehreren Substanzen, die zusammen die Eigenschaften eines Katalysators besitzen. In der Technik bezeichnet man darüber hinaus auch eine technische Vorrichtung als Katalysator, wie z. B. den Abgas-Katalysator beim Auto. Enzyme zählen zu den so genannten Biokatalysatoren und spielen eine wesentliche Rolle in lebenden Organismen.

Schon im 19. Jahrhundert wurden katalysierte chemische Vorgänge beobachtet, ohne dass man zunächst über die Zusammenhänge Bescheid wusste. So erkannte der französische Chemiker Thenard 1813, dass Wasserstoffperoxid durch die Gegenwart geringster Verunreinigungen in Sauerstoff und Wasserstoff zerfällt. Der deutsche Chemiker Döbereiner beobachtete 1822, dass sich Wasserstoff durch fein verteiltes Platin (Platinmohr) entzünden lässt. Diese Beobachtung verwertete er bei dem sogenannten „Döbereinerschen Platinfeuerzeug“, einem etwas unpraktischen Vorgänger unserer heutigen Taschenfeuerzeuge. In großem Umfang wurde die systematische Erforschung der Katalyse erst ab Ende des 19. Jahrhunderts betrieben. Der Leipziger Chemiker Wilhelm Ostwald wurde für seine Arbeiten zur Erforschung der Katalyse 1909 mit dem Nobelpreis für Chemie ausgezeichnet.

Je nach Zustandsform der reagierenden Stoffe und des Katalysators unterscheidet man zwischen **homogener** bzw. **heterogener Katalyse**. Als homogene Katalyse bezeichnet man den Prozess, bei dem der Katalysator mit den Ausgangsstoffen ein homogenes Stoffgemisch bildet, d. h., beide sind entweder gasförmig oder flüssig. Der Katalysator verbindet sich zunächst mit einem der reagierenden Stoffe und bildet eine Übergangsverbindung, die mit dem zweiten Ausgangsstoff schneller zum Reaktionsprodukt reagiert. Ein Beispiel für eine homogene Katalyse ist die Polymerisation von Ethen mit einem Katalysatorgemisch aus Titan-tetrachlorid (TiCl_4) und Triethylaluminium ($\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$). Sind die miteinander reagierenden Stoffe gasförmig oder in einem Lösungsmittel gelöst, während der Katalysator ein Feststoff ist, spricht man von heterogener Katalyse.

Als Katalysatoren verwendet man Stoffe, die die Fähigkeit besitzen, Moleküle von Gasen oder Flüssigkeiten auf ihrer Oberfläche zu adsorbieren. Ein Beispiel für heterogene Katalyse ist die Verwendung von fein verteiltem Platin zur Beschleunigung der Oxidation von Kohlenmonoxid zu Kohlendioxid. Diese Reaktion wird u. a. in Autoabgaskatalysatoren benutzt, um Kohlenmonoxid aus den Abgasen zu entfernen.

Auch der umgekehrte Fall, dass Stoffe einen chemischen Vorgang verzögern oder ganz unterbinden, also umgekehrt wirken wie Katalysatoren, ist bekannt. Solche Stoffe nennt man **Inhibitoren** (Hemmstoffe). Eine Rolle spielen sie zum Beispiel bei der Haltbarmachung von Nahrungsmitteln, indem sie unerwünschte Veränderungen durch die Hemmung von Oxidationsmitteln verhindern.

In allen PKWs befindet sich heute im Abgassystem eine Vorrichtung zur Verminderung der Schadstoffmenge in den Abgasen. Die problematischen Schadstoffe im Abgas werden mithilfe eines Katalysators in weniger schädliche Stoffe umgewandelt. Dazu befinden sich bei manchen Bautypen im Hauptteil des Abgaskatalysators kleine Keramikkügelchen oder Keramikwaben, die beispielsweise mit Palladium und Platin überzogen sind. Gelangen Auspuffgase durch diese Vorrichtung, so wirken die Metalle als Katalysator. Dabei werden Schadstoffe, wie z. B. Kohlenmonoxid und bestimmte Kohlenwasserstoffe, in Kohlendioxid (CO_2) und Wasser (H_2O) umgewandelt. Chemisch betrachtet, oxidiert man also Kohlenmonoxid und Kohlenwasserstoff zu Kohlendioxid und Wasser. Neben den beiden genannten Schadstoffen gibt es in den Autoabgasen noch eine dritte problematische Schadstoffgruppe, die Stickoxide (NO_x). Stickoxide müssen im Gegensatz zu CO und HC nicht oxidiert, sondern reduziert werden.

Der technische Wirkungsgrad für den Abbau dieser drei Schadstoffkomponenten wird durch den so genannten λ -Wert bestimmt. Unter diesem Wert versteht man das Verhältnis von Gesamtsauerstoff zu der Sauerstoffmenge, die für eine vollständige Verbrennung des Luft-Kraftstoff-Gemisches benötigt wird. Um den optimalen Wirkungsgrad zu erreichen, muss dem Abgas eine entsprechende Luftmenge beigegeben werden. In einem geregelten Dreizegkatalysator kontrolliert eine so genannte λ -Sonde den Sauerstoffgehalt im Abgas. Sie ist dem Katalysator vorgeschaltet und steuert die elektronische Einspritzanlage. Für Autos mit Katalysatoren darf nur bleifreies Benzin verwendet werden, andernfalls lagert sich das Blei auf dem Katalysatormetall ab und macht es unwirksam.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Zunächst ist der Lernende an geeigneten Beispielen, z. B. dem brennenden Zuckerwürfel (*Versuch 1: Brennender Zuckerwürfel*), auf das Phänomen der Katalyse aufmerksam zu machen.

Eine andere Möglichkeit ist ein historischer Einstieg, z. B. das Döbereinersche Feuerzeug ([Abbildung 1: Döbereinersches Feuerzeug](#)). Die Funktionsweise des Döbereinerschen Feuerzeugs kann im Demonstrationsversuch gezeigt werden, indem man aus einer Düse ausströmenden Wasserstoff (Rückschlagsicherung) mit trockenem Platinasbest entzündet.

Den Schwerpunkt des Unterrichtsabschnittes bilden Schülerversuche zur Untersuchung der Wirkungsweise eines Katalysators, z. B. die Zersetzung von H_2O_2 mit Kaliumdichromat als Katalysator ([Arbeitsblatt 1: Katalysatoren beschleunigen chemische Vorgänge](#)).

An diesem Beispiel können nahezu alle Eigenschaften eines Katalysators erarbeitet werden. Lediglich der experimentelle Beweis, dass ein Katalysator nicht verbraucht wird, ist nicht zu erbringen.

Weitere Versuche bzw. Beispiele dienen zur Anwendung und Festigung der gewonnenen Erkenntnisse über die Wirkung von Katalysatoren ([Arbeitsblatt 2: Platin katalysiert die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff](#) und [Arbeitsblatt 3: Enzyme - Katalysatoren in lebenden Zellen](#)).

Zur Erarbeitung der Wirkungsweise des Abgaskatalysators sind zwei Arbeitsblätter beigelegt ([Arbeitsblatt 4: Benzin und die Schadstoffe im Abgas](#) und [Arbeitsblatt 5: Wie der Katalysator funktioniert](#)). Vor Bearbeitung dieser Arbeitsblätter sollten die Schülerinnen und Schüler einen Fragenkatalog zusammenstellen, mit dessen Hilfe die Arbeitsblätter durchgearbeitet werden.

- Experimente

Versuch: Brennender Zuckerwürfel

Chemikalien/Geräte: Porzellanschale, Feuerzeug, Zuckerwürfel, Zigaretten- oder Zigarrenasche

Durchführung: Ein Stück Würfelzucker wird in die Porzellanschale gelegt. Dann versucht man den Würfelzucker mit dem Feuerzeug zu entzünden. Der Versuch wird wiederholt, allerdings tupft man mit dem Zuckerwürfel vorher etwas Zigaretten- oder Zigarrenasche auf.

Im ersten Fall gelingt es nicht, den Zuckerwürfel zu entzünden. Der Zucker schmilzt bestenfalls und karamellisiert. Beim zweiten Versuch verbrennt der Zucker mit bläulicher Flamme. Der Versuch zeigt anschaulich, wie durch einen Katalysator eine chemische Reaktion in Gang gesetzt wird.

Versuch: Zersetzung von H_2O_2 mit Kaliumdichromat

Chemikalien/Geräte: 10 %ige H_2O_2 -Lösung, 10 %ige Kaliumdichromat-Lösung, großes Demonstrationsreagenzglas, Stativ mit Muffe und Stativklammer, Gasbrenner, Holzspan für die Glimmspanprobe, Tropfpipette

Durchführung: Die Durchführung des Versuchs ist auf dem Arbeitsblatt (*Arbeitsblatt 1: Katalysatoren beschleunigen chemische Vorgänge*) beschrieben. Wichtig ist die Beobachtung, dass sich das Gemisch aus H_2O_2 - und Kaliumdichromat-Lösung nach dem Mischen zunächst gelb färbt. Nach einiger Zeit färbt es sich dunkelbraun und die Gasbildung (Zersetzung) setzt ein. Wenn die Gasbildung abgeschlossen ist, färbt sich das Gemisch wieder gelb.

Schülerversuche mit Kaliumdichromat, besonders in den hier eingesetzten kleinen Mengen, sind grundsätzlich möglich, jedoch muss auf mögliche Gefahren hingewiesen werden. Auch für eine sachgemäße Entsorgung ist Sorge zu tragen.

Versuch: Zersetzung von Harnstoff mit Urease

Chemikalien/Geräte: 10 %ige Harnstofflösung, 10 %ige Urease-Lösung, 10 %ige Kupfersulfatlösung, Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pipetten, Gasbrenner

Durchführung: Die Durchführung der Versuche ist auf dem Arbeitsblatt (*Arbeitsblatt 3: Enzyme-Katalysatoren in lebenden Zellen*) beschrieben. Es ist gut zu erkennen, dass bei der Harnstoff-Lösung weder ein Ammoniakgeruch wahrnehmbar ist noch dass mit Phenolphthalein OH^- -Ionen nachgewiesen werden können. Erst durch Zugabe von Urease beim zweiten Versuch wird die Zersetzung ausgelöst. Der dritte und vierte Versuch zeigen die Temperaturempfindlichkeit der Enzyme bzw. die Blockierung der Enzymwirkung durch Schwermetalle.

- Hinweise auf weitere Medien und Materialien

Film: *Katalytische Reaktionen* (42-01985/12 min./Farbe)

Katalysatoren beeinflussen die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Zahlreiche Experimente verdeutlichen den Vorgang der Katalyse. Die Wirkung des Katalysators wird im Trick schematisch erklärt.

Film: *Der Autoabgaskatalysator* (42-01005/18 min./Farbe)

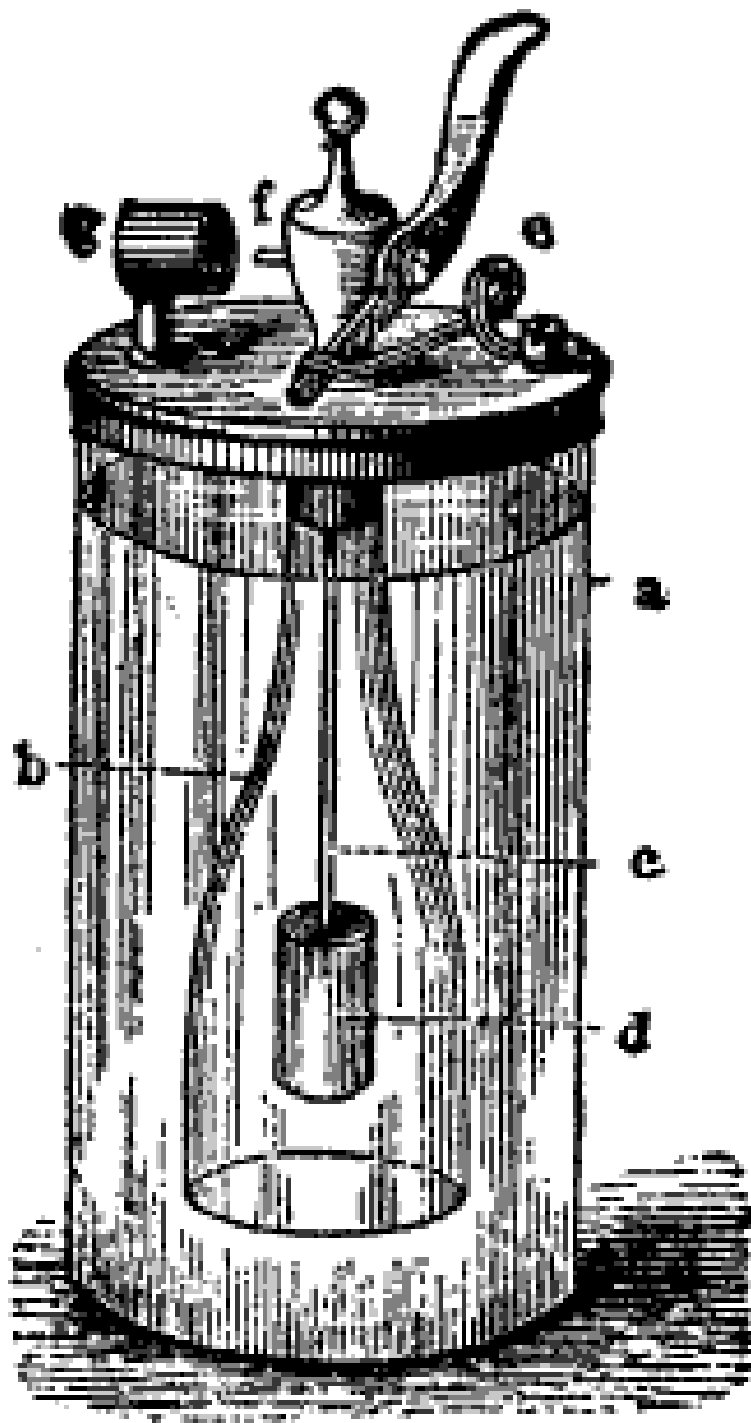
Nach einem kurzen Blick in eine Abgasemissionsmessung erläutert der Film die Entstehung von Abgasen im Motor aus Benzin und Luft. Den Hauptteil bildet die Erläuterung und Veranschaulichung der katalytischen Reaktionen im Auspuff. Realbilder werden ergänzt durch instruktive Trickdarstellungen und eindrucksvolle Bilder aus dem Rasterelektronenmikroskop.

Folien: „Katalyse“ Informationsmaterial für den Unterricht in der Sekundarstufe I-Fonds der chemischen Industrie, Frankfurt

Zeitschrift: Themenheft Katalyse, Naturwissenschaften im Unterricht Chemie, Ausgabe 3/1997, Mai 1997

Zeitschrift: **Themenheft Katalyse, Naturwissenschaften im Unterricht Physik/Chemie, Ausgabe 5/1986, Juni 1986**

wollen wir das drin haben? keine Treffer mehr in Google!



Die Abbildung ist dem "Projekt Runeberg" (<http://runeberg.org>) entnommen, das ausschließlich sehr alte und daher nicht urheberrechtlich geschützte Materialien benutzt.

Döbereinersches Feuerzeug

Katalysatoren beschleunigen chemische Vorgänge

Wasserstoffperoxid (H_2O_2) zerfällt bei Raumtemperatur nach folgender Reaktionsgleichung:



Die Zerfallsgeschwindigkeit ist dabei so gering, dass sie kaum festzustellen ist.

Überlege dir, wie du nachprüfen kannst, dass beim Zerfall tatsächlich Sauerstoff entsteht.

Aufgaben:

1. Versuch: Gib etwas H_2O_2 -Lösung in ein Reagenzglas und prüfe, ob Sauerstoff nachgewiesen werden kann.

Fertige von deinem Experiment ein kurzes Versuchsprotokoll an und erkläre deine Beobachtungen!

2. Versuch: Überlege dir, wie du den Zerfall von H_2O_2 beschleunigen könntest. Überprüfe in einem Experiment, ob deine Überlegungen zutreffend sind.

Fertige von deinem Experiment ein kurzes Versuchsprotokoll an und erkläre deine Beobachtungen!

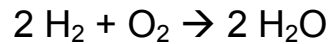
3. Versuch: Führe einen dritten Versuch durch. Verfahre dabei wie beim ersten Versuch, gib aber vorher einige Tropfen K_2CrO_4 -Lösung (Kaliumchromat-Lösung) zur H_2O_2 -Lösung. Fertige auch von diesem Experiment ein kurzes Versuchsprotokoll an und erkläre deine Beobachtungen!

Informiere dich im Chemiebuch über die Merkmale eines Katalysators. Zeige diese Merkmale anhand der Beobachtungen bei den Versuchen auf.

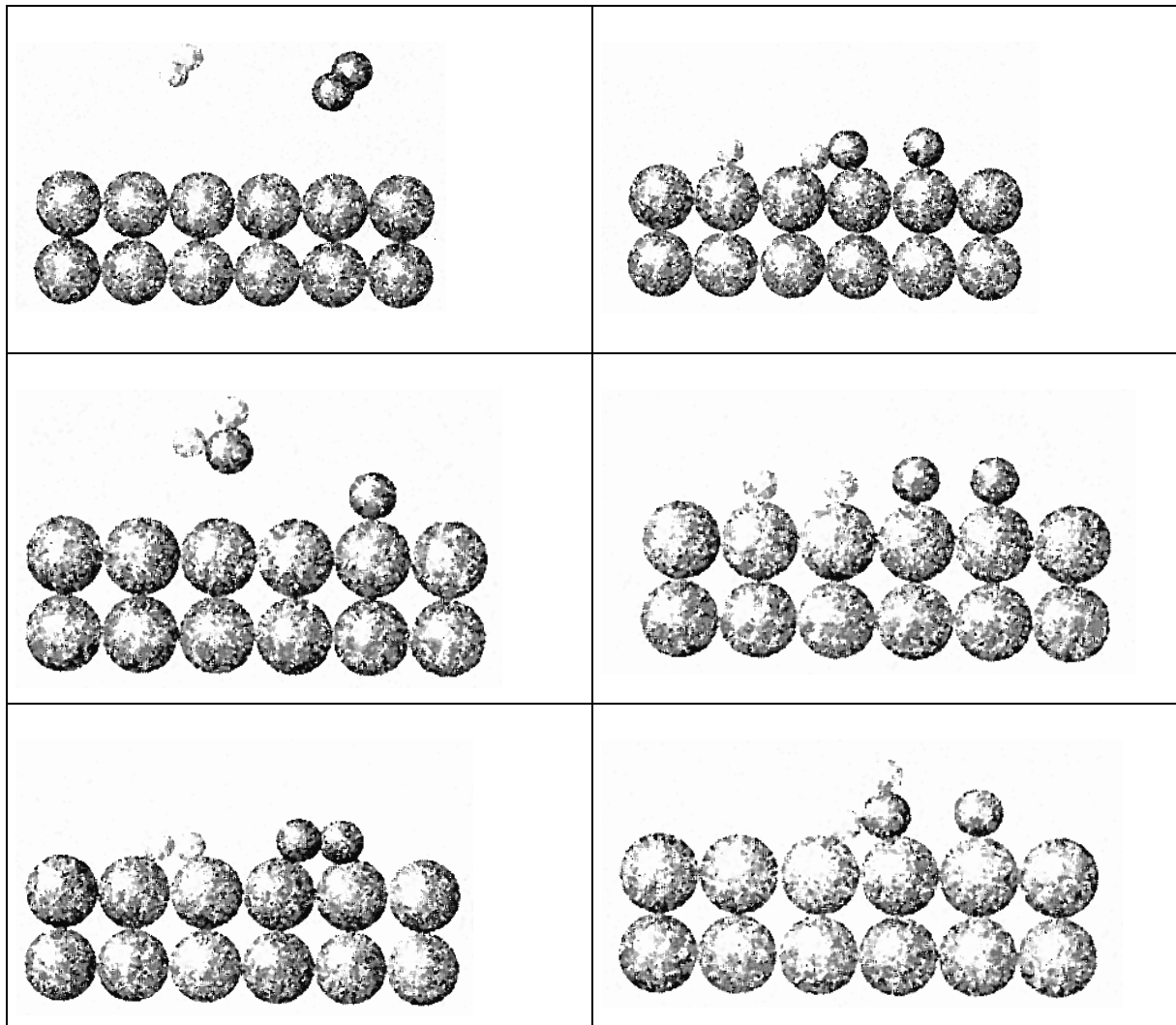
Die Lösungen gehören nach Abschluss der Versuche in den bereitgestellten Entsorgungsbehälter!

Platin katalysiert die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff

Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff nach der Reaktionsgleichung:



Die folgende Abbildung zeigt „Standfotos“ aus einem Film über die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff in Gegenwart von Platin.



Aufgaben:

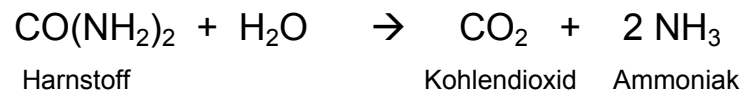
1. Schneide die Bilder aus und klebe sie so in dein Heft, dass sie den Ablauf der Reaktion in der richtigen Reihenfolge wiedergeben.
Male die Wasserstoffmoleküle und Sauerstoffmoleküle mit roter bzw. blauer Farbe aus.
2. Schreibe auf, was auf den einzelnen Bildern geschieht.
3. Erläutere, auf welche Weise Platin die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff katalysiert.

Enzyme - Katalysatoren in lebenden Zellen

In lebenden Zellen findet man Katalysatoren von außerordentlicher Effektivität. Diese Biokatalysatoren werden Enzyme genannt. Sie sorgen dafür, dass die chemischen Vorgänge in lebenden Zellen bei Körpertemperatur in angemessener Zeit ablaufen können. Enzyme sind wirkungsspezifisch, d. h., ein Enzym kann nur eine ganz bestimmte Reaktion katalysieren. Einige Enzyme hast du schon im Biologieunterricht kennengelernt, als über die Verdauung gesprochen wurde.

Am Beispiel von *Urease* soll die Wirkung eines solchen Biokatalysators verdeutlicht werden. Urease ist ein Enzym, das bei der Zersetzung von Harnstoff eine wichtige Rolle spielt. Man findet Urease in Bakterien, die mit ihr den in Harnstoff enthaltenen Stickstoff für Pflanzen wieder verfügbar machen. Harnstoff ist ein Abbauprodukt im tierischen und menschlichen Organismus, das in gelöster Form im Urin (beim Menschen ca. 30-40 g pro Tag) ausgeschieden wird.

Die Zersetzung von Harnstoff erfolgt nach folgender Reaktionsgleichung:



Da die Reaktion in wässriger Lösung abläuft, löst sich das entstehende NH_3 im Wasser. Die wässrige NH_3 -Lösung ist eine Lauge, deren OH^- -Ionen mit dem äußerst empfindlichen Indikator Phenolphthalein nachgewiesen werden können. Überprüfe zunächst, welche Farbe Phenolphthalein in Wasser bzw. in Gegenwart von OH^- -Ionen annimmt.

Führe nacheinander die folgenden Versuche durch und protokolliere sie im Heft:

1. Versuch: Gib in ein Reagenzglas etwa 5 ml der Harnstoff-Lösung und füge einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu.
2. Versuch: Gib in ein Reagenzglas etwa 5 ml Harnstoff-Lösung und füge einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung und zusätzlich etwa 2 ml Urease-Lösung zu.

Schreibe die Beobachtungen auf. Welche Schlussfolgerungen lassen sie zu?

3. Versuch: Gib in ein Reagenzglas etwa 2 ml Urease-Lösung und erhitze sie für etwa drei Minuten zum Sieden. Füge anschließend etwa 5 ml Harnstoff-Lösung und einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu.

Schreibe die Beobachtungen auf. Welche Schlussfolgerungen lassen sie zu?

4. Versuch: Gib in ein Reagenzglas etwa 5 ml Harnstoff-Lösung und anschließend einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung zu. Füge anschließend einen Tropfen CuSO_4 -Lösung und anschließend etwa 2 ml Urease-Lösung zu.

Schreibe die Beobachtungen auf. Welche Schlussfolgerungen lassen sie zu?

Benzin und die Schadstoffe im Abgas

In den Zylindern des Motors wird ein Benzin-Luft-Gemisch durch einen Zündfunken zur Zündung gebracht. Das explosionsartig verbrennende Benzin setzt den Kolben im Zylinder in Bewegung. Der Kolben überträgt die Bewegungsenergie auf die Pleuellwelle, die Pleuellwelle treibt ein Getriebe, das Getriebe überträgt die Energie auf die Räder des Autos. Ein Vierzylindermotor besitzt z. B. vier nebeneinander liegende Zylinder mit jeweils einem Pleuellwelle, die immer abwechselnd der Reihe nach tätig sind. Deshalb muss der Zündzeitpunkt der Zündkerzen exakt stimmen. Bei der Verbrennung von Benzin im Motor des Autos entstehen gasförmige Verbrennungsprodukte, die sogenannten *Abgase*.

Benzin wird aus Erdöl gewonnen, das im Laufe von Millionen von Jahren aus ehemaligen Pflanzenresten tief im Innern der Erde entstanden ist. Organische Stoffe wie das Erdöl enthalten immer chemisch gebundenen Kohlenstoff und Wasserstoff. Der Wasserstoff wird bei der Verbrennung von Benzin zu Wasser (H_2O) oxidiert und der Kohlenstoff zu Kohlenstoffoxiden. Es können dabei zwei Kohlenstoffoxide entstehen, das Kohlenstoffdioxid und das Kohlenstoffmonoxid.

Das *Kohlenstoffdioxid* (CO_2) ist relativ ungiftig. Es entsteht bei allen Verbrennungen von organischen Stoffen, auch bei der Oxidation von Zucker in den Zellen der Lebewesen. Wir atmen Sauerstoff ein und atmen Kohlenstoffdioxid aus. Dieses Gas bildet in der Erdatmosphäre eine Treibhausglocke und verhindert, dass die Wärme der Sonne wieder in das Weltall entweicht. Durch die rücksichtslose Verfeuerung der fossilen Brennstoffe entstehen riesige Mengen von Kohlendioxid, der natürliche Treibhauseffekt wird verstärkt, die Erdatmosphäre erwärmt sich und dies führt zu klimatischen Veränderungen mit unabsehbaren Folgen.

Kohlenmonoxid (CO) entsteht bei der unvollständigen Verbrennung von Benzin, besonders bei Kraftfahrzeugen nach dem Start und im Leerlauf. Es ist ein farb- und geruchloses, aber hochgiftiges Gas und wirkt schon in kleinsten Mengen tödlich, da es als Atemgift den Sauerstofftransport im Blut behindert. Vor allem Verkehrspolizisten und Raucher weisen im Blut hohe Kohlenstoffmonoxidgehalte auf.

Bei der Verbrennung von Benzin im Motor des Autos entstehen sehr hohe Temperaturen. Dadurch verbrennt der in der Luft enthaltene Stickstoff mit dem Sauerstoff zu Stickstoffoxid. Es können mehrere Stickoxide entstehen, die zusammenfassend als *Stickoxide* (NO_x) bezeichnet werden. Stickoxide sind starke Atemgifte. Bei Kindern nehmen Erkrankungen der Atemwege und Infektionen bei der Aufnahme von kleinsten Mengen zu. Die Stickoxide sind für die Entstehung des Sauren Regens und des damit verbundenen Waldsterbens mit verantwortlich. Außerdem sind sie an der Bildung des Atemgiftes Ozon in der Atmosphäre beteiligt. Aus diesem Grunde steigen jedes Jahr im Sommer die Ozonwerte in Ballungsgebieten mit viel Straßenverkehr bedenklich an.

In Dieseltreibstoff können sich Schwefelreste aus dem Erdöl befinden. Diese werden bei der Verbrennung im Motor zu *Schwefeldioxid* (SO_2), einem stark Atemwege reizenden Gas. Das Schwefeldioxid löst sich in der Feuchtigkeit der Luft und bildet unter anderem Schwefelsäure, welche Bauwerke aus Naturstein zerfrisst. Diese Säure ist auch der Hauptverursacher für den Sauren Regen und das Waldsterben.

In den Autoabgasen befinden sich neben den Verbrennungsprodukten unverbrannte Bestandteile des Benzins wie das krebserregende Benzol, ein *Kohlenwasserstoff*.

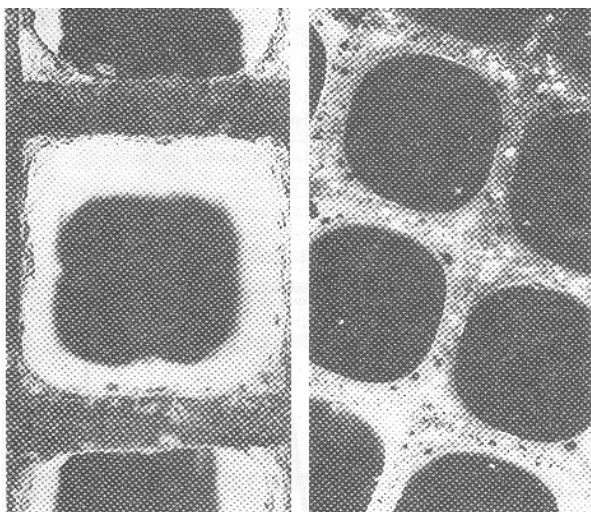
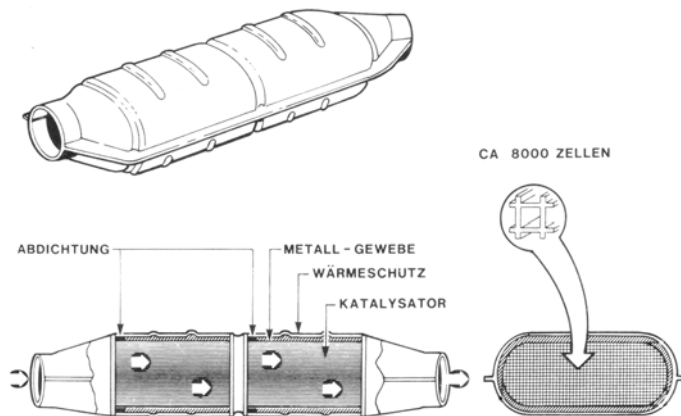
Wie der Abgaskatalysator funktioniert

Der Auto- und Schwerlastverkehr trägt mit etwa 50 Prozent am meisten zur Luftverschmutzung bei. Zu bedenken ist, dass ein Liter Benzin 10.000 Liter Abgase erzeugt! Um den Ausstoß aller dieser Schadstoffe an die Umwelt und die damit verbundenen Folgen zu verringern, wird ein Drei-Wege-Katalysator zwischen Motor und Auspuffanlage montiert.

In der Chemie sind Katalysatoren Stoffe, welche chemische Reaktionen ermöglichen und sogar von selbst ablaufen lassen. Der Drei-Wege-Katalysator initiiert folgende drei chemische Reaktionen in den Abgasen: Die Stickoxide werden zu Stickstoff reduziert, das Kohlenmonoxid wird zu Kohlendioxid oxidiert und die unverbrannten Kohlenwasserstoffe werden zu Wasserdampf und Kohlendioxid oxidiert.

Der Autokatalysator besteht aus einem Keramikeinsatz, der von winzigen, wabenförmigen Kanälen, welche mit Platin beschichtet sind, durchzogen ist.

Das fein verteilte Platin wirkt als Katalysator. Zwischen Motor und Katalysator befindet sich eine Lambda-Sonde. Diese testet den Gehalt an unverbranntem Sauerstoff in den Abgasen. Sauerstoff macht den Katalysator unwirksam. Stellt die Lambda-Sonde zuviel Sauerstoff in den Abgasen fest, drosselt sie über ein Steuersystem die Luftzufuhr im Vergaser. Sie regelt die Luftzufuhr im Vergaser so, dass immer so viel Luft im Motor vorhanden ist wie zur Verbrennung des Benzins benötigt wird. Für ein einwandfreies Arbeiten des Autokatalysators ist das Tanken von bleifreiem Benzin notwendig. Bleistäube in den Abgasen machen Katalysatoren unwirksam und zerstören sie. Ein Drei-Wege-Katalysator wandelt etwa 90 Prozent der Schadstoffe um. Die Stickoxidemissionen des Verkehrs sind seit 1990 leicht zurückgegangen. Dies ist unter anderem auf den Katalysator zurückzuführen.



Katalysator im Querschnitt. Die Kanäle sind mit dem Katalysator beschichtet.

2.4 Umkehrbare Reaktionen streben ein Gleichgewicht an

- Lerninhalte

1. Chemische Reaktionen sind im Prinzip umkehrbar
2. Umkehrbare chemische Reaktionen streben ein Gleichgewicht an
3. Das MWG als mathematisches Modell des Gleichgewichtszustandes

- Sachzusammenhang

Jede chemische Reaktion ist im Prinzip umkehrbar. Auch wenn es dem Betrachter nicht so erscheinen mag: Umkehrbare chemische Vorgänge sind eigentlich nie zu Ende, sondern streben einen Gleichgewichtszustand an. Da ständig Reaktionsprodukte gebildet werden und andererseits ständig aus den Reaktionsprodukten wieder Ausgangsstoffe entstehen, bezeichnet man ein solches Gleichgewicht auch als **dynamisches Gleichgewicht**. Unter der Voraussetzung, dass die an der Reaktion beteiligten Stoffe nicht aus dem Reaktionsgemisch entweichen können - d. h. sich in einem **geschlossenen System** befinden - liegen im Gleichgewichtszustand, wenn die Geschwindigkeit der Hin-Reaktion und der Rück-Reaktion gleich ist, Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte in bestimmter, stets gleichbleibender Konzentration vor. Die Konzentration der beteiligten Stoffe im Gleichgewicht ist unabhängig von ihrer Anfangskonzentration, d. h., sie hängt nur von der Stoffart, der Temperatur und dem Druck ab.

In der Regel ist das Gleichgewicht jedoch auf die Seite der Reaktionsprodukte verschoben, so dass dieser Aspekt kaum zu erkennen ist. Zink reagiert mit Salzsäure unter Wasserstoffbildung. Abgesehen davon, dass der gebildete Wasserstoff aus dem Reaktionsgemisch entweicht und daher für eine Rückreaktion nicht mehr zur Verfügung steht, ist die „Triebkraft“ der „Hin-Reaktion“ so groß, dass die „Rück-Reaktion“ erst durch einen Wasserstoffdruck von einigen 100 Atmosphären erzwungen werden kann. Bei diesem Wasserstoffdruck lässt sich aus der Lösung eines Zinksalzes metallisches Zink ausfällen.

Ein dynamisches Gleichgewicht darf nicht mit einem **Fließgleichgewicht** verwechselt werden. Ein Fließgleichgewicht stellt sich bei einem **offenen System** ein, wenn in dem Maße Ausgangsstoffe zugeführt werden, wie Reaktionsprodukte entweichen. Dies ist zum Beispiel im menschlichen Organismus bei der Aufnahme von Nahrung und Sauerstoff und der Abgabe von Ausscheidungsprodukten und Kohlendioxid der Fall.

Der Gleichgewichtszustand lässt sich mathematisch durch das **Massenwirkungsgesetz (MWG)** beschreiben, das bereits 1867 von C. Guldberg und P. Waage aufgestellt worden ist. Das Massenwirkungsgesetz beschreibt die Konzentrationen der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte im chemischen Gleichgewicht. Es sagt aus, dass der Quotient aus dem Produkt der Konzentrationen der Reaktionsprodukte und dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck immer einen konstanten Zahlenwert einnimmt, der für jede chemische Reaktion charakteristisch ist. Diesen Wert bezeichnet man als Massenwirkungs- oder Gleichgewichtskonstante. Das MWG gilt in dieser Form jedoch nur für verdünnte Lösungen bzw. für gelöste Stoffe und Gasgemische, die keinem hohen Druck ausgesetzt sind.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Der Unterrichtsabschnitt gliedert sich in drei Teile: Im ersten Block ist den Schülerinnen und Schülern an geeigneten Versuchen vor Augen zu führen, dass chemische Reaktionen im Prinzip umkehrbar sind. In einem zweiten Block wird der Begriff des dynamischen Gleichgewichts erarbeitet und in einem dritten Block durch Simulationen veranschaulicht.

Auf dem ersten Arbeitsblatt ([Arbeitsblatt 1: Chemische Vorgänge sind umkehrbar](#)) sind Demonstrationsversuche (u. U. auch als Schülerversuche durchführbar) zusammengestellt, die erkennen lassen, dass chemische Vorgänge prinzipiell umkehrbar sind.

Die Folge dieser Erkenntnis für chemische Reaktionen wird zunächst an einem anschaulichen Alltagsbeispiel erarbeitet ([Arbeitsblatt 2: Der „Apfelkrieg“](#)). Das Phänomen des dynamischen Gleichgewichts lässt sich durch eine einfache Analogie veranschaulichen: Zwei Grundstücke grenzen unmittelbar aneinander; genau auf der Grundstücksgrenze steht ein Apfelbaum. Auf dem einen Grundstück wohnt eine ältere Frau, auf dem anderen ein Ehepaar, dessen Sohn den Auftrag hat, das Fallobst vom Grundstück zu entfernen. Der Junge entledigt sich der Äpfel dadurch, dass er sie auf das Nachbargrundstück wirft. Dies erregt natürlich den Zorn der alten Dame, die die Äpfel wieder zurückwirft. Nun beginnt ein Wettkampf, dessen Ausgang offen scheint. Tatsächlich ist es jedoch so, dass der Junge zwar viel beweglicher ist als die alte Frau, sich jedoch viel mehr bewegen muss, um die Äpfel auf seinem Grundstück aufzusammeln, da sie weiter über die Wiese verteilt sind. Die alte Dame hingegen ist zwar nicht so schnell, was das Einsammeln der Äpfel angeht, hat aber mehr Äpfel auf ihrer Seite. Vor- und Nachteile der beiden Kontrahenten gleichen sich also irgendwann aus, so dass in einer bestimmten Zeiteinheit stets die gleiche Anzahl von Äpfeln vom Jungen zu der alten Frau bzw. von der alten Frau zum Jungen fliegen. Obwohl also weiter Äpfel in beiden Richtungen über den Zaun fliegen, ändert sich die Zahl der Äpfel auf dem Grundstück der alten Dame und des Jungen nicht mehr: Es hat sich ein dynamisches Gleichgewicht im Apfelkrieg eingestellt. Mit Hilfe eines weiteren Arbeitsblattes können Analogien zu chemischen Vorgängen aufgezeigt werden ([Folienvorlage 1: Vergleich: „Apfelkrieg“ - Gleichgewichtsreaktion](#)).

Die Einstellung eines dynamischen Gleichgewichts lässt sich auf vielfache Weise modellhaft untersuchen. Am anschaulichsten für Schülerinnen und Schüler ist wahrscheinlich der so genannte "Stechheberversuch". Hier soll der Stechheberversuch eingehender beschrieben werden ([Arbeitsblatt 3: Der Stechheberversuch](#)). Mit Hilfe eines Arbeitsblattes können Analogien zu umkehrbaren chemischen Vorgängen hergestellt werden ([Folienvorlage 2: Vergleich: Stechheberversuch - Gleichgewichtsreaktion](#)).

Auch Simulationsmodelle mit einem interaktiven Modellbildungssystem wie DYNASYS sind geeignet. Über Simulationen mit DYNASYS wird etwas im Anhang zu finden sein.

Eine mathematische Beschreibung des Gleichgewichtszustandes ist notwendig, um die Beeinflussung chemischer Gleichgewichte überhaupt verstehen zu können. Die Herleitung des MWG ist relativ einfach ([Arbeitsblatt 4: Das MWG - eine mathematische Beschreibung des Gleichgewichts](#)) und auf einem Arbeitsblatt beschrieben.

- Experimente

Versuch: Thermische Zersetzung von Ammoniumchlorid

Chemikalien/Geräte: Ammoniumchlorid, (abgewinkeltes) schwerschmelzbares Reagenzglas, Stativ, Muffe, Stativklammer, Gasbrenner, Spatel

Durchführung: Ca. 0,5 g Ammoniumchlorid werden in das Reagenzglas gegeben. Anschließend wird das Reagenzglas waagrecht am Stativ befestigt. Wenn das Ammoniumchlorid nun vorsichtig mit der nichtleuchtenden Flamme des Gasbrenners erhitzt wird, bildet sich weißer Rauch, der in der heißeren Zone des Reagenzglases nicht zu sehen ist. In der kalten Zone des Reagenzglases ist dieser Rauch wieder zu sehen, und auf der kalten Innenwand des Reagenzglases setzt sich ein weißer Feststoff ab (Ammoniumchlorid). Beim Erhitzen zerfällt das Ammoniumchlorid durch die hohe Temperatur in gasförmigen, farblosen Chlorwasserstoff und in gasförmigen, farblosen Ammoniak. Bei niedriger Temperatur reagieren die beiden Gase wieder zu festem, weißem Ammoniumchlorid.

Versuch: Zerfall und Bildung schwefliger Säure

Chemikalien/Geräte: Schweflige Säure, Lackmus, zwei Gaswaschflaschen, Gummiballgebläse zur Erzeugung eines Luftstroms (oder Wasserstrahlpumpe), Schlauchverbindungen

Durchführung: Die Versuchsanordnung wird wie auf dem Arbeitsblatt dargestellt aufgebaut. In die erste Waschflasche werden ca. 50 ml verdünnte schweflige Säure gefüllt, in die zweite Waschflasche werden etwa 50 ml Wasser gefüllt, das mit einigen Tropfen Lackmus versetzt ist. Nun wird Luft durch die Waschflaschen gepumpt (oder gesaugt), bis sich der Lackmus in der zweiten Waschflasche rot färbt. Schweflige Säure zerfällt sehr leicht in Wasser und Schwefeldioxid. Dieses Schwefeldioxid reagiert nun mit dem Wasser in der zweiten Waschflasche zu schwefliger Säure. Durch die dabei gebildeten H_3O^+ -Ionen färbt sich Lackmus rot.

Versuch: Modell einer Autobatterie

Chemikalien/Geräte: Schwefelsäure ca. 20 %ig, Becherglas (100ml, breite Form), zwei Bleibleche (ca. x cm), Krokodilklemmen, Kabel, Netzgerät, Birnchen mit Fassung

Durchführung: Die Versuchsanordnung wird wie auf dem Arbeitsblatt dargestellt aufgebaut. Zum Laden des Modellakkus wird ein Bleiblech an den Minuspol und ein Bleiblech an den Pluspol des Netzgerätes angeschlossen. Die Spannung wird so eingestellt, dass sich kein Gas (Wasserstoff) an den Bleiblechen bildet. Nach einigen Minuten wird das Netzgerät entfernt und an seine Stelle das Birnchen angeschlossen. Während sich der Modellakku nun wieder entlädt, leuchtet das Birnchen.

Kommt das Bleiblech in Kontakt mit der Schwefelsäure, bilden sich Pb^{2+} -Ionen. Am Bleiblech, das an den Minuspol des Netzgerätes angeschlossen ist, nehmen diese beim Laden Elektronen auf und werden so zu Pb-Atomen reduziert. Am Bleiblech jedoch, das an den Pluspol des Netzgerätes angeschlossen ist, geben diese Elektronen ab und werden so zu Pb^{4+} -Ionen oxidiert. Beim Entladen ist es umgekehrt: Die Pb-Atome geben Elektronen ab und werden wieder zu Pb^{2+} -Ionen oxidiert. Die Elektronen wandern über die Kabel zu den Pb^{4+} -Ionen. Diese nehmen nun Elektronen auf und werden so wieder zu Pb^{2+} -Ionen reduziert.

Versuch: Stechheberversuch (Modellversuch)

Geräte: Messzylinder 100 ml, Glasrohre ca. 25 cm lang ($\varnothing$ innen: 5 und 8 mm)

Durchführung: Zu Versuchsbeginn wird ein Messzylinder mit genau 100 ml Wasser gefüllt. Der zweite Messzylinder bleibt zunächst leer. Jedem Messzylinder wird ein Glasrohr (Stechheber) zugeordnet. Damit die Stechheber nicht verwechselt werden, kann man sie eventuell mit Klebeband farbig markieren. Die Stechheber werden nun gleichzeitig in die Messzylinder gestellt, so dass sie bis zum Boden reichen, anschließend mit dem Daumen verschlossen und ihr Inhalt wird in die Öffnung des jeweils anderen Messzylinders entleert. Dabei ist darauf zu achten, dass während des Transports nichts verloren geht. Nach jedem oder nach einer vorher festgelegten Zahl von Stechheberwechseln wird das Flüssigkeitsvolumen in den Messzylindern abgelesen und in das vorbereitete Diagramm eingetragen. Der Versuch ist beendet, wenn sich das Volumen des Wassers in den Messzylindern nach mehreren Stechheberwechseln nicht mehr geändert hat.

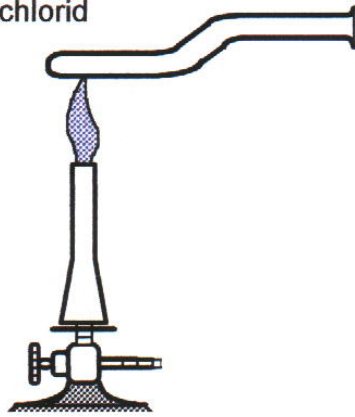
Das Volumen des Wassers in den Messzylindern ändert sich nicht mehr, wenn in beiden Richtungen die gleiche Menge Wasser in den Stechhebern transportiert wird. Haben beide Stechheber den gleichen Innendurchmesser, ist dies der Fall, wenn sich in beiden Messzylindern 50 ml Wasser befinden. Hat der Stechheber von A nach B einen größeren Innendurchmesser als der von B nach A, enthält der erste Messzylinder zu „Versuchsende“ weniger Wasser als der zweite Messzylinder usw. Im Schülerversuch können die Versuchsbedingungen nun beliebig variiert werden: Stechheber mit gleichen, kleineren oder größeren Innendurchmessern bzw. unterschiedlicher Verteilung der 100 ml Wasser auf die Messzylinder bei Versuchsbeginn.

Chemische Vorgänge sind im Prinzip umkehrbar

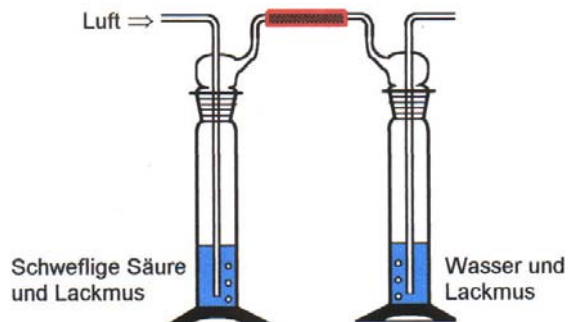
Nachfolgend werden dir drei verschiedene chemische Vorgänge vorgestellt. Stelle fest, welche Gemeinsamkeit diese drei chemischen Vorgänge haben!

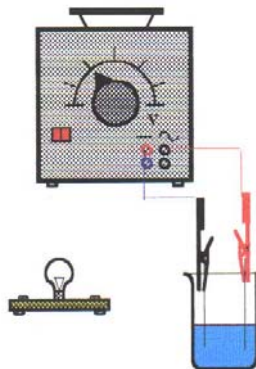
1. Versuch:

Ammoniumchlorid



2. Versuch

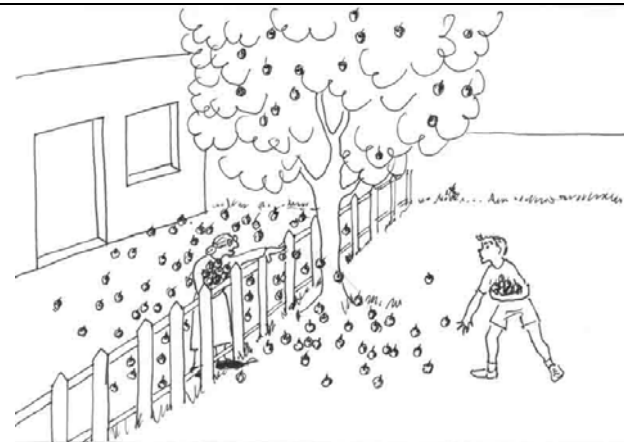
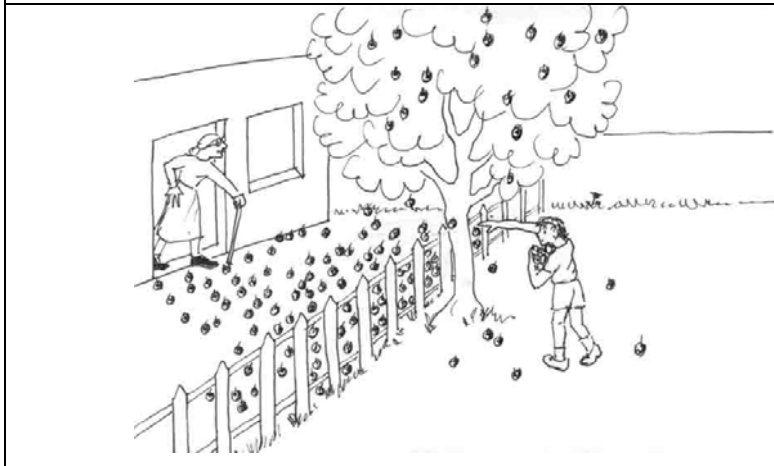
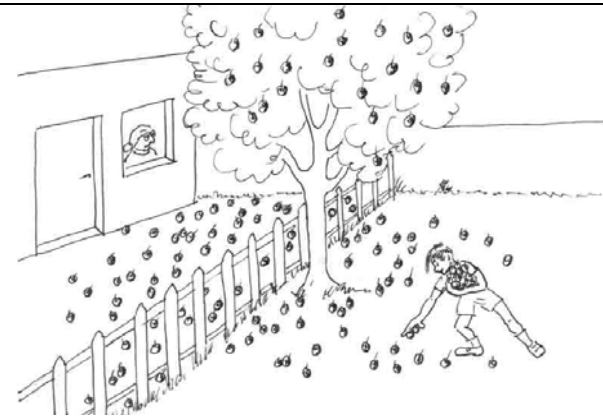
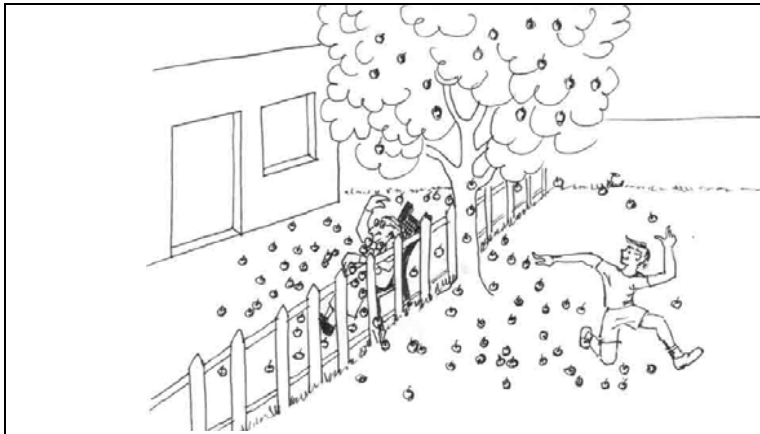




Der „Apfelkrieg“

Aufgaben:

1. Die Abbildungen stellen einen Vorgang dar, wie er sich im Alltag abspielen könnte. Schneide die Abbildungen aus und klebe sie in der richtigen Reihenfolge in dein Heft.
2. Beschreibe den dargestellten Vorgang, indem du dich auf die einzelnen Bilder beziehst.
3. Diskutiert darüber, inwiefern diese Alltagsgeschichte etwas mit chemischen Vorgängen zu tun haben könnte.



Vergleich: „Apfelkrieg“ - Gleichgewichtsreaktion

Apfelkrieg	Gleichgewichtsreaktion
Zahl der Äpfel im Garten des Jungen bzw. der alten Frau	
Zahl der Äpfel pro Quadratmeter	
Zahl der Äpfel, die pro Zeiteinheit über den Zaun fliegen	
Sammel- und Wurfleistung des Jungen bzw. der alten Frau	

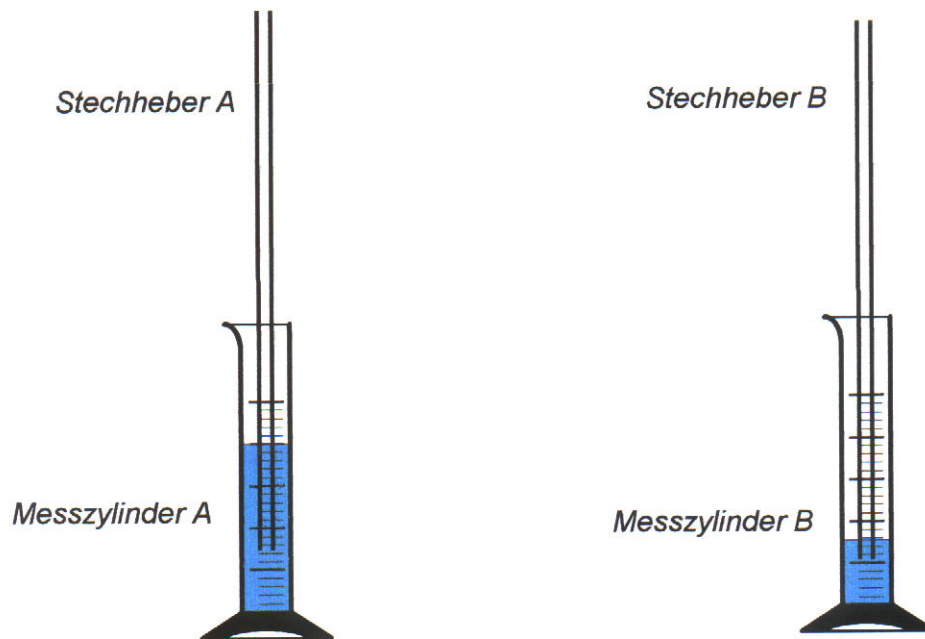
Vergleich: „Apfelkrieg“ – Gleichgewichtsreaktion (Lösung)

Apfelkrieg	Gleichgewichtsreaktion
Zahl der Äpfel pro Quadratmeter	Konzentration der Ausgangsstoffe bzw. Reaktionsprodukte
Beweglichkeit des Jungen bzw. der alten Frau	Stoffart
Zahl der Äpfel, die pro Zeiteinheit über den Zaun fliegen	Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- bzw. Rückreaktion

Der Stechheberversuch

Mit dem nachfolgend beschriebenen **Modellversuch** kann man die Einstellung eines dynamischen Gleichgewichts untersuchen.

Zu seiner Durchführung benötigst du zwei Messzylinder und zwei Glasrohre (Stechheber). Fülle Messzylinder A zu Versuchsbeginn mit genau 100 ml Wasser, Messzylinder B bleibt zunächst leer.



Tauche nun den Stechheber A bis zum Boden in Messzylinder A ein und verschließe ihn dann mit dem Daumen. Mit dem Stechheber B in Messzylinder B machst du das ebenso. Dann lässt du den Inhalt von Stechheber A in Messzylinder B laufen und umgekehrt. Achte darauf, dass beim Transport kein Wasser verloren geht. Anschließend liest du das Volumen des Wassers in den Messzylindern ab. Die Stechheber dürfen beim Ablesen nicht in das Wasser eintauchen. Wenn die Unterschiede zu gering sind, genügt es, wenn du das Volumen des Wassers jeweils nach drei oder fünf Stechheberwechseln abliest. Trage die Messwerte in die vorbereitete grafische Darstellung ein.

Entscheide selbst, wann du den Versuch beendest!

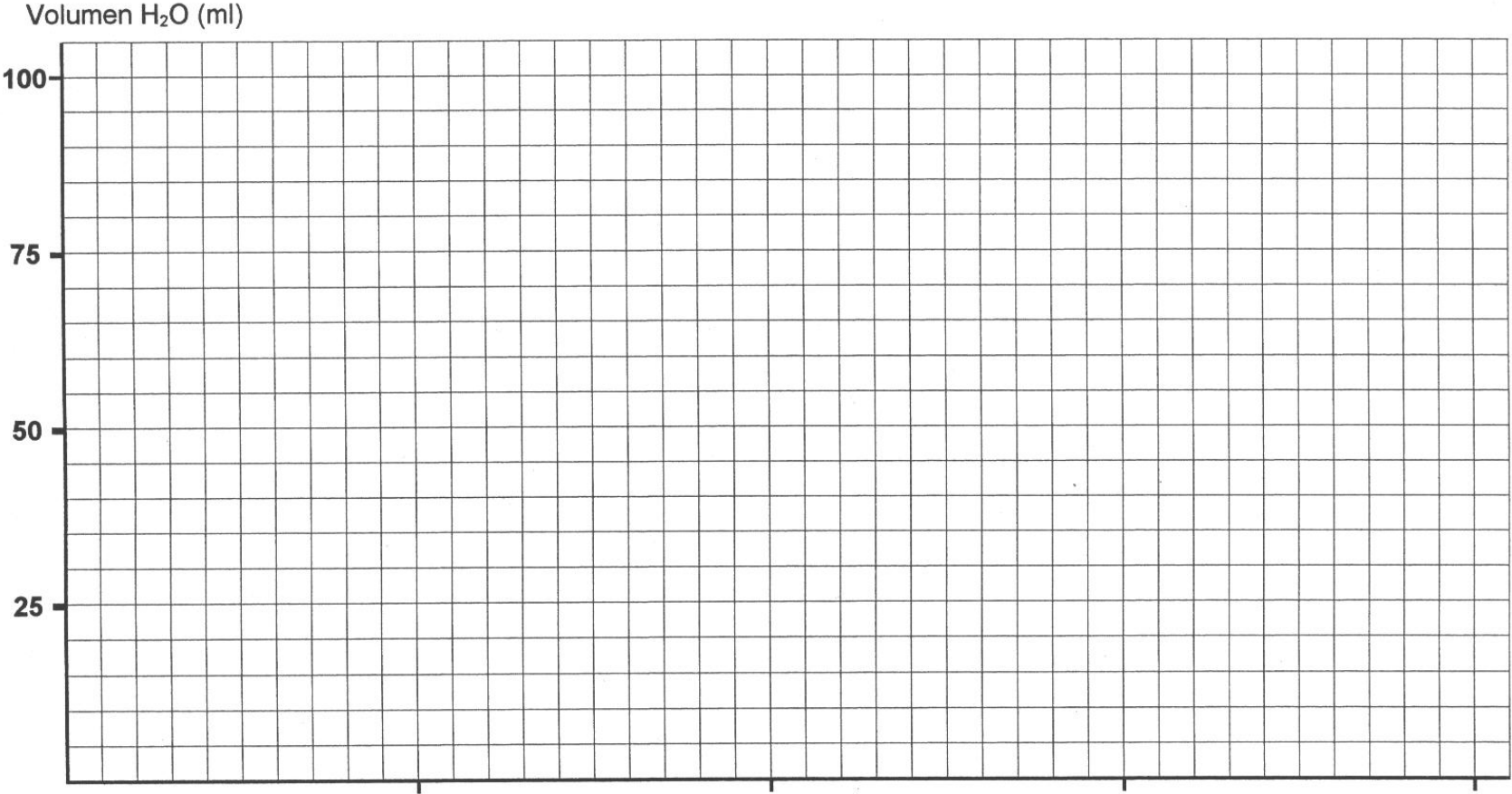
Weitere Aufgaben:

Überlege dir, was der Stechheberversuch und eine umkehrbare Reaktion gemeinsam haben.

Variiere den Stechheberversuch indem du ...

- a) ... Stechheber mit unterschiedlichem Innendurchmesser verwendest.
- b) ... die 100 ml Wasser zu Versuchsbeginn auf die beiden Messzylinder verteilt.

Der Stechheberversuch



Volumen A
Volumen B

Stechheberwechsel

Das Massenwirkungsgesetz (MWG)

Eine mathematische Beschreibung des Gleichgewichtszustandes

Die Reaktionsgleichung für eine beliebige Reaktion der Ausgangsstoffe A und B zu den Reaktionsprodukten X und Y lautet:



$$v_{\text{Hin}} = f_{\text{Hin}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

und

$$v_{\text{Rück}} = f_{\text{Rück}} \cdot [X]^x \cdot [Y]^y$$

v_{Hin} und $v_{\text{Rück}}$ ist die Reaktionsgeschwindigkeit für die Hin- bzw. Rückreaktion.

a, b, x und y sind die stöchiometrischen Faktoren.

f_{Hin} und $f_{\text{Rück}}$ sind Geschwindigkeitsfaktoren, in denen berücksichtigt ist, dass die Reaktionsgeschwindigkeit von der Stoffart, der Temperatur und dem Druck abhängt. Die Werte sind für eine bestimmte Reaktion konstant.

[A], [B], [X] und [Y] sind die Konzentrationen der Ausgangsstoffe A und B bzw. der Reaktionsprodukte X und Y.

Im chemischen Gleichgewicht ist:

$$v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$$

bzw.

$$f_{\text{Hin}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = f_{\text{Rück}} \cdot [X]^x \cdot [Y]^y$$

Bringt man die konstanten Werte auf die linke Seite und die variablen Werte auf die rechte Seite, ergibt sich:

$$K = \frac{f_{\text{Hin}}}{f_{\text{Rück}}} = \frac{[X]^x \cdot [Y]^y}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Der Quotient aus den konstanten Werten für f_{Hin} und $f_{\text{Rück}}$ ist wiederum ein konstanter Wert. Er wird als Gleichgewichtskonstante **K** bezeichnet. Für eine bestimmte Reaktion ist K nur von der Temperatur und vom Druck abhängig.

In allgemeiner Form lautet das Massenwirkungsgesetz (MWG):

$$K = \frac{[X]^x \cdot [Y]^y}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Es sagt aus, dass der Quotient K aus dem Produkt der Konzentrationen der Reaktionsprodukte und dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe bei gegebener Temperatur und einem bestimmten Druck ein konstanter Wert ist.

Vergleich zwischen Stechheberversuch und Gleichgewichtsreaktion

Stechheberversuch	Gleichgewichtsreaktion

Vergleich zwischen Stechheberversuch und Gleichgewichtsreaktion (Lösung)

Stechheberversuch	Gleichgewichtsreaktion
Wasservolumen im Messzylinder A bzw. B	Stoffmenge des Ausgangsstoffes bzw. Reaktionsproduktes
Anteil des Wasservolumens an 100 ml Gesamtvolumen des Messzylinders	Konzentration des Ausgangsstoffes bzw. Reaktionsproduktes
transportierbare Wassermenge im Stechheber	Stoffmenge, die pro Zeiteinheit umgesetzt wird
Innendurchmesser des Stechhebers	Faktor, durch den die Art des Ausgangsstoffes bzw. des Reaktionsproduktes berücksichtigt wird

2.5 Beim dynamischen Gleichgewicht lässt sich die Gleichgewichtslage verändern

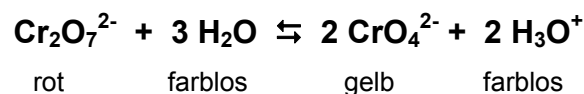
- Lerninhalte

1. Konzentrationsänderungen verschieben das Gleichgewicht
2. Druck- und Temperaturänderung - Veränderung der Gleichgewichtskonstanten

- Sachzusammenhang

Die Beeinflussung der Gleichgewichtslage lässt sich zusammenfassend durch das **Prinzip des kleinsten Zwanges** beschreiben, das bereits 1888 von dem französischen Chemiker Henry Louis Le Chatelier (1850-1936) und dem deutschen Physiker Karl Ferdinand Braun formuliert wurde. Nach diesem thermodynamischen Prinzip versucht ein System, welches sich im Gleichgewichtszustand befindet, von außen einwirkende Zwänge (z. B. Konzentrations-, Temperatur-, Druckänderung) durch die unwillkürliche Anpassung der anderen Zustandsgrößen zu kompensieren. Das Prinzip des kleinsten Zwanges soll nachfolgend an Beispielen verdeutlicht werden.

Ein anschauliches Beispiel, an dem der **Einfluss einer Konzentrationsänderung** auf ein System im dynamischen Gleichgewicht gut zu erkennen ist, ist das sogenannte Chromat-Dichromat-Gleichgewicht. In einer wässrigen Kaliumdichromatlösung stellt sich das folgende Gleichgewicht ein:



In der verdünnten Lösung ist das Gleichgewicht fast vollständig auf die rechte Seite verschoben, die Lösung ist daher gelb gefärbt.

Gibt man nun zu dieser Lösung Salzsäure, ändert die Lösung ihre Farbe: Sie wird zunächst orange und schließlich rot. Durch die Zugabe von Salzsäure wird die Konzentration der H_3O^+ -Ionen in der Lösung größer. Damit K seinen konstanten Wert wieder einnehmen kann, reagieren CrO_4^{2-} - und H_3O^+ -Ionen zu $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Ionen und H_2O -Molekülen. Wenn K seinen konstanten Wert wieder eingenommen hat, das System also wieder im Gleichgewichtszustand ist, hat die Konzentration der CrO_4^{2-} -Ionen abgenommen und die Konzentration der $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Ionen zugenommen. Da die $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Ionen rot sind, ist die Farbe der Lösung jetzt rot.

Man kann diese Verschiebung des Gleichgewichts wieder rückgängig machen, indem man Natronlauge zu der Lösung gibt. Durch die OH^- -Ionen in der Natronlauge werden die H_3O^+ -Ionen neutralisiert, ihre Konzentration nimmt daher ab. Damit K jetzt seinen konstanten Wert wieder einnehmen kann, reagieren $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Ionen und H_2O -Moleküle zu CrO_4^{2-} - und H_3O^+ -Ionen. Wenn K seinen konstanten Wert wieder eingenommen hat, hat die Konzentration der CrO_4^{2-} -Ionen zugenommen und die Konzentration der $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Ionen abgenommen. Da die CrO_4^{2-} -Ionen gelb sind, ist die Farbe der Lösung dadurch wieder gelb.

Solange solche Versuche bei gleicher Temperatur und bei gleichem Druck ausgeführt werden, behält K seinen Wert bei (siehe Arbeitsblatt Ableitung des MWG). Anders ist es jedoch, wenn die Temperatur und der Druck geändert werden.

Der **Einfluss einer Temperaturänderung** auf ein Reaktionsgemisch im dynamischen Gleichgewicht lässt sich gut an der Dimerisation von NO₂-Molekülen zu N₂O₄-Molekülen beobachten.

In einem geschlossenen Reaktionsgefäß stellt sich folgendes Gleichgewicht ein:



In der aufgeschriebenen Richtung ist die Reaktion also exotherm. Wird nun die Temperatur erhöht, wird die Braunfärbung des Reaktionsgemisches intensiver, die Konzentration der NO₂-Moleküle nimmt zu. Das Reaktionsgemisch weicht also dem äußeren Zwang (Temperaturerhöhung) aus, indem sich das Gleichgewicht auf die Seite der NO₂-Moleküle verschiebt. Umgekehrt nimmt bei Temperaturerniedrigung die Intensität der Braunfärbung ab. Die Konzentration der NO₂-Moleküle wird durch Temperaturerniedrigung also geringer und die der N₂O₄-Moleküle größer. Jetzt weicht das Reaktionsgemisch dem äußeren Zwang (Temperaturerniedrigung) aus, indem sich das Gleichgewicht auf die Seite der N₂O₄-Moleküle verschiebt.

Generell gilt, dass durch eine Temperaturerhöhung die endotherme Teilreaktion begünstigt wird, wogegen durch Temperaturerniedrigung die exotherme Teilreaktion begünstigt wird.

Auch durch **Änderung des Druckes** lässt sich dieses Gleichgewicht beeinflussen. Erhöht man den Druck, nimmt die Braunfärbung des Reaktionsgemisches ab. Bei Verringerung des Drucks wird die Braunfärbung des Reaktionsgemisches wieder intensiver, weil das Reaktionsgemisch dem äußeren Zwang (Druckerniedrigung) dadurch ausweicht, dass sich das Gleichgewicht auf die Seite der NO-Moleküle verschiebt, die Teilchenzahl also wieder größer wird.

Generell gilt bei Änderung des Drucks, dass durch eine Druckerhöhung die Teilreaktion begünstigt wird, bei der die Teilchenzahl abnimmt. Bei Druckerniedrigung wird die Teilreaktion begünstigt, bei der die Teilchenzahl zunimmt.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Die Gesetzmäßigkeiten können im Unterricht an vielen experimentellen Beispielen von den Schülerinnen und Schülern selbst erarbeitet werden. Die notwendigen Versuche sind auf Arbeitsblättern beschrieben. Die Aufgabe der Lehrkraft beschränkt sich auf die Herstellung der Lösungen und die Bereitstellung des erforderlichen Arbeitsgerätes.

Der Einfluss einer Konzentrationsänderung auf ein System im dynamischen Gleichgewicht kann am Beispiel des Chromat-Dichromat-Gleichgewichts ([Arbeitsblatt 1: Das Chromat-Dichromat-Gleichgewicht](#)), am Beispiel des Nachweises von H₃O⁺- bzw. OH⁻-Ionen mit Lackmus ([Arbeitsblatt 2: Lackmus](#)), am Beispiel einer Eisenrhodanid-Lösung ([Arbeitsblatt 3: Versuche mit Eisenrhodanid-Lösung](#)) oder am Beispiel der Hydratation von Kobaltchlorid ([Arbeitsblatt 4: CoCl₂-Lösung als Geheimtinte](#)) gezeigt werden.

Ein gutes Beispiel, anhand dessen der Einfluss der Temperatur auf ein Reaktionsgemisch im dynamischen Gleichgewicht untersucht werden kann, ist das $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ -Gleichgewicht ([Arbeitsblatt 5: Temperatur und dynamisches Gleichgewicht](#)). Damit die Schülerinnen und Schüler den giftigen Gasen nicht ausgesetzt sind, sollte die Lehrkraft Ampullen mit dem Reaktionsgemisch vorbereiten. Diese können dann immer wieder verwendet werden.

Geeignete Schulversuche, um den Einfluss des Druckes auf ein chemisches Gleichgewicht zu erarbeiten, gibt es praktisch nicht. Bei den meisten Versuchen, die von Schülerinnen und Schülern durchgeführt werden können, sind die Zusammenhänge nur äußerst schwer erkennbar. Dennoch ist ein Versuch beschrieben ([Arbeitsblatt 6: Druck und dyn. Gleichgewicht](#)), der bei sorgfältiger Durchführung den Einfluss des Druckes auf das dyn. Gleichgewicht veranschaulicht.

Günstiger erscheint es allerdings, hier auf Konzentrations-Druck-Diagramme zurückzugreifen ([Arbeitsblatt 7: Der Einfluss von Druck und Temperatur auf den Zerfall von \$\text{H}_2\text{O}\$ -Molekülen](#)).

- Experimente

Versuch 1: Das Chromat-Dichromat-Gleichgewicht

Chemikalien/Geräte: 5 %ige K_2CrO_4 -Lösung, ca. 5 %ige Salzsäure, ca. 5 %ige Natronlauge, Reagenzglasständer, Reagenzgläser, Pipetten oder Tropfflaschen für die Säure und die Lauge, Spritzflasche mit Wasser, Entsorgungsbehälter

Durchführung: Entsprechend den Arbeitsanweisungen auf dem Arbeitsblatt. Wichtig ist, dass die Schülerinnen und Schüler sorgfältig arbeiten, damit die Lösung nicht auf die Haut gelangt. Am besten wird die Kaliumchromatlösung (ca. 2 ml) von der Lehrerin bzw. dem Lehrer direkt in die Reagenzgläser gefüllt. Nach Abschluss der Versuche ist die Lösung in einem Entsorgungsbehälter zu sammeln.

Versuch 2: Versuche mit Eisenrhodanid-Lösung

Chemikalien/Geräte: Eisenrhodanid-Lösung (ca. 10 %ig), Ammoniumrhodanid, Eisen(III)-chlorid, Natriumchlorid, Reagenzglasständer, Reagenzgläser, Spatel

Durchführung: Entsprechend den Arbeitsanweisungen auf dem Arbeitsblatt. Bei Zugabe von festem Ammoniumrhodanid bzw. festem Eisen(III)-chlorid zu der Eisenrhodanid-Lösung wird die Lösung rot, da die Konzentration des unhydratisierten Eisenrhodanids zunimmt. Die Zugabe von festem Natriumchlorid hat keine Farbänderung zur Folge, da weder Na^+ - noch Cl^- -Ionen Einfluss auf die Lage des Gleichgewichts haben.

Versuch 3: Nachweis von H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen mit Lackmus

Chemikalien/Geräte: Lackmuslösung, ca. 5 %ige Salzsäure, ca. 5 %ige Natronlauge, Reagenzglasständer, Reagenzgläser, Pipetten oder Tropfflaschen für die Säure und die Lauge

Durchführung: Entsprechend den Arbeitsanweisungen auf dem Arbeitsblatt. Hilfreich ist die Herstellung einer Vergleichslösung von Lackmus in Wasser.

Versuch 4: Verwendung von CoCl_2 -Lösung als Geheimtinte

Chemikalien/Geräte: ca. 5 %ige wässrige CoCl_2 -Lösung, Reagenzglasständer, Reagenzglas, Gasbrenner, Federhalter mit Redisfeder oder Glasrohr, das zu einer Kapillare ausgezogen ist, weißes Papier

Durchführung: Mit der CoCl_2 -Lösung wird auf weißes Papier geschrieben und die Schrift dann trocknen gelassen. Da die Schrift nur blassrosa auf dem Papier erscheint, ist sie kaum zu erkennen. Erwärmt man das Papier vorsichtig über der Flamme des Gasbrenners, erscheint die Schrift in kräftigem Blau. Auf diesem Phänomen beruht auch die Anzeige der Wirksamkeit von Trockenmitteln z. B. in der Verpackung optischer Geräte. Dem Trockenmittel wird Kobaltchlorid zugegeben. Ist die Wirksamkeit des Trockenmittels erschöpft, wird dies durch die blaue Farbe des Kobaltchlorids angezeigt.

Versuch 5: Einfluss der Temperatur auf die Lage des $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ -Gleichgewichts

Chemikalien/Geräte: Glasampullen¹ mit NO_2 , Bechergläser mit Eiswasser, Leitungswasser und erwärmtem Wasser

Durchführung: Entsprechend den Anweisungen auf dem Arbeitsblatt. Bei Temperaturerhöhung wird das Reaktionsgemisch tiefbraun, da das Gleichgewicht durch Zerfall von N_2O_4 -Molekülen auf die Seite der NO_2 -Moleküle verschoben wird (endotherme Teilreaktion). Bei Temperaturerniedrigung nimmt die Intensität der Braunfärbung ab, da sich NO_2 -Moleküle zu N_2O_4 -Molekülen verbinden (exotherme Teilreaktion).

Versuch 6: Der Einfluss des Druckes auf das dynamische Gleichgewicht

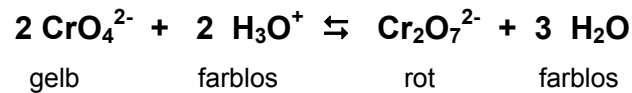
Chemikalien/Geräte: Kolbenprober (100 ml), Stativmaterial, Mineralwasser, Mischindikator (oder ein anderer geeigneter Indikator)

Durchführung: Entsprechend den Anweisungen auf dem Arbeitsblatt. Bei Druckerhöhung nimmt die Konzentration der H_3O^+ -Ionen zu, bei Druckerniedrigung ab. Je nachdem, welcher Indikator verwendet wird, ist eine entsprechende Farbänderung zu beobachten. Der Versuch sollte vor dem Unterricht auf jeden Fall ausprobiert werden!

¹ Zur Herstellung einer Glasampulle wird ein Reagenzglas knapp unterhalb der Öffnung mit der nicht leuchtenden Flamme des Gasbrenners so lange erhitzt, bis man das Glas dünn ausziehen kann. Im Abzug stellt man in einem Gasentwickler aus Kupfer und Salpetersäure Stickstoffdioxid her und leitet es mit Hilfe einer dünnen Kapillare durch die ausgezogene Öffnung in das Reagenzglas. Anschließend wird das Reagenzglas sofort vollständig zugeschmolzen.

Das Chromat-Dichromat-Gleichgewicht

In einer wässrigen Lösung stellt sich zwischen gelben Chromat-Ionen (CrO_4^{2-}) und roten Dichromat-Ionen ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) folgendes Gleichgewicht ein:



Beschreibe, wie man aufgrund der Farbe der Lösung auf die Konzentration der Chromat-Ionen bzw. der Dichromat-Ionen schließen kann.

Schreibe das MWG für dieses Gleichgewicht auf und führe dann die nachfolgend beschriebenen Versuche durch!

K =

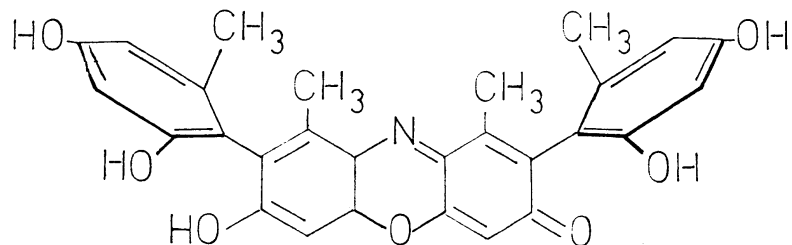
1. Versuch: Gib zu der wässrigen Kaliumchromatlösung in dem Reagenzglas einige Tropfen Salzsäure (enthält H_3O^+ -Ionen), bis sie ihre Farbe ändert. Gib *anschließend* einen kleinen Teil der Lösung in ein anderes Reagenzglas und bewahre sie für den vierten Versuch auf.
2. Versuch: Gib zu der Lösung vom ersten Versuch einige Tropfen Natronlauge (enthält OH^- -Ionen), bis sie ihre Farbe ändert.
3. Versuch: Gib zu der Lösung vom zweiten Versuch erneut einige Tropfen Salzsäure (enthält H_3O^+ -Ionen), bis sie ihre Farbe ändert.
4. Versuch: Gib zu der Lösung, die du vom ersten Versuch aufbewahrt hast, solange Wasser, bis sie ihre Farbe ändert.

Erkläre die bei den einzelnen Versuchen auftretenden Farbänderungen mit Hilfe des MWG!

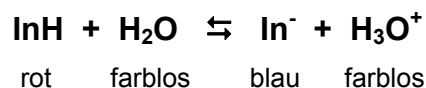
Der Nachweis von H_3O^+ - und OH^- -Ionen mit Lackmus beruht auf einer GG-Reaktion

Lackmus ist ein violetter Naturfarbstoff, der aus der Flechte *Rocella fuciformis*, die in Nordafrika und auf den kanarischen Inseln vorkommt, gewonnen wird. Die wässrige Lösung dieses Farbstoffs wird in der Chemie als Indikator für Säuren und Laugen verwendet.

Lackmus hat eine Formel ähnlich der nebenstehenden:



In einer wässrigen Lackmuslösung liegt folgendes Gleichgewicht vor:



Schreibe das MWG für dieses Gleichgewicht auf und führe dann die nachfolgend beschriebenen Versuche durch!

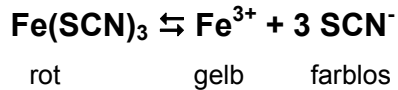
$K =$

1. Versuch: Gib zu der wässrigen Lackmuslösung einige Tropfen Salzsäure (enthält H_3O^+ -Ionen).
2. Versuch: Gib zu der wässrigen Lackmuslösung von Versuch 1 einige Tropfen Natronlauge (enthält OH^- -Ionen).
3. Versuch: Gib zu der wässrigen Lackmuslösung von Versuch 2 ganz vorsichtig einige Tropfen Salzsäure (enthält H_3O^+ -Ionen), bis sie ihre violette Ausgangsfarbe wieder angenommen hat.

Schreibe dir bei jedem Versuch die Beobachtungen auf und erkläre sie mit Hilfe des MWG!

Versuche mit Eisenrhodanid-Lösung

In einer wässrigen Eisenrhodanid ($\text{Fe}(\text{SCN})_3$)-Lösung stellt sich ein chem. Gleichgewicht zwischen unhydratisiertem $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, hydratisierten Fe^{3+} - und SCN^- -Ionen ein:



In der verdünnten Lösung liegt das GG auf der Seite der hydratisierten Fe^{3+} - und SCN^- -Ionen, sie ist infolgedessen gelb.

Schreibe das MWG für diese Reaktion auf und leite daraus ab, welche Farbe die Lösung bekommt, wenn man

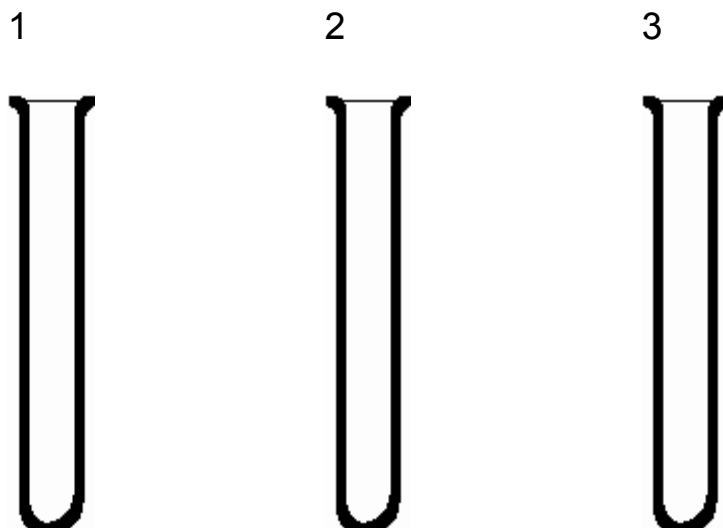
- a) festes NH_4SCN (enthält SCN^- -Ionen) in die Lösung gibt,
- b) festes FeCl_3 (enthält Fe^{3+} -Ionen) in die Lösung gibt,
- c) festes NaCl (enthält Na^+ - und Cl^- -Ionen) in die Lösung gibt.

Führe die folgenden Versuche zur Überprüfung deiner Überlegungen aus!

Versuch:

Verteile die vorbereitete Eisenrhodanid-Lösung gleichmäßig auf drei Reagenzgläser. Gib nun zum ersten Reagenzglas eine Spatelspitze NH_4SCN , zum zweiten eine Spatelspitze FeCl_3 und zum dritten eine Spatelspitze NaCl . Schüttle die Reagenzgläser nach der Zugabe der Feststoffe, bis sich diese aufgelöst haben.

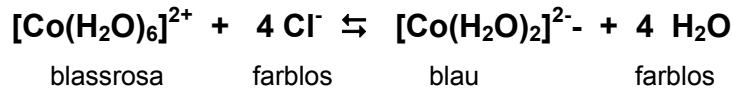
Beobachtungen:



Sind deine Überlegungen durch die Versuche bestätigt worden?

CoCl₂-Lösung als Geheimtinte

In einer wässrigen CoCl₂-Lösung stellt sich ein Gleichgewicht zwischen blassrosa [Co(H₂O)₆]²⁺-Ionen und blauen [Co(H₂O)₂]²⁻-Ionen ein:



Beschreibe, wie man aufgrund der Farbe der Lösung auf die Konzentration der [Co(H₂O)₆]²⁺-Ionen bzw. der [Co(H₂O)₂]²⁻-Ionen in der Lösung schließen kann.

Schreibe das MWG für dieses Gleichgewicht auf und bearbeite dann die folgenden Aufgaben!

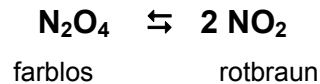
K=

Aufgaben:

1. Tauche eine Feder in CoCl₂-Lösung und schreibe damit auf ein weißes Blatt Papier. Lass die Schrift anschließend trocknen.
Der Empfänger des Schriftstücks braucht das Blatt Papier nur vorsichtig über einer Wärmequelle zu trocknen.
Welche Beobachtung macht er?
Erkläre mit Hilfe des MWG, wieso eine CoCl₂-Lösung als Geheimtinte verwendet werden kann!
2. Vielleicht hast du in Verpackungen feuchtigkeitsempfindlicher Geräte schon kleine Beutelchen entdeckt, die kleine blaue Kügelchen enthielten. Es handelt sich dabei um ein Trockenmittel, das Feuchtigkeit bindet. Sie sind blau, weil ihnen CoCl₂ beigemischt worden ist.
Kannst du dir vorstellen, welche Rolle das CoCl₂ dabei spielt?

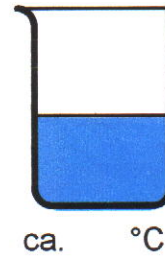
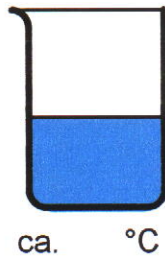
Der Einfluss der Temperatur auf das Gleichgewicht zwischen NO_2 und N_2O_4

In einem geschlossenen Gefäß bildet sich zwischen farblosem *Distickstofftetraoxid* (N_2O_4) und rotbraunem *Stickstoffdioxid* (NO_2) folgendes Gleichgewicht aus:



Beschreibe, wie man aufgrund der Farbe des Reaktionsgemisches auf die Konzentration der Distickstofftetraoxid-Moleküle bzw. der Stickstoffdioxid-Moleküle schließen kann.

Versuch: Berechne drei Bechergläser mit Eiswasser, Leitungswasser bzw. erwärmtem Wasser vor. Gib anschließend die Ampulle mit dem Reaktionsgemisch nacheinander in die Bechergläser.



Schreibe auf, wie sich die Temperaturänderung auf die Konzentration von NO_2 bzw. N_2O_4 im Reaktionsgemisch auswirkt.

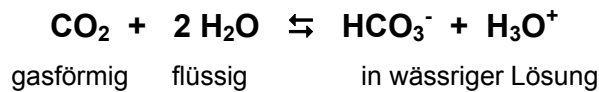
Information:

Die Hinreaktion, d. h. in diesem Fall die Bildung von Stickstoffdioxid, ist **endotherm** und die Rückreaktion, d. h. die Bildung von Distickstofftetraoxid ist **exotherm**.

Versuche eine Gesetzmäßigkeit für den Einfluss der Temperatur auf die endotherme bzw. exotherme Teilreaktion herzuleiten. Schreibe sie in deinem Heft auf.

Der Einfluss des Drucks auf das dynamische Gleichgewicht

In einer geschlossenen Mineralwasserflasche stellt sich folgendes Gleichgewicht ein:



Die H_3O^+ -Ionen können mit Mischindikator nachgewiesen werden. Mischindikator ist in Wasser _____ und in Gegenwart von H_3O^+ -Ionen _____.

Versuch: Fülle in einen Kolbenprober etwa 25 ml Mineralwasser, dem einige Tropfen Mischindikator zugesetzt sind. Bringe den Kolben bei geöffnetem Hahn in eine mittlere Stellung. Schließe nun den Hahn des Kolbenprobers.

Verringere den Druck im Gasraum über dem Mineralwasser, indem du den Kolben vorsichtig herausziehst bzw. erhöhe den Druck, indem du den Kolben vorsichtig in die Hülse drückst. Achte dabei auf die Farbe des Mischindikators!



Mine-
ralwas-
ser und
Misch-
indikator

Druck	Farbe des Mischindikators	Konzentration der H_3O^+ -Ionen
hoch		
niedrig		

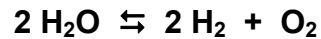
Schreibe auf, wie sich eine Druckänderung auf die Konzentration der H_3O^+ -Ionen im Mineralwasser auswirkt.

Information: Bei der Hinreaktion, d. h. in diesem Fall der Bildung von HCO_3^- und H_3O^+ -Ionen, verringert sich die Teilchenzahl (aus drei Molekülen bilden sich zwei Ionen). Bei der Rückreaktion ist es umgekehrt, d. h., die Teilchenzahl nimmt zu.

Versuche eine Gesetzmäßigkeit für Einfluss des Drucks auf ein dynamisches Gleichgewicht herzuleiten. Schreibe sie in deinem Heft auf.

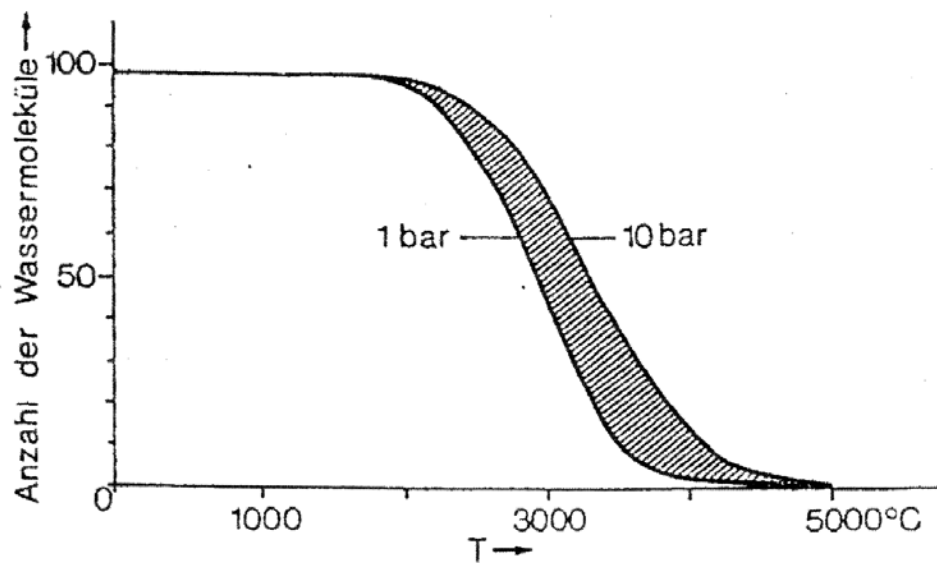
Der Einfluss von Druck und Temperatur auf den Zerfall von H₂O-Molekülen

Zwischen H₂O-, H₂- und O₂-Molekülen stellt sich bei Temperaturen zwischen 1000 °C und 5000 °C folgendes Gleichgewicht ein:



Der Zerfall von H₂O-Molekülen (Hinreaktion) ist endotherm, die Bildung von H₂O-Molekülen (Rückreaktion) ist demzufolge exotherm.

Die Zahl der nicht zerfallenen H₂O-Moleküle (bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck) kann dem folgenden Diagramm entnommen werden.



Bei einer Temperatur von 3000 °C:	
p (bar)	Zahl der H ₂ O-Moleküle
1	
10	

Bei einem Druck von 1 bar:	
T (°C)	Zahl der H ₂ O-Moleküle
2000	
3000	

Aufgaben:

- Bestätigen die Werte die gefundenen Gesetzmäßigkeiten im Hinblick auf die Temperaturänderung? Begründe!
- Versuche eine entsprechende Gesetzmäßigkeit für eine Druckänderung abzuleiten. Bedenke dabei, dass alle beteiligten Stoffe bei Temperaturen über 1000 °C auf jeden Fall gasförmig sind.

Begründe deine Überlegungen!

2.6 Stoffumsätze lassen sich berechnen

- Lerninhalte

1. Kenntnis grundlegender Begriffe (Atommasse, Molekülmasse, Mol) zur Berechnung von Stoffumsätzen
2. Reaktionsgleichungen enthalten Informationen über die Art der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte, die Zahl der reagierenden Teilchen und über die Masse bzw. Volumina.
3. Berechnung von Molmassen und Stoffumsätzen

- Sachdarstellung

Die **Stöchiometrie** (griechisch stoicheion: Grundstoff; metrein: messen) ist die Teildisziplin der Chemie, die sich mit den Mengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen befasst. Stöchiometrische Berechnungen scheinen für uns heute selbstverständlich zu sein. Historisch gesehen war ihre Einführung jedoch ein großer Schritt bei der Entwicklung der Chemie zu einer exakten Wissenschaft. Anwendung findet die Stöchiometrie heute bei der Bestimmung der Formel chemischer Substanzen und in unserem Zusammenhang bei der Berechnung von Ausbeuten bei chemischen Reaktionen.

Die Masse eines Atoms (**absolute Atommasse**) wird durch die Atommasse ausgedrückt. Sie wird in Kilogramm oder in atomaren Masseneinheiten (Einheit: u) angegeben. Die Masse eines Moleküls, ausgedrückt in atomaren Masseneinheiten, bezeichnet man als **Molekülmasse** oder **molare Masse**. Die Molekülmasse ist die Summe der Atommassen der am Aufbau eines Moleküls beteiligten Atome.

Das **Mol** ist die Maßeinheit der Stoffmenge und eine Grundeinheit des Internationalen Einheitensystems. Das Mol wird definiert als Menge einer Substanz, die so viele Elementarteilchen (Atome, Moleküle, Ionen) enthält, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind. Diese Zahl beträgt ungefähr $6,022 \cdot 10^{23}$ und entspricht der **Avogadro'schen Zahl**. Das Mol hängt eng mit der atomaren Masseneinheit zusammen, denn 1 g entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ u.

Das **Molvolumen** ist der Quotient aus dem Volumen und der Stoffmenge. Das Molvolumen eines idealen Gases unter Normalbedingungen, d. h. bei einem Druck von 101 325 Pa und einer Temperatur von 0 °C wird als Molvolumen bezeichnet. Unter Normalbedingungen nimmt ein ideales Gas ein Volumen von 22,414 l/mol ein. Diese Stoffportion besteht aus $2,6873 \cdot 10^{19}$ Atomen oder Molekülen. Die Zahl $2,6873 \cdot 10^{19}$ ist eine grundlegende physikalische Konstante und wird als **Loschmidtsche Zahl** bezeichnet.

Chemische Reaktionen werden durch eine **Reaktionsgleichung** beschrieben. Die Reaktionsgleichung liefert Informationen über die Art der Stoffe (Ausgangsstoffe bzw. Reaktionsprodukte), die bei der Reaktion eine Rolle spielen. Üblicherweise werden die Stoffe durch ihre Formel dargestellt. Die Richtung, in welcher die Reaktion abläuft, ist am Reaktionspfeil zu erkennen. Die Gleichheitsbedingung bei einer Reaktionsgleichung bezieht sich darauf, dass die Art und die Zahl der Atome links und rechts vom Reaktionspfeil übereinstimmen muss, da bei einer chemischen Reaktion lediglich die Atome umgeordnet werden, während die Masse der reagierenden Stoffe gleich bleibt (**Gesetz von der Erhaltung der Masse**).

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Zunächst wird besprochen, wie die Masse eines Atoms mit dem Massenspektrometer bestimmt werden kann. Es muss deutlich werden, dass bei derartig geringen Massen eine neue Maßeinheit, die atomare Masseneinheit, notwendig ist ([Arbeitsblatt 1: Die Bestimmung der Atommasse](#)).

In einem zweiten Unterrichtsschritt werden die Avogadrosche Zahl und der Molbegriff eingeführt ([Arbeitsblatt 2: Das Mol - Einheit der Stoffmenge](#)).

Reaktionsgleichungen sind den Lernenden vom Chemieunterricht bekannt. Neu ist, dass bei der Berechnung von Stoffumsätzen quantitative Aspekte in den Vordergrund treten. Jedoch sollte den Schülerinnen und Schülern auch die mengenmäßige Betrachtung nicht schwer fallen: Wenn sie wissen, in welchem Zahlenverhältnis einzelne Atome reagieren, ist es leicht für sie, auf eine Menge von $6,022 \cdot 10^{23}$ Atomen (1 mol) zu schließen.

Auf einem Infoblatt ([Infoblatt 1: Berechnung von Stoffumsätzen](#)) wird erläutert, wie man den Stoffumsatz bei einem chemischen Vorgang berechnen kann. Die Molekülmasse errechnet sich aus der Zahl und der Masse aller am Aufbau eines Moleküls beteiligten Atome. Zur Einübung stöchiometrischer Berechnungen ist ein Arbeitsblatt mit Übungsaufgaben ([Arbeitsblatt 3: Berechnung von Stoffumsätzen](#)) beigelegt. Die aufgeführten Beispiele beziehen sich auf chemische Vorgänge, die den Schülerinnen und Schülern aus dem regulären Chemieunterricht bekannt sein werden.

Bei vielen chemischen Vorgängen spielen gasförmige Stoffe eine Rolle. Auf einem weiteren Arbeitsblatt ([Arbeitsblatt 4: Das Molvolumen von Gasen](#)) wird daher gezeigt, dass das molare Volumen eines Gases 22,4 l (Molvolumen) beträgt. Damit können dann auch stöchiometrische Berechnungen bei Reaktionen mit gasförmigen Stoffen durchgeführt werden ([Arbeitsblatt 5: Berechnung von Stoffumsätzen](#)).

[Lösungen](#) zu den Arbeitsblättern 1 und 2

[Lösungen](#) zu Arbeitsblatt 3

- Literatur und Medien

1. Internet

☞ Molmassen-Berechnung: <http://www.chemie.de/tools/mm.php3?language=>

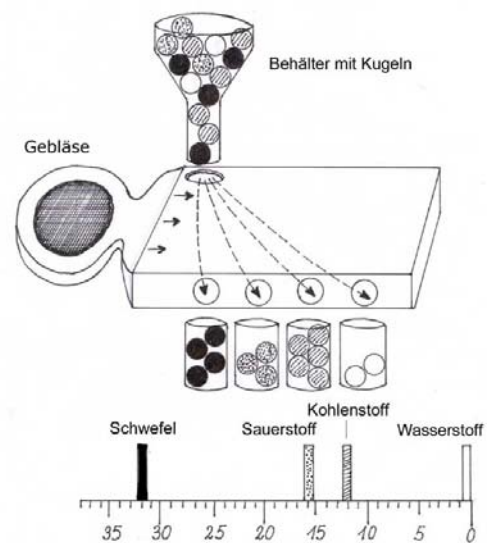
Bei Eingabe einer Summenformel wird auf Mausklick die Molmasse berechnet.

2. Bücher/Zeitschriften

☞ *Schülerduden Chemie*

Die Bestimmung der Atommasse

Die Masse von Atomen wird mit einem *Massenspektrometer* bestimmt. Die nebenstehende Abbildung soll das Prinzip eines Massenspektrometers veranschaulichen. Anstelle der Luftströmung verwendet man beim richtigen Massenspektrometer elektrische Kräfte, um die Atome abzulenken. Je leichter ein Atom ist, desto stärker wird es abgelenkt. Aus der Größe der elektrischen Kraft und der Größe der Ablenkung kann dann die Atommasse berechnet werden. Da die Atome unvorstellbar klein sind, haben sie dementsprechend auch eine äußerst geringe Masse; so gering, dass man sie zur Zeit Daltons noch für unmessbar hielt. Mit dem Massenspektrometer ist dies heute jedoch möglich.



In der untenstehenden Tabelle sind die absoluten Atommassen für einige Elemente angegeben. Da die Maßzahlen für die Atommassen so klein sind, werden sie in der sogenannten Exponentialschreibweise angegeben. Üblicherweise würde man die Masse des Eisenatoms folgendermaßen aufschreiben:

$m_{\text{Eisenatom}} = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0926\text{ g}$, in Exponentialschreibweise $m_{\text{Eisenatom}} = 92,6 \cdot 10^{-24}\text{ g}$. Wie du siehst, ist das Komma um 24 Stellen nach rechts verschoben, was durch die hochgestellte „-24“ an der „10“ angezeigt wird.

So wie kein Mensch sein Körpergewicht in Tonnen oder in Gramm sondern in Kilogramm angibt, gibt es auch für die Masse von Atomen eine spezielle Einheit, nämlich die atomare Masseneinheit mit dem Symbol u (aus dem englischen „unit“: deutsch „Einheit“).

Element	Symbol	absolute Atommasse	
		(g)	(u^1)
Eisen		$92,6 \cdot 10^{-24}$	
Kohlenstoff		$19,9 \cdot 10^{-24}$	
Kupfer		$105,4 \cdot 10^{-24}$	
Magnesium		$40,4 \cdot 10^{-24}$	
Sauerstoff		$26,6 \cdot 10^{-24}$	
Schwefel		$53,2 \cdot 10^{-24}$	
Stickstoff		$23,3 \cdot 10^{-24}$	
Wasserstoff		$1,67 \cdot 10^{-24}$	

¹ atomare Masseneinheit (Symbol u): $1\,u = 1,660275 \cdot 10^{-24}\text{ g}$

Das Mol - Einheit der Stoffmenge

Die Größe einer Stoffportion kann man durch ihre Masse oder die Zahl der Teilchen ausdrücken, die in ihr enthalten sind. Diesen Zusammenhang kannst du dir einfach vor Augen führen. Stelle dir vor, du hättest einen Sack mit Eurostücken. Es sind so viele, dass du zu lange Zeit brauchen würdest, um sie zu zählen. Du kannst dir zum Glück die Sache erleichtern: Du bestimmst auf einer Waage die Masse eines Geldstückes und die Masse aller Geldstücke. Um die Zahl der Eurostücke in dem Sack zu ermitteln, brauchst du jetzt nur noch die Masse aller Geldstücke durch die Masse eines Eurostückes zu teilen.

Genauso kannst du auch in der Chemie verfahren. Angenommen, in einer Flasche befinden sich genau 32 g Schwefel. Schwefel ist ein chemisches Element. Seine kleinsten Teilchen sind daher Schwefelatome, deren absolute Masse du bereits kennengelernt hast. Um herauszufinden, aus wie viel Atomen eine Stoffportion von 32 g Schwefel besteht, brauchst du nur 32 durch $53,2 \cdot 10^{-24}$ (Maßzahl für die Atommasse in g) zu teilen. Dein Lehrer erklärt dir, wie mit der Hochzahl umzugehen ist. Fühst du die Rechenoperation auf deinem Taschenrechner durch, erhältst du das Ergebnis: $0,60 \cdot 10^{24}$ bzw. wenn du das Komma um ein Stelle verschiebst $6,0 \cdot 10^{23}$. Eine Stoffportion von 32 g Schwefel besteht also aus $6,0 \cdot 10^{23}$ Schwefelatomen.

Führe nun diese Rechnung auch für andere Elemente durch!

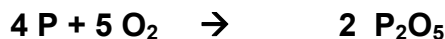
Element	Masse der Stoffportion (g)	Zahl der Atome	Atommasse (u)
Schwefel	32,0	$6,0 \cdot 10^{23}$	
Eisen	56,0		
Kohlenstoff	12,0		
Kupfer	63,5		
Magnesium	24,0		
Sauerstoff	16,0		
Stickstoff	14,0		
Wasserstoff	1,0		

Wenn du die Zahl der Atome in allen Beispielen berechnet hast, trage bitte die Maßzahl für die Atommasse (in u) in die vierte Spalte ein. Du wirst eine interessante Entdeckung machen.

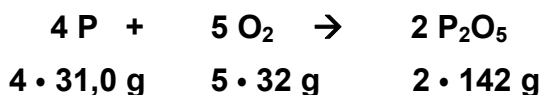
Versuche diese Entdeckung in Worten zu formulieren!

Berechnung von Stoffumsätzen

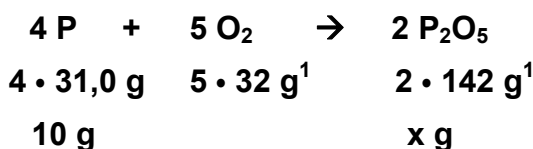
Bei der Herstellung von Stoffen in der chemischen Industrie will der Hersteller natürlich vorher wissen, welche Menge des Reaktionsproduktes aus einer bestimmten Menge des Ausgangsstoffes gewonnen werden kann. Das hört sich schwierig an, ist aber einfacher als du denkst! Nehmen wir zum Beispiel die Bildung von Phosphorpentoxid aus Phosphor und Sauerstoff. Die Reaktion kann durch folgende Reaktionsgleichung beschrieben werden:



Die Gleichung sagt aus, dass vier Phosphoratomen mit fünf Molekülen Sauerstoff zu zwei Molekülen Phosphorpentoxid reagieren. Die Gleichung beschreibt den Vorgang anhand des kleinsten Zahlenverhältnisses, mit dem die Atome bzw. Moleküle miteinander reagieren. Aber das heißt doch auch, dass $4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Phosphoratomen mit $5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffmolekülen zu $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Molekülen Phosphorpentoxid reagieren. Die Masse dieser Stoffportionen ist uns bekannt:



Über eine proportionale Zuordnung können wir nun leicht ermitteln, wie viel g Phosphorpentoxid zum Beispiel aus 10 g Phosphor gebildet werden:

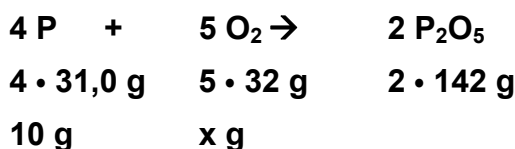


$$x = \frac{2 \cdot 142 \cdot 10}{4 \cdot 31}$$

$$x = 22,9 \text{ g}$$

Bei der Oxidation von 10 g Phosphor entstehen also 22,9 g Phosphorpentoxid.

Wenn wir berechnen wollen, wie viel Sauerstoff dazu benötigt wird, gehen wir genauso vor:



$$x = \frac{5 \cdot 32 \cdot 10}{4 \cdot 31}$$

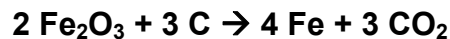
Zur Oxidation von 10 g Phosphor werden also 12,9 g Sauerstoff benötigt.

¹ Die Masse von Molekülen ergibt sich aus der Zahl und der Masse der am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome. Ein Sauerstoffmolekül besteht aus zwei Sauerstoffatomen. Ein Sauerstoffatom hat eine Atommasse von 16 u. Die Molekülmasse der Sauerstoffmoleküle beträgt also 32 u. Genauso beim Phosphorpentoxidmolekül: Es besteht aus zwei Phosphor- und fünf Sauerstoffatomen, die miteinander verbunden sind. Die Atommasse von Phosphor ist 31 u und die von Sauerstoff 16 u. Die Molekülmasse von Phosphorpentoxid ist also 142 u.

Übungsaufgaben zur Berechnung von Stoffumsätzen

Die Atommassen, die zur Bearbeitung der Übungsaufgaben erforderlich sind, kannst du deinem Chemiebuch entnehmen. Auch wenn dein Taschenrechner mehr Stellen anzeigt: Es genügt, wenn du auf eine Stelle nach dem Komma aufrundest.

1. Im Hochofen wird Eisen aus Eisenerz (Eisenoxid) und Kohlenstoff hergestellt. Die Vorgänge lassen sich durch folgende Reaktionsgleichung beschreiben:



- a) Berechne, wie viel Eisen aus einer Tonne Eisenerz gewonnen wird.
 - b) Berechne, wie viel Koks (Kohlenstoff) dazu benötigt wird.
2. Aluminium wird aus Bauxit, einem aluminiumhaltigen Mineral, gewonnen. Bauxit ist eine andere Bezeichnung für Aluminiumoxid (Al_2O_3). Durch Schmelzflusselektrolyse wird aus gereinigtem Bauxit Aluminium gewonnen:



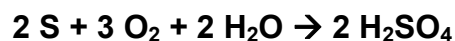
Berechne, wie viel Aluminium theoretisch aus einer Tonne Bauxit gewonnen werden kann.

3. Das Thermitverfahren ist ein Verfahren, das man zum Verschweißen von Eisenbahnschienen benutzt. Dabei wird ein Gemisch aus Aluminiumpulver und Eisenoxid zur Reaktion gebracht. In einer stark exothermen Reaktion entsteht dabei reines Eisen:



Berechne, wie viel Eisenoxid und Aluminium eingesetzt werden müssen, um 1 Kilogramm Eisen zu gewinnen.

4. Der wichtigste Rohstoff zur Herstellung von Schwefelsäure ist Schwefel. Im Kontaktverfahren wird daraus mit Hilfe von Luftsauerstoff und Wasser Schwefelsäure hergestellt:



Zur Herstellung von einem Liter konzentrierter Schwefelsäure braucht man 1735 g H_2SO_4 .

Wie viel Schwefel muss man demnach einsetzen, um 1 Liter konzentrierte Schwefelsäure zu gewinnen?

5. Beim Kalkbrennen gewinnt man durch Erhitzen von Kalk (CaCO_3) auf etwa 1000 °C Calciumoxid (gebrannter Kalk), das man zur Herstellung von Kalkmörtel braucht. Beim Brennen von Kalk entstehen Calciumoxid und Kohlendioxid:



Berechne, wie viel Kalk zur Herstellung von 100 kg gebranntem Kalk eingesetzt werden muss.

Das Molvolumen von Gasen

Berechnet man das Volumen einer Stoffportion, deren Masse die gleiche Maßzahl hat wie die Atom- bzw. Molekülmasse des betreffenden Gases, macht man eine interessante Entdeckung:

Name	Atom- bzw. Molekülmasse (u)	Dichte (g/l)	Masse der Stoffportion (g)	Volumen (l)
Wasserstoff	2	0.09	2	
Sauerstoff	16	1.43	16	
Helium	4	0.18	4	
Stickstoff	28	1.25	28	
Kohlendioxid	44	1.98	44	
Fluor	38	1.70	38	

Das molare Volumen aller Gase ist _____: Es beträgt etwa _____ l/mol.

Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen V und der Anzahl der Mole eines Stoffes und wird als **Molvolumen** bezeichnet. Da die Dichte eines gasförmigen Stoffes vom Druck und der Temperatur abhängt, wird das Molvolumen vereinbarungsgemäß für eine Temperatur von 0 °C und einen Druck von 101325 Pa angegeben.



Diese Zusammenhänge wurden erstmals von dem italienischen Physiker und Chemiker Amedeo Avogadro, (1776-1856), erkannt. Neben seinen Forschungsarbeiten zur Elektrizität, zur Wärmelehre und zu den physikalischen Eigenschaften von Flüssigkeiten beschäftigte sich Avogadro vor allem mit Gasen. 1811 formulierte er das Avogadro'sche Gesetz: Gleiche Volumina von Gasen enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck auch die gleiche Anzahl Gasmoleküle. Auf der Grundlage dieses Gesetzes konnte er die relative Atommasse von gasförmigen Elementen bestimmen. Avogadro war seiner Zeit voraus, denn seine Theorien setzten sich erst nach seinem Tod durch.

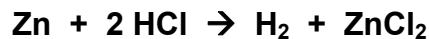
Warum das Molvolumen aller Gase annähernd gleich ist, wird durch das Avogadro'sche Gesetz verständlich. Du brauchst nur folgende Überlegung anzustellen:

- Gasportionen mit der Stoffmenge von 1 mol enthalten definitionsgemäß jeweils die gleiche Anzahl von Molekülen.
- Gasportionen mit der gleichen Anzahl von Molekülen nehmen nach Avogadro das gleiche Volumen ein, d. h. auch Gasportionen, die aus $6,023 \cdot 10^{23}$ Atomen oder Molekülen bestehen (1 mol), nehmen das gleiche Volumen ein, nämlich 22,414 l.

Übungsaufgaben zur Berechnung von Stoffumsätzen

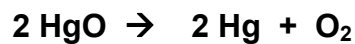
Auch wenn dein Taschenrechner mehr Stellen anzeigt: Es genügt, wenn du auf eine Stelle nach dem Komma aufrundest.

Wasserstoff hat man im Labor früher in einer speziellen Apparatur hergestellt, in der man Zink mit Salzsäure zur Reaktion gebracht hat. Zink reagiert mit Salzsäure nach folgender Reaktionsgleichung:



Berechne, wie viel Gramm Zink eingesetzt werden müssen, um 10 Liter Wasserstoff zu gewinnen.

1. Quecksilberoxid ist eine Verbindung aus den Elementen Quecksilber und Sauerstoff. Durch starkes Erhitzen kann man Quecksilberoxid in Quecksilber und Sauerstoff zerlegen:



- a) Überprüfe, ob ein Messzylinder mit einem Volumen von 100 ml ausreicht, um den Sauerstoff aufzufangen, der bei der Zerlegung von 1g Quecksilberoxid entsteht.
 - b) Ermittle, wie viel Prozent Quecksilber im Quecksilberoxid enthalten sind.
2. In einem Automotor wird chemische Energie in Wärmeenergie umgewandelt, indem man Benzin verbrennt. Benzin ist ein Stoffgemisch aus verschiedenen Stoffen. Einfachheitshalber gehen wir davon aus, dass der Hauptbestandteil von Benzin Oktan ist, ein Kohlenwasserstoff mit der Formel C_8H_{18} . Oktan verbrennt nach folgender Reaktionsgleichung:



- a) Berechne, wie viel Liter Sauerstoff zur Verbrennung von einem Liter Benzin (Dichte = 0,7 g/ml) nötig sind.
 - b) Berechne, wie viel Liter Kohlendioxid bei der Verbrennung von einem Liter Benzin in die Umwelt abgegeben werden.
3. Erhitzt man Eisenwolle mit dem Gasbrenner, reagiert die Eisenwolle unter Aufglühen mit dem Sauerstoff der Luft zu Eisenoxid:



- a) Berechne, um wie viel Gramm die Masse von 2 g Eisenwolle beim vollständigen Durchglühen zunimmt.
- b) Die Reaktion wird in einem geschlossenem Gefäß durchgeführt. Berechne, um wie viel Milliliter das Gasvolumen in dem geschlossenen Gefäß bei der Reaktion abnimmt.

Lösungen

Lösungen zu AB 1: Die Bestimmung der Atommasse

Element	Symbol	absolute (g) (u)	Atommasse
Eisen	Fe	$92,6 \cdot 10^{-24}$	55,8
Kohlenstoff	C	$19,9 \cdot 10^{-24}$	12,0
Kupfer	Cu	$105,4 \cdot 10^{-24}$	63,5
Magnesium	Mg	$40,4 \cdot 10^{-24}$	24,3
Sauerstoff	O	$26,6 \cdot 10^{-24}$	16,0
Schwefel	S	$53,2 \cdot 10^{-24}$	32,0
Stickstoff	N	$23,3 \cdot 10^{-24}$	14,0
Wasserstoff	H	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,0

Lösungen zu AB 2: Das Mol - Einheit der Stoffmenge

Element	Masse der Stoff- portion (g)	Zahl der Ato- me	Atommasse (u)
Schwefel	32	$6,0 \cdot 10^{23}$	32
Eisen	56	$6,0 \cdot 10^{23}$	56
Kohlenstoff	12	$6,0 \cdot 10^{23}$	12
Kupfer	63,5	$6,0 \cdot 10^{23}$	63,5
Magnesium	24	$6,0 \cdot 10^{23}$	24
Sauerstoff	16	$6,0 \cdot 10^{23}$	16
Stickstoff	14	$6,0 \cdot 10^{23}$	14
Wasserstoff	1	$6,0 \cdot 10^{23}$	1

Eine Stoffportion, deren Masse die gleiche Maßzahl hat wie die Atommasse in u besteht immer aus $6,0 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Lösungen zu AB 3: Berechnung von Stoffumsätzen

1. a) Aus einer Tonne Eisenerz gewinnt man **698,8 kg Eisen**.
b) Zur Reduktion von einer Tonne Eisenerz werden **112,7 kg Koks** benötigt.
2. Aus einer Tonne Bauxit (Al_2O_3) kann man **529,4 kg Aluminium** gewinnen.
3. Zur Gewinnung von einem Kilogramm Eisen durch das Thermitverfahren muss man **1,4 kg Eisenoxid (Fe_2O_3)** und **0,5 kg Aluminium** einsetzen.
4. Zur Herstellung von einem Liter (1735 g) konzentrierter Schwefelsäure benötigt man **566,8 g Schwefel**.
5. Zur Herstellung von 100 kg gebranntem Kalk müssen **178,3 kg Kalkstein (CaCO_3)** eingesetzt werden.

Lösungen zu AB 4: Das Molvolumen von Gasen

Name	Atom- bzw. Molekülmasse (u)	Dichte (g/l)	Masse der Stoffportion (g)	Volumen (l)
Wasserstoff	2	0,09	2	22,4
Sauerstoff	16	1,43	16	22,4
Helium	4	0,18	4	22,4
Stickstoff	28	1,25	28	22,4
Kohlendioxid	44	1,98	44	22,4
Fluor	38	1,70	38	22,4

Lösungen zu AB 5: Berechnung von Stoffumsätzen

1. Um 10 l Wasserstoff zu gewinnen, muss man **29 g Zink** einsetzen.
2. a) Bei der Zerlegung von 1 g Quecksilberoxid entstehen **52 ml Sauerstoff**. Dieses Sauerstoffvolumen kann natürlich in einem 100 ml Messzylinder aufgefangen werden.
b) 100 g Quecksilberoxid enthalten **92,6 g Quecksilber**. Im Quecksilberoxid sind demnach **92,6 % Quecksilber** enthalten.
3. a) Zur Verbrennung von einem Liter Benzin sind **1716 l Sauerstoff** nötig.
b) Bei der Verbrennung von einem Liter Benzin werden **1098 l Kohlendioxid** in die Umwelt abgegeben.
4. a) Die Masse der Eisenwolle erhöht sich auf **2,9 g**.
b) Das Gasvolumen in dem geschlossenen Reaktionsgefäß nimmt um **604 ml** ab.

2.7 Messung des Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen

- Lerninhalte

1. Die Energie, die im Verlauf einer Stoffumwandlung umgesetzt wird, kann gemessen werden.
2. Experimentelle Bestimmung der Reaktionsenthalpie

- Sachzusammenhang

Jede Stoffumwandlung ist von einem Energieumsatz begleitet. Wird während der Stoffumwandlung Energie an die Umgebung abgegeben, spricht man von einer **exergonischen Reaktion**. Wenn während der Stoffumwandlung Energie aus der Umgebung aufgenommen wird, spricht man von einer **endergonischen Reaktion**. Da die Energie meist in Form von Wärmeenergie an die Umgebung abgegeben oder aus der Umgebung aufgenommen wird, spricht man auch von einer **exothermen Reaktion** bzw. **endothermen Reaktion**.

Die **Reaktionsenthalpie** entspricht der Differenz zwischen der **Bildungsenthalpie** der Reaktionsprodukte und der Bildungsenthalpie der Ausgangsstoffe. Für die Reaktionsenthalpie wird das Symbol ΔH (vom engl. heat: Hitze) verwendet, ihre Einheit ist kJ/mol. Die Bildungsenthalpie (Symbol ΔH° ; Einheit: kJ/mol) ist derjenige Energiebetrag, der bei der Bildung eines bestimmten Stoffes aus den Elementen frei wird oder aufgewendet werden muss. Um die Bildungswärmen besser vergleichen zu können, werden sie auf Standardbedingungen, d. h. 25 °C und 101330 Pa bezogen. Die Bildungsenthalpie der Elemente ist null.

Die Reaktionsenthalpie ist von Reaktion zu Reaktion verschieden. Sie beträgt z. B. für die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure etwa 234 kJ/mol oder für die Reaktion von H_3O^+ -Ionen mit OH^- -Ionen zu H_2O -Molekülen (Neutralisation) etwa 57 kJ/mol.

Reaktionsenthalpien werden üblicherweise mit einem **Kalorimeter** bestimmt. Ein Kalorimeter ist ein wärmeisoliertes Gefäß, in dem die Ausgangsstoffe zur Reaktion gebracht werden. Wenn bekannt ist, welche Wärmemenge dem Kalorimeter zugeführt werden muss, um die Temperatur in seinem Inneren um 1 °C zu erhöhen (Wasserwert des Kalorimeters), kann aus der bei der Stoffumwandlung messbaren Temperaturänderung die Reaktionsenthalpie berechnet werden.

Findet die Reaktion in wässriger Lösung statt und geht man bei guter Wärmeisolation davon aus, dass vom Kalorimeter kein Wärmeaustausch mit der Umgebung möglich ist, berechnet sich die **Reaktionswärme** nach folgender Gleichung:

$$W = c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} \cdot \Delta t$$

c_{Wasser} ($4,19 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$) ist die spezifische Wärmekapazität von Wasser. Sie gibt an, welche Energie notwendig ist, um 1 g Wasser um 1 Kelvin zu erwärmen. Die Reaktionswärme hängt von der Menge der reagierenden Stoffe ab. Bezieht man die Reaktionswärme auf eine Stoffmenge von 1 mol, erhält man die Reaktionsenthalpie.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Die Begriffe exotherm und endotherm sind den Schülerinnen und Schülern aus dem Pflichtunterricht bekannt. Sie sollten wissen, dass während einer Stoffumwandlung Energie an die Umgebung abgegeben wird, wenn in den Ausgangsstoffen mehr Energie in Form von chemischer Energie gespeichert ist als in den Reaktionsprodukten und dass Energie aus der Umgebung aufgenommen wird, wenn in den Ausgangsstoffen weniger Energie in Form von chemischer Energie gespeichert ist als in den Reaktionsprodukten. Im Wahlpflichtfachunterricht geht es nun über diese qualitative Betrachtung hinaus darum, diese Energie durch Messung quantitativ zu erfassen.

Eine geeignete Reaktion ist die den Schülerinnen und Schülern schon bekannte Reaktion von Magnesium mit Salzsäure. Bei den Untersuchungen zur Abhängigkeit der Reaktionsdauer von verschiedenen Faktoren ist mit Sicherheit schon aufgefallen, dass die Reaktion exotherm ist, da sich das Reaktionsgemisch während der Reaktion erwärmt. Die Reaktionsenthalpie für diese Reaktion kann mit einem selbst gebauten Kalorimeter einfach bestimmt werden ([Versuch 1: Messung der Reaktionsenthalpie](#)).

Auch für eine Neutralisationsreaktion kann die Reaktionsenthalpie leicht bestimmt werden ([Versuch 2: Messung der Neutralisationsenthalpie](#)). Hierbei ist interessant, dass bei einer Neutralisation nur die H_3O^+ - und OH^- -Ionen reagieren. Die übrigen Ionen nehmen an der Reaktion nicht teil. Für die Reaktionsenthalpie ergibt sich, zumindest theoretisch, stets der gleiche Wert, unabhängig von der verwendeten Säure bzw. Lauge. Fehler durch das verwendete einfache Kalorimeter treten natürlich auf und können die Messergebnisse verfälschen.

- Experimente

Versuch 1: Messung der Reaktionsenthalpie für die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Chemikalien/Geräte: Magnesiumband, Salzsäure 1 n, Selbstbaukalorimeter¹

Durchführung: 100 ml Salzsäure werden in das Kalorimeter gegeben. Die Temperatur der Salzsäure wird mit einem Thermometer (Anfangstemperatur T_A) gemessen. Dann werden 0,5 g Magnesiumband in die Säure gegeben. Nach Abschluss der Reaktion wird gewartet, bis die Temperatur nicht mehr steigt, dann wird das Thermometer erneut abgelesen (Endtemperatur T_E). Aus der Differenz zwischen T_E und T_A berechnet man die Temperaturdifferenz ΔT . Nach der oben angegebenen Formel wird zunächst die Reaktionswärme und dann die Reaktionsenthalpie berechnet.

Der theoretische Wert beträgt etwa 462 kJ/mol.

¹ Kalorimeter sind recht teuer. Bei den beschriebenen Versuchen erhält man jedoch auch mit Selbstbaukalorimetern noch einigermaßen brauchbare Resultate. Man kann sich ein Kalorimeter zum Beispiel aus Styroporverpackungsmaterial für Chemikalienflaschen bauen, indem man einfach ein Becherglas in die Vertiefung für die Flaschen stellt.

Eine andere Möglichkeit besteht darin, zwei unterschiedlich große Bechergläser (400 ml und 250 ml) ineinander zu stellen. Den Zwischenraum muss man dann allerdings zur besseren Wärmeisolation mit Glaswolle, Styroporschnitzeln oder ähnlichem Material ausfüllen.

Versuch 2: Messung der Reaktionsenthalpie für die Neutralisation von Natronlauge mit verschiedenen Säuren

Chemikalien/Geräte: Natronlauge 1 n, Salzsäure 1 n, Schwefelsäure 1 n, Phosphorsäure 1 n, Selbstbaukalorimeter

Durchführung: Die Durchführung erfolgt im Prinzip analog zum ersten Versuch. Wichtig: Die Anfangstemperatur T_A muss vor dem Zusammengeben gemessen werden, d. h. für Lauge und Säure getrennt. Haben die Lauge und die Säure unterschiedliche Temperaturen, wird der Mittelwert gebildet. Besser ist es, die Lauge und die Säuren möglichst schon am Vortag herzustellen und im gleichen Raum zu temperieren, damit sie bei Versuchsbeginn die gleiche Temperatur haben. Für den Versuch werden jeweils 100 ml im Kalorimeter zusammengegeben und mit dem Thermometer durch Umrühren gemischt. Der theoretische Wert für die Neutralisationsenthalpie beträgt etwa 57 kJ/mol.

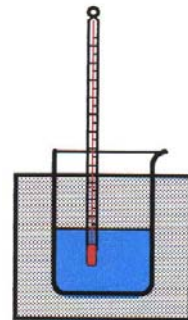
Messung der Reaktionsenthalpie: Magnesium und Salzsäure

Du hast bei den Versuchen zur Dauer chemischer Vorgänge schon gemerkt, dass die Reaktion von unedlen Metallen mit Säuren exotherm verläuft. Mit dem folgenden Versuch kannst du genau feststellen, wieviel Wärme an die Umgebung abgegeben wird, wenn du Magnesium mit einer Säure zur Reaktion bringst.

Für die Versuche benötigst du ein sogenanntes *Kalorimeter*. Ein Kalorimeter ist ein Gefäß, das wärmeisoliert ist. Es wird verwendet, um die bei einem chemischen Vorgang abgegebene (oder aufgenommene) Wärmemenge zu messen. Als einfaches Kalorimeter kann schon ein mit Styropor isoliertes Becherglas verwendet werden.

Zur Messung der Wärme, die bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure an die Umgebung abgegeben wird, gehst du folgendermaßen vor:

1. Fülle genau 100 ml 1 n Salzsäure in das Kalorimeter und miss mit einem Thermometer die Anfangstemperatur der Salzsäure (T_A) und schreibe sie dir auf.
2. Gib 0,5 g Magnesiumband zur Salzsäure. Warte, bis das Magnesium vollständig mit der Salzsäure reagiert hat und die Temperatur nicht weiter steigt. Lies das Thermometer erneut ab und notiere dir die Temperatur (T_E). Die Temperaturdifferenz ΔT ermittelst du, indem du von der Endtemperatur T_E die Anfangstemperatur T_A abziehst.



3. Die Reaktionswärme (W) kannst du folgendermaßen ausrechnen:

$$W = c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Säure}} \cdot \Delta T$$

$$W = \underline{\hspace{2cm}} \cdot \underline{\hspace{2cm}} \cdot \underline{\hspace{2cm}}$$

c_{Wasser} ist die spezifische Wärmekapazität von Wasser. Sie gibt an, welche Energie aufgewendet werden muss, um 1 g Wasser um 1 °C zu erwärmen. Bei Wasser beträgt dieser Wert 4,19 J.

$m_{\text{Säure}}$ ist die Masse der Säure. Da verdünnte 1 n Salzsäure zum weitaus größten Teil aus Wasser besteht, können wir der Einfachheit halber bei der Salzsäure auch die Dichte von Wasser zugrunde legen, das heißt, 1 ml Wasser bzw. verdünnte Salzsäure hat eine Masse von 1 g.

Die Reaktionsenthalpie erhältst du, wenn du die Reaktionswärme auf eine Stoffmenge von 1 mol beziehst. Wenn du nicht mehr weißt, wie man die Stoffmenge ausrechnet, sieh in deinem MN-Heft nach.

Eine Stoffportion von 0,5 g Magnesium entspricht einer Stoffmenge von _____ mol, d. h., die Reaktionsenthalpie für die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure beträgt etwa _____ J/mol.

Deine Lehrerin bzw. dein Lehrer kann dir den genauen Wert sagen, damit du beurteilen kannst, wie genau du gemessen hast.

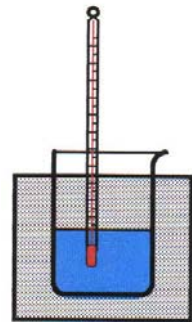
Messung der Reaktionsenthalpie: Neutralisationsenthalpie

Neutralisationsreaktionen verlaufen exotherm. Mit dem folgenden Versuch kannst du genau feststellen, wie viel Wärme an die Umgebung abgegeben wird, wenn du Natronlauge mit Salzsäure neutralisierst.

Für den Versuch benötigst du ein sogenanntes *Kalorimeter*. Ein Kalorimeter ist ein Gefäß, das wärmeisoliert ist. Es wird verwendet, um die bei einem chemischen Vorgang abgegebene (oder aufgenommene) Wärmemenge zu messen. Als einfaches Kalorimeter kann schon ein mit Styropor isoliertes Becherglas verwendet werden.

Zur Messung der Wärme, die bei der Neutralisation von Natronlauge mit Salzsäure an die Umgebung abgegeben wird, gehst du folgendermaßen vor:

1. Fülle genau 100 ml 1 n Natronlauge und einige Tropfen Lackmus in das Kalorimeter und miss mit einem Thermometer die Anfangstemperatur der Natronlauge (T_A) und schreibe sie dir auf.
2. Gib 100 ml 1 n Salzsäure dazu. Eventuell musst du mit einer Pipette noch einige Tropfen Salzsäure oder Natronlauge hinzufügen, damit Lackmus durch seine violette Farbe anzeigt, dass die Lösung neutral ist. Rühre dabei mit dem Thermometer vorsichtig um.



Wenn die Temperatur nicht mehr steigt, lies das Thermometer erneut ab und notiere dir die Temperatur (T_E).

Die Temperaturdifferenz ΔT ermittelst du, indem du von der Endtemperatur T_E die Anfangstemperatur T_A abziehst.

3. Die Reaktionswärme (W) kannst du folgendermaßen ausrechnen:

$$W = c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Säure}} \cdot \Delta T$$

c_{Wasser} ist die spezifische Wärmekapazität von Wasser. Sie gibt an, welche Energie aufgewendet werden muss, um 1 g Wasser um 1 °C zu erwärmen. Bei Wasser beträgt dieser Wert 4,19 J.

$m_{\text{Säure}}$ ist die Gesamtmasse der Säure und der Lauge. Da sowohl die 1 n Salzsäure als auch die 1 n Natronlauge zum weitaus größten Teil aus Wasser besteht, können wir der Einfachheit halber bei der Natronlauge und der Salzsäure die Dichte von Wasser zugrunde legen, d. h., 1 ml Wasser bzw. verdünnte Natronlauge bzw. Salzsäure hat eine Masse von 1 g.

Die Reaktionsenthalpie erhältst du, wenn du die Reaktionswärme auf eine Stoffmenge von 1 mol beziehst. Sowohl die 1 n Natronlauge als auch die 1 n Salzsäure enthalten 1 mol pro Liter.

Eine Stoffportion von 100 ml 1 n Natronlauge bzw. Salzsäure entspricht einer Stoffmenge von _____ mol.

Führe die Berechnungen in deinem Heft durch. Deine Lehrerin bzw. dein Lehrer kann dir den genauen Wert sagen, damit du beurteilen kannst, wie genau du gemessen hast.

2.8 Kreisprozesse - der Ausgangsstoff ist das Reaktionsprodukt ...

- Lerninhalte

1. Die Rückgewinnung von Stoffen beruht auf Kreisprozessen
2. Versuche zur Untersuchung eines Kreisprozesses

- Sachzusammenhang

Kreisprozesse, früher weitgehend unbeachtet, stoßen zunehmend auf Interesse. Abgesehen davon, dass sie dem Menschen, z. B. durch die Rückgewinnung von Rohstoffen, einen ressourcenschonenden Umgang mit nicht in unbegrenztem Maße vorhandenen Rohstoffen ermöglichen, wäre das Leben auf der Erde ohne die Vielzahl ineinander greifender natürlicher Kreisprozesse überhaupt nicht vorstellbar. Bei industriellen Verfahren legt man es zunehmend darauf an, die am Produktionsprozess beteiligten Stoffe in Kreisläufe zu führen. Neben den rein stofflichen Aspekten (Umweltschutz durch Vermeidung von Abfallstoffen) spielen dabei vor allem auch energetische Überlegungen eine wichtige Rolle (Kostenminimierung infolge Energieeinsparung).

In der Thermodynamik spricht man im allgemeinen immer dann von einem **Kreisprozess**, wenn ein System nach einer Folge von Zustandsänderungen seinen Ausgangszustand wieder erreicht. Treten auch in der Umwelt keine bleibenden Veränderungen auf, z. B. Erwärmung, spricht man von einem reversiblen, anderenfalls von einem irreversiblen Kreisprozess.

- Hinweise zur unterrichtlichen Umsetzung

Das in den meisten Chemiebüchern aufgeführte Beispiel eines Kreisprozesses ist der Kreislauf des Kalks: Kohlendioxidhaltiges Wasser löst den Kalkstein aus dem Kalkgebirge. Das wasserlösliche Calciumhydrogenkarbonat wird von dem Wasser weggeführt. Zahllose tierische Organismen entziehen dem Wasser Calciumhydrogenkarbonat, um es zum Aufbau ihrer Skelette, Gehäuse oder Schalen zu verwenden. Nach dem Tode dieser Lebewesen verwesen ihre organischen Teile, während die Kalkskelette zurückbleiben und sich auf dem Meeresboden in mächtigen Schichten ablagern. Der Muschelkalk der Trias und die Kreide der Kreidezeit sind so entstanden.

Erhitzt man Kalkstein auf hohe Temperaturen (Kalkbrennen), entweicht Kohlendioxid, und der Kalkstein wird dabei in Calciumoxid (Branntkalk) umgewandelt. Versetzt man diesen Branntkalk mit Wasser, entsteht unter starker Wärmeentwicklung Calciumhydroxid (Löschkalk). Dieses Calciumhydroxid reagiert unter Wasserabgabe mit Kohlendioxid wieder zu Kalk. Vermischt man Löschkalk mit Sand und Wasser, erhält man Kalkmörtel, ein wichtiges Baumaterial ([Arbeitsblatt 1: Kalkmörtel ist ein wichtiges Baumaterial](#)).

Auch die Vorgänge im Bleiakku stellen einen Kreisprozess dar und können als weiteres Beispiel herangezogen werden.

Ein Beispiel für einen Kreisprozess, der von den Schülerinnen und Schülern im Unterricht experimentell untersucht werden kann, leider aber keine Bezüge zum Alltag hat, ist ein Kreislauf aus der Chemie von Eisenverbindungen ([Arbeitsblatt 2: Eisen treibt's sehr bunt](#)).

- Experimente

Versuch: Versuche mit Löschkalk

Chemikalien/Geräte: Calciumoxid, Sand, Kohlendioxid, Glasstab, Spatel, Spritzflasche mit Wasser, zwei alte Marmeladengläser

Durchführung: Calciumoxid mit Wasser löschen und die entstehende Suspension mit der dreifachen Menge Sand gut vermischen. Den erhaltenen Mörtel auf zwei Marmeladengläser verteilen. Eins davon offen stehen lassen und im anderen den Mörtel mit Kohlendioxid überschichten. Anschließend mit dem Deckel verschließen. Der Mörtel im zweiten Marmeladenglas bindet schneller ab. Aus diesem Grund hat man früher in Neubauten Kohleöfen aufgestellt. Durch das bei der Verbrennung gebildete Kohlendioxid konnte das Abbinden des Mörtels beschleunigt werden.

Versuch: Versuche mit Eisenverbindungen

Chemikalien/Geräte: H_2O_2 -Lösung 3 %ig, FeSO_4 -Lösung 5 %ig, NaOH 5 %ig, H_2SO_4 5%ig, H_2SO_3 6 %ig, Reagenzglasgestell, Reagenzgläser, passende Gummistopfen, Tropfpipetten

Durchführung: In zwei Reagenzgläser werden jeweils ca. 5 ml der frisch hergestellten FeSO_4 -Lösung gegeben. In die Lösung im zweiten Reagenzglas wird unter Schütteln tropfenweise Natronlauge gegeben, bis ein blaugrüner Niederschlag von $\text{Fe}(\text{OH})_2$ entsteht. Die Suspension wird mit 1 ml H_2O_2 -Lösung versetzt und unter vorsichtigem Schütteln zum Sieden erhitzt. Der Niederschlag nimmt dabei die braune Farbe von $\text{Fe}(\text{OH})_3$ an.

Nun gibt man zu der FeSO_4 -Lösung im zweiten Reagenzglas 1 ml H_2O_2 -Lösung, wobei die Farbe von blassgrün nach gelb umschlägt. Dann wird zu der gelben Lösung unter Schütteln tropfenweise NaOH gegeben, bis braunes $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ausfällt. Zu einem der beiden $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -Niederschläge tropft man nun H_2SO_4 , bis wieder eine gelbe Lösung entsteht. Anschließend gibt man das gleiche Volumen H_2SO_3 zu und erhitzt das Gemisch im Abzug zum Sieden, bis wieder eine blassgrüne Lösung entsteht.

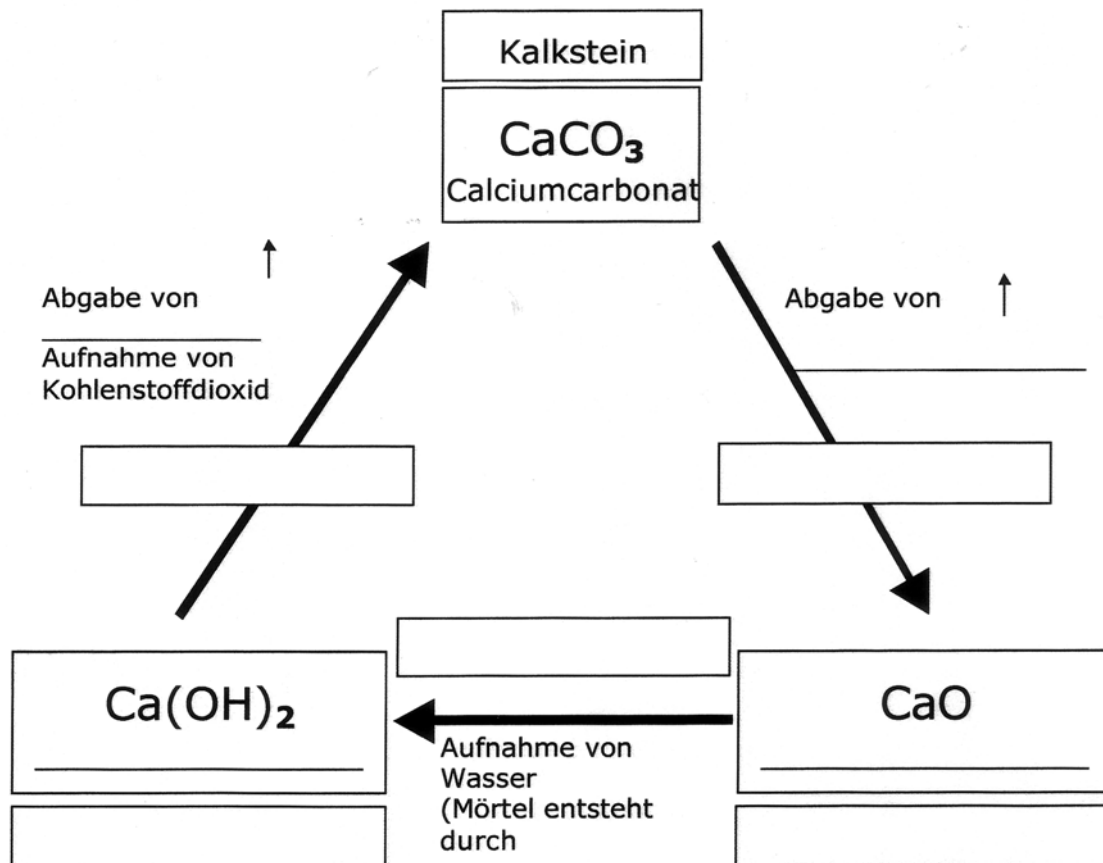
- Ergänzende Hinweise/Medien

Zeitschrift: Themenheft Kreisläufe, Naturwissenschaften im Unterricht Chemie, Ausgabe 2/1996, März 1997

Kalkmörtel ist ein wichtiges Baumaterial

Informiere dich in deinem Chemiebuch bzw. im Lexikon über das Brennen von Kalk und vervollständige anschließend die folgende Abbildung.

Begriffe: Abbinden, Branntkalk, Brennen, Calciumhydroxid, Calciumoxid, Kohlenstoffdioxid, Löschen, Löschkalk, Wasser



Schreibe die **Reaktionsgleichungen** auf!

Brennen: _____

Löschen: _____

Abbinden: _____

Versuch: Mische einen Teil Löschkalk mit drei Teilen Sand und Wasser. Verteile den so erhaltenen Mörtel auf zwei Marmeladengläser. Lasse ein Marmeladenglas offen an der Luft stehen. Fülle in das andere Kohlendioxid und verschließe es mit dem Deckel. Kontrolliere jeden Tag, welche Probe zuerst erhärtet.

Eisen treibt's sehr bunt

Eisenverbindungen können die unterschiedlichsten Farben annehmen. Sie unterscheiden sich aber nicht nur durch ihre Farbe, sondern auch durch ihre Wasserlöslichkeit. Aus diesem Grund sind die verschiedenen Eisenverbindungen schon aufgrund ihrer Farbe und ihrer Wasserlöslichkeit leicht zu identifizieren.

Mit Hilfe der Tabelle kannst du alle Eisenverbindungen, die bei dem unten beschriebenen Versuch eine Rolle spielen, herausfinden:

Name der Eisenverbindung	Formel	Farbe	Wasserlöslichkeit
Eisen(II)sulfat	FeSO_4	blassgrün	gut
Eisen(III)sulfat	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	gelb	gut
Eisen(II)hydroxid	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	blaugrün	schlecht
Eisen(III)hydroxid	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	braun	schlecht

Der folgende Versuch besteht aus drei Teilversuchen. Protokolliere in deinem Heft sehr sorgfältig, was du machst und was du dabei beobachtest. Unter Umständen kannst du den Versuch auch durch Skizzen protokollieren!

Gib zunächst in zwei Reagenzgläser jeweils ca. 5 ml der vorbereiteten FeSO_4 -Lösung.

1. Teilversuch: Füge der Lösung im ersten Reagenzglas unter Schütteln tropfenweise Natronlauge zu, bis eine Reaktion eintritt. Identifiziere den entstandenen Stoff mit Hilfe der Tabelle!

Versetze dann die entstandene Suspension mit 1 ml H_2O_2 -Lösung und erhitze unter vorsichtigem Schütteln zum Sieden, bis wiederum eine Reaktion eintritt. Auch jetzt musst du den entstandenen Stoff mit Hilfe der Tabelle identifizieren.

2. Teilversuch: Füge der FeSO_4 -Lösung im zweiten Reagenzglas 1 ml H_2O_2 -Lösung zu, bis eine Reaktion eintritt und identifiziere den entstandenen Stoff mit Hilfe der Tabelle. Versetze dann die Lösung tropfenweise mit NaOH , bis erneut eine Reaktion eintritt. Identifiziere den neuen Stoff!

3. Teilversuch: Zu einem der beiden Niederschläge in den beiden Reagenzgläsern tropfst du nun H_2SO_4 , bis eine Farbänderung eintritt. Nachdem du den entstandenen Stoff identifiziert hast, gibst du das gleiche Volumen H_2SO_3 zu und erhitzt im Abzug zum Sieden, bis sich die Farbe erneut ändert.

Du hast bestimmt schon gemerkt, dass es sich bei den Reaktionen um einen Kreisprozess handelt. Versuche die Zusammenhänge in einem Diagramm anschaulich darzustellen.

2.9 Das Haber-Bosch-Verfahren: Anwendung der Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht

- Lerninhalte

1. Wirtschaftliche Bedeutung des Haber-Bosch-Verfahrens
2. Ermittlung der günstigsten Reaktionsbedingungen für das Haber-Bosch-Verfahren
3. Beschreibung des Verfahrens

- Sachzusammenhang

Der deutsche Chemiker Fritz Haber (1868-1934) und der Ingenieur Carl Bosch (1874-1940) entwickelten ab 1908 für die BASF in Ludwigshafen ein wirtschaftliches Verfahren zur Herstellung von Ammoniak. Habers Anteil bestand in der Entdeckung eines Prozesses, mit dem Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff gewonnen werden konnte. Carl Bosch führte dieses Verfahren in den dreißiger Jahren einer kommerziellen Anwendung zu. Die heute als Haber-Bosch-Verfahren bekannte Methode ermöglichte es, enorme Mengen an Ammoniak aus billigen Rohstoffen herzustellen.

Bei der Bildung von Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff handelt es sich um eine stark exotherme Reaktion, die unter Volumenverminderung abläuft. Daher ist es am günstigsten, die Umsetzung der beiden Gase bei niedriger Temperatur und hohem Druck durchzuführen. Bei niedriger Temperatur ist die Reaktionsgeschwindigkeit jedoch so gering, dass Katalysatoren zur Beschleunigung der Reaktion eingesetzt werden müssen. Da die verwendeten $\text{Fe}_3\text{O}_4/\text{Al}_2\text{O}_3$ -Katalysatoren jedoch erst bei einer Temperatur ab 400 °C beschleunigend wirken, führt man die Reaktion am zweckmäßigsten bei einer Temperatur von 500 °C durch. Bei dieser Temperatur beträgt die Ausbeute aber nur 0,13 Vol-%. Durch Erhöhung des Druckes auf 200 Atmosphären kann sie auf 17,6 Vol-% gesteigert werden.

Der für die Ammoniaksynthese erforderliche Stickstoff wird vor allem durch Tieftemperaturzerlegung der Luft und der Wasserstoff aus Wassergas oder aus Methan gewonnen.

Ammoniak gehört in der Industrie zu den wichtigen anorganischen Großprodukten. Technisch sehr bedeutende Bereiche sind beispielsweise die Produktion synthetischer Düngemittel (z. B. Ammoniumsulfat, Harnstoff) sowie die Erzeugung von Explosivstoffen, Salpetersäure oder Sulfonamiden. Ammoniak dient u. a. in der Kältetechnik und kommt beispielsweise als FCKW-freies Kühlmittel in modernen Kälteanlagen (und auch Kühlschränken) zum Einsatz (Kühlung). In chemischen Laboratorien nutzt man Ammoniak auch als wasserfreies Lösungsmittel.

Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes Gas mit der Formel NH_3 , das sich sehr gut in Wasser löst. Eine gesättigte wässrige Lösung enthält bei 0 °C rund 45 Gewichtsprozent Ammoniak – bei Raumtemperatur sind es 30 Prozent. Ammoniaklösungen zeigen schwach basische Eigenschaften.

Ammoniak war schon im Altertum bekannt. Der Name Ammoniak oder Ammonium leitet sich wahrscheinlich von dem altägyptischen Sonnengott Ra Ammon ab. Im Mittelalter wurde Ammoniak durch Erhitzen der Hörner und Hufe von Ochsen bzw. aus Hirschgeweihen hergestellt – daher nannte man es auch Hirschhorngest. Angeblich soll ein Alchimist namens Basilius Valentinus Ammoniak in freier Form dargestellt haben – jedoch wird in Historikerkreisen die Existenz von Valentinus stark angezwei-

felt. Die chemische Zusammensetzung des Gases entschlüsselten unabhängig voneinander Karl Wilhelm Scheele (1774), Claude Berthollet (1785) und Sir Humphrey Davy (1800).

Im 19. Jahrhundert wurde Ammoniak hauptsächlich aus Ammoniakwasser gewonnen, das in den Kokereien bei der Verkokung von Steinkohle anfiel. Später erzeugte man Ammoniak technisch über Kalkstickstoff nach dem Rothe-Caro-Frank-Verfahren.

- Unterrichtliche Umsetzung

Die Notwendigkeit, Ammoniak großtechnisch herzustellen, kann anhand der Verwendung des Ammoniaks deutlich gemacht werden ([Infoblatt 1: Wichtige Stickstoffdünger](#)).

Zur Ermittlung der günstigsten Reaktionsbedingungen für das Haber-Bosch-Verfahren ist ein Arbeitsblatt ([Arbeitsblatt 1: Reaktionsbedingungen](#)) vorgesehen. Der Patentschrift ([Arbeitsblatt 2: Auszug aus der Patentschrift vom 13.10.1908](#)) lassen sich weitere Details zur großtechnischen Durchführung entnehmen. Eine Folie ([Folienvorlage 1: \$\text{NH}_3\$ -Gehalt im chemischen Gleichgewicht](#)) kann zur Unterstützung der Ausführungen herangezogen werden.

Ein Verfahrensfließbild ([Arbeitsblatt 3: Verfahrensfließbild für das Haber-Bosch-Verfahren](#)) macht den Ablauf des kontinuierlichen technischen Verfahrens deutlich.

- Literatur und Medien

Film: *Ammoniaksynthese* (42-10257/12 min./Farbe)

Im Laborexperiment wird die Reaktion zwischen Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak demonstriert. Anhand der von Fritz Haber 1909 entwickelten Apparatur wird gezeigt, dass die Ausbeute an Ammoniak durch hohen Druck gesteigert wird, dabei aber erhebliche Probleme auftreten. Die Hauptschritte des modernen Haber-Bosch-Verfahrens werden aufgezeigt und einige Produkte vorgestellt, die mit Ammoniak erzeugt werden.

Film: *Salpetersäure* (42-45469/18 min./Farbe)

Bildung von Salpetersäure aus Ammoniak in einer großtechnischen Anlage)

Wichtige Stickstoffdünger

Dünger sind natürliche oder durch chemische Verfahren hergestellte Stoffe, die man dem Boden zur Förderung des Pflanzenwachstums zuführt. Pflanzen benötigen über ein Dutzend chemischer Elemente, die in einer für die Pflanze nutzbaren Form vorliegen müssen. Frischer Boden enthält alle Elemente, die für die Pflanzenernährung notwendig sind, in ausreichenden Mengen. Wird ein Feld jedoch intensiv landwirtschaftlich genutzt, so kann der Vorrat an einigen Nährstoffen im Boden irgendwann erschöpft sein. In diesem Fall müssen die fehlenden Nährstoffe mit Hilfe von Dünger ersetzt werden. Außerdem kann das Wachstum von Pflanzen durch den Zusatz geeigneter Dünger verbessert werden.

Von den benötigten Elementen stehen Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff aus Luft und Wasser in unerschöpflichen Mengen zur Verfügung. Schwefel, Calcium und Eisen sind Elemente, die normalerweise in ausreichenden Mengen im Boden vorrätig sind. Stickstoff gehört zu den Elementen, die dem Boden am häufigsten zugeführt werden müssen. Zwar ist Stickstoff in enormen Mengen in der Atmosphäre enthalten, kann aber von den Pflanzen in dieser Form nicht aufgenommen werden.

Dünger sind für die moderne Landwirtschaft von großer Bedeutung – ihr übertriebener Einsatz kann jedoch zu Schäden an den Pflanzen führen. Außerdem kann das Abfließen von Nährstoffen ins Grundwasser oder in oberirdische Gewässer zu Wasserbelastungen führen. Darüber hinaus besteht die Gefahr, dass beim übertriebenen Einsatz von Nitratdüngern Nitrate in Gemüse angereichert werden, beim Menschen zu gesundheitlichen Schäden führen können.

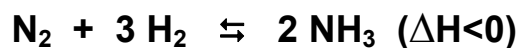
Name	Chem. Bezeichnung	Formel	N-Anteil (%)
Kalkammonsalpeter	Ammoniumnitrat Calciumcarbonat	$\text{NH}_4\text{NO}_3/\text{CaCO}_3$	26
Schwefelsaures Ammoniak	Ammoniumsulfat	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	21
Ammonsulfatsalpeter	Ammoniumsulfatsalpeter	$2\text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	26
Kalksalpeter	Calciumnitrat	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	16
Kalkstickstoff	Calciumcyanamid	CaCN_2	20
Harnstoff	Carbamid	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	46

Die großtechnische Herstellung von Ammoniak

Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes Gas mit der Formel NH_3 . Ammoniak war schon im Altertum bekannt. Der Name Ammoniak oder Ammonium leitet sich wahrscheinlich von dem altägyptischen Sonnengott *Ra Ammon* ab. Im Mittelalter wurde Ammoniak durch Erhitzen der Hörner und Hufe von Ochsen bzw. aus Hirschgeweihen hergestellt – daher nannte man es auch Hirschhorngeist.

Ammoniak gehört in der Industrie zu den wichtigen anorganischen Großprodukten. Technisch sehr bedeutende Bereiche sind beispielsweise die Produktion synthetischer Düngemittel (z. B. Ammoniumsulfat, Harnstoff) sowie die Erzeugung von Explosivstoffen, Salpetersäure oder Sulfonamiden. Ammoniak dient u. a. in der Kältetechnik als FCKW-freies Kühlmittel und kommt deshalb in modernen Kühlanlagen (und auch Kühlschränken) zum Einsatz.

Bei dem heute großtechnisch angewandten Haber-Bosch-Verfahren wird Ammoniak aus Wasserstoff und Stickstoff hergestellt. Die weltweit erste Produktionsanlage ging 1913 bei der BASF in Betrieb. Die Herstellung von Ammoniak erfolgt nach folgender Reaktionsgleichung:



Aufgaben:

1. Ermittelt in eurer Gruppe die günstigsten Reaktionsbedingungen (Temperatur und Druck) für die Herstellung von Ammoniak. Begründet!
2. Überlegt in eurer Gruppe, ob die von euch gefundenen Reaktionsbedingungen für ein großtechnisches Verfahren (Reaktionsgeschwindigkeit und technischer Aufwand für die Produktionsanlage) günstig sind.

Für die folgende Aufgabe benötigt ihr den Auszug aus der Patentschrift!

3. Lies dir den Auszug aus der Patentschrift aufmerksam durch und bearbeite dann in eurer Gruppe folgende Aufgaben:
 - a) Erkläre, warum bei höherer Temperatur weniger Ammoniak gebildet wird als bei niedriger Temperatur ①.
 - b) Erläutere, warum die Geschwindigkeit der Ammoniakbildung mit zunehmender Temperatur steigt ②.
 - c) Schreibe das MWG für diese Reaktion auf und leite daraus ab, warum man mehr Ammoniak erhält, wenn man den gebildeten Ammoniak ständig aus dem Reaktionsgemisch entfernt ③.
 - d) Erläutere, warum Druckerhöhung die Ammoniakbildung begünstigt ④.
 - e) Beschreibe, wie die Ammoniakausbeute beim großtechnischen Verfahren noch gesteigert werden kann ⑤.

PATENTSCHRIFT

— № 235421 —

KLASSE 12*k*. GRUPPE 3.

BADISCHE ANILIN- & SODA-FABRIK IN LUDWIGSHAFEN A. RH.

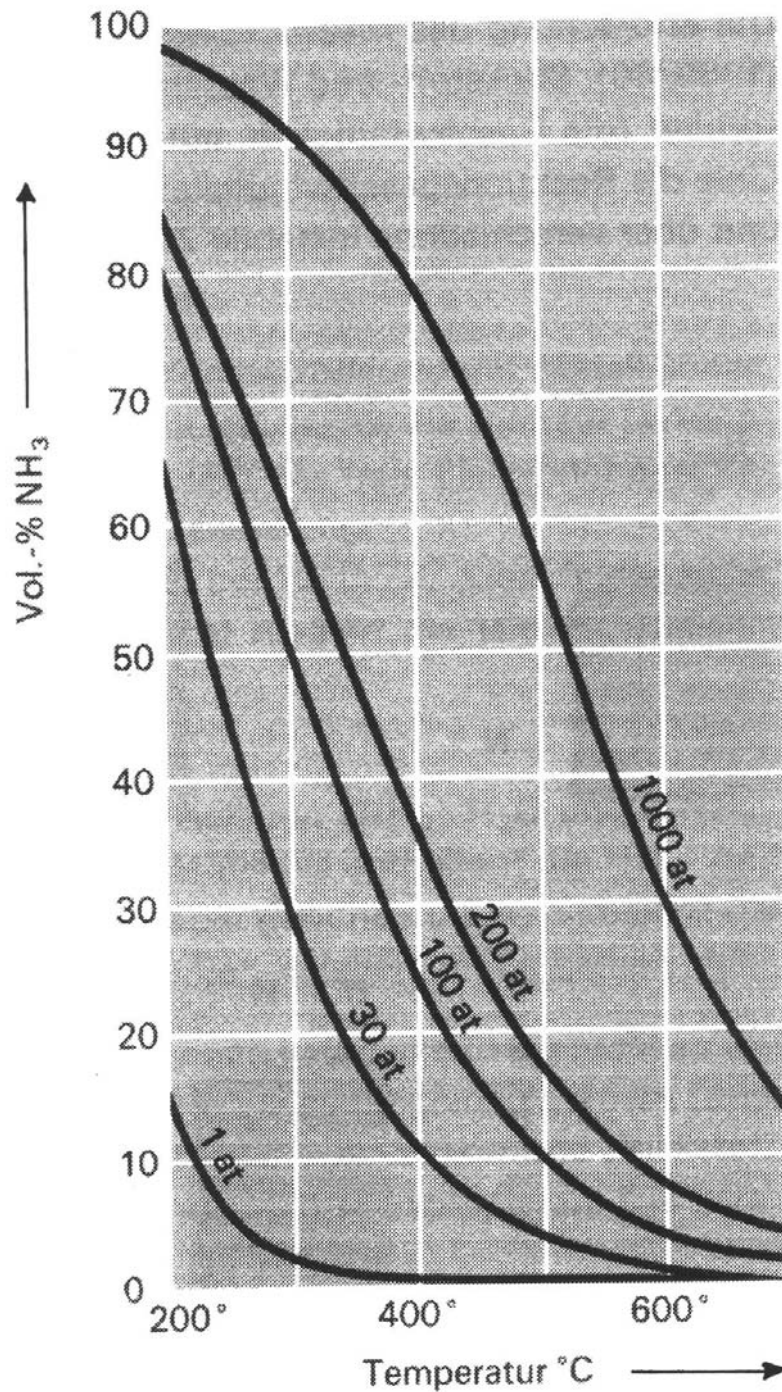
Verfahren zur synthetischen Darstellung von Ammoniak aus den Elementen.

Textauszug aus der Originalpatentschrift vom 13. Oktober 1908 für die BASF:

Es ist durch wissenschaftliche Untersuchungen festgestellt, dass man Ammoniak aus den Elementen erhalten kann, wenn man ein Gemenge von Stickstoff und Wasserstoff, und zwar am zweckmäßigsten ein solches aus einem Raumteil Stickstoff und drei Raumteilen Wasserstoff, bei höherer Temperatur über Katalysatoren leitet. Indessen tritt hierbei nur ein kleiner Bruchteil der Gasmasse zu Ammoniak zusammen, und er wird um so geringer, je mehr man mit der Temperatur hinaufgeht ①. Andererseits wächst aber die Geschwindigkeit der Ammoniakbildung, die bei niedrigen Temperaturen außerordentlich gering ist, mit steigender Temperatur ②, so dass man für eine technische Ammoniakdarstellung aus den Elementen entweder in der Geringfügigkeit des zur Vereinigung fähigen Bruchteiles der Stickstoff-Wasserstoffmasse oder in der Trägheit des Bildungsvorganges Schwierigkeiten findet, welche dazu geführt haben, die technische Möglichkeit der Ammoniakdarstellung aus den Elementen sehr ungünstig zu beurteilen [...]. Man hat zwar bereits versucht, die geringen Bruchteile gebildeten Ammoniaks behufs Demonstration desselben anzuhäufen, indem man das schwach ammoniakhaltige Gas, welches vom Katalysator abzog, vom Ammoniak befreite ③ und erneut über den Katalysator leitete usw. [...], es sind aber auch die mit dieser Anordnung erzielten Ergebnisse vom technischen Standpunkt aus aussichtslos. Auch das Arbeiten unter stark erhöhtem Druck, wodurch sich die entstehenden Ammoniakmengen steigern lassen ④, macht diese Synthese nicht praktisch verwertbar, da auch hier die Ausbeuten immer noch relativ klein bleiben, und ebenso liefert auch in diesem Falle das kontinuierliche Arbeiten kein technisch befriedigendes Ergebnis, weil der Aufwand an mechanischer Energie und Wärme, der geleistet werden muss, um die Gasmasse nach erfolgter Abscheidung des Ammoniaks wieder auf den nötigen Druck und die Reaktionstemperatur zu bringen, sehr beträchtlich wird. [...]

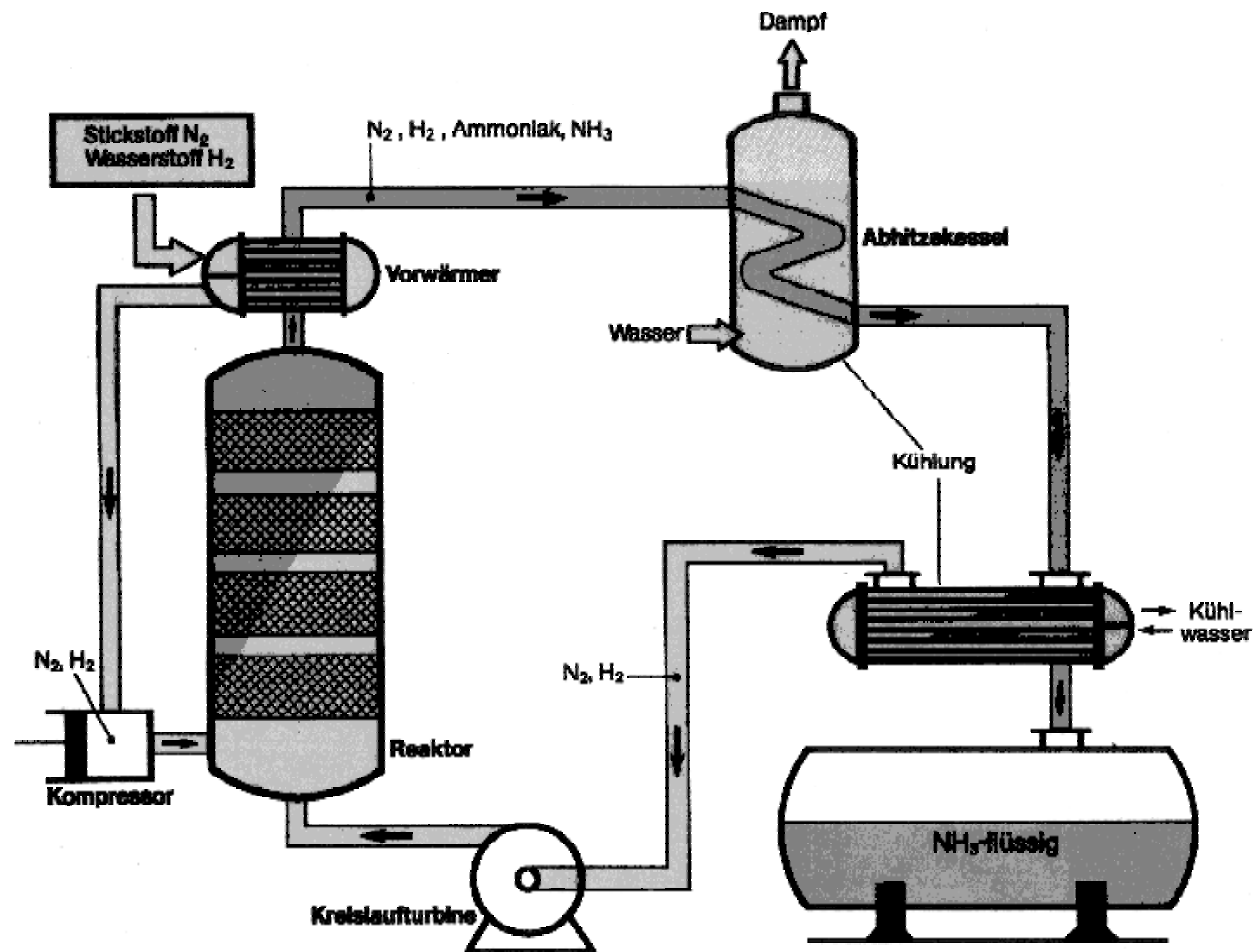
Es wurde nun gefunden, dass die Ammoniakbereitung aus den Elementen technisch durchführbar wird, wenn man das Gemenge aus Stickstoff und Wasserstoff, welches zweckmäßig aus einem Raumteil Stickstoff und drei Raumteilen Wasserstoff besteht, unter dauerndem Druck kontinuierlich abwechselnd der katalytischen Ammoniakbildung bei höherer Temperatur und der Ammoniakentziehung bei niedrigerer Temperatur ⑤ unterwirft, unter jeweiligem Ersatz des zu Ammoniak verbundenen und entfernten Anteiles des Gases durch neue Stickstoff-Wasserstoff-Mischung und hierbei die Anordnung so trifft, dass eine Wärmeübertragung von dem vorn Katalysator abziehenden ammoniakhaltigen heißen Druckgas auf das wieder eintretende ammoniakfreie Druckgas stattfindet.[...]

NH₃-Gehalt im chemischen Gleichgewicht in Abhängigkeit von Druck und Temperatur



Das Haber-Bosch-Verfahren
(Folienvorlage 1: NH₃-Gehalt im chemischen Gleichgewicht)

Verfahrensfließbild für das Haber-Bosch-Verfahren



3 Anhang

3.1 Übersicht über die benötigten Chemikalien

Zur zeitökonomischen Vorbereitung der Unterrichtseinheit werden nachfolgend die für die in der Handreichung beschriebenen Versuche benötigten Chemikalien noch einmal aufgeführt. Die meisten werden im Chemikalienbestand der Schule vorhanden sein.

Ammoniak-Lösung reinst 32%ig	Xi	R 36/37/38	S 2-26
Ammoniumchlorid rein	Xn	R 22-36	S 22
Ammoniumrhodanid	Xn	R 20/21/22-23	S 2-13
Bleiblech ca. 2,5 mm dick			
Calciumoxid aus Marmor gepulvert	C	R 34	S 26-36
Cobalt(II)-chlorid	Xn	R 22	
Eisenrhodanid			
Eisen(III)-chlorid	C	R 34	S 26
Eisen(II)-sulfat rein	Xn	R 22-41	S 26
Essigsäure reinst 100%ig	C	R 10-35	S 2-23-26
Harnstoff krist. rein			
Kaliumdichromat krist. rein	Xi	R 37/37/38-43	S 22-28
Kohlendioxid- Druckgasflasche			
Kupferblech ca. 0,5 mm dick			
Kupfersulfat gepulvert reinst	Xn	R 22	
Lackmuslösung			
Magnesium 0,2 - 0,3 mm dick, 3 mm breit			
Magnesium gepulvert			
Natriumchlorid			
Natronlauge reinst etwa 32%ig	C	R 35	S 2-26-27-37/39
Phosphorsäure reinst etwa 85%ig	C	R 34	S 26
Platinasbest			
Salzsäure reinst etwa 36%ig	C	R 34-37	S 2-26
Schwefel rein gepulvert			
Schwefelsäure reinst 95-98%ig	C	R 35	S 2-26-30
Schweflige Säure 5-6% SO ₂	C	R 20-34	S 26-36/37/39-45
Urease			
Wasserstoff-Druckgasflasche			
Wasserstoffperoxid-Lösung 30% H ₂ O ₂	C	R 34	S 28-39

Die benötigten Lösungen müssen vor dem Unterricht von der Lehrkraft hergestellt werden. Die erforderliche Konzentration dieser Lösungen ist bei dem jeweiligen Versuch angegeben.

3.2 DYNASIS - ein Computerprogramm zur interaktiven Modellbildung

DYNASYS ist ein Computerprogramm zur Modellierung und Simulation dynamischer Systeme. Mit seiner Hilfe lassen sich auf einfache Weise Simulationsmodelle realisieren. Das Programm wurde für die Anforderungen des Unterrichts konzipiert und ermöglicht eine einfache Umsetzung von Modellen in eine ausführbare Form, so dass auch Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe I mit diesem Programm arbeiten können.

Das Programm besitzt einen grafischen Eingabeeditor, mit dem die Modelle in Form von Flussdiagrammen entwickelt werden. Die Ergebnisse der Berechnungen können als Zeitkurven, Phasendiagramme und Tabellen ausgegeben werden. Die Skalierung erfolgt dabei wahlweise automatisch oder manuell. Zusätzlich lassen sich alle Modellgleichungen darstellen.

Unter der Adresse: www.ham.nw.schule.de/projekte/modsim erhält man Materialien und Hinweise zur Modellbildung und Simulation dynamischer Systeme. Dort kann man sich auch eine Shareware-Version des Programms herunterladen, um es für einen begrenzten Zeitraum zu testen.

Für den Einsatz dieses Programms im Unterricht muss man es registrieren lassen. Eine Schullizenz kostet derzeit DM 145,- und erlaubt die freie Weitergabe an alle Lehrerinnen und Lehrer sowie Schülerinnen und Schüler der Schule. Daher können Interessierte auch zu Hause mit diesem Programm weiterarbeiten, sofern sie über einen geeigneten Computer verfügen.

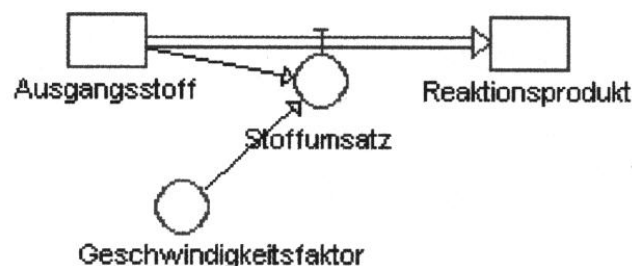
Unter dieser Adresse findet man auch eine umfangreiche Sammlung mit Modellen aus verschiedenen Unterrichtsfächern, mit deren Hilfe es relativ leicht ist, sich in das Programm einzuarbeiten.

Nachfolgend einige Beispiele für DYNASYS-Modelle, die im Themenbereich Grundlagen der Verfahrenstechnologie eingesetzt werden können. Es bietet sich an, diese Modelle nach dem didaktischen Prinzip „Vom Einfachen zum Komplizierten“ von den Schülerinnen und Schülern am Computer entwickeln zu lassen. Der Vorteil an DYNASYS ist, dass bereits vorhandene Modelle nur entsprechend erweitert werden müssen.

Beispiel 1

Modellbezeichnung: Chemische Reaktion

Flussdiagramm:



Modellzweck:

Darstellung der Stoffmenge von Ausgangsstoff und Reaktionsprodukt im Verlauf einer Reaktion in Abhängigkeit vom Geschwindigkeitsfaktor

Beschreibung:

Im Verlauf einer chemischen Reaktion wird der Ausgangsstoff in das Reaktionsprodukt umgewandelt. Die Menge des Ausgangsstoffes, die in einem bestimmten Zeitabschnitt umgewandelt wird, hängt vom Geschwindigkeitsfaktor für diese Reaktion und von der momentanen Stoffmenge des Ausgangsstoffes ab. Der Geschwindigkeitsfaktor, in dem u. a. die Stoffart, die Temperatur usw. berücksichtigt werden, ist während der Reaktion konstant. Die Stoffmenge des Ausgangsstoffes nimmt während der Reaktion ab, infolgedessen wird auch der Stoffumsatz, d. h. die in einem bestimmten Zeitabschnitt umgesetzte Stoffmenge des Ausgangsstoffes immer geringer. Trägt man die Stoffmenge gegen die Zeit in einem Stoffmenge-Zeitdiagramm auf, erkennt man, dass der Graf nicht linear verläuft, sondern dass sein Gefälle im Verlauf der Reaktion immer geringer wird.

Da das Gefälle des Grafen der Reaktionsgeschwindigkeit entspricht, wird deutlich, dass die Reaktionsgeschwindigkeit im Verlauf der Reaktion nicht konstant ist, sondern abnimmt. Dies stellt eine wichtige Erkenntnis zum Verständnis von Gleichgewichtsreaktionen dar.

Gleichungen:

Zustandsgleichungen

Ausgangsstoff.neu <-- Ausgangsstoff.alt + dt • (-Stoffumsatz)

Startwert Ausgangsstoff = 100

Reaktionsprodukt.neu <-- Reaktionsprodukt.alt + dt • (Stoffumsatz)

Startwert Reaktionsprodukt = 0

Zustandsänderungen

Stoffumsatz = Zeit/(Ausgangsstoff • Geschwindigkeitsfaktor)

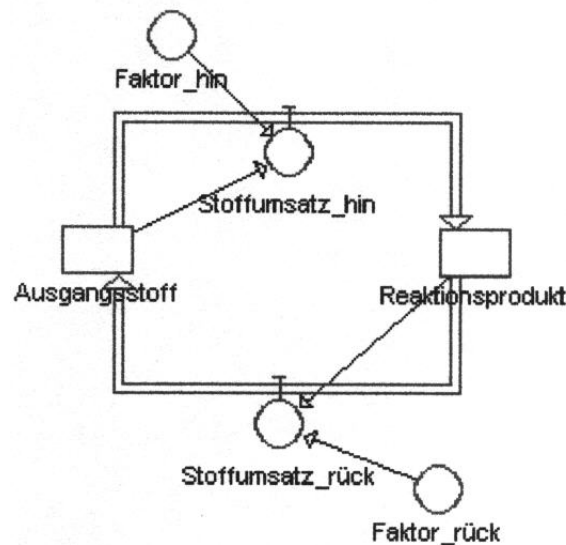
Konstanten

Geschwindigkeitsfaktor = 0,1

Beispiel 2

Modellbezeichnung: Gleichgewichtsreaktion

Flussdiagramm:



Modellzweck:

Darstellung der Stoffmengen für den Ausgangsstoff und das Reaktionsprodukt im Verlauf einer umkehrbaren chemischen Reaktion.

Beschreibung:

Die Geschwindigkeit des Stoffumsatzes ändert sich im Verlauf einer Reaktion: Die Reaktionsgeschwindigkeit für die Hinreaktion nimmt ab und die Reaktionsgeschwindigkeit für die Rückreaktion nimmt zu. Zu einem bestimmten Zeitpunkt sind daher die Reaktionsgeschwindigkeiten für die Hinreaktion und die Rückreaktion gleich. Von da an ändert sich die Stoffmenge (Konzentration) des Ausgangsstoffes und des Reaktionsproduktes nicht mehr, weil in einem bestimmten Zeitabschnitt gleich viel Ausgangsstoff in Reaktionsprodukt umgewandelt wird und umgekehrt. Die reagierenden Stoffe befinden sich im Zustand des dynamischen Gleichgewichts, die Reaktion erscheint dem außenstehenden Betrachter als abgeschlossen.

Gleichungen:

Zustandsgleichungen

$$\text{Ausgangsstoff.neu} \leftarrow \text{Ausgangsstoff.alt} + dt \cdot (\text{Stoffumsatz_rück} - \text{Stoffumsatz_hin})$$

Startwert Ausgangsstoff = 100

$$\text{Reaktionsprodukt.neu} \leftarrow \text{Reaktionsprodukt.alt} + dt \cdot (\text{Stoffumsatz_hin} - \text{Stoffumsatz_rück})$$

Startwert Reaktionsprodukt = 0

Zustandsänderungen

$$\text{Stoffumsatz_hin} = \text{Ausgangsstoff} \cdot \text{Faktor_hin}$$
$$\text{Stoffumsatz_rück} = \text{Reaktionsprodukt} \cdot \text{Faktor_rück}$$

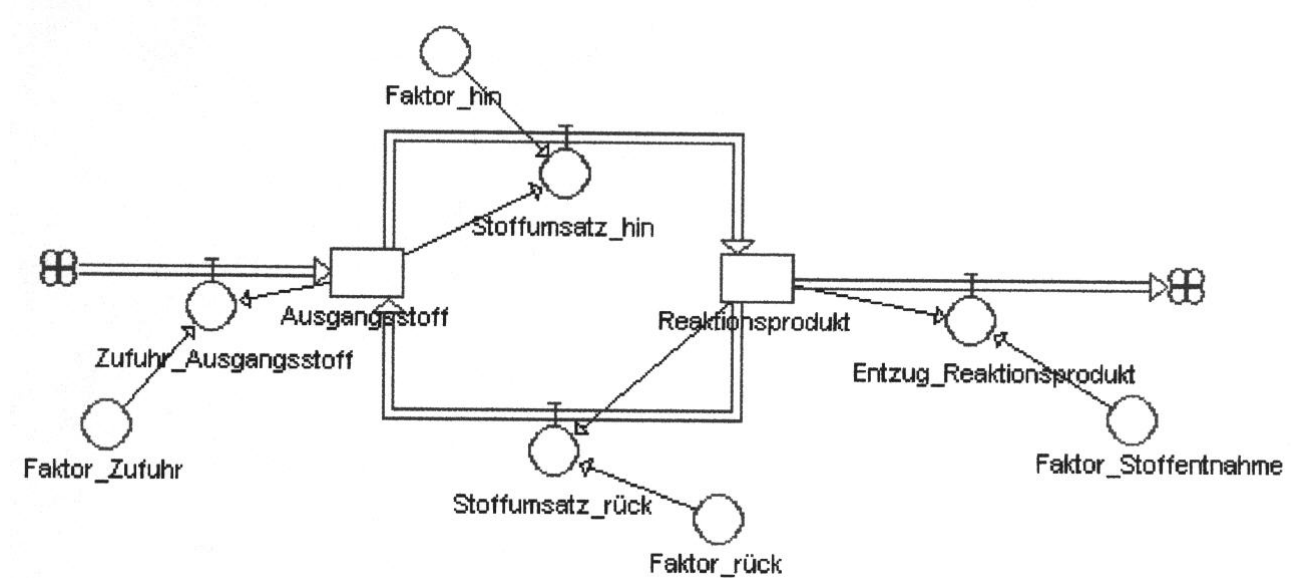
Konstanten

$$\text{Faktor_hin} = 0,075$$
$$\text{Faktor_rück} = 0,01$$

Beispiel 3

Modellbezeichnung: Fließgleichgewicht

Flussdiagramm:



Modellzweck:

Darstellung der Stoffmenge von Ausgangsstoff und Reaktionsprodukt bei einem Fließgleichgewicht in Abhängigkeit von der Stoffmenge des Ausgangsstoffes, die zugeführt wird und der Stoffmenge des Reaktionsproduktes, die entzogen wird.

Beschreibung:

Dynamische Gleichgewichte können sich nur in einem geschlossenen System ausbilden, d. h. in einem System, bei dem kein Stoffaustausch mit der Umgebung möglich ist. In einem offenen System bildet sich dagegen ein so genanntes Fließgleichgewicht aus, wenn in dem Maße Ausgangsstoff zugeführt wird, wie Reaktionsprodukt entzogen wird.

Dies macht man sich bei technischen Verfahren, z. B. beim Haber-Bosch-Verfahren zunutze: Dem Stickstoff-Wasserstoff Gemisch werden ständig neuer Stickstoff und Wasserstoff (Ausgangsstoffe) zugeführt und Ammoniak (Reaktionsprodukt) entzogen, um die Ammoniakausbeute zu steigern.

Gleichungen:

Zustandsgleichungen

Ausgangsstoff.neu <-- Ausgangsstoff.alt + dt • (Stoffumsatz_rück + Zufuhr_Ausgangsstoff-Stoffumsatz_hin)

Startwert Ausgangsstoff = 100

Reaktionsprodukt.neu <-- Reaktionsprodukt.alt + dt • (Stoffumsatz_hin-Stoffumsatz_rück-Entzug_Reaktionsprodukt)

Startwert Reaktionsprodukt = 0

Zustandsänderungen

Stoffumsatz_hin = Ausgangsstoff*Faktor_hin

Stoffumsatz_rück = Reaktionsprodukt*Faktor_rück

Entzug_Reaktionsprodukt = Reaktionsprodukt*Faktor_Stoffentnahme

Zufuhr_Ausgangsstoff = Ausgangsstoff*Faktor_Zufuhr

Konstanten

Faktor_hin = 0,5

Faktor_rück = 0,1

Faktor_Stoffentnahme = 0,1

Faktor_Zufuhr = 0,25

3.3 Allgemeine Literaturhinweise

Empfohlene Literatur, die zur Einarbeitung des Unterrichtenden geeignet erscheint oder bei der Vorbereitung des Unterrichts hilfreich ist, wird nachfolgend aufgeführt. Allerdings wurde auf die Nennung allzu spezieller Fachliteratur bewusst verzichtet.

- Schülerduden Chemie. Ein Sachlexikon der gesamten Schulchemie. 3. überarbeitete Auflage. Dudenverlag Mannheim, Leipzig, Wien, Zürich, 1995.
- BUß, Volker, und TOM DIECK, H.: Einführung in die Chemie, Teil 3. Verlagsgesellschaft Schulfernsehen, Köln, 1979. (nicht mehr lieferbar!)
- DICKERSON, R. E., GEIS, I.: Chemie - eine lebendige und anschauliche Einführung. Verlag Chemie: Weinheim, 1990
- ASSELBORN, EISENBARTH, SCHWAHN: Gefahrstoffverordnung und Unterrichtspraxis. Gefahren, Vorschriften, Analysen. Schroedel Schulbuchverlag: Hannover, 1989.
- JANSEN, W., RALLE, B., PEPPER, R.: Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht. Aulis Verlag: Köln, 1984.
- Römpp Chemielexikon. Thieme: Stuttgart, 1996-1999
- HOLLEMAN, WIBERG: Lehrbuch der Anorganischen Chemie. Walter de Gruyter: Berlin, New York, 1995.

- Zeitschriften

Die folgenden Themenhefte der Zeitschrift "Unterricht Chemie" greifen schwerpunktmäßig Einzelaspekte der Thematik auf:

Heft 32/96 „Kreisläufe“

Heft 39/97 „Katalyse“

Heft 49/99 „Lebensmittel herstellen“

Heft 50/99 „Werkstoffe“

Heft 54/99 „Chemische Energiespeicherung“

3.4 Hilfreiche Adressen

Folienserien des Fonds der Chemischen Industrie

Fonds der Chemischen Industrie Juni 1999
Postfach 11 19 43
60054 Frankfurt/Main
Fax-Nr.: 069/2556-1620

Für viele wichtige Sachgebiete der Chemie stellt der Fonds Folienserien mit ausführlichen Begleittexten zur Verfügung, die Chemielehrerinnen bzw. Chemielehrern und Ausbilderinnen bzw. Ausbildern helfen sollen, ihren Unterricht attraktiv zu gestalten. Die Folienserien bestehen jeweils aus einem Satz von Farbfolien für die Overheadprojektion sowie einem Textheft als Lehrer-Begleitheft, das auch separat erhältlich ist.

Die verschiedenen Folienserien sind jeweils für ein bestimmtes Unterrichtsniveau, in der Regel die Sekundarstufe II, konzipiert. Die kompletten Folienserien und die CD-ROM werden im Inland kostenlos daher nur an Chemie-Fachleiter/innen an Schulen mit der entsprechenden Sekundarstufe II bzw. I (je 1 Exemplar), Hochschullehrer/innen im Bereich Chemie sowie VCI-Mitgliedsfirmen (Angabe der Mitgliedsnummer erforderlich) abgegeben. Die Bestellung der Hochschulen/Schulen muss schriftlich mit Schulabsender sowie Nennung des Hochschullehrers bzw. der Hochschullehrerin bzw. des Chemie-Fachleiters oder der Chemie-Fachleiterin erfolgen. Einzelne Exemplare der Texthefte (keine Klassensätze) sind für Hochschullehrer/innen bzw. Lehrer/innen an deutschen Hochschulen/Schulen sowie Mitgliedsfirmen, wissenschaftliche Organisationen, Behörden, Verlage und die Presse ebenfalls kostenlos erhältlich.

Alle Bestellungen müssen schriftlich erfolgen!

Für andere Schulen und Fachbereiche besteht die Möglichkeit, die Folienserien über Bildstellen bzw. Bezirksstellen für Unterrichtsmittel auszuleihen.

Alle anderen Interessenten können die Folienserien, die CD-ROM und die Texthefte gegen Erstattung der Selbstkosten von je DM 35,--, DM 20,-- bzw. DM 5,- (+ Porto und Versandkosten zzgl. MWSt) beziehen über:

Zur Zeit verfügbare Folienserien zur Benutzung im

Chemieunterricht der Sekundarstufe II:

- 05 Arzneimittel Neuauflage 1989
- 08 Korrosion/Korrosionsschutz Neuauflage 1994
- 10 Pflanzenschutz Neuauflage 1992
- 11 Aminosäuren - Bausteine des Lebens Neuauflage 1993
- 14 Tenside Neuauflage 1992
- 15 Farbstoffe und Pigmente Neuauflage 1993
- 16 Sicherheit in der chemischen Industrie Neuauflage 1994
- 18 Chemie - Grundlage der Mikroelektronik Neuauflage 1994
- 19 Katalyse Neuauflage 1996
- 20 Biotechnologie/Gentechnik (auch als CD-ROM erhältlich) Neuauflage 1996
- 21 Reprographie - Kommunikation durch Chemie (sep. Texth. vergriffen) Erstauflage 1986
- 22 Umweltbereich Luft Neuauflage 1995
- 23 Silberfotografie Erstauflage 1990
- 24 Die Chemie des Chlors und seiner Verbindungen Erstauflage 1992
- 25 Neue Werkstoffe Erstauflage 1992

Chemieunterricht der Sekundarstufe I:

- Katalyse I Erstauflage 1997
- 22 Umweltbereich Luft Neuauflage 1995

BASF Aktiengesellschaft
Öffentlichkeitsarbeit und Marktkommunikation
Informationspool - C 100
67506 Ludwigshafen
im Internet: <http://www.basf.de>

Landesmedienzentrum Rheinland-Pfalz
- zentrales Verleiharchiv -
Hofstraße 257c
56077 Koblenz