

10,3069

Chemie 12. Klasse

Methodische Hinweise

Chemie

12. Klasse

CHEMIE

12. Klasse

Methodische Hinweise

Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin

1976

Abkürzungen

LV	Lehrervortrag
UG	Unterrichtsgespräch
SSA	selbständige Schülerarbeit
SV	Schülervortrag
LK	Leistungskontrolle
LDE	Lehrerdemonstrationsexperiment
SE	Schülerexperiment
SDE	Schülerdemonstrationsexperiment
LB	Textstelle im Lehrbuch
LB-Abb.	Abbildung im Lehrbuch
LB-Tab.	Tabelle im Lehrbuch
LB-Übersicht	Übersicht im Lehrbuch
LB-Aufg.	Aufgabe im Lehrbuch
LB V	Experiment im Lehrbuch
LB Ph	Physik, Lehrbuch für Klasse 11
LB 8	Chemie, Lehrbuch für Klasse 8
LB 9	Chemie, Lehrbuch für Klasse 9
LP Ph	Lehrplan für Physik, Klassen 11 und 12
LP St	Lehrplan für Staatsbürgerkunde, Klassen 11 und 12

0. Einführung

Auf dem VII. Pädagogischen Kongreß wurde der pädagogischen Wissenschaft die Aufgabe gestellt, "den theoretischen Gehalt des neuen Lehrplanwerks zu erschließen und den Lehrern praktische Hinweise für die Führung und Gestaltung des Bildungs- und Erziehungsprozesses in die Hand zu geben, die sie zu schöpferischer Arbeit anregen" (1; S. 743). Dieser Aufgabe soll auch die vorliegende Broschüre dienen.

Die Realisierung des Lehrplans Chemie für die Klasse 12 stellt hohe Anforderungen an die fachlich-methodische Gestaltung des Unterrichts. Die "Methodischen Hinweise" wurden deshalb mit dem Ziel verfaßt, den Fachlehrer bei seiner Planungs- und Vorbereitungsarbeit zu unterstützen; sie können und sollen die persönliche Vorbereitung des Lehrers jedoch nicht ersetzen. Die Hinweise gewährleisten erst durch die schöpferische Arbeit des Lehrers unter Berücksichtigung der jeweiligen Klassensituation einen erfolgreichen Unterricht.

Die "Methodischen Hinweise" wurden zum Lehrplan Chemie Klasse 12 (Ausgabe 1972) entwickelt. Damit konnten auch einige Erfahrungen bei der Arbeit mit dem Lehrplan von 1970 berücksichtigt werden.

In der Anlage der Broschüre wurde besonderer Wert darauf gelegt, die Hinweise durch eine entsprechende Gliederung für den Lehrer möglichst praktikabel zu gestalten. Der Leser findet folglich Grundfragen der Unterrichtsgestaltung in den Kapiteln 1 und 2 zusammengefaßt. In Kapitel 1 werden die Beziehungen zwischen den Zielen des Chemieunterrichts in Klasse 12 und dem Unterrichtsstoff unter Berücksichtigung der Weiterentwicklung von Wissen, Können und Überzeugungen der Schüler dargestellt. Kapitel 2 enthält Fragen der methodischen Gestaltung des Unterrichtsprozesses. In diesem Zusammenhang kann die Broschüre nicht die Aufgabe haben, eine Methodik des Chemieunterrichts der Abiturstufe zu ersetzen. Im gegebenen Rahmen sollen vielmehr einige stufenspezifische Besonderheiten der methodischen Gestaltung des Unterrichts in Klasse 12 dargestellt werden.

Die speziellen Hinweise zu den einzelnen Stoffgebieten und die Erläuterungen zu den Unterrichtsstunden sind in den Kapiteln 3 bis 7 zusammengefaßt. Es wurde davon ausgegangen, nach Möglichkeit zu jeder Stunde entsprechende Erläuterungen zu geben. Der Lehrer soll damit von zeitraubenden Vorüberlegungen zu methodischen Fragen entlastet werden und für die schöpferische Arbeit bei der persönlichen Vorbereitung mehr Zeit gewinnen. Die typischen Probleme der methodischen Gestaltung für das jeweilige Stoffgebiet können sowohl in den Hinweisen zum Stoffgebiet als auch in den Stundenerläuterungen enthalten sein. Grundsätzliche Fragen der Realisierung des Lehrplans in dem betreffenden Stoffgebiet werden jedoch im allgemeinen im ersten Teilabschnitt, spezielle Hinweise zur Gestaltung der einzelnen Stunde im zweiten Abschnitt zu finden sein. Für die Erläuterung der Tätigkeiten des Lehrers und der Schüler wurden verschiedene Abkürzungen benutzt (s. S. 4).

Mit den Literaturangaben im 8. Kapitel wird der Lehrer auf weiterführende fachliche und methodische Probleme des Chemieunterrichts orientiert.

1. Ziel-Stoff-Relation im Chemieunterricht der Klasse 12

Ziel des Unterrichts in der sozialistischen Schule ist die Bildung und Erziehung sozialistischer Persönlichkeiten. Die Ziele und Inhalte der Lehrgänge für die einzelnen Unterrichtsfächer wurden so festgelegt, daß sie dieser Zielstellung entsprechen. Der Inhalt des Lehrgangs für den Chemieunterricht der Abiturstufe ergibt sich insbesondere aus den allgemeinen Zielen des naturwissenschaftlichen Unterrichts, die im Gesetz über das einheitliche sozialistische Bildungssystem wie folgt formuliert sind (2): "Im naturwissenschaftlichen Unterricht muß ein Einblick in die perspektivischen Aufgaben der Naturwissenschaften und in ihre Rolle als unmittelbare Produktivkraft vermittelt werden. Die Schüler sind vor allem zu tiefen theoretischen Einsichten in die gesetzmäßigen Ursachen der Erscheinungen und Prozesse in der Natur zu führen."

Aus dieser Zielstellung ergeben sich folgende Grundpositionen für die Auswahl des Unterrichtsstoffes für den Lehrgang Chemie in der Abiturstufe:

Die Entwicklung der Naturwissenschaften und ihre perspektivischen Aufgaben im Sozialismus müssen einen entscheidenden Einfluß auf die Gestaltung des Lehrgangs ausüben.

Bei der Stoffauswahl sind die theoretischen Aspekte sorgfältig zu berücksichtigen, damit die gegenwärtig in den Naturwissenschaften kaum noch überschaubare Fülle von Einzelfakten mit Hilfe von Gesetzmäßigkeiten und Theorien unter einheitlichen Gesichtspunkten erfaßt werden kann.

Zwischen den angeführten grundlegenden Zielen der Bildung und Erziehung und dem Inhalt eines Lehrgangs bestehen vielfältige Wechselbeziehungen. So beeinflußt die Weiterentwicklung des Wissens und Könnens sowie bestimmter Überzeugungen der Schüler im Chemieunterricht der Klasse 12 einerseits die Stoffauswahl, andererseits wirkt aber auch die facheigene Systematik der Wissenschaft Chemie auf die detaillierte und exakte Bestimmung der Unterrichtsziele zur Erlangung dieser Kenntnisse, Fähigkeiten und Überzeugungen zurück. Unter dem Aspekt der Persönlichkeitsbildung kommt es im Chemieunterricht der Klasse 12 unter ande-

rem darauf an, den Schülern möglichst tiefe und umfassende Kenntnisse über den Bau der Stoffe zu vermitteln. Diese allgemeine Zielstellung wird für die Klassenstufe dahingehend präzisiert, daß der Atombau der Nebengruppenelemente sowie einige Fragen der Komplexchemie zu behandeln sind.

Im Bereich der Fähigkeitsentwicklung sollen die Schüler der Abiturstufe wesentliche naturwissenschaftliche Denk- und Arbeitsmethoden beherrschen und weitgehend selbständig anwenden können. Im Chemieunterricht der Klasse 12 wird diese Forderung unter anderem durch Anwendung der experimentellen Methode und der Modellmethode bei der Behandlung der einzelnen Stoffgebiete verwirklicht.

Die bestehenden Ziel-Stoff-Relationen stellen die Grundlage der Bildungs- und Erziehungsarbeit im einzelnen Fach dar und sind damit auch von ausschlaggebender Bedeutung für das Verständnis des Lehrplans Chemie der Klasse 12. Sie bilden zugleich eine wesentliche Voraussetzung für die gesamte Planungsarbeit des Fachlehrers bei der Vorbereitung des Unterrichts und sollen deshalb im folgenden an einzelnen Stoffgebieten näher untersucht werden.

In den Lehrplan wurde der Stoffabschnitt "Thermochemie" aufgenommen und als Bestandteil des Stoffgebiets "Physikalische Chemie" an den Anfang des Unterrichts in Klasse 12 gestellt. Vom Standpunkt der Ziel-Stoff-Relation des Lehrgangs ist eine solche Stoffanordnung durch die komplexe Zielstellung begründet, die Aneignung wesentlicher naturwissenschaftlicher Fakten, Begriffe und Theorien weiterzuführen, vorhandenes Wissen zusammenzufassen und unter einheitlichen Gesichtspunkten zu durchdringen sowie wesentliche Gesetzmäßigkeiten mathematisch zu erfassen. Voraussetzung zur Realisierung dieser vorwiegend im Bereich der Ziele der Wissensvermittlung liegenden Forderungen ist die exakte und systematische Aneignung von Fakten, Begriffen und Theorien über die Thermochemie. Diese Kenntnisse bilden die notwendige Grundlage für die Herausbildung von Fähigkeiten, Einsichten und Überzeugungen bei der Behandlung des vorliegenden Stoffabschnitts. Nur auf der Basis eines soliden und verfügbaren Wissens über den ersten Hauptsatz der Wärmelehre und seiner Formulierung in der physikalischen Chemie sowie des Zusammenhangs zwischen dem ersten Hauptsatz und dem Enthalpiebegriff sind die betreffenden Bildungs- und Erziehungsziele

zu erreichen. So sollen die Schüler erkennen, daß die Verwendung des Begriffs "Reaktionsenthalpie" eine quantitative Erfassung naturwissenschaftlicher Zusammenhänge ermöglicht.

Im Bereich des Wissenserwerbs und der Fähigkeitsentwicklung wird im Abschnitt "Thermochemie" weiterhin deutlich, daß die Ziel-Stoff-Relation des Lehrgangs nicht ohne die Beachtung der vielfältigen Wechselbeziehungen des Faches Chemie mit anderen Fächern in vollem Umfang wirksam werden kann. Die Schüler lernen den ersten Hauptsatz als mathematische Formulierung des Energieerhaltungssatzes bei der Behandlung von Energieumwandlungsvorgängen im Physikunterricht der Klasse 11 kennen. Sie werden auf diese Weise mit einer grundlegenden naturwissenschaftlichen Gesetzmäßigkeit bekannt gemacht. Durch die nachfolgende Anwendung dieses Erhaltungsgesetzes in der Chemie wird die Erkenntnis gefördert, daß in den Naturwissenschaften einheitliche theoretische Grundlagen bestehen, über die im Prinzip einheitliche Aussagen gemacht werden können. Es wird weiterhin die Einsicht verstärkt, daß der Energiebegriff einen solchen grundlegenden Begriff darstellt, der im Rahmen physikalischer und chemischer Untersuchungen als gemeinsames Merkmal von Verfahrensweisen zur Beschreibung veränderlicher Systeme hervortritt. Die Ziel-Stoff-Relation erfährt also eine vom Stoff auf das Ziel rückwirkende Präzisierung durch das Fach Physik.

Unter Unterrichtsstoff im weiteren Sinne wird jedoch nicht nur das System von Fakten, Begriffen, Gesetzen und Theorien verstanden. Der Stoffbegriff schließt vielmehr die Methoden und Verfahren des wissenschaftlichen Denkens und Arbeitens, Techniken der geistigen und praktischen Tätigkeit sowie ideologische Fragen und Schlußfolgerungen ein. Der Erwerb von Fähigkeiten und Fertigkeiten und die Herausbildung von Überzeugungen gehören folglich wie die Aneignung von Wissen zum Unterrichtsstoff und sind damit zugleich integrierender Bestandteil der Ziel-Stoff-Relation.

In enger Wechselwirkung mit den Kenntnissen der Schüler entstehen auf der Grundlage eines gesicherten Wissens bestimmte Fähigkeiten. Bei der Behandlung der Thermochemie werden die Schüler in diesem Zusammenhang mit einigen wichtigen Denk- und Arbeitsmethoden der physikalischen Chemie vertraut gemacht. Damit verbindet sich vor allem die Weiterentwicklung von Fähigkeiten, chemische Zusammenhänge unter Anwendung physikalischer Gesetze mathematisch zu for-

mulieren und daraus verallgemeinerte Schlußfolgerungen zu ziehen. Das bedeutet, quantitative Probleme des Stoff- und Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen als Einheit zu erfassen. In diesem Stoffabschnitt erfolgt weiterhin die Betrachtung großtechnischer Prozesse unter thermochemischen Gesichtspunkten. Dies entspricht der allgemeinen Zielstellung, die Schüler zu befähigen, naturwissenschaftliches Wissen und Können bei der Untersuchung und Bearbeitung von Problemen aus der Praxis anzuwenden.

Mit der Lösung von thermochemischen Fragen und Aufgaben aus der chemischen Industrie leistet der Chemieunterricht der Klasse 12 in diesem Stoffabschnitt zugleich einen wesentlichen Beitrag zur polytechnischen Bildung und Erziehung der Schüler. Den Schülern wird bewußt, daß thermochemische Gesetzmäßigkeiten unmittelbare Auswirkung auf die Ergebnisse der Produktion und das Leben der Menschen haben. Dieses Anliegen wird im Unterricht durch Betrachtungen zur Wärmebilanz chemischer Verfahren realisiert. Vom Standpunkt des ökonomischen Nutzens sollen die Schüler dabei erkennen, daß vor allem eine günstige Wärmebilanz für die rationelle Produktion in der chemischen Industrie erforderlich ist. Dabei werden den Schülern die vielgestaltigen Wechselbeziehungen zwischen Theorie und Praxis sichtbar, es wird ihnen deutlich, daß eine Steigerung der Arbeitsproduktivität vor allem durch die Einführung neuer technologischer Verfahren und verbesserter Arbeitsmittel möglich ist. Bei großtechnischen Prozessen erfolgt dies aus der Sicht der Thermochemie durch die Anwendung moderner Werkstoffe zur Wärmedämmung gegen Abstrahlungsverluste und durch die ökonomisch günstige Koppelung exothermer und endothermer Reaktionen. Auf diese Weise trägt der Chemieunterricht im genannten Stoffabschnitt zugleich zur politisch-ideologischen Bildung und Erziehung bei. Die Schüler lernen die Bedeutung der Forschung für die moderne Industrie und die Rolle der Wissenschaft Chemie als Produktivkraft an ausgewählten Beispielen großtechnischer Verfahren kennen.

Zur philosophisch-weltanschaulichen Bildung und Erziehung sind in Klasse 12 vor allem die Kenntnisse, Einstellungen und Überzeugungen über den dialektischen und historischen Materialismus aus dem Staatsbürgerkundeunterricht der Klasse 11 zu nutzen und zu festigen. Sichereres Wissen über die theoretischen Grundlagen der Chemie bildet dabei eine Voraussetzung für das erfolgreiche

Eindringen in philosophisch-weltanschauliche Fragen. Auf dem Gebiet der Thermochemie werden solche Einsichten durch die Anwendung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre auf thermochemische Problemstellungen gefördert und im Verlauf entsprechender Schülerleistungen zu ideologischen Überzeugungen entwickelt. So trägt die Anwendung des Energieerhaltungssatzes in der Form des Satzes von Hess dazu bei, die Überzeugung der Schüler vom objektiven Charakter der Naturgesetze zu vertiefen.

In der Übersicht 1 wurden die bedeutsamen Ziel-Stoff-Relationen für diesen Stoffabschnitt zusammengefaßt. Die Darstellung erfolgt am Beispiel der Thermochemie, weil dieser Stoffabschnitt geeignet erscheint, die Vielschichtigkeit dieser Relation im Chemieunterricht der Klasse 12 sichtbar zu machen. Es sollte zugleich gezeigt werden, welche Vorüberlegungen der Fachlehrer bei der Verwirklichung des Lehrplans im Rahmen seiner Unterrichtsarbeit anstellen muß, damit er die Ziele und Aufgaben des Chemieunterrichts in dieser Klassenstufe erfüllen kann.

Übersicht 1 Aspekte der Ziel-Stoff-Relation im Stoffabschnitt
"Thermochemie"

Ziel	Stoff
Aneignen wesentlicher naturwissenschaftlicher Fakten und Begriffe	Systembegriff, Begriff der Reaktionsenthalpie
Erfassen von Gesetzmäßigkeiten	erster Hauptsatz der Wärmelehre; Satz von Hess
Gewinnen von Erkenntnissen und Einsichten über einheitliche Grundlagen der modernen Naturwissenschaften	Energie als grundlegender Begriff zur Beschreibung physikalischer, chemischer und biologischer Prozesse
Vertrautmachen mit Denk- und Arbeitsmethoden der physikalischen Chemie Stärken der Überzeugung vom objektiven Charakter der Naturgesetze Eindringen in philosophisch-weltanschauliche Fragen des dialektischen Materialismus	quantitative Probleme des Energieaustausches bei chemischen Reaktionen
Übertragen naturwissenschaftlicher Kenntnisse und Fähigkeiten auf Probleme der Praxis Erkennen der Rolle der Wissenschaft Chemie als Produktivkraft	Betrachtung großtechnischer Prozesse unter thermochemischen Gesichtspunkten Betrachtungen zur Wärmebilanz großtechnischer Verfahren günstige thermochemische Prozeßführung bei großtechnischen Verfahren

Auch in anderen Stoffabschnitten des Lehrplans sind zunächst die Wissensaspekte der Ziel-Stoff-Relation unter Berücksichtigung der allgemeinen Wissensziele speziellen, vom Inhalt abhängigen Zielstellungen zugeordnet. So besteht bei der Behandlung des Stoffabschnitts "Chemisches Gleichgewicht" die Möglichkeit, auf der Grundlage der kinetischen Gastheorie tiefe und umfassende

Kenntnisse über chemische Reaktionen zu vermitteln. Die Behandlung der Nebengruppenelemente und der Komplexverbindungen trägt ihrerseits zur Erweiterung und Festigung des Wissens über den Bau der Stoffe bei. Die mathematische Durchdringung chemischer Theorien und Gesetze wird insbesondere in der physikalischen Chemie kontinuierlich weiterentwickelt. Dies erfolgt vor allem durch die Formulierung der Reaktionsgeschwindigkeit sowie durch die Einführung des Massenwirkungsgesetzes und der Faradayschen Gesetze. Auf diese Weise läßt sich das Wissen der Schüler zugleich vereinheitlichen und zusammenfassen. In Wechselwirkung mit den genannten grundsätzlichen Wissenszielen schreitet der Aneignungsprozeß wesentlicher Fakten, Begriffe, Gesetze und Theorien systematisch fort. Im Stoffabschnitt "Chemisches Gleichgewicht" erfolgt dies vom Begriff der Konzentration über das Ionenprodukt des Wassers und den pH-Wert zum Löslichkeitsprodukt, in der Elektrochemie von echten und potentiellen Elektrolyten über den Potentialbegriff zur Spannungsreihe.

Die wesentlichen Ziele des Wissens bilden entscheidende Voraussetzungen zur Weiterentwicklung von Fähigkeiten im Chemieunterricht der Klasse 12. Dazu gehört die Fähigkeit, Probleme zu erkennen und Aufgaben weitgehend selbständig zu lösen. Betrachtungen über den Einfluß der Konzentration auf das chemische Gleichgewicht und Untersuchungen zum Thema "Elektrochemische Reaktionen als Redoxreaktionen" bieten hierzu Gelegenheit. Die Fähigkeit des selbständigen geistigen Arbeitens wird weiterhin gefördert durch Aufgabenstellungen zum Massenwirkungsgesetz in den verschiedenen Anwendungsbereichen. Zu den Zielen der Fähigkeitsentwicklung gehört in dieser Klassenstufe entsprechend der alteremäßigen Entwicklung der Schüler auch das Erkennen komplizierter Struktur-Eigenschafts-Beziehungen, wie sie in der Herleitung wichtiger Eigenschaften von Nebengruppenelementen und Komplexverbindungen aus dem Atombau und den Bindungsverhältnissen zwischen den Atomen und Ionen zum Ausdruck kommen.

Von entscheidendem Einfluß ist die planmäßige und systematische Weiterführung der Fähigkeiten zur Anwendung naturwissenschaftlicher Denk- und Arbeitsmethoden auf die Erkenntnisgewinnung. So dienen wesentliche Teilschritte der experimentellen Methode unter anderem dem Erkennen des Einflusses gleichioniger Zusätze auf das chemische Gleichgewicht und der Funktion von Nebengruppenelementen

bei Redoxprozessen. Sie stellen zugleich eine Grundlage der selbständigen Schülerarbeiten im Praktikum dar. Dem gleichen Ziel dient auch die Heranziehung der Modellmethode zur Erklärung der Leitungsvorgänge in festen und flüssigen Leitern und zur Beschreibung des Atombaus von Nebengruppenelementen beziehungsweise der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen. Im Chemieunterricht der Klasse 12 sollten die Schüler erneut darauf hingewiesen werden, daß mit der Modellmethode in den Naturwissenschaften Erkenntnisse vor allem in jenen Bereichen gewonnen werden, die der unmittelbaren Beobachtung nicht zugänglich sind. Dabei ist insbesondere herauszuarbeiten, daß die Entwicklung theoretischer Modelle nur auf der Grundlage entsprechender experimenteller Untersuchungen möglich ist. Vom Lehrer muß ferner deutlich gemacht werden, daß derartige Modelle mit der Realität nicht identisch sind, stets nur bestimmte Eigenschaften eines Systems widerspiegeln können und daß allein die Praxis den Gradmesser für ihren Wahrheitsgehalt und ihre Leistungsfähigkeit darstellt. Besondere Bedeutung kommt in der Abschlußklasse der Abiturstufe dem Anwendungsaspekt der Ziel-Stoff-Relation zu. Zur besseren Übersicht soll dieser Bereich im folgenden untergliedert werden in eine Ebene, die im unmittelbaren Zusammenhang mit dem Unterrichtsprozeß steht, und eine weitere Ebene, die im Sinne der Theorie-Praxis-Beziehung vorwiegend der polytechnischen Bildung und Erziehung der Schüler dient. Als wesentliche didaktische Zielstellung für den Aufbau eines Lehrgangs gilt, daß das erworbene Wissen und Können in den nachfolgenden Stoffgebieten weitgehend anwendbar sein muß, weil damit unter anderem ein rationelles und systematisches Zusammenwirken aller Faktoren der Bildung und Erziehung erleichtert wird (erste Anwendungsebene). Im Chemieunterricht der Klasse 12 kommt diese Zielstellung zum Beispiel durch die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes bei der Herleitung des Ionenprodukts des Wassers, des Löslichkeitsprodukts und der Hydrolyse und durch die Übertragung des erweiterten Redoxbegriffs und der Oxydationszahlen auf Reaktionen der Nebengruppenelemente zum Ausdruck. Besonders deutlich wird in diesem Zusammenhang auch die Funktion der Vorleistungen aus dem Chemieunterricht der Klassen 7 bis 11. Nicht übersehen werden dürfen weiterhin jene Vorleistungen aus anderen Fächern, die die Lösung chemischer Problemstellungen erst ermöglichen. Neben der Beziehung zwischen Energie-

erhaltungssatz und Thermochemie sei noch auf die Bedeutung der kinetischen Gas- und Wärmetheorie für die reaktionskinetische Ableitung des Massenwirkungsgesetzes und die Anwendung mathematischer Fähigkeiten und Fertigkeiten bei der Bearbeitung von Fragen und Aufgaben aus dem Gebiet der physikalischen Chemie hingewiesen. Die Zielstellungen werden im Anwendungsbereich durch die Theorie-Praxis-Beziehungen des Unterrichtsstoffes bestimmt und beeinflusst (zweite Anwendungsebene). Dies wurde am Beispiel des Stoffabschnitts "Thermochemie" hervorgehoben (s. S. 10). Der Gesichtspunkt der Anwendung chemischen Wissens und Könnens auf Probleme der Praxis spielt auch bei anderen Stoffabschnitten des Lehrplans eine wesentliche Rolle; denn mit der Vermittlung anwendungsbereiter Kenntnisse, der Herausbildung solider Fähigkeiten und Fertigkeiten und der Entwicklung wichtiger Elemente sozialistischen Arbeitsverhaltens wird im Chemieunterricht der Klasse 12 ein wesentlicher Beitrag zur polytechnischen Bildung und Erziehung der Schüler geleistet.

Im Mittelpunkt der staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung steht auch im Chemieunterricht der Klasse 12 das Ziel, den Klassenstandpunkt der Arbeiterklasse zu festigen und die sozialistische Ideologie im einheitlichen Prozeß der Bildung und Erziehung zu vermitteln. Die Bedeutung der Aneignung von Kenntnissen über grundlegende Gesetzmäßigkeiten wurde bereits im Zusammenhang mit den Ausführungen zum Stoffabschnitt "Thermochemie" herausgestellt. Dieser philosophisch-weltanschauliche Aspekt der staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung kommt in den folgenden Stoffgebieten unter anderem durch die Behandlung des Massenwirkungsgesetzes und der Faradayschen Gesetze zum Ausdruck. Er ist auch immanenter Bestandteil des Unterrichts bei der Vermittlung weiterführender Kenntnisse über den Atombau und die chemische Bindung bei Nebengruppenelementen und Komplexverbindungen.

Unter ökonomischem Aspekt bestehen für die staatsbürgerliche Bildung und Erziehung im Chemieunterricht der Klasse 12 Ansatzpunkte zum Beispiel bei der Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf gasförmige Systeme, der Faradayschen Gesetze auf technische Elektrolysen und der elektrochemischen Spannungsreihe auf die Korrosion. Weitere Ansatzpunkte bieten sich bei der Erarbeitung der volkswirtschaftlichen Bedeutung der Nebengruppenelemente sowie bei der Kennzeichnung des Anteils der fotochemischen Industrie an der Ent-

wicklung der Außenwirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik. Damit trägt der Chemieunterricht dazu bei, auf der Grundlage eines soliden Wissens Fähigkeiten und Überzeugungen herauszubilden, die die Schüler benötigen, um ihren zukünftigen staatsbürgerlichen Pflichten als aktive Gestalter der sozialistischen Gesellschaft gerecht zu werden.

Die politisch-ideologische Bildung und Erziehung umfaßt in dieser Klassenstufe vor allem die aktive Auseinandersetzung mit Fragen der wissenschaftlich-technischen Revolution in der Deutschen Demokratischen Republik. Die Schüler sollen neben der Bedeutung der Forschung für die Industrie und der Rolle der Wissenschaft Chemie als Produktivkraft die Notwendigkeit der internationalen Arbeitsteilung zwischen der Sowjetunion, der Deutschen Demokratischen Republik und den anderen sozialistischen Staaten erkennen.

Zur philosophisch-weltanschaulichen Bildung und Erziehung wurden bei der Erläuterung des Stoffabschnitts "Thermochemie" einige wesentliche Zielstellungen genannt. Es gilt vor allem, das erworbene Wissen im Staatsbürgerkundeunterricht der Klasse 11 über die Grundfragen der marxistisch-leninistischen Philosophie anzuwenden und zu festigen. Dabei geben die Behandlung des Atombaus der Nebengruppenelemente und die Anwendung der kinetischen Gastheorie zur Beschreibung des Verlaufs chemischer Reaktionen Gelegenheit, auf die Erkennbarkeit der Welt einzugehen. Das chemische Gleichgewicht kann als naturwissenschaftliches Beispiel für die Einheit der Gegensätze und die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf großtechnische Verfahren als Bestätigung des Prinzips von der Praxis als Kriterium der Wahrheit angeführt werden.

2. Zu einigen Gesichtspunkten der didaktisch-methodischen Gestaltung des Unterrichts

Die im vorangegangenen Kapitel am Beispiel des Stoffabschnitts Thermochemie dargelegte Ziel-Stoff-Relation stellt den Ausgangspunkt für die Entscheidung didaktischer und methodischer Fragen dar, denn mit Ziel und Inhalt sind wesentliche Vorgaben für den Aneignungsprozeß der Schüler und die Art und Weise der pädagogischen Führung im Chemieunterricht durch den Lehrplan Chemie für Klasse 12 gegeben. In der Abiturestufe - und damit auch in Klasse 12 - haben die methodischen Grundsätze und didaktischen Prinzipien, die für den Chemieunterricht in den Klassen 7 bis 10 der sozialistischen Oberschule charakteristisch sind, ihre volle Gültigkeit. Bei Wahrung der Gemeinsamkeiten des Chemieunterrichts von Klasse 7 bis 12 treten einige Besonderheiten bei der didaktisch-methodischen Gestaltung für die Klasse 12 auf.

Unter Berücksichtigung, daß es sich in Klasse 12 um allgemeinbildenden Unterricht handelt, soll als wesentliche didaktisch-methodische Konsequenz für den Chemieunterricht dieser Klassenstufe die weitgehende Annäherung an die Methoden des wissenschaftlichen Arbeitens innerhalb der Allgemeinbildung hervorgehoben werden. Diese Annäherung betrifft einmal die Darstellung der Wissenschaft, indem zunehmend seminaristische Behandlungsweisen und Übungen sowie Elemente mit Vorlesungscharakter bei Lehrer- und Schülervorträgen im Chemieunterricht vorkommen. Bedeutend ist auch die weitere Annäherung der Erkenntnisgewinnung der Schüler in der Klasse 12 an den Erkenntnisprozeß innerhalb der wissenschaftlichen Arbeit. Das Charakteristische des Chemieunterrichts der Klasse 12 betrifft weniger die Organisationsformen als die Struktur des Unterrichtsprozesses. Deshalb wird im folgenden Abschnitt zur methodischen Gestaltung der Arbeit am neuen Stoff besonders auf das Stellen und Lösen von Problemen eingegangen (s. Abschnitt 2.1.2., S. 23).

Bei der Behandlung des Unterrichtsstoffes kann in der Klasse 12 auf einem umfangreichen Wissen und Können aufgebaut werden, das die Schüler bis zur Klasse 10 erworben haben. So ist hinsichtlich der Zielorientierung und Motivation die Einsicht in die

Notwendigkeit der Erweiterung dieses vorhandenen Wissens und Könnens und die Entwicklung des Bedürfnisses danach von großer Bedeutung (s. Abschnitt 2.1.1., S. 18).

Auch die Vorbereitung auf die Reifeprüfung spielt im Chemieunterricht der Klasse 12 eine besondere Rolle, so daß für dieses Kapitel noch Betrachtungen zum Festigen, Systematisieren und Anwenden aus der Vielzahl von Gesichtspunkten zur didaktisch-methodischen Gestaltung des Chemieunterrichts ausgewählt wurden (s. Abschnitt 2.2., S. 32).

2.1. Zur methodischen Gestaltung der Arbeit am neuen Stoff

2.1.1. Zielstellung und Zielorientierung

Die Zielstellung und Zielorientierung der Schüler ist als Bestandteil der Führungstätigkeit des Lehrers darauf zu richten, die Selbsttätigkeit der Schüler zur Erreichung der Unterrichtsziele anzuregen und zu leiten. Um Zielstellungen in Zielorientierungen umzusetzen und zugleich Motivationen zu schaffen, eignen sich im Chemieunterricht der Klasse 12 vor allem solche Maßnahmen, die bei den Schülern den Willen wecken und festigen, aktiv zu lernen, Widersprüche zu lösen und Formen der kollektiven Arbeit zu entwickeln. So sind die Widersprüche zwischen den gestellten Aufgaben und dem vorhandenen Niveau des Wissens und Könnens sowie der geistigen Entwicklung der Schüler in der Klasse 12 für die Gestaltung des Unterrichts besonders geeignet.

Derartige Möglichkeiten zur Zielorientierung und Motivation bei der Einführung des Massenwirkungsgesetzes und den Berechnungen auf der Grundlage dieses Gesetzes liegen darin, daß die Schüler die unterschiedliche Leistungsfähigkeit des Prinzips von Le Chatelier und des Massenwirkungsgesetzes kennenlernen. Der Aussagegehalt des Prinzips von Le Chatelier beschränkt sich auf die Angabe der Tendenz der Verlagerung eines bereits eingestellten chemischen Gleichgewichts bei Änderung eines Parameters. Die Schüler der Klasse 12 wenden seit 3 Jahren dieses Prinzip im Chemieunterricht an, sie lösen mit der Kenntnis dieses Prinzips eine Reihe von Problemen und Aufgaben. Durch geeignete Problemstellungen erkennen die Schüler die Grenzen dieses Prinzips. Es

wird für sie notwendig und erstrebenswert, das Wissen zu erweitern, und gleichzeitig wird das Ziel klar. Wichtig ist dabei die Erkenntnis, daß auch in Wissenschaft, Technik und Produktion solche Probleme eine bedeutende Rolle spielen, beispielsweise bei der Prozeßoptimierung.

Durch die betreffenden Fragestellungen und die Diskussion der chemischen Gleichgewichte mit Hilfe der Kenntnis des Prinzips von Le Chatelier wird den Schülern die Problemsituation bewußt, so daß zugleich die Zielorientierung gewährleistet ist. Diese Möglichkeit der Motivation und Zielorientierung sollte bei verschiedenen Anwendungsbereichen des Massenwirkungsgesetzes in Klasse 12 genutzt werden.

Im folgenden werden zunächst einige Fragestellungen vorgeschlagen und der Lösungsweg des Problems beziehungsweise der Aufgabe skizziert, die das chemische Gleichgewicht bei der Konvertierung des Synthesegases betreffen (s. Abschnitt 3.2., 8. Stunde, S. 83):



Frage 1: Welche Zusammensetzung hat das Stoffgemisch bei $\vartheta = 900 \text{ }^\circ\text{K}$ und 1 atm, wenn die Ausgangsstoffe im stöchiometrischen Verhältnis vorliegen?

Aussage auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Die Hinreaktion ist exotherm, darum liegt das chemische Gleichgewicht bei sehr hohen Temperaturen auf der Seite der Ausgangsstoffe. Ob aber $\vartheta = 900 \text{ }^\circ\text{K}$ bereits dazu führt, ist ungewiß. Es ist nicht mit Bestimmtheit zu sagen, ob das chemische Gleichgewicht auf der Seite der Ausgangsstoffe oder der Reaktionsprodukte oder auch in der Nähe eines 50%igen Umsatzes liegt.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes: Wenn $K_c = K_p = 3$ ist, dann gilt bei 1 mol Kohlenmonoxid und 1 mol Wasser (gasförmig):

$$\frac{n \cdot n}{(1 \text{ mol} - n)(1 \text{ mol} - n)} = 3$$

$$n = 0,634 \text{ mol}$$

Die Ausgangsstoffe werden zu 63,4 % umgesetzt. Im chemischen Gleichgewicht liegen demnach vor: je 31,7 Vol% Wasserstoff und Kohlendioxid sowie je 18,3 Vol% Wasser (gasförmig) und Kohlenmonoxid.

Frage 2: Wie weit wird die Ausbeute der einzelnen reagierenden Stoffe durch den Einsatz der doppelten Menge Wasserdampf verändert?

Aussage auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Durch Überschuß an Wasserdampf wird die Gleichgewichtszusammensetzung in Richtung der Bildung von Kohlendioxid und Wasserstoff verschoben. Ob das chemische Gleichgewicht dadurch aber bereits bei der betreffenden Temperatur auf der Seite der Reaktionsprodukte liegt oder vielleicht schon ein annähernd vollständiger Umsatz des Kohlenmonoxids erreicht wird, ist nicht zu ermitteln. Wenn die Größen für die Konzentrationen, die im chemischen Gleichgewicht vorliegen, durch Beantwortung der Frage 1 unter Anwendung der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes schon vorliegen, dann lautet hier die Aussage: Der Umsatz an Kohlenmonoxid ist größer als 63,4 %.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes:

$$\frac{n \cdot n}{(1 \text{ mol} - n)(2 \text{ mol} - n)} = 3$$

$$n = 0,814 \text{ mol}$$

Das Kohlenmonoxid wird zu 81,4 % umgesetzt. Im chemischen Gleichgewicht liegen demnach vor: je 27,13 Vol% Wasserstoff und Kohlendioxid sowie 39,53 Vol% Wasserdampf und 6,20 Vol% Kohlenmonoxid.

Frage 3: Wird ausgehend von der Frage 2 durch Erniedrigung der Reaktionstemperatur auf $\vartheta = 650^\circ\text{K}$ unter Rücknahme des Wasserdampfüberschusses die Ausbeuteerhöhung auch erreicht?

Aussage auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Durch Erniedrigung der Temperatur verschiebt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts auf die Seite der Bildung von Wasserstoff und Kohlendioxid. Durch Erniedrigung der Wasserdampfmenge wird die Gleichgewichtszusammensetzung des Stoffgemisches in umgekehrter Richtung verschoben. Es kann also nicht angegeben werden, welche der beiden einander entgegengesetzt gerichteten Tendenzen überwiegt oder ob sie sich möglicherweise gerade aufheben.

Die Schüler erkennen damit: Wenn die gleichzeitige Änderung zweier Parameter der Lage des chemischen Gleichgewichts vorgenommen wird, die einander entgegengesetzte Wirkungen zur Folge haben, versagt das Prinzip von Le Chatelier selbst in seinem begrenzten

Aussagebereich. Das vorhandene Wissen reicht zur Beantwortung dieser Frage nicht aus.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes:

$$K_p = K_c = 15$$

Bei Einsatz von 1 mol Kohlenmonoxid und 1 mol Wasserdampf gilt $n \cdot n$

$$\frac{n \cdot n}{(1 \text{ mol} - n)(1 \text{ mol} - n)} = 15$$

$$n = 0,795 \text{ mol}$$

Die Ausgangsstoffe werden zu 79,5 % umgesetzt, d. h. die Lage des chemischen Gleichgewichts wird bei Eliminierung des Wasserdampfüberschusses unter gleichzeitiger Erniedrigung der Reaktionstemperatur von $\vartheta = 900 \text{ }^\circ\text{K}$ auf $\vartheta = 650 \text{ }^\circ\text{K}$ lediglich um 1,9 % Stoffumsatz auf die Seite der Ausgangsstoffe verschoben.

Im chemischen Gleichgewicht liegen demnach vor: je 39,75 Vol% Wasserstoff und Kohlendioxid sowie je 10,25 Vol% Wasserdampf und Kohlenmonoxid.

Auch bei der Behandlung von chemischen Gleichgewichten in wässrigen Lösungen ist die genannte Möglichkeit der Zielorientierung und Motivation breit anwendbar. Auch dazu sollen einige Beispiele vorgeschlagen werden.

Frage 4: Unterscheiden sich die Dissoziationsgleichgewichte in 0,1 m Methansäure und 0,1 m Äthansäure bei Zimmertemperatur bezüglich ihrer Lage (s. Abschnitt 3.2., 11. Stunde, S. 87)?

Aussagen auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Es ist keine Aussage über die Lage eines chemischen Gleichgewichts, lediglich über die Tendenz der Verschiebung bei Änderung eines Parameters möglich.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes:

$$\text{Methansäure} \quad K_S = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{Äthansäure} \quad K_S = 1,86 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Bei Äthansäure liegt das chemische Gleichgewicht noch mehr auf der Seite des undissoziierten Stoffes, d. h. Äthansäure ist eine schwächere Säure als Methansäure.

Bereits durch Vergleich der Säurekonstanten ist die gestellte Frage zu beantworten. Damit ist die Leistungsfähigkeit des Massenwirkungsgesetzes noch nicht erschöpft. Ohne Schwierigkeiten lassen sich die Gleichgewichtskonzentrationen, die Dissoziations-

grade und die pH-Werte bei beiden Lösungen berechnen. Bereits die Planung dieser Vorhaben mit den Schülern ist zielstellend und zielorientierend.

	Methansäure	Äthansäure
c_{H^+} in mol \cdot l ⁻¹	$4,58 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$
c_{X^-} in mol \cdot l ⁻¹	$4,58 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$
c_{HX} in mol \cdot l ⁻¹	$9,54 \cdot 10^{-2}$	$9,86 \cdot 10^{-2}$
Dissoziationsgrad in %	4,58	1,36
pH-Wert	2,34	2,87

Die Konzentration der Wasserstoff-Ionen liegt im Dissoziationsgleichgewicht der Methansäure um fast 3,4 mal höher als bei der Äthansäure. Die Lage der Dissoziationsgleichgewichte wird auch mit den Dissoziationsgraden für die Schüler deutlich und vergleichbar.

Frage 5: Je 50 ml von 0,02 m Silbernitrat- und Natriumchloridlösung werden gemischt. Welche Stoffmenge an Silber-Ionen bleibt in Lösung (s. Abschnitt 3.2., 21. Stunde, S. 97)?

Aussage auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Es ist keine Angabe möglich, ob überhaupt ein Niederschlag fällt.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes:

$$L_{AgCl} = 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

$$c_{Ag^+} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$n_{Ag^+} = c_{Ag^+} \cdot V$$

$$n_{Ag^+} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 10^{-1} \text{ l}$$

Eine Stoffmenge von $n_{Ag^+} = 10^{-6}$ mol Silber-Ionen bleibt in einem Volumen von 100 ml in Lösung.

Frage 6: Welche Stoffmenge an Silber-Ionen bleibt in Lösung, wenn 0,2 m Natriumchloridlösung zur Fällung benutzt wird (s. Abschnitt 3.2., 21. Stunde, S. 97).

Aussage auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier: Gesetzt den Fall, Silberchlorid ist mit 0,02 m Natriumchloridlösung ausgefallen, so fällt durch den Überschuss an Chlorid-Ionen bei 0,2 m Lösung mehr Silberchlorid aus.

Aussage auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes:

$$c_{\text{Ag}^+} = \frac{I_{\text{AgCl}}}{c_{\text{Cl}^-}}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = \frac{10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}{10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 10^{-1} \text{ l}$$

Eine Stoffmenge von $n_{\text{Ag}^+} = 10^{-10}$ mol Silber-Ionen bleibt in einem Volumen von 100 ml in Lösung. Die Menge der Silber-Ionen in Lösung ist durch Verwendung von 0,2 m Natriumchloridlösung im Vergleich zu den Bedingungen in Frage 5 auf $\frac{1}{10\,000}$ gesunken. Auf die Erhöhung der Löslichkeit durch die größere Gesamt-Ionenkonzentration wird in Klasse 12 nicht eingegangen.

2.1.2. Problemstellen und Problemlösen

Neben der Einführung in die Arbeit am neuen Stoff, der Zielstellung und Zielorientierung nimmt die Arbeit am neuen Stoff selbst den breitesten Raum im Unterricht ein. Vor allem für die Arbeit am neuen Stoff gilt es, die Annäherung an die Methoden des wissenschaftlichen Arbeitens planmäßig zu realisieren.

Bei der Planung des Unterrichtsprozesses sind bereits Entscheidungen darüber zu treffen, welche Bestandteile des neuen Stoffes einerseits als fertige Informationen durch Lehrervortrag oder Einsatz des Lehrbuches an die Schüler weitergegeben werden und welche Sachverhalte durch die eigene, mehr oder weniger selbständige Erkenntnistätigkeit der Schüler erkannt werden sollen.

Beide äußerst unterschiedlichen Qualitäten der Gewinnung von Kenntnissen haben auch im Chemieunterricht der Klasse 12 ihre volle Berechtigung, und die Entscheidung über ihren Einsatz geht häufig bereits aus der Formulierung des Stundenzieles hervor.

So ist im Stundenziel der 2. Stunde des Stoffabchnitts "Thermochemie" (s. S. 51) das Kennenlernen der Beziehung $\Delta u = q + a$ als Form des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre enthalten. Zur Realisierung dieses Teilzieles werden die wesentlichen Informationen fertig aufbereitet mittels Lehrervortrag beziehungsweise Lehrbuchtext an die Schüler übertragen, nachdem das notwendige

Ausgangsniveau zum Verständnis dieser Information durch Reaktivierung der Kenntnisse über den 1. Hauptsatz der Wärmelehre gesichert wurde. Anders ist es beispielsweise mit dem Teilziel der 5. Stunde zum gleichen Stoffabschnitt (s. S. 55), das die Erkenntnis der Schüler zum Ziel hat, daß die Reaktionsenthalpien bei bestimmten Anfangs- und Endzuständen vom Weg und der Prozeßführung unabhängig und bei der Bildungs- und Zerfallsreaktion jeweils entgegengesetzt gleich sind. Mit einer solchen Zielformulierung wird geplant, hier einen entsprechenden Erkenntnisprozeß der Schüler in dieser Unterrichtsstunde zu gestalten.

Analog verhält es sich auch mit dem vorgeschlagenen 1. Teilziel der 9. Stunde zum Stoffabschnitt "Chemisches Gleichgewicht" (s. S. 85): Das Wissen über die Rolle des Massenwirkungsgesetzes bei der Entwicklung der Ammoniaksynthese nehmen die Schüler in fertiger Form zur Kenntnis, während sie erkennen sollen, daß beim Ammoniakgleichgewicht nur die Partialdrücke und keine ihnen proportionale Größen in den Ausdruck des Massenwirkungsgesetzes eingesetzt werden können.

Aus den Stundenzielen ist zu entnehmen, welches Wissen als Informationsübertragung gewonnen und welcher Sachverhalt von den Schülern erkannt werden soll. Die endgültige Festlegung kann jedoch nur der Lehrer für die jeweilige Klasse vornehmen, denn nur er weiß, ob die notwendigen Voraussetzungen bei den Schülern für die selbständige Gewinnung einer bestimmten Erkenntnis vorhanden sein werden und ob der dazu notwendige methodische und zeitliche Aufwand bei der jeweiligen konkreten Situation vertretbar ist.

Die Tätigkeit aller Schüler ist bewußt und planmäßig als zunehmend schöpferische Tätigkeit zu organisieren (3; S. 3), so daß die Schüler in der Klasse 12 verstärkt schöpferisch arbeiten. Solche schöpferischen Handlungen der Schüler können durch das Stellen von Problemen organisiert werden, denn "ein System von Aufforderungen und Aussagen, das Aufforderungen enthält, die ein Ziel menschlicher Tätigkeit zum Ausdruck bringen, und Aussagen enthält, die Bedingungen der Zielerreichung bestimmen, ist ein Problem, wenn kein Algorithmus bekannt ist, mit dessen Hilfe das in den Aufforderungen intendierte Ziel in einer endlichen Anzahl von Schritten erreicht werden kann" (4; S. 101).

Zunächst geht aus der angeführten Definition des Problems hervor, daß allein Fragen keine Probleme sind. Die Fragen im Lehrbuch der Klasse 12, wie "Weshalb haben die Lösungen starker und schwacher Säuren bei gleicher Konzentration verschiedene pH-Werte?" (LB-Aufg. 2, S. 53), stellen deshalb noch keine Probleme dar, weil dazu auch bisheriges gesichertes Wissen der Schüler gehört, das nicht etwa wieder in Frage gestellt wird. Viele der enthaltenen Fragen beziehungsweise Lernaufträge im Lehrbuch sind aber zur Problemstellung geeignet. Es kommt nur darauf an, sie mit den dazugehörigen Aussagen zu verbinden. Dies geschieht im Unterrichtsgespräch, durch selbständige Schülerarbeit und in besonderen Fällen im Lehrervortrag (problemhaftes Darbieten). In der Klasse 12 können die Schüler auch ausgehend von der betreffenden Frage oder auch von Aussagesätzen, die zum Problem gehören, selbst mit der Formulierung eines Problems beauftragt werden. Mitunter ist es möglich, die Ausarbeitung einer Problemformulierung auch als Hausaufgabe zu stellen, wenn die Schüler damit nicht überfordert werden und der Fortgang der Stoffarbeit nicht verzögert wird. Soll die als Beispiel angeführte Frage zum Problem erweitert werden, so könnten folgende Aussagesätze als Ergänzung vorangestellt werden: "In 1 l einer 1 n Lösung jeder Säure befindet sich 1 mol dissozierbarer Wasserstoff. Also enthalten gleiche Volumen verschiedener Säurelösungen bei gleicher Normalität die gleiche Menge dissozierbaren Wasserstoffs. Trotzdem ist der pH-Wert unterschiedlicher Säurelösungen gleicher Konzentration je nach Stärke der Säure unterschiedlich. Warum haben die Lösungen starker und schwacher Säuren bei gleicher Konzentration verschiedene pH-Werte?"

Dieses System von Aussage- und Fragesätzen stellt ein Problem dar, und an dem Fragewort "Warum?", das als Aufforderung zu betrachten ist, ist sofort ein Erklärungsproblem zu erkennen (4; S. 101 ff.). In den Stundenerläuterungen zur 13. Stunde (s. Abschnitt 3.2., 13. Stunde, S. 90) wird vorgeschlagen, mit Hilfe der experimentellen Bestimmung der pH-Werte von je 0,01 n Salzsäure und Äthansäure die Schüler in die Problemsituation zu bringen und ihnen diese bewußt zu machen (5; S. 875). Häufig wird das durch sprachliche Informationen mittels Unterrichtsgespräch, Arbeit mit dem Lehrbuch oder Lehrervortrag übernommen, die vom Lehrer organisiert werden. Oft ist die Mitteilung dieses Ereignis-

nisses gleich in dem auffordernden Fragesatz mit enthalten. Mit Rücksicht auf den Umfang der jeweiligen Darstellung werden bei den Stundenerläuterungen nachfolgend häufig nur die Fragesätze stellvertretend für die vollständige Problemformulierung angeführt. Da diese Fragestellungen als Aufforderung zur Schülertätigkeit eingesetzt werden können, sind sie auch im Lehrbuch enthalten. Diese Fragesätze haben den Vorteil, daß sie nicht zu viele Ergebnisse von Schülertätigkeiten vorwegnehmen, die bei der Problemstellung organisiert werden können.

Zur Anwendung der Kenntnisse über das Löslichkeitsprodukt durch die Schüler (s. Abschnitt 3.2., 22. Stunde, S. 98) stellt die Frage "Wie kann ein Niederschlag von Kalziumsulfat gewaschen werden, ohne daß sich viel Salz dabei löst?" ein Problem dar, dessen Aufforderung "Wie?" nicht auf die Erklärung eines Ereignisses, sondern auf die Beschreibung eines noch unbekanntes Sachverhalts, also auf eine Voraussage gerichtet ist. Es handelt sich dabei um ein Vorausageproblem. Der Einsatz im Chemieunterricht ist insofern anders als bei den Erklärungsproblemen, da hier Bedingungen eines Ereignisses gegeben und Kenntnisse über Gesetzesaussagen reaktiviert werden müssen und nach dem Ereignis gefragt wird. Beim angeführten Beispiel ist das minimale Auflösen des Kalziumsulfats eine solche Bedingung. Die Gesetzesaussagen betreffen mit dem Löslichkeitsprodukt das Massenwirkungsgesetz.

Werden die Schüler aktiv in das Stellen von Problemen einbezogen, so haben sie zur Problemformulierung eine Reihe von Aussagen zu suchen, sie sind also bereits hierbei schöpferisch tätig. Da bei einem Problem das erfragte Ziel nicht algorithmisch erreicht werden kann, bietet der Prozeß des Problemlösens objektiv schöpferische Situationen (6), die es für die zunehmend schöpferische Tätigkeit der Schüler zu nutzen gilt. Für das Lösen des Erklärungsproblems der unterschiedlichen pH-Werte gleichkonzentrierter Säurelösungen ist unter Anwendung der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes eine theoretische Erklärung möglich, weil Berechnungen des pH-Werts durchgeführt werden können, und sogar eine allgemeine Beziehung zwischen der Säurekonstanten K_S und dem pH-Wert auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes ableitbar ist (s. Abschnitt 3.2., 14. Stunde, S. 91). Häufig fehlen den Schülern für die theoretischen Erklärungen jedoch noch notwendige Gesetzesaussagen,

so daß zur Erklärung zunächst eine Hypothese aufgestellt werden muß, die anschließend zu verifizieren ist (5; S. 492). Es wird in solchen Fällen eine hypothetische Erklärung durchgeführt. Dieses Erkenntnisverfahren des LöSENS eines Erklärungsproblems soll am Beispiel der Behandlung der Hydrolyse gezeigt werden (s. Abschnitt 3.2., 16. und 17. Stunde, S. 93 und 94).

Die Situation eines Erklärungsproblems kann durch die Feststellung entstehen, daß beim Mischen von gleichen Volumen Natriumhydroxidlösung und Äthansäurelösung gleicher Konzentration der pH-Wert der Lösung größer als 7 ist. Das Bestimmen des pH-Wertes einer Natriumazetatlösung bestätigt dieses Ergebnis. Die festgestellte Erscheinung der basischen Reaktion dieser beiden Lösungen ist zu erklären. Zur Formulierung des Erklärungsproblems stehen auch die Ergebnisse der Bestimmung der pH-Werte von Natriumchlorid-, Kaliumchlorid- und Natriumsulfatlösungen zur Verfügung, so daß das Problem beispielsweise lauten könnte: "Die gelösten Salze dissoziieren in wässriger Lösung vollständig in Metall-Ionen und Säurerest-Ionen. Im Wasser als Lösungsmittel sind Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen entsprechend dem Ionenprodukt des Wassers in gleichen Mengen enthalten. Obwohl deshalb bei den Salzlösungen ein pH-Wert von 7 zu erwarten ist, trifft das nicht für alle Salzlösungen zu." Die Schüler wissen zu diesem Zeitpunkt noch nicht, daß die Lösungen sehr vieler Salze einen von 7 verschiedenen pH-Wert haben. Deshalb lautet auch die zum Problem gehörende Frage: "Warum ist der pH-Wert einer wässrigen Natriumazetatlösung größer als $\text{pH} = 7$?" Zwar reicht das bisherige Wissen der Schüler zur Erklärung dieses experimentell festgestellten Ereignisses der basischen Reaktion noch nicht völlig aus, aber es ermöglicht ihnen, wissenschaftlich begründete Vermutungen aufzustellen, d. h. das Aufstellen von Hypothesen. Es ist vom Leistungsstand abhängig, ob die Schüler selbständig die Hypothesen aufstellen und formulieren, oder diese unter stärkerer Führung durch den Lehrer mit gegebenen Erkenntnishilfen erarbeitet werden. Die Formulierungen der Hypothesen einiger Schüler sollten in jedem Falle verglichen und diskutiert werden. Hierbei ergeben sich Möglichkeiten der staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung, indem gleichzeitig Betrachtungen über die erkenntnistheoretische Funktion und die Notwendigkeit der Hypothesen in Zusammenhang mit der

Erkennbarkeit der Welt angestellt werden. Das selbständige Aufstellen der Hypothesen ist eine Leistung der Schüler, die entsprechende Bewertung finden sollte. Für das Beispiel könnte die Hypothese lauten: "Der Überschuß von Hydroxid-Ionen in der Lösung kommt dadurch zustande, daß sich das Dissoziationsgleichgewicht des Wassers weiter zugunsten der Ionen verlagert, weil sich auf Grund des geringen Zahlenwertes der Säurekonstanten der Äthansäure ein Teil der Azetat-Ionen mit Wasserstoff-Ionen zu undissoziierter Äthansäure verbindet." Um das reduktive Schließen der Schüler zu verdeutlichen, wird bei dem Beispiel von der Wirkung, vom Ereignis, rückschreitend zu den Ursachen vorgezogen. Das kann bei der Formulierung der Hypothese auch umgekehrt zum Ausdruck gebracht werden.

Die vermuteten Vorgänge in dieser Hypothese sind nicht durch einfache Beobachtung überprüfbar. Trotzdem muß diese Aussage wegen ihrer hypothetischen Natur überprüft werden, wozu die experimentelle Methode im Chemieunterricht hervorragend geeignet ist (4; S. 106 f.) (5; S. 356 ff.). In diesem Zusammenhang ist zu beachten, daß die experimentelle Methode die wissenschaftliche Methode der Überprüfung von Hypothesen mit Hilfe von Experimenten und nicht gleichbedeutend mit dem Einsatz von Experimenten überhaupt im Unterricht ist. Bei der experimentellen Methode ist zunächst aus der Hypothese eine experimentell überprüfbare Folgerung zu ziehen (A), deren experimentelle Überprüfung zu planen (B), dann mit Hilfe des Experiments zu überprüfen (C) und das Ergebnis im Hinblick auf die Verifikation oder Korrektur der Hypothese auszuwerten (D). In der betrachteten Unterrichtsstunde erhalten demzufolge die Schüler den Auftrag, aus der formulierten Hypothese solche Folgerungen abzuleiten, die direkt mit Hilfe des Experiments überprüfbar sind (4; S. 109 f.). Um immer die Hypothese als Ausgangsaussage und die Beziehung zur Folge deutlich zu machen, empfiehlt es sich, im Unterricht die Folgerungen von den Schülern mit "wenn ..., so ..." formulieren zu lassen. In der Klasse 12 sollten solche Folgerungen zunächst selbständig von den Schülern gesucht und anschließend zusammengetragen und zur Diskussion gestellt werden. Besonders originelle und brauchbare Folgerungen sollten dabei entsprechend bewertet werden. Aus dem Angebot von gefundenen Folgerungen kämen etwa folgende qualitativ recht unterschiedliche Schülerleistungen in Betracht:

Wenn sich die Azetat-Ionen mit den Wasserstoff-Ionen des Wassers zu undissoziierter Äthansäure verbinden, so muß auch der pH-Wert einer Kaliumazetatlösung größer als 7 sein!

Wenn ..., so ist der pH-Wert aller Azetatlösungen größer als 7!

Wenn ..., weil die Säurekonstante einen geringen Zahlenwert hat, so muß die Lösung von Natriumkarbonat als Salz einer noch schwächeren Säure als Äthansäure einen noch größeren pH-Wert haben!

Wenn ..., weil ..., so müssen auch umgekehrt bei der Lösung von Ammoniumchlorid in Wasser die Ammonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen des Wassers zu Ammoniakwasser reagieren, und der pH-Wert muß kleiner als 7 sein!

Wenn ..., weil ..., so muß der pH-Wert von Seifenlösung größer als 7 sein!

Die Diskussion und die verschiedenen Folgerungen gehen in die Planung der experimentellen Arbeit über. Es ist für den Lehrer möglich, viele der vorgeschlagenen Folgerungen vor auszusehen und so Vorbereitungen zu treffen, um diese in ihrer Vielfalt arbeitsteilig experimentell überprüfen zu lassen. Im Rahmen der Planung der Experimente wird dazu eine entsprechende Tabelle an der Tafel sowie in den Schülerprotokollen vorbereitet, und die jeweils zu untersuchenden Salze können gleich an die Schüler verteilt werden. Weil in diesem Falle die Durchführung der Experimente analog denen zur Problemstellung verläuft, entfallen hier schöpferische gedankliche Konstruktionen über den Aufbau der Apparatur beziehungsweise die Durchführung der Experimente. Aus verschiedenen Gründen wird der Erkenntnisweg im Chemieunterricht meist verkürzt, so daß auch hier nicht unbedingt alle richtigen Folgerungen der Schüler aus der Hypothese experimentell überprüft werden müssen. Die Planung der experimentellen Arbeit beginnt dann zunächst mit der Auswahl der zu überprüfenden Folgerungen, die unter Umständen nach bestimmten Regeln erfolgen kann (4; S. 110).

Im Chemieunterricht wird neben den experimentell-technischen Bedingungen eine solche Folgerung auszuwählen sein, die den direktesten Bezug zur hypothetischen Aussage aufweist oder deren Überprüfung den Bestätigungsgrad der Hypothese voraussichtlich am meisten erschüttern wird. Die Betonung des Bezugs auf die hypothetische Aussage ist deshalb wichtig, weil eine Hypothese auch bereits als wahr erwiesene Aussagen enthält, die natürlich nicht mehr verifiziert werden müssen. Beim betrachteten Beispiel

stellt die folgende Aussage als Bestandteil der Hypothese die hypothetische Aussage dar: Ein Teil der Azetat-Ionen verbindet sich mit Wasserstoff-Ionen des Wassers zu undissoziierter Äthansäure. So wird vorgeschlagen, den pH-Wert von Natriumkarbonat- und Seifenlösung experimentell zu bestimmen (s. Abschnitt 3.2., 17. Stunde, S. 94). Eine hoch einzuschätzende Schülerleistung wäre die Folgerung bezüglich der Lösung von Ammoniumchlorid oder eines anderen Salzes einer schwachen Base, weil sie auf einem anderen Gebiet als der zu erklärende Sachverhalt liegt. Sie sollte unbedingt aufgegriffen und entsprechend gewertet werden, denn sie bringt durch ihre experimentelle Bestätigung den größten Zuwachs des Bestätigungsgrades der Hypothese.

Auf die Durchführung der Experimente braucht hier nicht näher eingegangen werden, denn beim behandelten Beispiel geht es um einfache Reagenzglasexperimente.

Zur Auswertung der experimentellen Ergebnisse im Hinblick auf den Bestätigungsgrad der Hypothese wird die Übereinstimmung mit der Hypothese festgestellt. Das Ergebnis der Anwendung der experimentellen Methode ist eine Aussage über die Bestätigung der Hypothese. Zusätzlich kann die hypothetische Aussage so weit verallgemeinert werden, daß es heißt:

..., weil sich bei Salzen schwacher Säuren ein Teil der Säurerest-Ionen und Wasserstoff-Ionen zu undissoziierten Säuremolekülen (beziehungsweise zu Anionen der ersten Dissoziationsstufe) verbinden.

Der Bestätigungsgrad dieser präzisierten Hypothese kann nun weiter durch die experimentelle Methode auch im Chemieunterricht der Klasse 12 erhöht werden, indem Folgerungen gezogen werden, die Salze schwacher Basen betreffen. Wurden solche Folgerungen bereits bei der ersten Anwendung der experimentellen Methode von den Schülern erreicht, so kann die Leistungsfähigkeit der Schüler zu einer noch umfassenderen Präzisierung der Hypothese genutzt werden. Diese Hypothese stellt letztendlich die Definition der Hydrolyse dar.

Der aufgezeigte Weg beim Lösen des Erklärungsproblems ist im Chemieunterricht der Klasse 12 auch für die Behandlung der Hydrolyse nicht die einzige Möglichkeit der Gestaltung des Erkenntnisprozesses. So bietet sich durch die Kenntnisse der Schüler über Reaktionen mit Protonenübergang aus der Klasse 10 die Möglichkeit,

von der Struktur her zu Hypothesen zu gelangen. An Vorwissen müßten dazu zwei Voraussetzungen für den Ablauf von Reaktionen mit Protonenübergang wiederholt werden: das Vorhandensein von Teilchen, in denen Wasserstoffatome durch Atombindung mit partiellem Ionencharakter gebunden sind, und von Teilchen mit einsamen Elektronenpaaren beziehungsweise doppelt besetzten Orbitalen, die Protonen anlagern können. Die erste Voraussetzung ist bei den Säure- und Wassermolekülen sowie Ammonium-Ionen, die zweite bei allen Säurerest-Ionen und Wassermolekülen erfüllt. Somit könnte die Hypothese lauten:

..., weil Säurerest-Ionen mit Wassermolekülen unter Protonenübergang reagieren.

Damit ergibt sich direkt die allgemeine Gleichung



Daraus müssen dann in der gezeigten Weise ebenfalls experimentell überprüfbare Folgerungen abgeleitet werden.

An der Darstellung dieses Beispiels aus dem Chemieunterricht der Klasse 12 wird der Zusammenhang von Hypothese und Voraussage bei der Lösung von Erklärungsproblemen deutlich. Hypothese und Voraussage treten im Chemieunterricht auch in größeren Zusammenhängen auf, indem die Schüler durch das Lösen von Erklärungsproblemen weitere Kenntnisse über Gesetze und Bedingungen gewinnen, die das Aufstellen neuer Voraussagen in der gleichen oder auch in späteren Unterrichtsstunden ermöglichen. Andererseits kann in vielen Unterrichtsstunden bei gründlich geplantem Verlauf des Erkenntnisprozesses der Schüler während der Überprüfung von Voraussagen bereits die Situation eines Erklärungsproblems entstehen. So ist den Stundenerläuterungen zu entnehmen (s. Abschnitt 3.2., 16. Stunde, S. 93), daß die Situation des ausführlich dargestellten Erklärungsproblems auch bei der Überprüfung einer Voraussage entstehen und den Schülern bewußt werden soll.

Das Voraussageproblem, das ausgehend von der Reaktivierung der Kenntnisse über die Neutralisation zu stellen ist, kann durch folgende Frage erfaßt werden: In welchem Verhältnis stehen die Mengen oder Konzentrationen der Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen nach vollzogener Neutralisation? Das Lösen des Voraussageproblems führt zum Aufstellen der Voraussage, daß die Mengen beziehungsweise Konzentrationen beider Ionenarten gleich sind. Diese Voraussage wird zwar begründet, ist aber damit noch nicht

bestätigt und somit noch hypothetischer Natur. In vielen Fällen ist im Chemieunterricht die direkte Überprüfung der Voraussage durch einfache Beobachtung, das Experiment oder andere Formen der Praxis möglich. Die hypothetischen Aussagen dieser Voraussage sind nicht direkt prüfbar, so daß auch hier die experimentelle Methode angewendet werden muß. Die Schüler ziehen analog zur Prüfung der erklärenden Hypothese beispielsweise die Folgerung:

Wenn bei neutralisierten Lösungen die Mengen (oder Konzentrationen) von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen gleich sind, so entsteht beim Zusammengeben von gleichen Volumen gleichnormaler Lösungen von ...-hydroxid und ...-säure eine Lösung mit dem pH-Wert = 7!

Die experimentelle Prüfung bestätigt die Folgerung für Salzsäure und Natriumhydroxidlösung, widerspricht der für Äthansäure- und Natriumhydroxidlösung. Im Rahmen der Auswertung der experimentellen Ergebnisse in Hinblick auf den Bestätigungsgrad der Voraussage ist bekanntlich eine widerlegte Folgerung zwingend (4; S. 109) und macht die Präzisierung der Voraussage notwendig. Um experimentelle Fehler auszuschalten, werden noch die pH-Werte der Lösungen von Salzen bestimmt, aber auch der pH-Wert einer Natriumazetatlösung ist größer als 7. Es entsteht die Situation des ausführlich dargestellten Erklärungsproblems, das von den Schülern in der beschriebenen Weise durch die skizzierte Unterrichtsgestaltung gelöst wird.

Bei einer solchen Gestaltung des Chemieunterrichts als Problemstellen und Problemlösen müssen wesentliche Bestandteile der marxistisch-leninistischen Erkenntnistheorie auch von den Schülern angewandt werden, und es kommt darauf an, daß sie deren Richtigkeit und Bedeutung erkennen, erleben und werten.

2.2. Zur methodischen Gestaltung des Festigens, Anwendens und Systematisierens

Um anwendungsbereites Wissen und Können zu erreichen, muß weiter mit dem behandelten Stoff gearbeitet werden. Diese weitere Arbeit mit dem Stoff erfolgt durch Festigen, Anwenden und Systematisieren.

Im Chemieunterricht der Klasse 12 ist die Erkenntnis der Schüler auf viele Begriffe und Aussagen auf einem hohen theoretischen Niveau gerichtet, die nur mit Hilfe umfangreicher zusätzlicher Mittel zu ihrem Verstehen eingeführt werden können. Deshalb ist es in dieser Klassenstufe besonders wichtig, beim Festigen des neuen Stoffes das Wesentliche hervorzuheben, die Aussagen exakt von Lehrer und Schüler zu formulieren sowie frei von vorher notwendigen Hilfsinformationen und Erkenntnisoperationen für alle Schüler deutlich werden zu lassen. Eine wesentliche Hilfe ist dabei die genaue Bestimmung und Formulierung der Ziele der Unterrichtsstunden. So kann zum Erkennen wichtiger Grenzen der kinetischen Betrachtungsweise die Bromwasserstoffsynthese als Kette von Teilreaktionen der Bildung von Jodwasserstoff gegenübergestellt werden (s. Abschnitt 3.2., 2. Stunde, S. 73). Beim Festigen der Erkenntnis wird auf die Geschwindigkeitsgleichung für die Bromwasserstoffbildung und die Reaktionsgleichungen einzelner Teilreaktionen völlig verzichtet, weil diese Sachverhalte als Hilfsinformationen zusätzliche Mittel zum Verstehen darstellen. Als Erkenntnis der Schüler wird bei der Festigung herausgestellt, daß nur für Reaktionen, die nicht über einzelne Stufen verlaufen, Geschwindigkeitsgleichungen direkt aus den Reaktionsgleichungen aufgestellt werden können (s. Abschnitt 3.2., 2. und 3. Stunde, S. 73 und 75).

Auch Üben und Einprägen spielen als Elemente des Festigens eine wichtige Rolle im Chemieunterricht der Klasse 12. Es sei hier nur an die Gleichgewichtsberechnungen erinnert, die durch Aufgaben beziehungsweise Aufgabenreihen geübt werden. Es ist auch im Chemieunterricht der Klasse 12 notwendig, viele Begriffe und die Beziehungen zwischen ihnen einzuprägen. Um einfache Wiederholungen von Definitionen zu vermeiden und die Qualität der Tätigkeiten bezüglich ihrer Selbständigkeit, Produktivität und Übertragbarkeit zu erhöhen, spielen hierbei auch Anwendungen bereits eine Rolle. Zum Einprägen der Begriffe "Reaktionsenergie", "Reaktionsenthalpie" und "molare Bildungsenthalpie" empfiehlt es sich, die Erläuterung dieser Begriffe mit Aufgabenstellungen zum Vergleichen der entsprechenden Größen miteinander bei gegebenen Bedingungen zu kombinieren (s. Abschnitt 3.1., 3. Stunde, S. 52).

Aufgabe:

1. Untersuchen Sie, ob $\Delta h^R > \Delta u^R$ beziehungsweise $\Delta h^R < \Delta u^R$, wenn
- eine Volumenzunahme erfolgt und die Reaktion endotherm verläuft,
 - eine Volumenzunahme erfolgt und die Reaktion exotherm verläuft,
 - eine Volumenabnahme erfolgt und die Reaktion endotherm verläuft und
 - eine Volumenabnahme erfolgt und die Reaktion exotherm verläuft.

Lösung:

a)	Δh^R	>	Δu^R
b)	Δh^R	<	Δu^R
c)	Δh^R	<	Δu^R
d)	Δh^R	>	Δu^R

2. Begründen Sie Ihre Angaben!

Lösung: Für b) könnten folgende Begründungen erwartet werden: Verläuft eine Reaktion exotherm und unter Volumenzunahme, wird also vom System Wärme abgegeben und gleichzeitig Volumenarbeit verrichtet, so kann dies nur auf Kosten der inneren Energie des Systems erfolgen, daher ist $\Delta u^R > \Delta h^R$.

Oder: Wenn vom System Volumenarbeit verrichtet und Wärme abgegeben wird, ist $p \cdot \Delta V$ positiv und Δu^R negativ. Da im allgemeinen $p \cdot \Delta V \ll \Delta u^R$, muß Δh^R kleiner als Δu^R sein.

Das Vergleichen verwandter Begriffe ist als Möglichkeit des Festigens und Anwendens in allen weiteren Stoffgebieten der Klasse 12 möglich, so bei der Behandlung des Ionenprodukts des Wassers K_W und des Löslichkeitsprodukts L und der Gleichgewichtskonstanten K_B und K_S sowie K_C und K_p . Dieses Vergleichen stellt zugleich eine allgemeine Anwendung der Begriffe dar. Mit der Behandlung grundlegender Gesetze in der Klasse 12 ist das Anwenden mit der Arbeit am neuen Stoff verbunden. Oft ist die Arbeit am neuen Stoff zugleich Anwendung des vorher Gelernten. Beispiele dafür sind die Anwendungen der Kenntnisse über den Enthalpiebegriff, den Satz von Hess und das Massenwirkungsgesetz. Besondere Bedeutung hat das Anwenden bei der Durchführung des Praktikums.

Das Systematisieren setzt bereits umfangreiches Wissen und Können der Schüler voraus. Es dient auch in der Klasse 12 nicht nur Zusammenfassungen und Wiederholungen, sondern soll wesentlich zur Erkenntnisgewinnung umfassender Zusammenhänge beitragen. Die Erläuterungen der thermochemischen Begriffe können sinnvoll durch Identifizieren bestimmter Größen mit Hilfe dieser Begriffe realisiert werden. Dabei spielen zugleich Elemente des Anwendens und des Systematisierens eine Rolle. Gerade bei diesen thermochemischen Begriffen ist die notwendige Klarheit oft schwierig zu erreichen, da sich die Begriffe mehrfach unterschiedlich überschneiden. So kann beispielsweise die abgegebene Wärmemenge von $\Delta h = - 192,8$ kcal bei der Reaktion von 2 mol Eisen mit 3 mol Chlor als

a) die molare Reaktionsenthalpie für



b) die doppelte molare Bildungsenthalpie von Eisen(III)-chlorid

$$2 \Delta H_{\text{FeCl}_3}^B = 2 (- 96,4 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1})$$

c) ungleich der entsprechenden Reaktionsenergie identifiziert werden.

Elemente des Systematisierens treten auch bei anderen Aufgaben auf, wenn die Ergebnisse in einer Tabelle zusammengestellt werden (s. Abschnitt 3.2., 6. Stunde, S. 80).

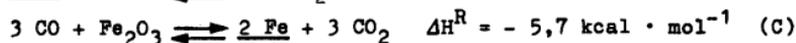
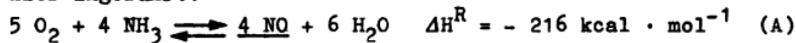
Gesamtdruck p	1 atm		2 atm	
	c_i in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	p_i in atm	c_i in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	p_i in atm
Gas a	0,048	$\hat{=} 1$	0,095	$\hat{=} 2$
Gas b je	0,024	$\hat{=} 0,5$	0,048	$\hat{=} 1$
Gas c Stoff A	0,016	$\hat{=} 0,33$	0,032	$\hat{=} 0,67$
Stoff B	0,032	$\hat{=} 0,67$	0,063	$\hat{=} 1,33$

Bei diesem Beispiel werden Zusammenhänge zwischen Konzentrationen und Partialdrücken, aber auch zwischen diesen Größen und dem Gesamtdruck und schließlich auch zwischen diesen Größen und der Zusammensetzung der Gase deutlich.

Die Festigung des Wissens und Könnens aus den vorhergehenden Klassenstufen unter der Sicht der Vorbereitung auf die Reifeprüfung ist in der Klasse 12 von entscheidender Bedeutung. Diese

Aufgabe wird durch die Reaktivierung von Wissen und Können für die Behandlung des Unterrichtsstoffes der Klasse 12 und die Anwendungen dieser Vorkenntnisse der Schüler wesentlich erfüllt.

Zur Reaktivierung und Festigung von Vorwissen ist das Prinzip von Le Chatelier auf verschiedene chemische Gleichgewichte anzuwenden, auch auf solche Reaktionen, die den Schülern noch unbekannt sind. Die Ermittlung der Tendenz zur Veränderung der Gleichgewichtslage bei Änderung eines Parameters läßt sich z. B. mit Hilfe eines Arbeitsblattes oder einer selbst angefertigten Tabelle frontal für alle Schüler organisieren. Den Schülern wird dabei die Aufgabe gestellt, die Änderung der Parameter so festzulegen, daß die Ausbeute an einem bestimmten reagierenden Stoff, dessen Formel unterstrichen ist, erhöht wird. Die Schüler sollten ihre Entscheidungen jeweils begründen. Einige Beispiele seien hier angeführt:



	Temperaturänderung	Druckänderung
A Maßnahme Begründung	möglichst erniedrigen exotherme Reaktion	evtl. erhöhen geringe Volumenvergrößerung (9 : 10)
B Maßnahme Begründung	erhöhen endotherme Reaktion	erniedrigen Volumenvergrößerung (1 : 2)
C Maßnahme Begründung	möglichst erniedrigen exotherme Reaktion	keine Veränderung keine Volumenänderung (3 : 3)
D Maßnahme Begründung	erhöhen endotherme Reaktion	erniedrigen Volumenvergrößerung (0 : 1)

Neben dem Einsatz von Arbeitsblättern lassen sich die Schülertätigkeiten auch dadurch organisieren, daß die betreffenden Reaktionsgleichungen an der Tafel oder mit dem Tageslicht-Schreibprojektor gegeben werden.

Weitere Schwerpunkte der Festigung von Wissen und Können aus den vorhergehenden Klassenstufen sind die Anwendungen der Kenntnisse über Redoxreaktionen auf die Elektrochemie, auf Nebengruppenelemente, auf Komplexverbindungen sowie die Anwendungen der Kenntnisse der Schüler über den Atombau auf Nebengruppenelemente und auf Komplexverbindungen.

3. Physikalische Chemie

3.1. Thermochemie

3.1.1. Hinweise zum Stoffabschnitt

Ein Hauptanliegen dieses Stoffabschnitts ist die Anwendung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre auf chemische Systeme und insbesondere auf chemische Reaktionen. Ausgehend von der Einheit des Stoff- und Energieumsatzes bei chemischen Reaktionen ist für die Untersuchung der quantitativen Beziehungen die Einteilung der chemischen Systeme in offene, geschlossene und abgeschlossene Systeme notwendig (1. Stunde, S. 48).

Um den Zusammenhang zwischen Stoff- und Energieumsatz bei chemischen Reaktionen übersichtlich und eindeutig quantitativ erfassen zu können, ist die Einführung molarer Größen erforderlich. So spielt auch bei den thermochemischen Betrachtungen die Einheit der Stoffmenge, das Mol, eine Rolle, und die Unterscheidung von extensiven und intensiven Größen in Form von nichtmolaren Größen und molaren Größen ist notwendig (1. Stunde, S. 48). Die Benutzung von nichtmolaren und molaren Größen bietet auch bei der Behandlung des Stoffabschnitts "Thermochemie" Vorteile, weil dadurch die Herleitung einer Reihe von Beziehungen aus dem ersten Hauptsatz der Wärmelehre und entsprechende Betrachtungen zunächst allgemein und ohne einengenden Bezug auf die Einheit der Stoffmenge vorgenommen werden können und weil es letztlich wesentlich ist, die Reaktionsenthalpie Δh^R von der molaren Reaktionsenthalpie ΔH^R zu unterscheiden. Die Unterscheidung zwischen nichtmolaren und molaren Größen ist für die Schüler keineswegs neu. Bereits in Klasse 7 wird die molare Masse M als Quotient aus der Masse m und der zugehörigen Stoffmenge n eingeführt und von den Schülern mit der Einheit $g \cdot mol^{-1}$ angewendet. Nichtmolare Größen werden nach Übereinkunft im allgemeinen mit Kleinbuchstaben, molare Größen mit Großbuchstaben bezeichnet. So wird auch im Chemieunterricht verfahren. Eine Ausnahme stellt das molare Volumen mit der Bezeichnung V_m dar. Es wird für gasförmige Stoffe in Klasse 8 als Quotient aus der molaren Masse M und der Dichte ρ eingeführt und erhält die Einheit $l \cdot mol^{-1}$. Um Verwechslungen

mit der Bezeichnung für die Geschwindigkeit v zu vermeiden, wird im Physikunterricht das Volumen prinzipiell mit Großbuchstaben V bezeichnet. Dieser Festlegung wird im Chemieunterricht entsprochen und für das molare Volumen die Bezeichnung V_m eingeführt, V als eine nichtmolare Größe betrachtet und mit v die Reaktionsgeschwindigkeit bezeichnet.

In der Klasse 12 wird im Abschnitt "Thermochemie" der bisher verwendete Begriff Reaktionswärme präzisiert. Aus Klasse 8 sind die Begriffe "Reaktionswärme", "exotherme und endotherme Reaktion" und die Angabe der Reaktionswärme neben der Reaktionsgleichung bekannt. In den Klassen 9 und 10 werden häufig Angaben über die Reaktionswärme Q gemacht, ohne daß der Bezug zur Stoffmenge oder Reaktionsbedingung explizite quantitativ betrachtet wird. Das bleibt dem Chemieunterricht der Klasse 12 vorbehalten. In Klasse 11 spielt die Größe Reaktionswärme kaum eine Rolle, so daß hinsichtlich des Begriffs und der Angabe der Reaktionswärme mit der Behandlung der Thermochemie an den erreichten Entwicklungsstand im Chemieunterricht der Klasse 10 angeknüpft wird. Bis dahin wird die Reaktionswärme durchweg mit Großbuchstaben gekennzeichnet, so daß die Unterscheidung zur nichtmolaren Größe q nachzuholen ist (1. Stunde, S. 48). Die Reaktionswärme q ist bei der Behandlung der Thermochemie als Oberbegriff für die Reaktionsenergie Δu^R und für die Reaktionsenthalpie Δh^R zu betrachten, je nachdem, ob die Reaktion unter isochoren oder isobaren Bedingungen verläuft.

Im Physikunterricht werden besonders in Klasse 11 umfangreiche Vorleistungen für diesen Stoffabschnitt geschaffen. Ausgehend vom Gesetz von der Erhaltung der Energie wird der erste Hauptsatz der Wärmelehre im Physikunterricht als die Beziehung zwischen der zugeführten Wärmemenge W_w , der inneren Energie W_i und der vom Körper abgegebenen Arbeit W_{mech} formuliert. Damit ist der erste Hauptsatz in der Form

$$W_w = \Delta W_i + W_{\text{mech}}$$

eingeführt (LB Ph; S. 104), wobei W_w , W_i und W_{mech} nichtmolare Größen darstellen. Es ist deshalb notwendig, diese Beziehung als $q = \Delta u - a$

zu formulieren (2. Stunde, S. 51). Dabei muß den Schülern die Verwendung des negativen Vorzeichens für die vom System verrichtete Arbeit begründet werden. Im Physikunterricht zählt nämlich die

dem Körper zugeführte mechanische Arbeit negativ ($W_{\text{mech}} < 0$) und die abgegebene mechanische Arbeit positiv ($W_{\text{mech}} > 0$), während im Chemieunterricht jede vom System abgegebene Energie ein negatives Vorzeichen erhält. Demzufolge wird nicht nur für die abgegebene Wärme, sondern auch für die vom System verrichtete Arbeit das negative Vorzeichen verwendet. Diese entgegengesetzte Vorzeichenfestlegung muß sich natürlich in den Formulierungen des ersten Hauptsatzes auswirken. Dieselben Zusammenhänge müssen im Chemieunterricht auch berücksichtigt werden, wenn die am oder vom System verrichtete Arbeit als Volumenarbeit $p \cdot \Delta V$ ausgedrückt wird. Während im Physikunterricht für die abgegebene Volumenarbeit vereinbarungsgemäß

$$W_{\text{mech}} = p \cdot (V_2 - V_1) \text{ oder } W = p \cdot \Delta V$$

formuliert wird (LB Ph; S. 105 f.), muß diese durch Volumenzunahme vom System an der Umgebung verrichtete Arbeit im Chemieunterricht auf Grund der hier geltenden Vereinbarung ein negatives Vorzeichen erhalten:

$$p \cdot \Delta V = - a \text{ beziehungsweise } a = - p \cdot \Delta V.$$

Der Begriff der inneren Energie ist für die Behandlung der Thermochemie besonders bedeutsam (2. Stunde, S. 51). Er wird im Physikunterricht als nichtmolare Größe erfaßt, wobei von der Grundgleichung der kinetischen Gastheorie ausgegangen wird. Auf der Grundlage des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre wird die Änderung der inneren Energie bei isochorer Erwärmung untersucht, es werden die spezifischen Wärmen c_p und c_v unterschieden und $c_p > c_v$ behandelt. Auch die Berechnung der Wärmeenergie, die bei isobarer Erwärmung in mechanische Energie umgewandelt wird, sowie die Untersuchungen der Spezifik der Arbeit bei isothermen und adiabatischen Zustandsänderungen dienen der Vorbereitung thermochemischer Betrachtungen (LP Ph; S. 32 f.; LB Ph; S. 91 ff.).

Wichtige Vorleistungen für die Behandlung der Thermochemie stellen auch die Kenntnisse der Schüler über die Grundlagen der Kalorimetrie dar (4. Stunde, S. 54). Besonders wertvoll für die Bestimmung der Bildungswärme im Chemieunterricht sind die Erfahrungen der Schüler, die im Fach Physik an Hand von Schülerexperimenten zur Bestimmung des Wasserwertes eines Kalorimeters und der spezifischen Wärme fester Körper entwickelt wurden.

Nach der Formulierung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre ist die innere Energie als Zustandsfunktion zu charakterisieren (2. Stunde, S. 51). Den Schülern wird erklärt, daß die Änderung der inneren Energie Δu lediglich vom Anfangs- und Endzustand eines Vorgangs abhängig ist, nicht aber vom Weg und der Prozeßführung. Dabei sind die Begriffe Zustandsfunktion und Prozeßführung einzuführen, die an Hand des Druck-Volumen-Diagramms als Modell erläutert werden können. Durch die unterschiedliche Reihenfolge in der Kombination von isochorer und isobarer Prozeßführung können Vergleiche über die notwendigen unterschiedlichen Wege zum gleichen Ziel angestellt werden.

Auf Grund der Reaktivierung der Kenntnisse über den ersten Hauptsatz der Wärmelehre erkennen die Schüler bei der Einführung der Reaktionsenergie Δu^R , daß sich die Änderung der inneren Energie nicht nur als Aufnahme oder Abgabe von Wärme äußern kann, sondern auch als Abgabe oder Aufnahme von Arbeit in Form von Volumenarbeit und elektrischer Arbeit (2. Stunde, S. 51). Die Änderung der inneren Energie ist jedoch nur bei isochor geführten Vorgängen gleich dem Wärmeaustausch. Allerdings sind für eine isochore Prozeßführung bei Gasreaktionen, bei denen die Stoffmengen gasförmiger Stoffe im Anfangs- und Endzustand verschieden sind

($\Delta V(\text{gasf.}) \neq 0$), Reaktionsapparate mit starren Wänden notwendig. Darum wird bei vielen chemischen Reaktionen im Labor und in der chemischen Produktion bei konstantem Druck gearbeitet.

Zur übersichtlichen und einfachen Berechnung isobar geführter Prozesse ist es vorteilhaft, als zweite mathematische Form des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre die Reaktionsenthalpie Δh^R einzuführen und anzuwenden (3. Stunde, S. 52). Beide Formen, die innere Energie u und die Enthalpie h sind Zustandsfunktionen.

Für die Betrachtungen im Chemieunterricht heißt das: Die bei chemischen Reaktionen und physikalischen Vorgängen auftretenden Änderungen der inneren Energie Δu (bei isochorer Prozeßführung) sowie die Änderungen der Enthalpie Δh (bei isobarer Prozeßführung) sind nur vom Anfangs- und vom Endzustand abhängig, nicht vom Wege, auf dem die Änderung auf Grund der Prozeßführung verläuft.

Im Ergebnis der Betrachtungen im Unterricht muß der Schüler also folgende Zusammenhänge erfassen und anwenden lernen:

Reaktionswärme bei isochorer Prozeßführung = Reaktionsenergie

$$q(v) = \Delta u^R$$

Reaktionswärme bei isobarer Prozeßführung = Reaktionsenthalpie

$$q(p) = \Delta h^R$$

Nach der Klärung dieser Definitionen und der Erläuterung des theoretischen Zusammenhangs zwischen innerer Energie u und Enthalpie h ist dann die weitere Verwendung des Begriffs Reaktionswärme q überflüssig geworden, denn die Präzisierung dieses Begriffs hat zu den beiden neuen Begriffen Δu^R und Δh^R geführt. Deshalb wird zur Behandlung der Thermochemie die notwendige Einführung molarer Größen an der Reaktionsenergie und -enthalpie, aber nicht mehr an der Reaktionswärme vorgenommen. Die Größen ΔU und ΔH erhalten die Einheit $\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$. Weil gleichzeitig mit der Einführung der molaren Reaktionsenergie und der molaren Reaktionsenthalpie eine Anwendung der Einheit mol auf Formelumsätze einzuführen wäre, wird empfohlen, mit der Erläuterung des Unterbegriffs "molare Bildungsenthalpie" zu beginnen und anschließend zunächst auch den anderen Unterbegriff "molare Verbrennungsenthalpie" einzuführen. Bei diesen beiden molaren Enthalpieänderungen ist die Einheit mol in dem gebräuchlichen Sinne angewendet.

Die molare Bildungsenthalpie ΔH^B bezieht sich auf die Bildung eines Mols der betreffenden Verbindung aus den Elementen, also auf die Bildung einer Stoffmenge, die den Schülern bereits seit der Klasse 7 geläufig ist. Dieser Bezug auf die Stoffmenge ist für jede molare Bildungsenthalpie damit völlig eindeutig, es bedarf keiner zusätzlichen Angaben in Form von Reaktionsgleichungen (3. Stunde, S. 52). Wenn die Schüler aus dem Lehrbuch für die Verbindung Kohlendioxid die molare Bildungsenthalpie $\Delta H_{\text{CO}}^B = -94 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ entnehmen (LB-Tab. 1, S. 18), so muß das² für sie mit der Information verbunden sein, daß bei der Bildung von 1 mol Kohlendioxid aus Kohlenstoff und Sauerstoff eine Wärmemenge von 94 kcal abgegeben wird, wenn Ausgangs- und Endpunkt durch die Temperatur $T = 298^\circ \text{K}$ und den Druck $p = 760 \text{ Torr}$ charakterisiert wird. Seit der Klasse 7 können die Schüler daraus auch ableiten, daß demzufolge 1 mol Kohlenstoff und 1 mol molekularer Sauerstoff miteinander reagiert haben müssen. Völlig eindeutig ist auch der

Bezug auf die Stoffmenge für die molare Bildungsenthalpie von Aluminiumoxid: Bei der Bildung von 1 mol Aluminiumoxid aus 2 mol Aluminium und 1,5 mol molekularem Sauerstoff wird bei den genannten Anfangs- und Endbedingungen eine Wärmemenge von 400 kcal an die Umgebung abgegeben (LB-Tab. 1, S. 18). Die molare Bildungsenthalpie ΔH^B ist eine charakteristische Stoffkonstante. Unabhängig davon, ob bei der Bildung von 1 mol Eisen(III)-chlorid eine Wärmemenge von 96,4 kcal, bei 2 mol 192,8 kcal oder bei 3 mol 385,6 kcal an die Umgebung abgegeben wird, beträgt die molare Bildungsenthalpie für die Verbindung immer bei den betreffenden Bedingungen $\Delta H^B = - 96,4 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\Delta H^B = \frac{\Delta h^B}{n}$$

$$\frac{- 96,4 \text{ kcal}}{1 \text{ mol}} = - 96,4 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

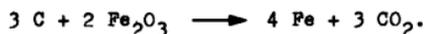
$$\frac{- 192,8 \text{ kcal}}{2 \text{ mol}} = - 96,4 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{- 385,6 \text{ kcal}}{3 \text{ mol}} = - 96,4 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Bei der molaren Verbrennungsenthalpie ΔH^V bezieht sich die angegebene Wärmemenge auf ein Mol des verbrennenden Stoffes (3. Stunde, S. 52). Völlig analog zur molaren Bildungsenthalpie und im Sinne der Anwendung der Einheit mol muß die molare Verbrennungsenthalpie von Benzol auf die isobare Verbrennung von 1 mol Benzol bezogen werden, unabhängig davon, daß bei der Verbrennung dieser Stoffmenge 6 mol Kohlendioxid und 3 mol Wasser entstehen und sogar 7,5 mol molekularer Sauerstoff umgesetzt werden (LB-Tab. 2, S. 18). Selbst diese letztgenannten Stoffmengen sind indirekt mit der molaren Verbrennungsenthalpie des Benzols festgelegt. Es kommt darauf an, daß die Schüler als Ausgangsniveau zur Behandlung der molaren Reaktionsenthalpie diese Zusammenhänge bereits bei den beiden Spezialfällen begreifen. Als Erkenntnis soll schließlich entwickelt werden:

Prozeßführung	isochor	isobar
Allgemeiner Fall	molare Reaktionsenergie ΔU^R	molare Reaktionsenthalpie ΔH^R
Spezialfälle	molare Bildungsenergie ΔU^B	molare Bildungsenthalpie ΔH^B
	molare Verbrennungsenergie ΔU^V	molare Verbrennungsenthalpie ΔH^V

Für die molare Reaktionsenthalpie ΔH^R , die nicht die Bildung von Verbindungen aus den Elementen oder die Verbrennung von Stoffen betreffen, ist der Bezug auf die Stoffmenge nicht eindeutig, weil dann nicht feststeht, welcher Stoff in der Menge 1 mol an der Reaktion teilnimmt. Die Schüler erkennen die Problemsituation, wenn ihnen eine solche Reaktionsgleichung vorgegeben wird, in der (neben den genannten Bedingungen) alle Stöchiometriefaktoren von 1 verschieden sind:



Auf ein Mol welchen Stoffes soll sich die molare Reaktionsenthalpie beziehen? Es könnte natürlich ein Stoff willkürlich dafür bestimmt und dessen Formel zum Symbol ΔH^R hinzugesetzt werden. Diese Verfahrensweise ist kompliziert, birgt die Gefahr der Verwirrung in sich und ist darum nicht üblich. Zur Angabe der molaren Reaktionsenthalpie ist die Reaktionsgleichung notwendig, hinter die die molare Reaktionsenthalpie geschrieben wird. Die molare Reaktionsenthalpie zur oben angegebenen Reaktionsgleichung muß sich also auf die Reaktion von 3 mol Kohlenstoff und 2 mol Eisen(III)-oxid beziehen, bei der 4 mol Eisen und 3 mol Kohlendioxid entstehen. Die Schüler erfahren, daß bei der Reaktion dieser Stoffmengen und den Ausgangs- und Endbedingungen von 298 °K und 760 Torr eine Wärmemenge von 114 kcal von der Umgebung aufgenommen wird.

Die Schüler können als molare Reaktionsenthalpie $\Delta H^R = + 114 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ hinter die Reaktionsgleichung schreiben. Damit bezieht sich die Einheit mol nicht mehr auf einen Stoff, wenn die molare Reaktionsenthalpie angegeben wird. Während bisher im Chemieunterricht die Einheit mol auf die zählbaren Objekte Atome, Moleküle oder Ionen angewendet wurde, gilt sie nun

bei der Behandlung der Thermochemie auch für Formelumsätze entsprechend der jeweiligen Reaktionsgleichung. Bereits bei einfachen chemischen Berechnungen in Klasse 7 und den folgenden Klassenstufen müssen die Schüler die Massen der in der Gleichung angegebenen Stoffmengen errechnen, und auf den Umsatz eben dieser Stoffmengen bezieht sich die molare Reaktionsenthalpie ΔH^R auch. Wichtig für die Angabe der molaren Reaktionsenthalpie ist dabei, daß mit der Einheit mol in der Einheit kcal \cdot mol⁻¹ die Objektmenge 1 mol Formelumsätze entsprechend der Reaktionsgleichung, d. h. etwa $6 \cdot 10^{23}$ Formelumsätze, gemeint ist.

Weder die Reaktionsenergie noch die Reaktionsenthalpie sind als Angabe eines Wärmestroms zu verstehen. Ob ein Wärmestrom tatsächlich fließt oder ob die im Verlauf einer Reaktion durch Energieumwandlung auftretende Wärme ausschließlich zur Temperatursteigerung des Systems führt, hängt von der Art der Systemgrenzen zur Umgebung ab. Die Kenntnis dieses Zusammenhangs wird im Chemieunterricht bei der kalorimetrischen Bestimmung von Reaktionsenergien und -enthalpien angewandt, aus denen die entsprechenden molaren Größen berechnet werden (4. Stunde, S. 54). Bei der Bestimmung der molaren Bildungsenthalpie von Eisensulfid soll die bei der Reaktion von Eisen und Schwefel durch Energieumwandlung auftretende Wärme in das Kalorimeter und seine Füllung fließen. Auf der Grundlage vom Gesetz des Wärmeaustausches wird dann die aufgenommene Wärme berechnet, die entgegengesetzt gleich der von der Reaktion gelieferten Wärme ist: $q_1 = -q_2$. Bei der experimentellen Bestimmung der molaren Reaktionsenthalpie für die Neutralisation wird solch ein Wärmestrom möglichst durch die Verwendung eines Dewargefäßes oder von zwei ineinandergestellten Bechergläsern verhindert. Die auftretende Wärme führt dann ausschließlich zur Temperatursteigerung des Systems, also des Stoffgemisches selbst. Das negative Vorzeichen ist mit dem Übergang der Wärme auf das Reaktionsprodukt zu begründen.

Nach der Einführung des Satzes von Hess soll das Prinzip seiner Anwendung zur Berechnung molarer Reaktionsenergien beziehungsweise -enthalpien gezeigt werden (5. Stunde, S. 55). Zu diesem Zwecke können einige thermochemische Berechnungen durchgeführt werden, ohne daß die Entwicklung entsprechender Fähigkeiten Ziel des Chemieunterrichts ist.

Bezüglich der staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung der Schüler liegen bei der Nutzung der Vorleistungen des Physikunterrichts Ansatzpunkte für die philosophisch-weltanschauliche Bildung und Erziehung in der Anwendung der Erkenntnisse über die Materialität der Welt und über die materialistische Dialektik aus dem Staatsbürgerkundeunterricht der Klasse 11 (LP St; S. 19 ff.). Bei den Betrachtungen der Energieumwandlungen sollte der Inhalt des Begriffs Materie Beachtung finden. Im Staatsbürgerkundeunterricht wurde die Einheit von Materie und Bewegung, die Bewegung als Daseinsweise der Materie behandelt, und die Schüler haben Bewegung als Veränderung überhaupt kennengelernt. Im Chemieunterricht kann das Wissen über die Engelssche Klassifizierung der Grundformen der Bewegung angewendet werden, wenn die Betrachtungen über den ersten Hauptsatz der Wärmelehre auf die chemische Bewegung erweitert werden. Das Wissen und die Überzeugung von der Unerschaffbarkeit, Unzerstörbarkeit und Uerschöpflichkeit der Materie in ihrer unendlichen Vielfalt können bei der Nutzung der Berührungspunkte zwischen Chemie und Physik angewandt und gefestigt werden, wobei deutlich hervortreten muß, daß die Einheit der Welt in ihrer Materialität besteht. Die Schüler haben schon bei der Behandlung der Grundfrage der Philosophie gelernt, daß der Materiebegriff ein bedeutendes Objekt bei der Auseinandersetzung des Materialismus mit der idealistischen Philosophie war und ist. Besonders gefährlich sind dabei die Auffassungen des subjektiven Idealismus. Im Stoffabschnitt Thermochemie ergibt sich die Möglichkeit, den Versuch Ostwalds, die Begriffe Materie und Geist dem Begriff Energie unterzuordnen, als untauglich zu erkennen, "denn die Frage, ob die erkenntnistheoretische Untersuchung (Ostwald ist sich dessen nicht klar bewußt, daß er eben eine erkenntnistheoretische und keine chemische Frage stellt!) in materialistischer oder idealistischer Richtung geführt werden soll, wird durch den willkürlichen Gebrauch des Wortes 'Energie' nicht gelöst, sondern verwirrt" (7; S. 271). In dieser Kritik von Lenin wird aber weiter deutlich, daß Ostwald nun nicht als Idealist schlechthin betrachtet werden darf. Typisch für ihn sei vielmehr der Versuch, "den Materialismus mit dem Idealismus auszusöhnen" (7; S. 272). Darin besteht die Kritik der Materialisten an Ostwald. Für die Einschätzung Ostwalds ist folgendes Urteil von Lenin bedeutsam: "Keinem einzigen dieser Profes-

soren, die auf Spezialgebieten der Chemie, der Geschichte, der Physik die wertvollsten Arbeiten liefern können, darf man auch nur ein einziges Wort glauben, sobald er auf die Philosophie zu sprechen kommt" (7; S. 347). Aus diesem Beispiel geht hervor, wie im Chemieunterricht der Klasse 12 auf philosophische Einsichten der Schüler aufgebaut werden kann. Letztlich gehen alle Aussagen der physikalischen Chemie und damit auch die Berechnungen und Bestimmungen der Energieumwandlungen im Chemieunterricht von der materialistischen Grundlage aus, daß Materie unzerstörbar und unerschaffbar, daß sie jedoch in ständiger Veränderung begriffen ist. Bei diesem Unterrichtsstoff bestehen auch in der Anwendung des Gesetzes vom allgemeinen Zusammenhang und der Wechselwirkung der Erscheinungen sowie deren Qualität und Quantität Ansatzpunkte zur Festigung des philosophischen Wissens und entsprechender Überzeugungen der Schüler.

Die Betrachtung größtechnischer Prozesse unter dem Gesichtspunkt der Thermochemie trägt bei Einbeziehung der Vorleistungen des Physikunterrichts vor allem dann zur staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung bei, wenn sie mit dem Staatsbürgerkundeunterricht koordiniert wird (6. Stunde, S. 58). Dabei sollte die immer bessere Befriedigung der Bedürfnisse der Menschen als Ziel der sozialistischen Produktion, die rasche Steigerung der Arbeitsproduktivität, die Senkung der Selbstkosten, die volle Ausnutzung der Kapazität mit den entsprechenden thermochemischen Betrachtungen kombiniert werden (z. B. Synthesegaserzeugung, Kalkbrennen, Roheisenherstellung).

3.1.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Einführung in die Thermochemie

Stundenziel

Sichere Kenntnisse über die Reaktionswärme, die chemische Reaktion als System und molare Größen, Wissen über offene, geschlossene und abgeschlossene Systeme

Vorgänge nach Arten chemischer Systeme unterscheiden können

Vervollkommnung der Fähigkeit, das Wissen über den Materiebegriff anzuwenden

Festigung der Überzeugung von der materiellen Einheit der Welt

Stundengliederung

1. Einführung der Schüler in den Unterrichtsstoff der Klasse 12
2. Ableitung der Arten chemischer Systeme
3. Unterscheiden zwischen nichtmolaren und molaren Größen

Stundenverlauf

Der Beginn der Unterrichtsstunde ist durch die unterschiedliche Situation in den einzelnen Klassen zum Anfang eines Schuljahres geprägt. Als Zielorientierung sollten die Schüler einen Überblick über den Inhalt des Chemieunterrichts im gesamten Schuljahr erhalten. Diese Information verliert ihren organisatorischen Charakter sofort, wenn sie vom Lehrer mit der Vermittlung von ersten Vorstellungen über den Gegenstand und die Aufgaben der physikalischen Chemie verbunden wird. Aus Gründen der Motivierung wird die Demonstration der Reaktion von Natrium mit Wasser zum Ausgangspunkt der Betrachtungen gemacht. Das Experiment kann wiederholt werden, wobei das Natrium auf einem Rundfilter auf die Wasseroberfläche gebracht wird. Es wird diskutiert, warum das Metall Kugelform annimmt und warum es beim Natrium auf dem Rundfilter zur Entzündung kommt. Dabei sollen die Begriffe Reaktionswärme und -bedingungen die zentrale Rolle spielen und das Wissen über die chemische Reaktion als System sowie über exotherme und endotherme Reaktionen reaktiviert werden.

Um erste Vorstellungen vom Gegenstand der physikalischen Chemie zu entwickeln, ist vom Lehrer die quantitative Betrachtungsweise des Zusammenhangs des Energie- und Stoffumsatzes von der bisher vorwiegend erfolgten qualitativen Betrachtung als Aufgabenstellung der Thermochemie abzuheben. Solche quantitativen Betrachtungen und Berechnungen sind als ein Charakteristikum der physikalischen Chemie zu verdeutlichen. Den Schülern wird ein Ausblick gegeben, daß im Rahmen des Stoffgebietes "Physikalische Chemie" auch die Reaktionsgeschwindigkeit, die Lage des Gleichgewichts, d. h. die Konzentration der reagierenden Stoffe im Zustand des chemischen Gleichgewichts, und die Energieumwandlungen in elektrische Arbeit quantitativ betrachtet werden. Mit Hilfe ihrer

Kenntnisse über die Bewegung als Daseinsweise der Materie, der Klassifizierung der Formen der Bewegung, die Materie als Einheit der unendlichen Vielfalt und der materiellen Einheit der Welt begründen die Schüler die Bedeutung der physikalischen Chemie als Grenzwissenschaft (UG). Es folgen weitere Mitteilungen über den Inhalt der Klassenstufe, und es ist günstig, dabei das Inhaltsverzeichnis des Lehrbuches als Überblick einzubeziehen.

An Hand der durchgeführten Experimente wird die Notwendigkeit der Begrenzung des chemischen Systems für quantitative Angaben abgeleitet, und die Begriffe offenes und geschlossenes System werden eingeführt (UG). Anknüpfend an diese Betrachtungen suchen die Schüler jeweils 2 Beispiele für exotherme sowie für endotherme Reaktionen (LB-Aufg. 2, S. 11). Die Beispiele werden von einigen Schülern genannt und durch andere ergänzt. Es wird festgehalten, daß bei einer chemischen Reaktion Energie auch in Form von Arbeit mit der Umgebung ausgetauscht werden kann. Der Begriff abgeschlossenes System wird eingeführt (s. S. 39). Die wiederholende Systematisierung über offene, geschlossene und abgeschlossene Systeme erfolgt an Hand der Übersicht im Lehrbuch (LB-Übersicht 1, S. 11) und die Einordnung gegebener chemischer Systeme zur Festigung in Durchführung der Aufgabe im Lehrbuch (LB-Aufg. 3, S. 11).

Ausgehend von den Experimenten wird dargelegt, daß sich experimentell bestimmte oder berechnete Reaktionswärmen nicht immer auf die Stoffmenge von einem Mol beziehen, so daß es notwendig ist, auch bezüglich der Reaktionswärme zwischen nichtmolarer und molarer Größe zu unterscheiden (s. S. 39). Das Wissen über molare Größen wird an konkreten Beispielen für Masse und Volumen reaktiviert, auf die Reaktionswärme übertragen und damit die nichtmolare Größe Reaktionswärme q mit der Einheit kcal eingeführt.

Die Wiederholung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre, der Zustandsgleichung des idealen Gases und der Volumenarbeit wird als Hausaufgabe gestellt.

2. Stunde: Anwendung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre auf chemische Reaktionen - Reaktionsenergie Δu^R

Stundenziel

Kennenlernen der Beziehung $\Delta u = q + a$ als Form des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre und der inneren Energie als Zustandsfunktion sowie der Reaktionsenergie

Ableiten können, daß die Reaktionsenergie Δu^R nur bei konstantem Volumen gleich der Reaktionswärme q ist

Festigung der Kenntnisse über die Formen der Bewegung der Materie, ihre Unerschaffbarkeit und entsprechender Überzeugungen

Stundengliederung

1. Reaktivierung des Wissens über den ersten Hauptsatz der Wärmelehre und seine Anwendung auf chemische Reaktionen
2. Erläuterung der inneren Energie als Zustandsfunktion
3. Ableitung der Reaktionsenergie Δu^R als $q(V)$

Stundenverlauf

Zu Beginn wird die Frage gestellt: Woher stammt die bei den Experimenten abgegebene Wärme? Bei der Beantwortung werden Beziehungen zur Unerschaffbarkeit und Unzerstörbarkeit der Materie hergestellt (UG). Dann kann als Zielorientierung vom Lehrer die Nutzung des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre zur Ermittlung der Änderung der inneren Energie eines Systems im Verlauf einer chemischen Reaktion - als weiterer Bewegungsform der Materie - begründet werden. Zur Festigung des Wissens kann das Erklärungsproblem gestellt werden, warum die spezifische Wärme von Gasen bei konstantem Druck c_p größer als bei konstantem Volumen c_v ist. Bei der Lösung dieses Problems wird der erste Hauptsatz der Wärmelehre angewandt (LB-Aufg. 3, S. 13). Auch die Anwendungsbeispiele im Physiklehrbuch der Klasse 11 eignen sich für eine Problem- oder Fragestellung (LB Ph; S. 117). Nach dieser Sicherung des Ausgangsniveaus werden in die mathematische Formulierung des ersten Hauptsatzes aus dem Physikunterricht die in der Chemie üblichen Bezeichnungen eingesetzt (s. S. 40) und die Festlegungen begründet (LV).

Die Schüler erläutern wiederholend die Aussage des ersten Hauptsatzes in der Form $\Delta u = q + a$ und die Beziehung $a = - p \cdot \Delta V$.

Daran anschließend wird die innere Energie als Zustandsfunktion an Hand eines Gedankenexperiments mit Hilfe des Druck-Volumen-Diagramms im Lehrbuch (LB-Abb. 1, S. 12) erläutert und dabei der Begriff Prozeßführung eingeführt (LV). Nach der Wiederholung zu den beiden eingeführten Begriffen beantworten die Schüler die Lehrbuchfrage (LB-Aufg. 2, S. 15). Auf Grund der vorherigen Betrachtungen erkennen die Schüler, daß die Reaktionswärme bei konstantem Volumen $q_{(V)}$ gleich der Änderung der inneren Energie Δu ist, weil nur unter dieser Bedingung keine Arbeit verrichtet wird: $a = 0$ (UG). Damit wird der Begriff der Reaktionsenergie gebildet. Zur Festigung werden Reaktionen ausgewählt, bei denen die Reaktionswärme q gleich der Reaktionsenergie Δu ist (SSA, evtl. LK). Es folgt eine nochmalige Verallgemeinerung: $\Delta u = q_{(V)}$. Als Hausaufgabe sollen die Schüler chemische Experimente als Beispiele für isochore und isobare Prozeßführung suchen (LB-Aufg. 2, S. 17). Weiterhin erhalten die Schüler arbeitsteilig zur 6. Stunde die Aufgabe, bei den behandelten technischen Verfahren thermochemische Prinzipien zu entdecken.

3. Stunde: Reaktionsenthalpie und molare Reaktionsenthalpie

Stundenziel

Kennenlernen der Enthalpie als $h = u + p \cdot V$ und der Reaktionsenthalpie als Reaktionswärme bei konstantem Druck sowie der molaren Reaktionsenthalpie und ihrer Spezialfälle ΔH^B , ΔH^V .

Ableiten der Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie aus dem ersten Hauptsatz; Angaben der molaren Reaktionsenthalpien und ihrer Spezialfälle erläutern und anwenden

Stundengliederung

1. Ableitung des Enthalpiebegriffs und der Reaktionsenthalpie
2. Einführung der molaren Bildungs- und Verbrennungsenthalpie
3. Einführung der molaren Reaktionsenthalpie und Festigung

Stundenverlauf

Als Zielorientierung ist ausgehend von den in der Hausaufgabe als Beispiele gewählten Experimenten zu zeigen, daß nicht die isochore, sondern die isobare Prozeßführung bei chemischen Reak-

tionen häufiger angewendet wird. Deshalb erweist sich die Einführung einer Größe, die die Volumenenergie mit einschließt, für die Chemie angebracht (LV/UG). Die Enthalpie wird zunächst unter Verwendung nichtmolarer Größen als $h = u + p \cdot V$ gegeben, analog zur inneren Energie als Zustandsfunktion charakterisiert und daraus für die isobare Prozeßführung die Reaktionsenthalpie abgeleitet (LV oder SSA mit LB und anschl. SV). Zur Festigung und Kontrolle erläutern die Schüler die Begriffe Reaktionsenergie und -enthalpie (LB-Aufg. 1, S. 17) und vergleichen sie für bestimmte Reaktionen (s. S. 33). Bezugnehmend auf die Experimente mit Natrium und Wasser sowie weitere bisher diskutierte Beispiele wird die Einführung molarer Größen begründet (LV). Die Schüler stellen die Beziehungen der molaren Masse zur Masse sowie des molaren Volumens zum Volumen auf, leiten analog die molare Reaktionsenthalpie ab und bestimmen deren Einheit. Als Problem wird nun gestellt: Eine molare Größe ergibt sich, wenn die nichtmolare Größe durch die Stoffmenge dividiert wird. An einer Reaktion nehmen immer mehrere Stoffe mit meist unterschiedlichen Mengen teil. Auf welchen reagierenden Stoff bezieht sich die als Divisor auftretende Stoffmenge bei der molaren Reaktionsenthalpie (UG)? Zur Lösung des Problems wird zunächst die molare Bildungsenthalpie als Spezialfall eingeführt. Zur Festigung entnehmen die Schüler die molaren Bildungsenthalpien für bestimmte Stoffe der Tabelle im Lehrbuch (LB-Tab. 1, S. 18) und wenden die Definition konkret an (s. S. 34). Analog wird nun mit der molaren Verbrennungsenthalpie als zweitem Spezialfall verfahren. Danach wird der Bezug der molaren Reaktionsenthalpie auf die Stoffmenge für die Reaktion



diskutiert und die Notwendigkeit der Angabe der Reaktionsgleichung begründet, wobei der Molbegriff auf die Objektmenge 1 mol Formelumsätze angewendet wird (s. S. 44). Es wird wiederholend herausgestellt, wieso die molare Bildungsenthalpie von Eisen(III)-oxid und die Verbrennungsenthalpie von Methan als Spezialfälle der molaren Reaktionsenthalpie zu verstehen sind. Abschließend oder als Hausaufgabe berechnen die Schüler quantitative Beziehungen zwischen der molaren Reaktionsenthalpie und den behandelten Spezialfällen für Aluminiumoxid und die Ammoniaksynthese (LB-Aufg. 1 und 2, S. 19). Zur Vorbereitung der folgenden

Stunde erhalten die Schüler den Auftrag, sich arbeitsteilig auf die ausführliche Beantwortung der ersten 3 Aufgaben des folgenden Abschnitts im Lehrbuch (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 21) vorzubereiten (LB Ph; S. 98 und 118).

4. Stunde: Experimentelle Bestimmung der Reaktionsenthalpie und Reaktionsenergie

Stundenziel

Kenntnis der Grundlagen der Kalorimetrie; Vorstellungen über die experimentelle Bestimmung von Reaktionsenthalpien und -energien und Wissen über deren theoretische Auswertung
Vervollkommnung der Fähigkeiten zur Durchführung und Auswertung quantitativer Experimente
Festigung der Überzeugung, daß Energie nicht aus dem Nichts geschaffen oder in Nichts verschwinden kann

Stundengliederung

1. Reaktivierung des Wissens über Grundlagen der Kalorimetrie
2. Experimentelle Bestimmung der Bildungsenthalpie von Eisensulfid
3. Experimentelle Durchführung (oder theoretische Erörterung) der Bestimmung der molaren Neutralisationsenthalpie

Stundenverlauf

Zunächst erfolgen Bemerkungen über die Notwendigkeit der Bestimmung von Reaktionsenthalpien (LV). Durch Schülervorträge zu den 3 Aufgaben im Lehrbuch, die arbeitsteilig zu bearbeiten waren (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 21), werden die Kenntnisse über Grundlagen der Kalorimetrie aus dem Physikunterricht reaktiviert. Anschließend wird als ein wesentlicher Gesichtspunkt herausgestellt, daß Energie nicht aus dem Nichts gewonnen oder in Nichts verschwinden kann (UG). Es wird auf chemische Reaktionen übertragen. Die bei der Reaktion vom System abgegebene Wärme ist entgegengesetzt gleich der vom Kalorimeter und dessen Füllung aufgenommenen Wärme.

Dann folgt die Problemstellung zur Ermittlung der molaren Bildungsenthalpie von Eisensulfid (LV). Die Aktivität der Schüler konzentriert sich zunächst auf die Planung des Experiments und

deren Auswertung, wobei der prinzipielle Aufbau und die Funktion der Kalorimeter eine große Rolle spielen. Mit Hilfe der Abbildungen und Aufgaben des Lehrbuchs (LB, S. 22 bis 25) erarbeiten sich die Schüler Vorstellungen über die Durchführung des Experiments (UG). Es ist dabei bereits zu beachten, daß die Kalorimeterflüssigkeit etwa 2 Grad unter Zimmertemperatur abgekühlt wird, damit die Zimmertemperatur zwischen der Temperatur der Flüssigkeit vor und nach der Reaktion liegt, und sich die Beeinflussung der Meßwerte in der Vor- und Nachperiode subtrahiert und nicht addiert (LB-Aufg. 3, S. 23). Da selbst Bestimmungen in Behelfskalorimetern aus zwei ineinandergesetzten Bechergläsern brauchbare Werte liefern, sollte die Durchführung als Schülerexperiment in Gruppen angestrebt werden. Die vorzunehmende Auswertung der Meßergebnisse wird an Hand der im Lehrbuch enthaltenen Meßwerte vorbereitet und im Prinzip geklärt. Zur Festigung können die Berechnung der molaren Bildungswärme von Kohlendioxid und die Begründung dafür dienen, daß in einer kalorimetrischen Bombe die Reaktionsenergie bestimmt wird (LB-Aufg. 2, S. 25). Nach der Planung beginnt die experimentell-technische Vorbereitung des Experiments. Während der Durchführung notieren die Schüler die Meßwerte, die alle 30 s abgelesen werden (SSA). Nach der Beendigung der experimentellen Arbeit werten die Schüler ihre Meßergebnisse unter Nutzung des Lehrbuchs aus. Die Ergebnisse der einzelnen Schülergruppen werden in einer Tabelle an der Tafel zusammengestellt und gewertet.

Die Bestimmung der molaren Neutralisationsenthalpie wird ebenfalls experimentell durchgeführt oder an Hand der Lehrbuchdarstellung theoretisch erörtert. Dabei werden die prinzipiellen Unterschiede zur ersten Bestimmung von den Schülern genannt (s. S. 46).

Als Hausaufgabe werden die Protokolle fertiggestellt, die in der nächsten Unterrichtsstunde zur Kontrolle abgegeben sind.

5. Stunde: Satz von Hess

Stundenziel

Erkennen, daß die Reaktionsenthalpien bei bestimmten Anfangs- und Endzuständen vom Weg und der Prozeßführung unabhängig und bei Bildungs- und Zerfallsreaktion jeweils entgegengesetzt gleich sind

Befähigung zum Erläutern des Satzes von Hess als Sonderfall des ersten Hauptsatzes der Wärmelehre
Festigen der Überzeugung von der Anwendbarkeit erkannter gesetzmäßiger Zusammenhänge

Stundengliederung

1. Ableitung des Satzes von Hess
2. Berechnungen als Anwendungen des Satzes von Hess

Stundenverlauf

Die durch den Satz von Hess widerspiegelten Zusammenhänge erkennen die Schüler, wenn von der Enthalpie als Zustandsfunktion ausgegangen wird. Damit ist unabhängig von Reaktionszeit, -weg und Prozeßführung die Änderung der Enthalpie Δh festgelegt, weil ein chemisches System vor und nach der Reaktion jeweils zwei verschiedene bestimmte Enthalpiewerte besitzt (LV, UG).

Davon ausgehend wird für eine allgemeine Reaktion $A \longrightarrow B$ wiederholt, daß durch die jeweilige Enthalpie des Systems am Anfang und am Ende der Reaktion die Reaktionsenthalpie als Enthalpieänderung voll festgelegt ist: $\Delta h_2 - \Delta h_1 = \Delta h^R$. Das trifft auch für die entsprechende molare Größe ΔH_1^R zu (UG). Analoges gilt, wenn 1 mol des entstandenen Stoffes B zu 1 mol C weiterreagiert. Die Stellung des Problems wird durch folgende Frage vollendet: Welche Beziehung besteht zu den molaren Reaktionsenthalpien dieser genannten Reaktionen, wenn aus A direkt C entsteht? Die Schüler lösen das Problem und begründen das Ergebnis:

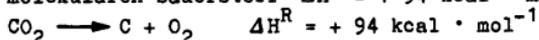
$$\Delta H_1^R + \Delta H_2^R = \Delta H^R$$

Als Sonderfall werden dann die molaren Reaktionsenthalpien für die Bildung und den Zerfall einer Verbindung betrachtet, wobei $\Delta H_1^R + \Delta H_2^R = \Delta H^R = 0$ ist (UG). Die Schüler wenden diese Erkenntnis auf einige konkrete Verbindungen an, z. B.: Wenn die molare Bildungsenthalpie von Kohlendioxid

$$\Delta H_{CO_2}^B = -94 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

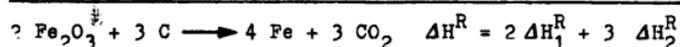
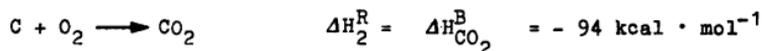
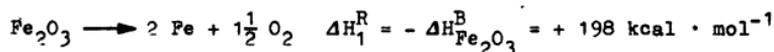
beträgt, dann beträgt die molare Reaktionsenthalpie für die Zersetzung von 1 mol Kohlendioxid zu 1 mol Kohlenstoff und 1 mol

molekularen Sauerstoff $\Delta H^R = + 94 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$:



Diese gewonnenen Erkenntnisse werden zum Satz von Hess verallgemeinert. Zur Festigung wird der Satz von Hess als Teilaussage des ersten Hauptsatzes erläutert und die entgegengesetzte Gleichheit der Reaktionsenthalpien für Bildung und Zerfall einer Verbindung mit dem Energieerhaltungssatz begründet (UG). Als Anwendung des Satzes von Hess, der von den Schülern als Gesetzesaussage gewertet werden soll, ist die theoretische Ermittlung der molaren Bildungsenthalpie von Kohlenmonoxid sehr gut geeignet. Zur Stellung dieses Problems gehört auch die Diskussion der Unmöglichkeit der direkten experimentellen Bestimmung der gesuchten Größe, womit die Notwendigkeit der Anwendung solcher theoretischer Bestimmungen überzeugend nachzuweisen ist. Nach der Formulierung des Satzes von Hess kann an diesem Beispiel gleich zu einer ersten Aussage übergegangen werden: Wenn 1 mol Kohlendioxid nicht aus den Elementen, sondern aus 1 mol Kohlenmonoxid entsteht, so ist die Reaktionsenthalpie um den Betrag geringer, der der molaren Bildungsenthalpie des Kohlenmonoxids entspricht. Diese entsprechende Wärmemenge wurde bereits bei der (theoretischen) Bildung von 1 mol Kohlenmonoxid aus den Elementen abgegeben. Damit ist der Lösungsweg skizziert, und die molare Bildungsenthalpie für Kohlenmonoxid kann berechnet werden (UG).

Außerdem erläutert der Lehrer die Anwendung des Satzes von Hess an der Berechnung der molaren Reaktionsenthalpie für die Reaktion von Kohlenstoff mit Eisen(III)-oxid zu Eisen und Kohlendioxid folgendermaßen:



$$\Delta H^R = 2(+198 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}) + 3(-94 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}) = + 114 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Falls es die Zeitplanung erlaubt, wird noch gezeigt, wie molare Bildungsenthalpien auch aus molaren Verbrennungsenthalpien ermittelt werden können (LV). Durch die Berechnung der Reaktionsenthalpie für die Reaktion (LB-Aufg. 3, S. 27) wird bereits

zur Betrachtung technisch wichtiger Prozesse unter thermochemischen Gesichtspunkten übergeleitet und auf die folgende Stunde orientierend und motivierend hingewiesen.

6. Stunde: Großtechnische Prozesse unter thermochemischen Gesichtspunkten

Stundenziel

Erkennen, daß eine günstige Wärmebilanz für eine rationelle Produktion erforderlich ist

Befähigung, Anwendungen thermochemischer Gesetzmäßigkeiten bei großtechnischen Prozessen zu erkennen und zu erläutern
Vervollkommnung der Erkenntnis der vielgestaltigen Wechselbeziehung von Theorie und Praxis sowie der Fähigkeit, sich mit subjektiv-idealistischen Anschauungen auseinanderzusetzen

Stundengliederung

1. Thermochemische Betrachtungen zu technischen Prozessen
2. Systematisierung und Festigung der Begriffe und Gesetze

Stundenverlauf

Als Zielorientierung und Motivation wird ein Einblick in die volkswirtschaftliche Bedeutung der Energiebilanz von Produktionsprozessen gegeben (LV). Auf der Grundlage von Vorstellungen und Kenntnissen über konkrete Verfahren werden die Arten für den Energieeinsatz erkannt und zusammengestellt (UG). Daran kann sich eine Diskussion über den Energieumsatz zur Herstellung bestimmter Produkte anschließen.

Die Schüler hatten in der 2. Stunde den Auftrag erhalten, arbeitsteilig die bisher behandelten technischen Verfahren auf die Anwendung thermochemischer Prinzipien zu überprüfen (s. S. 51). Einige Schüler berichten nun über ihre Ergebnisse hinsichtlich der Herstellung von Roheisen, Stahl, Branntkalk, Wassergas, Ammoniak und Schwefelsäure. Dabei werden solche Anwendungen thermochemischer Gesetzmäßigkeiten erkannt und festgehalten, die zur Senkung der Selbstkosten und zur Rationalisierung beitragen, wie Senkung der Abgabe ungenutzter Wärme durch Isolation, Wärmeaustausch, Kopplung von exothermen und endothermen Reaktionen in unterschiedlicher Art und Weise (UG).

Zur Systematisierung des Unterrichtsstoffes werden folgende Begriffe zusammengetragen, geordnet und definiert: innere Energie, Enthalpie, Reaktionsenergie und -enthalpie, molare Reaktionsenthalpie (LK). Die Beziehung zum ersten Hauptsatz wird dabei hergestellt und die zentrale Stellung des Energiebegriffs in Natur- und Gesellschaftswissenschaften am Beispiel der Auseinandersetzung Lenins mit der idealistischen Verfälschung des Materiebegriffs durch den Chemiker Ostwald erläutert und diskutiert (s. S. 47). Daran schließt sich die weitere Übung und Festigung an, bei der zunächst eine vom System verrichtete Volumenarbeit berechnet wird, indem das Volumen des entstehenden Gases berechnet und in die Beziehung $w = - p \cdot \Delta V$ eingesetzt wird (LB-Aufg. 1, S. 28). Ausgehend von diesem Beispiel werden die beiden folgenden Aufgaben (LB-Aufg. 2 und 3, S. 28) erörtert (UG).

3.2. Chemisches Gleichgewicht

3.2.1. Hinweise zum Stoffabschnitt

Im Mittelpunkt bei der Planung und Gestaltung des Unterrichts zum Stoffabschnitt stehen die quantitativen Betrachtungen chemischer Reaktionen auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes und der vielfältigen Anwendungen dieses Gesetzes. Mit der Reaktivierung und Vervollkommnung des Wissens über die Reaktionsgeschwindigkeit wird vor allem die kinetische Ableitung des Massenwirkungsgesetzes und seine Anwendung vorbereitet. Es handelt sich dabei um die quantitative Darstellung der Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von den Konzentrationen der reagierenden Stoffe in Form der Geschwindigkeitsgleichungen.

Bezüglich der Wissenschaftlichkeit der kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes werden häufig Bedenken erhoben (4. Stunde, S. 77). Es kommt dabei aber nur dann zu Verstößen gegen das Prinzip der Wissenschaftlichkeit des Unterrichts, wenn die Grenzen der kinetischen Betrachtungen ungenügend beachtet werden. Die Grenzen der kinetischen Betrachtungsweise liegen darin, daß die Übereinstimmung der tatsächlichen, experimentell bestätigten Reaktionsordnung mit der Reaktionsgleichung selten ist. Demzufolge ist aus der Reaktionsgleichung die Geschwindigkeitsgleichung für die

betreffende Reaktion gar nicht ableitbar. Die Ursache dafür liegt darin begründet, daß die Reaktionsgleichungen die Bruttoreaktion, d. h. die Summe einer mehr oder weniger großen Anzahl von Teilreaktionen, wiedergeben und keinerlei Aufschluß über den Reaktionsmechanismus bieten. Die notwendigen detaillierten Angaben über den Reaktionsverlauf für das Aufstellen der Geschwindigkeitsgleichungen sind gegenwärtig nur für sehr wenige chemische Reaktionen genau bekannt.

Bei den kinetischen Betrachtungen zur Reaktionsgeschwindigkeit ist folgendes zu beachten, wenn die wissenschaftliche Exaktheit gewährleistet sein soll (8) (9): Die Stoßtheorie eignet sich als Anwendung der kinetischen Gas- und Wärmetheorie auch in der Klasse 12 dazu, das Wissen über die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von den Konzentrationen und von der Temperatur zu reaktivieren, sofern nicht Aussagen über den Betrag der Geschwindigkeitskonstanten beziehungsweise der Reaktionsgeschwindigkeit getroffen werden (1. Stunde, S. 71). Die Nutzung der Vorleistungen ist darum in so großem Umfang möglich, weil der vollzogene Schritt im Chemieunterricht der Klasse 9 auf Betrachtungen und Darstellungen zurückzuführen ist, die bereits der kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes folgen. Die Betrachtungen brechen erst unmittelbar vor der Formulierung der Geschwindigkeitsgleichungen und des Massenwirkungsgesetzes ab, so daß in Klasse 12 Reaktivierung und Vervollständigung des Wissens eine Einheit bilden, die zum Massenwirkungsgesetz führt.

Bei der Behandlung dieses Unterrichtsstoffes liegen bedeutende Möglichkeiten zur staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung im weltanschaulich-philosophischen Bereich. Bereits bei der Reaktivierung des Wissens über die kinetische Gas- und Wärmetheorie können die Schüler die im Staatsbürgerkundeunterricht behandelten Existenzformen der Materie am Beispiel der Bewegung der Moleküle darlegen (1. Stunde, S. 71). Die Widerspiegelung des objektiven Geschehens im submikroskopischen Bereich zeigt die Erkennbarkeit der Welt, die Rolle der Praxis als Kriterium der Wahrheit und die Bedeutung der Theorie. Auch die Vorkenntnisse der Schüler über die materialistische Dialektik sind zu nutzen, denn in Wechselwirkung mit dem Unterricht in Staatsbürgerkunde erkennen die Schüler in den Beziehungen der Parameter zur Reaktionsgeschwindigkeit das Verhältnis von Ursache und Wirkung, Zufall und Notwendigkeit, die

Rolle der Bedingungen als allgemeine Gesetze der materialistischen Dialektik (2. und 3. Stunde, S. 73 und 75). Dabei handelt es sich im Chemieunterricht der Klasse 9 bei der Behandlung des Stoffgebietes "Chemische Reaktion" um Ansätze statistischer Betrachtungen, die in der Klasse 12 wieder aufgegriffen werden sollten. Auch diese Tatsache ist für die Qualität des Beitrags zur Entwicklung weltanschaulicher Grundüberzeugungen sehr bedeutsam, da die Schüler im Physikunterricht nur dynamische Gesetze kennenlernen beziehungsweise bei der Behandlung der molekularkinetischen Wärmetheorie nicht explizite auf den statistischen Charakter dieser Gesetze aufmerksam gemacht werden.

Auf Grund der Grenzen der kinetischen Betrachtungsweise ist es für das Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen zur kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes wichtig, daß die Schüler die chemischen Reaktionen als Summe von Teilreaktionen verstehen. Die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von den Konzentrationen der reagierenden Stoffe wird demzufolge als eine komplizierte Beziehung erkannt. Ohne Geschwindigkeitsgleichungen ist das Massenwirkungsgesetz kinetisch nicht ableitbar. Die Geschwindigkeitsgleichungen spiegeln den funktionalen Zusammenhang zwischen den Konzentrationen der reagierenden Stoffe und der Reaktionsgeschwindigkeit wider und können nur für konkrete oder allgemeine Reaktionen formuliert werden, die nicht aus mehreren Teilreaktionen bestehen. Dabei sind diese Reaktionen den Schülern ausdrücklich als solche Reaktionen vorzustellen, deren Reaktionsverlauf eindeutig von der Reaktionsgleichung widergespiegelt wird, ohne daß dabei irgendwelche Teilreaktionen und Zwischenstoffe auftreten. Die Kompliziertheit von experimentell bestimmten Geschwindigkeitsgleichungen für konkrete Reaktionen entspricht also der Kompliziertheit des Reaktionsmechanismus und kann in der Klasse 12 am Beispiel der Bromwasserstoffbildung im Vergleich zur Jodwasserstoffsynthese veranschaulicht werden (2. Stunde, S. 73). Die Schüler erkennen dabei, daß Geschwindigkeitsgleichungen für solche Reaktionen, die als Kette von Teilreaktionen ablaufen, nicht aus der Reaktionsgleichung abgeleitet werden können, weil diese die Summe der Teilreaktionen widerspiegelt. Die Einführung der Begriffe Reaktionsordnung und Molekularität der Reaktion ist dazu nicht notwendig.

Die Behandlung der Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit geht mit der weitgehenden Vorbereitung der kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes einher. Diese Vorbereitung besteht darin, daß die Schüler bereits vor der Ableitung des Massenwirkungsgesetzes wesentliche Grenzen der kinetischen Betrachtungsweise erkennen, Geschwindigkeitsgleichungen aufstellen können sowie die Berücksichtigung der Stöchiometriefaktoren erfassen und beherrschen lernen. Dabei ist das Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen kein Selbstzweck, sondern ist als Vorbereitung zur Ableitung des Massenwirkungsgesetzes und als Vorübung zum Aufstellen der mathematischen Ausdrücke dieses Gesetzes für viele Reaktionen zu werten (2. und 3. Stunde, S. 73 und 75). Die Vorbereitung der Ableitung des Massenwirkungsgesetzes wird deshalb empfohlen, weil

- das Kennzeichnen des Gültigkeitsbereichs der kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes vom Lehrplan gefordert wird,
- diese Aspekte objektiv bei der Reaktionsgeschwindigkeit ihren Ursprung haben,
- die Einführung der quantitativen Betrachtungsweise der Reaktionsgeschwindigkeit günstig mit der Reaktivierung der qualitativen Betrachtungsweise aus Klasse 9 zu verbinden ist und
- die dabei auftauchenden Probleme zusätzliche Erkenntnisschwierigkeiten bei den Schülern verursachen, wenn sie mit dem Massenwirkungsgesetz und dessen Anwendungen verknüpft werden.

Da bei der Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Gasgleichgewichte häufig mit Partialdrücken gearbeitet wird, ist es günstig, auch Partialdrücke bereits bei den Geschwindigkeitsgleichungen einzuführen und anzuwenden (3. Stunde, S. 75). Die Probleme hinsichtlich der wissenschaftlichen Exaktheit betreffen also gar nicht den prinzipiellen Weg bei der kinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes, sondern beschränken sich ausschließlich auf die Unexaktheit der jeweiligen Geschwindigkeitsgleichungen. Gegen das Gleichsetzen der Reaktionsgeschwindigkeiten und damit der Geschwindigkeitsgleichungen für die Hin- und Rückreaktion bei konstanter Temperatur sowie Zusammenfassung der beiden Geschwindigkeitskonstanten als Quotienten in Form der Gleichgewichtskonstanten sind keine Einwände zu erheben.

Aus den Geschwindigkeitsgleichungen der Hin- und Rückreaktion der allgemeinen Reaktion



die sich nicht aus einander folgenden Teilreaktionen zusammensetzt, wird das Massenwirkungsgesetz kinetisch abgeleitet (4. Stunde, S. 77). Es wird diskutiert, daß unter Voraussetzung des gleichen Weges und des Gleichgewichts der Zwischenstufen die Fehler in den Geschwindigkeitsgleichungen für die Hin- und Rückreaktion zusammengesetzter Reaktionen einander aufheben. Den Schülern ist bewußt zu machen, daß die Bewährung des Massenwirkungsgesetzes in der Praxis und die thermodynamische Ableitung die Richtigkeit des kinetisch abgeleiteten Massenwirkungsgesetzes auch bei Reaktionen mit komplizierten Reaktionsmechanismen voll auf bestätigen (9). Nach der Ableitung kann der mathematische Ausdruck des Massenwirkungsgesetzes für jede Reaktion direkt aus der Reaktionsgleichung entwickelt werden. Das explizite Formulieren von falschen Geschwindigkeitsgleichungen wird dadurch vermieden. So wird das Massenwirkungsgesetz im Chemieunterricht der Klasse 12 in der Form

$$\frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B} = K_C$$

hergeleitet und kann durch das vorbereitende Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen und die Verwendung von Stöchiometriefaktoren und Partialdrücken sofort zu den Gleichungen

$$\frac{c_C^\gamma \cdot c_D^\delta}{c_A^\alpha \cdot c_B^\beta} = K_C \quad \text{und} \quad \frac{p_C^\gamma \cdot p_D^\delta}{p_A^\alpha \cdot p_B^\beta} = K_P$$

verallgemeinert werden. Die Kenntnis der Beziehung zwischen den beiden Gleichgewichtskonstanten K_C und K_P ist nicht notwendig.

Obwohl die kinetische Ableitung unter der Voraussetzung der freien Beweglichkeit aller Teilchen gilt, handelt es sich nicht nur um ideale, also extreme Bedingungen, bei denen das Massenwirkungsgesetz gilt, sondern es sind schon extreme Bedingungen, bei denen es keine Gültigkeit mehr hat (4. Stunde, S. 77). In vielen Fällen ist zwar mit korrigierten Werten, den Aktivitäten zu rechnen, aber die Gültigkeit des Massenwirkungsgesetzes bleibt dadurch erhalten. Bei mittleren Konzentrationen werden insbesondere für Ionen und bei Reaktionen, die unter Hochdruck ablaufen, den

Konzentrationen beziehungsweise Partialdrücken Korrekturfaktoren zugeordnet und die so erhaltenen Aktivitäten

$$a_i = f_{a_i} \cdot c_i$$

in die unveränderte Form des mathematischen Ausdrucks nach dem Massenwirkungsgesetz eingesetzt:

$$\frac{(f_{aC} \cdot c_C) \cdot (f_{aD} \cdot c_D)}{(f_{aA} \cdot c_A) \cdot (f_{aB} \cdot c_B)} = K_a$$

Wenn mit den Aktivitäten gearbeitet wird, sind mit dem Massenwirkungsgesetz auch bei höheren Ionenkonzentrationen noch genaue Ergebnisse erhältlich. Die Aktivitätskoeffizienten können für verdünnte Lösungen berechnet werden, bei mäßig konzentrierten Lösungen werden sie aus experimentellen Werten ermittelt. Das Arbeiten mit Aktivitäten ist im Chemieunterricht der Klasse 12 nicht vorgesehen. Das sollte aber nicht dazu führen, den objektiven Gültigkeitsbereich des Massenwirkungsgesetzes unnötig eingeengt darzustellen.

Im Zusammenhang mit der Ableitung und Einführung des Massenwirkungsgesetzes im Chemieunterricht der Klasse 12 wird auch die Bedeutung dieses Gesetzes behandelt (4. und 5. Stunde, S. 77 und 78), zu der hier ein grober Überblick als Anregung für entsprechende Darstellungen durch den Lehrer gegeben werden soll. Weil das Gleichgewicht für alle chemischen Systeme ein charakteristischer Zustand ist, hat das Massenwirkungsgesetz grundlegende Bedeutung für alle Bereiche der Wissenschaft und Technik, in denen Stoffwandlungen stattfinden. Die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes hat seit seiner Entdeckung einen historischen Beitrag zur Entwicklung der Wissenschaft geleistet: Zur Ausarbeitung der Theorie der Lösungen, der Katalyse und der Reaktionsgeschwindigkeit sowie der organischen Chemie (10) (11) (12; S. 53 ff.). Die unmittelbare Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Entwicklung der chemischen Technik ist besonders an den Beispielen des Kontaktverfahrens zur Herstellung von Schwefelsäure und der Ammoniaksynthese offensichtlich (10; S. 384 f.) (11; S. 17 und 282) (12; S. 60 ff.). Die gegenwärtige Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes kommt darin zum Ausdruck, daß es neben weiteren theoretischen Erkenntnissen und praktischen Erfahrungen einen Beitrag leistet

- bei der Prozeßoptimierung von großtechnischen Synthesen, indem die Reaktionsmechanismen bei Einsatz neuer Katalysatoren ermittelt oder Ziel- beziehungsweise Vergleichsmaßstäbe entwickelt werden,
- bei der Neuentwicklung von Verfahren unter Einsparung von Reaktionsstufen gegenüber herkömmlichen Verfahren,
- in der Grundlagenforschung, indem es für die Anwendung der elektronischen Datenverarbeitung und die Entwicklung neuer Methoden eine Grundlage darstellt,
- bei der Verwirklichung der Einheit der Anwendung von Kinetik und Thermodynamik in der Praxis (12; S. 67 ff.).

Konkrete Beispiele für diese Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes kann der Lehrer nahezu jedem Heft der Zeitschrift "Chemische Technik" entnehmen.

Auf der Grundlage der Forderung nach Nutzung der Gesetze der Stoffwandlung in allen Bereichen der Volkswirtschaft, des Einsatzes von Berechnungen chemischer Reaktionen zur Realisierung des Prinzips der Ökonomie der Zeit, der Einbeziehung des Massenwirkungsgesetzes als eine theoretische Grundlage für die moderne Thermodynamik irreversibler Prozesse und der gegenwärtigen Rolle des Massenwirkungsgesetzes bei der Gewinnung von Erkenntnissen, die im Perspektivzeitraum in der Produktion realisiert werden, ist auch die zukünftige Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes in Wissenschaft und Technik darzustellen (4. und 5. Stunde, S. 77 und 78). Neben den motivierenden und zielorientierenden Ausführungen des Lehrers tragen vor allem die vielfältigen Anwendungsbeispiele zur Einschätzung der Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes durch die Schüler bei.

Durch die Problemstellungen, die den Betrachtungen im Chemieunterricht zugrunde liegen, können die Schüler den Wert der Theorie und die Bedeutung der Wissenschaft als Produktivkraft erfassen. Die Schüler müssen erkennen, daß die rechnerische Lösung technischer Probleme dem Gesetz der Ökonomie der Zeit entspricht, weil auf Grund der Erkenntnis solcher Gesetze ökonomisch aufwendige empirische Untersuchungen durch ökonomisch weniger aufwendige Rechnungen ersetzt werden können. Darüber hinaus lassen sich bei den Berechnungen auch extreme Bedingungen erfassen, wie hohe Temperaturen und hohe Drücke, die empirischen Untersuchungen nur schwer beziehungsweise gar nicht zugänglich sind.

Die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes wird auch bei der Behandlung der nachfolgenden Stoffgebiete deutlich. Beim Herleiten von Hypothesen, theoretischen Erklärungen und Voraussagen mit Hilfe von Berechnungen auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes und bei deren anschließender Verifizierung durch das Experiment als spezifischer Form der Praxis wenden die Schüler bewußt die marxistisch-leninistische Erkenntnistheorie an, z. B. bei Dissoziationsgleichgewichten, Komplexverbindungen und im Praktikum (s. S. 27).

Bereits bei der Anwendung des Massenwirkungsgesetzes tritt der Begriff der Ausbeute im Chemieunterricht auf, der bei Betrachtungen von chemischen Gleichgewichten und von Veränderungen ihrer Lage immer wieder verwendet wird (5. Stunde, S. 78). Bekanntlich ist zwischen Zeitausbeute und Stoffmengenausbeute zu unterscheiden, wobei in beiden Fällen jeweils verschiedene Bezugssysteme möglich sind. Bei den Berechnungen und Diskussionen zur Lage von chemischen Gleichgewichten wird es im allgemeinen nicht um die Ausbeute in bezug auf eine bestimmte Zeit gehen, sondern um das Verhältnis der Stoffmenge eines bestimmten Reaktionsproduktes gegenüber der Menge eines bestimmten Ausgangsstoffes beziehungsweise gegenüber der Menge des Reaktionsproduktes, die maximal entstehen kann.

Um klare Vorstellungen bei den Schülern zu entwickeln, ist es zweckmäßig, folgende Prinzipien zur Erhöhung der Ausbeute eines bestimmten Reaktionsproduktes zu unterscheiden, obwohl in der Praxis diese Prinzipien meistens komplex einem bestimmten Produktionsprogramm zugrunde gelegt werden: Erhöhung der Ausbeute eines bestimmten Reaktionsproduktes gegenüber einem bestimmten Ausgangsstoff durch

- Änderung von Druck oder Temperatur bei Änderung der Gleichgewichtskonstanten K
- Änderung des Konzentrations- beziehungsweise Partialdruckverhältnisses bei den Ausgangsstoffen bei Konstanz der Gleichgewichtskonstanten
- Verhinderung des Zustandekommens eines chemischen Gleichgewichts wegen der Entfernung eines Reaktionsproduktes bei Konstanz der Gleichgewichtskonstanten und des Konzentrationsverhältnisses der Ausgangsstoffe.

Zur Berechnung von Reaktionen auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes spielt die Molarität als Größe für die Konzentration der miteinander reagierenden Stoffe die dominierende Rolle. Um den Einblick in diesen Zusammenhang und in die Notwendigkeit von Größen für die Konzentration als Zielorientierung und Motivation im Unterricht ausnutzen zu können, wird die Einführung der verschiedenen Größen für die Konzentration unmittelbar vor der Behandlung der Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes vorge schlagen (5. und 6. Stunde, S. 78 und 80). Bei einer Verständigung über die Größen Masseprozent, Volumenprozent und Molprozent ist an Hand der Übersicht im Lehrbuch (LB-Übersicht 5, S. 38) die Analogie bei diesen Definitionen herauszustellen. In jedem Fall sollte bei der Einführung der verschiedenen Größen für die Konzentration auf exakte Formulierungen Wert gelegt werden. Ausgehend von dem eingeführten Begriff der Konzentration als Quotient aus Stoffmenge und Volumen des Stoffgemisches gilt die besondere Aufmerksamkeit der Molarität und der Normalität, die sich lediglich in den verwendeten Größen für die Stoffmengen unterscheiden.

Bei der Molarität wird die Einheit mol auf die Objektmengen Moleküle, Ionen beziehungsweise auf angenommene Teilchen, die der in der Formel ausgedrückten Zusammensetzung entsprechen, angewendet. So hat 1 mol Schwefelsäure die Masse $m = 98$ g, 1 mol Sulfat-Ionen die Masse $m = 96$ g, und diese Stoffmengen sind in einem Liter einer 1 molaren Schwefelsäurelösung enthalten. Molarität ist also die Stoffmengenkonzentration (6. Stunde, S. 80).

Die Normalität hingegen ist die Äquivalentmengenkonzentration, d. h. der Quotient aus der Äquivalentmenge des gelösten Stoffes und dem Volumen der Lösung. Hier treten für die Schüler die Äquivalentmenge eines Stoffes und damit im Zusammenhang der Begriff der wirksamen Wertigkeit auf. Die Einheit mol wird ebenfalls auf die Objektmengen Moleküle, Ionen beziehungsweise angenommene Teilchen, die der in der Formel für die betreffende Verbindung ausgedrückten Zusammensetzung entsprechen, angewendet, die Stoffmenge n wird aber mit der wirksamen Wertigkeit multipliziert. So ist die einzuführende Äquivalentmenge n_A das Produkt aus der Stoffmenge n und der wirksamen Wertigkeit z :

$$n_A = n \cdot z.$$

Nun bleibt noch die wirksame Wertigkeit zu definieren. Sie ist gleich der Anzahl Mol atomarer Wasserstoff, die in einer chemischen Reaktion 1 mol des reagierenden Stoffes äquivalent ist (13; S. 100). Da aus 1 mol Schwefelsäure 1 mol molekularer Wasserstoff entstehen kann, der mit $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Atomen Wasserstoff 2 mol atomaren Wasserstoff enthält, beträgt die wirksame Wertigkeit z für die Schwefelsäure $z = 2$. Nach der Definition für die Äquivalentmenge entsprechen sowohl bei der Schwefelsäure als auch bei den Sulfat-Ionen die Stoffmengen $n = 1$ mol den Äquivalentmengen von $n_{\text{Ä}} = 2$ mol. Über diese Anwendung der Definitionen der wirksamen Wertigkeit und der Äquivalentmenge können die Schüler erkennen, daß die in 1 l einer 1 m Säurelösung enthaltenen 98 g Schwefelsäure der Äquivalentmenge von 2 mol entsprechen und diese Säurelösung eine Äquivalentmengenkonzentration $c_n = 2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ besitzt (6. Stunde, S. 80).

Bei der Umrechnung zwischen pH-Wert und Normalitäten sowie der Durchführung und Auswertung der Neutralisationstiter spielen Umrechnungen von Molarität in Normalität und umgekehrt eine wichtige Rolle. Es empfiehlt sich deshalb, bereits anschließend an die Einführung dieser Größen für die Konzentration zur Umrechnung von Molarität in Normalität und umgekehrt eine Gleichung abzuleiten (6. Stunde, S. 80). Das ist sehr leicht möglich, wenn die Schüler in der Definitionsgleichung für die Normalität

$$c_n = \frac{z \cdot n}{V}$$

den Quotienten aus der Stoffmenge n und dem Volumen V als die Stoffmengenkonzentration c_m erkennen und durch diese Größe ersetzen:

$$c_n = z \cdot c_m \text{ beziehungsweise } c_m = \frac{c_n}{z} .$$

Entsprechend dieser Beziehung ist leicht zu errechnen, daß eine 0,6 n Phosphorsäure 0,2 molar ist:

$$c_m = \frac{0,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{3}$$

$$c_m = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} .$$

Eine 0,2 m Aluminiumsulfatlösung besitzt eine Konzentration von 1,2 n:

$$c_n = 6 \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c_n = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} .$$

Nach dieser Einführung verschiedener Größen für die Konzentration können die Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes auf homogene gasförmige Systeme und auf Dissoziationsgleichgewichte folgen.

Die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes als das Grundgesetz des chemischen Gleichgewichts darf nicht in Form von Gleichgewichtsberechnungen Selbstzweck bleiben. Durch die vielseitigen Tätigkeiten im Rahmen der Anwendung der Kenntnisse vom Massenwirkungsgesetz sollen sich die Schüler mit dem Unterrichtsstoff und mit ihren eigenen Handlungen auseinandersetzen. Der Einsatz einer Handlungsvorschrift zur Berechnung chemischer Gleichgewichte ist eine Möglichkeit, die Anzahl der Berechnungen und die Selbständigkeit der Schüler zu erhöhen (13; S. 118 ff.). Zu Beginn der Berechnungen auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes sollte zunächst eine Gleichgewichtskonstante errechnet werden, mit deren Hilfe dann weitere Berechnungen durchgeführt werden können (7. und 8. Stunde, S. 81 und 83). Die Schüler erkennen so besser, daß zunächst Gleichgewichtskonstanten experimentell und theoretisch ermittelt werden mußten, die jetzt für Berechnungen von bestimmten chemischen Reaktionen in Tabellenwerken zur Verfügung stehen.

Das Prinzip von Le Chatelier kann jeweils vor den Berechnungen herangezogen werden, um die Lage des chemischen Gleichgewichts unter den gegebenen Bedingungen abzuschätzen (8. Stunde, S. 83). Es geht dabei nicht darum, die Nützlichkeit der Aussagen des Prinzips von Le Chatelier zu negieren, aber die Schüler sollen erkennen, daß es lediglich die Tendenz der Veränderung der Lage eines bereits eingestellten Gleichgewichts bei Änderung eines Parameters der Gleichgewichtslage angibt und deshalb für die Praxis meist nicht ausreichend ist. Es kann auch nicht darum gehen, abwechselnd mit dem Prinzip von Le Chatelier das Massenwirkungsgesetz zu verifizieren und umgekehrt (s. S. 18).

Bei den Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes auf flüssige Systeme handelt es sich meist um chemische Gleichgewichte in wäßrigen Lösungen. Da also das Wasser in jedem dieser Fälle als Lösungsmittel auftritt, ist es naheliegend, das Massenwirkungsgesetz zuerst auf das Dissoziationsgleichgewicht des Wassers selbst anzuwenden (11. Stunde, S. 87). Die Diskussion des Zusammenhangs der Konzentration der Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen in wäßrigen Lösungen, auch bei gleichionigen Zusätzen, führt zum pH-Wert, der

damit bei der Behandlung der Gleichgewichtskonstanten für die Dissoziationen von Säuren und Basen bereits zur Verfügung steht und angewendet werden kann (12. Stunde, S. 89). Bei der Definition ist zu beachten, daß der pH-Wert als der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes für die Konzentration der Wasserstoff-Ionen in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ eingeführt wird. Damit bei den Berechnungen mit Größengleichungen gearbeitet werden kann, muß die Definitionsgleichung lauten:

$$\text{pH} = - \lg \frac{c_{\text{H}^+}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

Beim Einsetzen einer Konzentration der Wasserstoff-Ionen von $c_{\text{H}^+} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ in die Definitionsgleichung für den pH-Wert wird der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der Konzentration erhalten:

$$\text{pH} = - \lg \frac{2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$\text{pH} = - \lg 2 \cdot 10^{-1}$$

Auch bei Berechnungen mit dem Ionenprodukt des Wassers sollte ausgehend von dieser Beziehung die allgemeine Größengleichung zugrunde gelegt werden (13. Stunde, S. 90). Wenn die Konzentration der Wasserstoff-Ionen $c_{\text{H}^+} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ beträgt und die Konzentration der Hydroxid-Ionen berechnet werden soll, so ist zunächst die allgemeine Gleichung

$$c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{OH}^-} = K_{\text{w}}$$

umzuwandeln in

$$c_{\text{OH}^-} = \frac{K_{\text{w}}}{c_{\text{H}^+}}$$

$$c_{\text{OH}^-} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}{3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

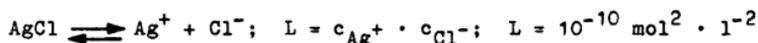
und nicht

$$3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot c_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

zu schreiben. Es sei darauf hingewiesen, daß den Schülern zur Umwandlung des pH-Werts in Normalitäten mit der Abbildung im Lehrbuch (LB-Abb. 13, S. 48) ein Nomogramm zur Verfügung steht.

Bei der Behandlung der theoretischen Grundlagen der Maßanalyse spielt eine Reihe der vorher behandelten Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes auf flüssige Systeme eine Rolle, wie die Wirkung gleichioniger Zusätze auf Dissoziationsgleichgewichte, das Ionenprodukt des Wassers, der pH-Wert; die Neutralisation und die Hydrolyse. Deshalb kann dieser Unterrichtsstoff gleichzeitig ganz wesentlich zur Festigung und als erste Systematisierung des erworbenen Wissens der Schüler genutzt werden (18. Stunde, S. 95).

Das Löslichkeitsprodukt ist eine Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf das heterogene Gleichgewicht Salz (fest)/Ionen (gelöst):



Erst wenn der Wert des Löslichkeitsproduktes in einer Lösung überschritten wird, ist das chemische Gleichgewicht erreicht, es fällt Silberchlorid aus (21. Stunde, S. 97). Darin besteht ein wesentlicher Unterschied zum Ionenprodukt des Wassers, den die Schüler erkennen sollen. Das Gleichgewicht der Dissoziation des Wassers stellt sich immer ein, weil immer ein einphasiges System vorliegt, und demzufolge ist die Bedingung des Ionenproduktes in jeder wässrigen Lösung erfüllt. Allerdings soll die notwendige Korrektur bei höheren Ionenkonzentrationen beachtet werden. Deshalb ist es auch günstig, das Löslichkeitsprodukt im Chemieunterricht nur für schwerlösliche Salze anzuwenden.

3.2.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Einführung in die Behandlung des chemischen Gleichgewichts

Stundenziel

Erkennen der Zweckmäßigkeit, die Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht zu erweitern; qualitative Vorstellungen von der Energieverteilung auf die Moleküle eines Gases bei gegebener Temperatur

Vervollkommen der Fähigkeit, bei einer chemischen Reaktion zwischen korpuskularer und makroskopischer Betrachtungsweise zu differenzieren

Festigung der Überzeugung von der Materialität und Erkennbarkeit der Welt

Stundengliederung

1. Einführung in den Stoffabschnitt "Chemisches Gleichgewicht"
2. Beschreibung der Eigenschaften von Gasen auf der Grundlage der kinetischen Gas- und Wärmetheorie
3. Molekularkinetische Betrachtungen chemischer Reaktionen

Stundenverlauf

Zur Zielorientierung und Motivation für den neuen Stoffabschnitt wird das chemische Gleichgewicht als ein für alle Reaktionen charakteristischer Zustand herausgestellt (LV). Anknüpfend an die Einführung in die physikalische Chemie (s. S. 47) sind die Grenzen der qualitativen Betrachtungsweise für das chemische Gleichgewicht an Hand der Beispielaufgabenstellungen (s. S. 19) deutlich zu machen (LV/UG). Dabei wird an die in der vorangegangenen Unterrichtsstunde durchgeführte Diskussion der Anwendung thermochemischer Gesetzmäßigkeiten bei der technischen Durchführung der Ammoniaksynthese und die damit verbundene Reaktivierung des Wissens angeknüpft und das Gleichgewicht bei der Konvertierung von Synthesegas in die Betrachtung einbezogen. Die Schüler unternehmen den Versuch, die drei Fragen (s. S. 19) mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier zu beantworten, und erkennen die Notwendigkeit der Erweiterung ihres Wissens über das chemische Gleichgewicht. Den Schülern wird mitgeteilt, daß dazu zunächst in quantitative Zusammenhänge der Reaktionsgeschwindigkeit eingedrungen werden muß.

Zur Wiederholung der Kenntnisse über die Grundvorstellungen der kinetischen Gas- und Wärmetheorie wird die Energieverteilung auf die Moleküle eines Gases zunächst bei gegebener Temperatur und dann bei erhöhter Temperatur diskutiert (14; S. 566, Abb. 2). Daran schließen sich die Beschreibung und die theoretische Erklärung der allgemeinen Eigenschaften eines Gases auf dieser Grundlage an. Das reaktivierte Wissen wird auf chemische Systeme angewandt, indem elastische und unelastische Zusammenstöße von Gasmolekülen in einem abgeschlossenen homogenen System sowie das Zustandekommen und der Verlauf chemischer Reaktionen infolge unelastischer Zusammenstöße auf der Grundlage statistischer Ge-

setzmäßigkeiten betrachtet werden. Die Schüler stellen Beziehungen zu ihrem Wissen über die Bewegung als Daseinsweise der Materie her. Außerdem werden Temperatur, Druck und Konzentration als Zustandsgrößen und Reaktionsbedingungen bei den Betrachtungen über Zustandekommen und Verlauf chemischer Reaktionen wiederholt. Dabei sollen die Schüler zwischen korpuskularer und makroskopischer Betrachtungsweise bewußt differenzieren (14) (15) und erkennen, daß sich in den sinnlich wahrnehmbaren Erscheinungen das Durchsetzen statistischer Gesetzmäßigkeiten im submikroskopischen Bereich äußert.

2. Stunde: Reaktionsgeschwindigkeit und deren Abhängigkeit von der Konzentration

Stundenziel

Erfassen der Reaktionsgeschwindigkeit als Differentialquotient der Konzentration nach der Zeit; Wissen, daß die Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der reagierenden Stoffe abhängig ist

Befähigung zum Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen aus Reaktionsgleichungen für Elementarreaktionen

Erkennen wichtiger Grenzen der kinetischen Betrachtungsweise und deren Beziehung zur Erkennbarkeit der Welt

Stundengliederung

1. Einführung der Reaktionsgeschwindigkeit als Differentialquotient
2. Ableitung einer Geschwindigkeitsgleichung mit Hilfe der Stoßtheorie
3. Übung im Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen

Stundenverlauf

Ausgehend von der Definition der Reaktionsgeschwindigkeit aus Klasse 9 als Differenzenquotient aus der Konzentrationsänderung und der dazu benötigten Zeit wird der Differentialquotient als Grenzwert des Differenzenquotienten formuliert. Dabei ist das negative Vorzeichen bei Einsetzen der Konzentrationen der Ausgangsstoffe zu begründen. Die Tatsache, daß die Reaktionsgeschwindigkeit dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe propor-

tional ist, wird kinetisch an Hand der Stoßtheorie abgeleitet und findet in einer Geschwindigkeitsgleichung $v = k \cdot c_{H_2} \cdot c_{J_2}$ ihren Ausdruck (UG).

Es wird nun darauf hingewiesen, daß die meisten geläufigen Reaktionsgleichungen Bruttogleichungen sind, die den Gesamtverlauf von mehreren Teilreaktionen als Reaktionskette einschließen (s. S. 61). Jede dieser Teilreaktionen verläuft nach ihrer speziellen Geschwindigkeitsgleichung. Damit ist das Auftreten von unganzzahligen Exponenten in Geschwindigkeitsgleichungen für Gesamtreaktionen verständlich. Den Schülern wird mitgeteilt, daß Jodwasserstoffsynthese und -zerfall als solche Elementarreaktionen verlaufen, während beispielsweise die Bromwasserstoffsynthese eine Kette von 3 Teilreaktionen ist (8; S. 301 ff.). Die Reaktionsgleichungen für die Teilreaktionen

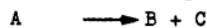


und die experimentell ermittelte Geschwindigkeitsgleichung

$$v = \frac{k' \cdot c_{H_2} \cdot \sqrt{c_{Br_2}}}{k'' + \frac{c_{HBr}}{c_{Br_2}}}$$

werden auf eine Projektionsfolie übertragen. Die Einschätzung der Wissenschaftlichkeit der kinetischen Betrachtungsweise (s. S. 62) schließt sich an, und die Beziehung zum Verhältnis von relativer und absoluter Wahrheit wird hergestellt (UG).

Die Schüler können nun für beliebige allgemeine Elementarreaktionen selbständig Geschwindigkeitsgleichungen aufstellen, wie



$$v = k_1 \cdot c_A$$



$$v = k_1 \cdot c_A \cdot c_B \quad (\text{SSA}).$$

Bereits hier sollten die Stöchiometriefaktoren der Reaktionsgleichungen berücksichtigt werden, wobei von allgemeinen Elementarreaktionen Geschwindigkeitsgleichungen aufzustellen sind:



$$v = k_1 \cdot c_A^2$$

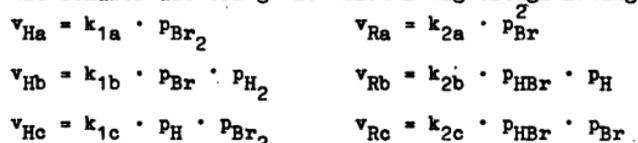


$$v = k_1 \cdot c_A \cdot c_B^2$$



$$v = k_1 \cdot c_{HJ}^2 \quad (\text{SSA; LK als UG})$$

Auch für die 3 Teilreaktionen der Bromwasserstoffsynthese können die Schüler als Übung die Geschwindigkeitsgleichungen aufstellen:



3. Stunde: Parameter der Reaktionsgeschwindigkeit

Stundenziel

Wissen, daß die Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur, von der Wirkung von Katalysatoren und bei Gasreaktionen von den Partialdrücken abhängig ist

Befähigung zum Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen für Elementarreaktionen, bei denen Gase reagieren, unter Verwendung der Partialdrücke

Festigung der Überzeugung vom Verhältnis von Ursache und Wirkung, Zufall und Notwendigkeit als allgemeine Gesetze der materialistischen Dialektik

Stundengliederung

1. Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur und der Wirkung von Katalysatoren
2. Einführung des Partialdruckes und dessen Einfluß auf die Reaktionsgeschwindigkeit bei Gasreaktionen
3. Übung im Aufstellen von Geschwindigkeitsgleichungen

Stundenverlauf

Die Stunde kann zum Stellen eines Erklärungsproblems mit einem Experiment aus Klasse 9 begonnen werden (SDE): Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration und der Temperatur (LB 9, S. 19). Dann folgt die theoretische Erklärung (UG).

Der Proportionalitätsfaktor k_1 wird als Geschwindigkeitskonstante bezeichnet, dessen Wert sich mit steigender Temperatur vergrößert: $k_1 = f(T)$. Das ist ebenfalls mit Hilfe der kinetischen Gas- und Wärmetheorie ableitbar. Die Schüler sollen dabei darlegen, daß es dafür Ursachen gibt, die vor allem in der Verschiebung der Energieverteilung und in zweiter Linie in der höheren

mittleren Geschwindigkeit der Teilchen bestehen (14; S. 565 f.). Der Parameter Katalysator wirkt sich auf den Ablauf der Elementarreaktionen aus, deshalb findet die Einwirkung des Katalysators in der Bruttoreaktionsgleichung keinen Niederschlag, wohl aber in der Größe der Gesamtgeschwindigkeitskonstanten $k_1 = f(\text{Kat})$ (LV). Die Schüler lösen zur Festigung die Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 33) und diskutieren ihre Ergebnisse.

Unter Verwendung der Gasgesetze, die die Schüler aus dem Physikunterricht kennen, ist zu zeigen, daß der Druck eines Gases bei konstanter Temperatur der Konzentration proportional ist:

$$c \sim p; v = k_1 \cdot c_A; v = k_1 \cdot p_A \quad (\text{LV}).$$

Wenn sich das Gas als Gemisch aus mehreren Gasen zusammensetzt, müssen die Partialdrücke eingeführt werden. Dazu werden Veranschaulichungen in Form schematischer Zeichnungen herangezogen. Ganz gleich, ob Kolben mit Manometer, Zylinder mit Kolben, Streifendiagramme als Maniperm Applikationen gezeichnet werden, ist ersichtlich, daß zwei bestimmte Gasmengen je einen bestimmten Druck haben, wenn sie ein Volumen von 1 l einnehmen. In einer dritten Darstellung sind beide Gase so gemischt, daß sie gemeinsam ein Volumen von 1 l einnehmen. Der jetzt herrschende Druck ist gleich der Summe der Drücke, die die Gase vorher besaßen: $p_1 + p_2 = p$. Für ein Beispiel seien folgende Werte gegeben, die bei einer Temperatur von 25 °C gültig sind (LV):

0,038 mol · l ⁻¹ Luft	≈ p ₁ = 710 Torr
0,0033 mol · l ⁻¹ Wasserdampf	≈ p ₂ = 60 Torr

$$(0,038 \text{ mol Luft} + 0,0033 \text{ mol Wasserdampf}) \cdot l^{-1} \approx p = 770 \text{ Torr}$$

Diese theoretischen Betrachtungen können recht wirksam durch ein einfaches Experiment unterstützt werden. In eine Flasche mit einem Volumen von etwa 5 l wird 1 ml Äther hineingegeben und sofort ein Gummistopfen leicht aufgesetzt. Nach einigen Sekunden wird der Stopfen herausgetrieben:

$$p_{\text{Luft}} + p_{\text{Äther}} = p \text{ und } p > p_{\text{Luft}}$$

Anschließend ist die Berechnung der Partialdrücke aus der molaren beziehungsweise volumenmäßigen Zusammensetzung des Gasgemisches zu klären (UG). Auf Grund der Proportionalität von Partialstoffmenge, Partialvolumen und Partialdruck der jeweiligen einzelnen Bestandteile eines Gasgemisches unter bestimmten Bedingungen gilt:

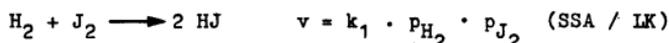
$$\frac{n_i}{n} = \frac{V_i}{V} = \frac{p_i}{p} \quad n_i, V_i, p_i : \text{Partialstoffmenge, -volumen, -druck}$$

$$n, V, p : \text{Gesamtstoffmenge, -volumen, -druck}$$

Daraus ergibt sich

$$p_i = \frac{n_i}{n} \cdot p \quad \text{beziehungsweise} \quad p_i = \frac{V_i}{V} \cdot p$$

Die notwendige Anzahl der einfachen Berechnungen wird durch das Ergebnis der Kontrolle bestimmt (SSA / LK). Für ein allgemeines Gasgleichgewicht kann jetzt formuliert werden:



Als Vorübung zum späteren Aufstellen von Gleichungen des Massenwirkungsgesetzes werden Geschwindigkeitsgleichungen für elementare Hin- und Rückreaktionen entwickelt:

$$v_H = k_1 \cdot p_{H_2} \cdot p_{J_2} \quad v_R = k_2 \cdot p_{HJ}^2 \quad (\text{UG}).$$

An Hand der Geschwindigkeitsgleichungen für die Jodwasserstoffbildung wird diskutiert, daß jeweils Abnahme des Partialdruckes beziehungsweise der Konzentration von Wasserstoff und Jod mit der Zeit erfolgt, während diese Größen für Jodwasserstoff zunehmen (UG). Entsprechendes folgt für die Rückreaktion. Die Verallgemeinerung wird für die Hin- und Rückreaktion als Hausaufgabe grafisch dargestellt.

4. Stunde: Ableitung des Massenwirkungsgesetzes

Stundenziel

Kennenlernen der reaktionskinetischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes; Einblick in den Gültigkeitsbereich und erste Vorstellung von der Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes
Befähigung, Gleichungen des Massenwirkungsgesetzes für chemische Reaktionen aus den Reaktionsgleichungen aufzustellen
Vervollkommnung der Überzeugung vom Wert der Gesetzeserkenntnis

Stundengliederung

1. Ableitung und Formulierung des Massenwirkungsgesetzes
2. Charakterisierung der Gleichgewichtskonstanten und Übung im Aufstellen der Gleichung des Massenwirkungsgesetzes
3. Darstellungen über die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes

Stundenverlauf

Das Betrachten der Konzentrationsänderungen und der daraus folgenden Änderung der Reaktionsgeschwindigkeiten für die Hin- und Rückreaktion führt zur Charakterisierung des Gleichgewichts

$$v_H = v_R \neq 0$$

Wird das Massenwirkungsgesetz in der vorgeschlagenen Weise durch die Behandlung der Reaktionsgeschwindigkeit vorbereitet, so geht seine Ableitung sehr schnell. Die Schüler können selbständig durch Gleichsetzen von v_H und v_R in den Geschwindigkeitsgleichungen zum Massenwirkungsgesetz kommen, wenn sie den Quotienten aus beiden Geschwindigkeitskonstanten k_1 und k_2 durch die Gleichgewichtskonstante ersetzen. Die Exponenten der Konzentrationen beziehungsweise Partialdrücke sind bereits von den Geschwindigkeitsgleichungen bekannt. Die verbale Formulierung des Massenwirkungsgesetzes wird aus der mathematischen Beziehung abgeleitet. Es folgen die Charakterisierung der Gleichgewichtskonstanten als reaktionsabhängig, temperaturabhängig, gültig bei idealen und auch (mit Korrekturfaktoren) bei realen Bedingungen (s. S. 63) sowie die Diskussion der Gültigkeit auch für zusammengesetzte Reaktionen und der Möglichkeit, das Massenwirkungsgesetz direkt aus der Reaktionsgleichung aufzustellen (LV und UG). Aufstellen der Gleichung des Massenwirkungsgesetzes für diverse Reaktionen schließt sich an (LB-Aufg. 1, S. 35).

Die diskutierten 3 Fragen zum Gleichgewicht bei der Konvertierung (s. S. 19) werden nun wieder aufgegriffen (LV). Es wird gezeigt, daß mit Hilfe der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes die Fragen jetzt beantwortet werden können (UG), ohne die Berechnungen bereits durchzuführen.

Zur Verallgemeinerung der Leistungsfähigkeit des Massenwirkungsgesetzes kann die Darstellung der historischen, gegenwärtigen und zukünftigen Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes (s. S. 64) folgen (LV und UG).

5. Stunde: Allgemeine Anwendung des Massenwirkungsgesetzes

Stundenziel

Vorstellungen über das prinzipielle Wirken des Massenwirkungsgesetzes und Überblick über die Größen für die Konzentration

Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit, das Prinzip der Anwendung der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes zu erläutern und Größen für die Konzentration zu definieren
Vertiefung der Überzeugung von der Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes für Wissenschaft und Technik

Stundengliederung

1. Wiederholung und Vertiefung zur Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes
2. Betrachtungen zur Lage des chemischen Gleichgewichts unter Anwendung der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes
3. Einführung der Konzentration als Voraussetzung zur Berechnung von chemischen Gleichgewichten

Stundenverlauf

Die Schüler werden aufgefordert, ihre Vorstellungen über die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes für Wissenschaft und Technik darzulegen und zu werten, mit dem Massenwirkungsgesetz das Prinzip von Le Chatelier zu begründen (SSA/SV) und die Beziehungen zu bekannten großtechnischen Verfahren herzustellen (LB-Aufg. 7 und 8, S. 37).

Die ersten quantitativen Betrachtungen zur Konzentrationsabhängigkeit der Gleichgewichtslage erfolgen an dem allgemeinen Gleichgewicht



mit den Angaben des Lehrbuchs (LB-Tab. 3, S. 36), ohne hier schon Gleichgewichtsberechnungen anzustellen.

In der Tabelle handelt es sich um Ergebnisse solcher Berechnungen, um den Schülern zunächst einen Einblick in das Wirken des Massenwirkungsgesetzes zu vermitteln. Es kann aber bereits jetzt hervorgehoben werden, daß im Falle c alle eingesetzten Stoffmengen (beziehungsweise -konzentrationen) gegenüber Fall a verdoppelt wurden und die relative Ausbeute dadurch unverändert ist, während im Fall b der Stoff A zu 66,7 % (gegenüber 50 % in beiden anderen Fällen) umgesetzt wurde (UG). Die Möglichkeiten zur Verbesserung der Ausbeute eines bestimmten Reaktionsprodukts werden zu den 3 Prinzipien systematisiert und mit der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes erläutert (s. S. 66). Damit ist die Bedeutung der Größen für die Konzentration für Berechnungen auf der Grundlage

des Massenwirkungsgesetzes offensichtlich, und es folgt eine Erläuterung der Übersicht über die Konzentration (LB-Übersicht 5, S. 38).

Als Hausaufgabe errechnen die Schüler die Konzentrationen und Partialdrücke bei 0 °C und 1 atm beziehungsweise 2 atm für ein Gas, das

- a) nur aus dem Stoff A besteht
- b) zu gleichen Teilen aus den Stoffen A und B besteht
- c) aus den Stoffen A und B im Verhältnis 1 : 2 besteht.

6. Stunde: Konzentration

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die Äquivalentmengenkonzentration und ihre Beziehung zur Molarität

Entwicklung von Fähigkeiten, Konzentrationen zu berechnen sowie Molaritäten und Normalitäten ineinander umzurechnen

Stundengliederung

1. Erläuterung und Übung der Normalität
2. Umrechnung von Molarität in Normalität und umgekehrt
3. Festigung des Wissens und Könnens über die Konzentration

Stundenverlauf

Die Definitionen der Konzentration werden wiederholt und je 2 einfache Berechnungen zu den Prozentkonzentrationen bei Herausstellung der Analogien zwischen Masse-, Volumen- und Molprozent durchgeführt.

Es folgen Erläuterung und Berechnungen zur Molarität, die von der Definition der Konzentration aus Klasse 9 ausgehen (LB-Aufg. 1 und 2, S. 39). Schwerpunkt der Behandlung ist die Erläuterung der Äquivalentmengenkonzentration. Dazu werden Äquivalentmenge und wirksame Wertigkeit eingeführt und erläutert (s. S. 67). Nach einigen Berechnungen von Äquivalentmengen - über die Anzahl entscheidet die Kontrolle - wird die Gleichung zur Umrechnung von den Schülern abgeleitet und die Umrechnung von Molarität und Normalität der Lösungen geübt. Dann sind die Ergebnisse der Hausaufgabe in einer Tabelle zu systematisieren (s. S. 35).

Es wird nun auf die Betrachtungen zur Verbesserung der Ausbeute an einem bestimmten Reaktionsprodukt durch Konzentrationsänderung zurückgegangen (LB-Tab. 3, S. 36) und erwogen, ob es sich bei diesen Angaben um ein homogenes gasförmiges oder homogenes flüssiges System handeln wird (SSA, UG).

Ergebnisdiskussion: Bei einem gasförmigen System müßte bei den angegebenen Konzentrationen bereits bei 0 °C (und die Reaktions-temperatur wird sicher höher liegen) entsprechend den angegebenen Konzentrationen im Fall a) ein Druck von etwa 90 atm, im Fall b) 145 atm und im Fall c) sogar von etwa 180 atm vorliegen. Es ist darum anzunehmen, daß ein homogenes flüssiges System vorliegt (UG). Damit sind die Beziehungen zwischen den Konzentrationen und den angegebenen Zahlenwerten hergestellt.

7. Stunde: Einführung der Gleichgewichtsberechnungen

Stundenziel

Erkennen, daß aus den Ausgangskonzentrationen erst die Gleichgewichtskonzentrationen zu ermitteln sind, die dann in die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes eingesetzt werden, und der Schrittfolge für die Berechnung von chemischen Gleichgewichten auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes
Anbahnen der Fähigkeit zur Arbeit mit der abgeleiteten Handlungsvorschrift

Stundengliederung

1. Einführung in die Berechnungen von chemischen Gleichgewichten
2. Erarbeitung der Handlungsvorschrift zur Durchführung solcher Berechnungen

Stundenverlauf

Es wird nun damit begonnen, die Tabellenwerte für die Einführung in die Berechnungen zu nutzen (LB-Tab. 3, S. 36). Zunächst sind die Werte für den Fall a) notwendig, um die Gleichgewichtskonstante K zu errechnen. Bereits hier ist ersichtlich, daß von den Ausgangsstoffmengen 2 mol A und 2 mol B (bei gleichbleibendem Gesamtvolumen) die Mengen subtrahiert werden müssen, die bis zur Einstellung des chemischen Gleichgewichts verbraucht werden (UG),

d. h. jeweils 1 mol. Durch anschließende Betrachtung zur Einheit von K ist die vorliegende Volumenkonstanz bei isothermer Reaktion ($\Delta \nu = 0$) als Sonderfall herauszustellen und das Begreifen der dadurch möglichen Vereinfachungen anzubahnen:

$$\frac{n_i}{n} = \frac{c_i}{c} = \frac{p_i}{p} .$$

Mit Hilfe der nun ermittelten Gleichgewichtskonstanten (es wird die Aufstellung der Tabelle nachvollzogen) können die Angaben für die beiden anderen Fälle berechnet werden. Der Fall c) wird den Schülern leicht fallen. Die Schüler erläutern, daß aus je 4 mol der Ausgangsstoffe entsprechend der Reaktionsgleichung 2 mol je Reaktionsprodukt entstehen und darum im chemischen Gleichgewicht 2 mol eines jeden reagierenden Stoffes vorliegen. Es sind jetzt schon die Schritte der Handlungsvorschrift zu formulieren:

1. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf!
2. Schreiben Sie die Ausgangsstoffmengen (A) unter die betreffenden Formeln der Reaktionsgleichung!
3. Ermitteln Sie den Stoffumsatz bis zur Einstellung des Gleichgewichts (\longrightarrow), indem Sie von einer gegebenen Größe auf den Umsatz aller reagierenden Stoffe entsprechend der Reaktionsgleichung schließen!
4. Errechnen Sie die tatsächlich vorhandenen Stoffmengen im chemischen Gleichgewicht (\rightleftharpoons)! Dazu werden die umgesetzten Mengen der Ausgangsstoffe (Operation 3) von den betreffenden Ausgangsstoffmengen (Operation 2) subtrahiert, während die Stoffmengen der Reaktionsprodukte (Operation 3) zu den Ausgangsstoffmengen (Operation 2) addiert werden.
5. Stellen Sie die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes auf!
6. Setzen Sie die ermittelten Gleichgewichtsstoffmengen (Operation 4) ein!
7. Errechnen Sie die unbekannte Größe!
8. Formulieren Sie einen Schlußsatz!

Im Fall b) ist die Ermittlung der Gleichgewichtskonzentrationen der reagierenden Stoffe dann nur noch schriftlich möglich:

1. $A + B \rightleftharpoons C + D$
2. A : 2 mol 4 mol - -
3. \longrightarrow : n + n \longrightarrow n + n
4. \longleftarrow : 2 mol - n 4 mol - n n n
5. Gleichung des Massenwirkungsgesetzes (LB, S. 36)

$$6. 1 = \frac{n \cdot n}{(2 \text{ mol} - n)(4 \text{ mol} - n)}$$

$$7. n^2 = 8 \text{ mol}^2 - 4 \text{ mol} \cdot n - 2 \text{ mol} \cdot n + n^2$$

$$8 \text{ mol}^2 = 6 \text{ mol} \cdot n$$

$$n = \frac{8 \text{ mol}^2}{6 \text{ mol}}$$

$$n = \frac{4}{3} \text{ mol}$$

8. Im chemischen Gleichgewicht sind $2 \text{ mol} - n = \frac{2}{3} \text{ mol}$ A,
 $4 \text{ mol} - n = 2 \frac{2}{3} \text{ mol}$ B und je $n = \frac{4}{3} \text{ mol}$ der 3 Stoffe C und D
 vorhanden.

Ein Vergleich mit den Tabellenwerten (LB-Tab. 3, S. 36) ergibt die Übereinstimmung. Die Folge der Handlungen wird wiederholt (UG). Der Rest der Stunde kann für die Berechnung der Gleichgewichtskonzentrationen bei Einsatz von 2 mol A und 8 mol B genutzt werden (SSA), der sich eine Ausbeutediskussion anschließt (UG). Ergebnis: $n = 1,6 \text{ mol}$; d. i. 0,4 mol A, 6,4 mol B, je 1,6 mol C und D. Die Schüler erhalten die Aufgabe zu einer weiteren analogen Berechnung am gleichen Beispiel, indem die Ausgangskonzentration für den Stoff A auf $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ gesenkt und für B auf $8 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ beibehalten wird. Zunächst wird dazu mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier eine Diskussion angestellt und dann analog dem eben angewendeten Lösungsweg zu Hause gerechnet.

8. Stunde: Berechnung zum chemischen Gleichgewicht bei der Konvertierung von Wassergas

Stundenziel

Vorstellungen über die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Konvertierung von Synthesegas

Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit, Berechnungen von chemischen Gleichgewichten mit konstanter Gesamtstoffmenge ($\Delta \nu = 0$) mit Hilfe der Handlungsvorschrift durchzuführen

Einblick in die ökonomische Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes bei technisch wichtigen Verfahren

Stundengliederung

1. Ableitung und Einführung der Handlungsvorschrift
2. Anwendungen der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes auf das chemische Gleichgewicht bei der Konvertierung

Stundenverlauf

Unter Nutzung des Ergebnisses der Hausaufgabe (Ergebnis: $n = 0,89 \text{ mol}$, d. h. $0,11 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ A; $7,11 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ B; je $0,89 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ C und D) ist die Diskussion der Ausbeute zu wiederholen, indem jetzt festgestellt werden kann, daß in diesem Falle die Umsetzung des Stoffes A (sicherlich der teurere Ausgangsstoff) auf 89 % gegenüber 50 % bei a) und c), 66,7 % bei b) und 80 % im Fall d) in Anwendung des Massenwirkungsgesetzes erhöht werden konnte (UG). Nun wird zum ersten ökonomisch bedeutsamen Gleichgewicht übergeleitet, indem der Überblick über die Herstellung von Synthesegas wiederholt wird (LB-Aufg. 1, S. 41). Diese Informationen sind durch die petrochemische Herstellung bei der Ammoniaksynthese zu ergänzen (LV, UG). An Hand der Reaktionsgleichung wird mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier das chemische Gleichgewicht diskutiert und eine ökonomische Betrachtung angestellt, so daß sich die Zweckmäßigkeit von Berechnungen ergibt. Voraussetzung dafür ist die Kenntnis der Gleichgewichtskonstanten, sie wird für $T = 900 \text{ }^\circ\text{K}$ errechnet (UG). Dabei sollten die Möglichkeiten der Vereinfachung bei konstantem Volumen ($\Delta V = 0$) erörtert werden (UG). Ist der Zahlenwert der Gleichgewichtskonstanten errechnet, kann die Gleichgewichtskonstante für die Berechnung von Gleichgewichtskonzentrationen oder -partialdrücken genutzt werden (UG, SSA/LK). Dabei ist das Beispiel im Lehrbuch (LB, S. 41), vor allem aber die schon einmal aufgegriffene Beispielaufgabe geeignet (s. S. 19).

Die Berechnung zur Frage 3 (s. S. 20) wird als Hausaufgabe gestellt, während die Berechnung zu den beiden ersten Fragen (s. S. 19) durch die Schüler im Unterricht erfolgt. Zum Abschluß der Stunde wird eine schriftliche Leistungskontrolle zur Berechnung des chemischen Gleichgewichts bei der Konvertierung angekündigt.

9. Stunde: Die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes für die Ammoniaksynthese

Stundenziel

Wissen über die Rolle des Massenwirkungsgesetzes bei der Entwicklung der Ammoniaksynthese
Beitrag zur Überzeugung von der Bedeutung der Theorie für die Praxis und die eigene praktische Tätigkeit
Erkenntnis, daß beim Ammoniakgleichgewicht nur die tatsächlichen Partialdrücke (oder Konzentrationen) und keine ihnen proportionale Größen in den Ausdruck des Massenwirkungsgesetzes eingesetzt werden können

Stundengliederung

1. Schriftliche Leistungskontrolle über einfache Berechnungen
2. Reaktivierung von Wissen über die Ammoniaksynthese
3. Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Ammoniaksynthese

Stundenverlauf

Zur Kontrolle der Entwicklung der Fähigkeit, einfache Gleichgewichtsberechnungen bei $\Delta V = 0$ durchzuführen, errechnen die Schüler a) eine Gleichgewichtskonstante und b) die Zusammensetzung eines Gleichgewichtssystems bei Angabe der Ausgangsstoffmengen (SSA). Die Benutzung der Handlungsvorschrift (s. S. 82) sollte gestattet werden. Wird von den Schülern die zu dieser Vorschrift vorgeschlagene übersichtliche und einheitliche Darstellungsweise verlangt, so ist eine gegenseitige Kontrolle der Ergebnisse durch die Schüler möglich, auf deren Basis der Lehrer die Leistungen zensiert.

Es folgt die Wiederholung der Ammoniaksynthese (LB-Aufg. 3 bis 6, S. 41). Das Wissen darüber wurde bereits teilweise bei der Behandlung der Thermochemie und der Konvertierung des Synthesegases reaktiviert. Die Rolle der Kenntnis des Massenwirkungsgesetzes bei der Entwicklung der Ammoniaksynthese kann recht überzeugend durch den Vergleich mit der Entwicklung des Kontaktverfahrens zur Herstellung von Schwefelsäure dargestellt werden (LV), bei der Winkler das Massenwirkungsgesetz noch nicht kannte, und erst auf Grund der Aufdeckung des Verstoßes gegen das Massenwirkungsgesetz vor der Chemischen Gesellschaft durch Knietsch (10; S. 384) allge-

mein eine annähernd 100 %ige Ausbeute erzielt werden konnte (11; S. 282) (12; S. 60 ff.). Nach der Wertung der Rolle der Kenntnis solcher grundlegenden Gesetze wird die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes für die Ammoniaksynthese aufgestellt und die Einheit der Gleichgewichtskonstanten bestimmt (SSA/LK). Weil die Änderung der Stöchiometriefaktoren $\Delta \nu$ hier von 0 verschieden ist, folgt, daß die Gesamtstoffmenge

$$(p_1 = \frac{n_1}{n} \cdot p) \text{ oder das Gesamtvolumen } (p_1 = \frac{v_1}{V} \cdot p; c_1 = \frac{n_1}{V})$$

im chemischen Gleichgewicht diesmal ebenfalls nicht wegzukürzen sind und auch in den Zahlenwert von K eingehen. Deshalb muß die Handlungsvorschrift (s. S. 82) um die Errechnung der Gesamtstoffmenge erweitert werden:

- 4.2. Addieren Sie die tatsächlich vorhandenen Stoffmengen im chemischen Gleichgewicht (Operation 4)!
- 4.3. Errechnen Sie die Partialdrücke der gasförmigen reagierenden Stoffe im chemischen Gleichgewicht, indem Sie den Quotienten aus der jeweiligen Stoffmenge (Operation 4) und der Gesamtstoffmenge (Operation 4.2) mit dem Gesamtdruck multiplizieren!

10. Stunde: Berechnungen zur Ammoniaksynthese

Stundenziel

Einblick in die Berechnung zur funktionalen Abhängigkeit der Ammoniakausbeute vom Gesamtdruck

Berechnungen von Gasgleichgewichten, die sich unter Änderung der Gesamtstoffmenge einstellen ($\Delta \nu \neq 0$), auf der Grundlage der Handlungsvorschrift und mit Hilfe des Lehrers durchführen können

Vervollkommnung des Verständnisses des Ursache-Wirkungs-Zusammenhangs und der Rolle der Bedingungen

Stundengliederung

1. Berechnung der Gleichgewichtskonstanten
2. Berechnung von Gleichgewichtszusammensetzungen und prozentualen Ausbeuten

Stundenverlauf

Unter Anwendung der erweiterten Handlungsvorschrift (s. S. 82 und 86) für die Berechnung von Gasgleichgewichten bei Änderung der Gesamtstoffmenge wird zunächst die Gleichgewichtskonstante für $400\text{ }^{\circ}\text{C}$ ermittelt (UG). Diese Berechnung folgt dem Lehrbuch. Es schließen sich Diskussionen der Abhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten und der Lage des Gleichgewichts unter Anwendung des Wissens über die Dialektik an (LB-Aufg. 1 und 2, S. 43).

Die Gleichgewichtszusammensetzung wird bei $500\text{ }^{\circ}\text{C}$ und 300 atm (LB, S. 42) berechnet (UG). Durch Einsetzen von 1000 atm , 200 atm , 100 atm , 50 atm und 1 atm (LB-Aufg. 4, S. 43) in die abgeleitete Beziehung kann die funktionale Abhängigkeit der Ammoniakausbeute vom Druck konkret ermittelt und grafisch dargestellt werden. Diese Rechnungen erfolgen arbeitsteilig, die grafische Darstellung als Hausaufgabe.

11. Stunde: Einführung in Gleichgewichte in wässrigen Lösungen, Dissoziation des Wassers

Stundenziel

Erkennen der Besonderheiten der chemischen Gleichgewichte in wässrigen Lösungen; erweitertes Wissen über die Dissoziation des Wassers

Beitrag zur Fähigkeit, die Begriffe "Dissoziationsgrad", "Dissoziationskonstante" und "gleichioniger Zusatz" anzuwenden

Stundengliederung

1. Übertragung der Kenntnisse vom Massenwirkungsgesetz auf Gleichgewichte in flüssigen Systemen
2. Ableitung der Begriffe "Dissoziationsgrad", "Dissoziationskonstante" und "gleichioniger Zusatz" am allgemeinen Dissoziationsgleichgewicht
3. Berechnung der Gleichgewichtskonstanten für die Dissoziation des Wassers

Stundenverlauf

Die Betrachtungen über die Gültigkeit des Massenwirkungsgesetzes bei chemischen Gleichgewichten in flüssigen Systemen führen zurück

zu den Bedingungen, die bei der Ableitung des Gesetzes berücksichtigt wurden. Die Konstanz der Temperatur und die Beweglichkeit der Teilchen wird ausgehend von den gasförmigen Systemen, die ja immer homogen sind, auch für Gleichgewichte in Flüssigkeiten geprüft (UG). Das chemische Gleichgewicht für die Bildung von Äthansäureäthylester wird zunächst herangezogen und zu $A + B \rightleftharpoons C + D$ verallgemeinert. Trotz der zwar geringeren, aber vorhandenen freien Beweglichkeit der Moleküle ist Übereinstimmung mit den Bedingungen bei Gasgleichgewichten feststellbar. Von den chemischen Gleichgewichten in flüssigen Systemen sind den Schülern besonders die Dissoziationsgleichgewichte bekannt. Deshalb wird zunächst für eine allgemeine Dissoziation die Reaktionsgleichung $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ aufgestellt und der Dissoziationsgrad eingeführt:

$$\alpha = \frac{c}{c^0} .$$

Für das allgemeine Beispiel ermitteln daraus die Schüler:

$$\alpha = \frac{c_{A^+}}{c_{AB} + c_{A^+}} = \frac{c_{B^-}}{c_{AB} + c_{B^-}} = \frac{c_{A^+}}{c_{AB}^0}$$

Diese Beziehungen werden an konkreten Beispielgrößen geklärt und daraus $c_{A^+} = c_{B^-} = c_{AB}^0 \cdot \alpha$ abgeleitet (UG).

Es wird nun geklärt, daß der Dissoziationsgrad α nur die Lage eines Dissoziationsgleichgewichts für eine bestimmte Gesamtkonzentration unter sonst gleichen Bedingungen angibt. Deshalb wird mit den Schülern der Unterschied zum Geltungsbereich der Gleichgewichtskonstanten prinzipiell diskutiert und so der Übergang zur Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Dissoziationsgleichgewichte motiviert und eingeleitet. Das wird mit der Frage 4 (s. S. 21) und dem Lösungsversuch auf der Grundlage des Prinzips von Le Chatelier kombiniert (UG).

Die Anwendbarkeit der Kenntnisse vom Massenwirkungsgesetz auf solche Gleichgewichte wird prinzipiell bejaht (UG). So steht der Aufstellung der Gleichung des Massenwirkungsgesetzes, der Benennung der Gleichgewichtskonstanten für Dissoziationen als Dissoziationskonstante und der Bestimmung deren Einheit mit $(\text{mol} \cdot \text{l}^{-1})^{\Delta \nu}$ nichts im Wege. Hier sollte bereits auch der Begriff "gleichioniger Zusatz" durch das Stellen und Lösen eines Voraussageproblems zur Abhängigkeit der Lage dieses allgemeinen

Gleichgewichts von der Änderung der Konzentration eines reagierenden Stoffes von außen eingeführt werden (LV/UG). Dann folgt die Anwendung auf das allgemeine Dissoziationsgleichgewicht $A_2B \rightleftharpoons 2 A^+ + B^{2-}$. Die aufgestellte Voraussage über die Wirkung gleichioniger Zusätze kann auch experimentell bestätigt werden. Im dritten Teil der Stunde wird als zweite Besonderheit solcher Ionenreaktionen die Dissoziation des Wassers herausgestellt (LB-Aufg. 1, S. 45) sowie die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes für die Dissoziation des Wassers diskutiert.

12. Stunde: Der pH-Wert

Stundenziel

Vorstellungen von der grundlegenden Bedeutung des Ionenproduktes des Wassers

Kennenlernen des pH-Wertes als negativer dekadischer Logarithmus des Zahlenwertes der Konzentration der Wasserstoff-Ionen
Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit, pH-Werte wäßriger Lösungen zu berechnen

Stundengliederung

1. Betrachtungen und Berechnungen zum Zusammenhang zwischen den Konzentrationen der Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen in Wasser
2. Ableitung des pH-Wertes und Einführung von entsprechenden Berechnungen
3. Übungen zu solchen Berechnungen

Stundenverlauf

Die nähere Untersuchung des Dissoziationsgleichgewichts des Wassers wird damit motiviert, daß es Grundlage für alle Reaktionen in wäßrigen Lösungen ist. Die Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten K_w sowie des Dissoziationsgrades kann diskutiert werden (LB-Tab. 4, S. 45). Aus der Konstanz der Gleichgewichtskonstanten bei isothermen Bedingungen ist der Zusammenhang von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionenkonzentration abzuleiten und diese Beziehung als Ionenprodukt des Wassers zu bezeichnen. Weil es sich um das Massenwirkungsgesetz handelt, ist in jedem beliebigen Tropfen Wasser, in jeder wäßrigen Lösung immer das Produkt der Konzentrationen der Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen konstant,

bei 22 °C eben $10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$, auch wenn gleichionige Zusätze vorgenommen werden (LV).

Es folgen einfache Berechnungen der Konzentration dieser Ionen in wäßrigen Lösungen (LB-Aufg. 2 und 3, S. 45 und LB-Aufg. 1, S. 47) (SSA/UG). Dabei ergibt sich, daß es vom Verhältnis dieser Konzentrationen abhängt, ob die Lösung sauer oder basisch reagiert (UG). Darauf basierend kann die Einführung des pH-Wertes vorgenommen werden. Das Berechnen von pH-Werten wird gezeigt (UG), und entsprechende Übungen nehmen den Rest der Stunde ein (LB-Aufg. 2, S. 47). Dabei ist das Nomogramm im Lehrbuch einzusetzen (LB-Abb. 13, S. 48).

Hausaufgabe: Wiederholung der Säure-Base-Theorie (LB 8, S. 43).

13. Stunde: Dissoziation von Säuren und Basen

Stundenziel

Vorstellungen von der Größe der Dissoziationskonstanten bei starken und schwachen Säuren und Basen (K_S und K_B) sowie Wissen, daß verschiedene Säuren stufenweise bei stark abnehmendem Dissoziationsgrad dissoziieren

Beitrag zur Fähigkeit, den pH-Wert der Lösung einer schwachen Säure oder Base zu berechnen, wenn deren Konzentration und die Dissoziationskonstante bekannt sind

Stundengliederung

1. Leistungskontrolle zur Berechnung des Dissoziationsgleichgewichts des Wassers (pH-Wert)
2. Stärke der Säuren und Basen
3. Berechnung von pH-Werten der Lösungen schwacher Säuren beziehungsweise Basen

Stundenverlauf

Die Stunde beginnt mit der Berechnung des pH-Wertes einer 0,08 n Basenlösung bei vollständiger Dissoziation ($\text{pH} = 12,903$) und der Konzentration der Hydroxid-Ionen bei einem pH-Wert von 9,4 ($c_{\text{OH}^-} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$) (SSA / LK). In die schriftliche Leistungskontrolle sollte die Erläuterung der Begriffe pH-Wert und Ionenprodukt des Wassers einbezogen werden.

Dann erfolgt die Reaktivierung der Kenntnisse über die Säure-Base-Theorie von Arrhenius, in die bereits die Aufstellung der Gleichung des Massenwirkungsgesetzes für die Dissoziation von Säuren und Basen einbezogen wird (LB, S. 50 und LB-Aufg. 1, S. 51). Auf Grund des Zahlenwertes der Gleichgewichtskonstanten ist es üblich, die Säuren und Basen nach ihrer Stärke zu differenzieren (LB-Tab. 5, S. 50) (LV). Mit Hilfe der Tabelle im Lehrbuch (LB-Tab. 6, S. 52) werden je 3 relevante Beispiele für Säuren gesucht und notiert (SSA). Dabei lernen die Schüler die stufenweise Dissoziation kennen (LB-Aufg. 3, S. 51) und stellen die Dissoziationsgleichungen für die Schwefelsäure sowie die Gleichungen des Massenwirkungsgesetzes mit den Zahlenwerten der Dissoziationskonstanten auf (LK).

Durch die Bestimmung der pH-Werte von je 0,01 n Salzsäure und Äthansäurelösung (SE) wird ein weiteres Erklärungsproblem gestellt (LB-Aufg. 1, S. 55), zu dessen Lösung die Berechnung der pH-Werte von Lösungen schwacher Säuren notwendig wird. Dabei ist die entsprechende allgemeine Beziehung mit Hilfe der Handlungsvorschrift übersichtlich ableitbar.

14. Stunde: Berechnungen zur Dissoziation von Säuren und Basen

Stundenziel

Vertiefung der Erkenntnis, daß der Dissoziationsgrad konzentrationsabhängig ist und deshalb nur zum Vergleich der Stärke von Säuren und Basen bei gleichkonzentrierten Lösungen dienen kann
Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit, pH-Werte von Lösungen verschiedener Säuren und Basen aus den Gleichgewichtskonstanten bei gegebenen Konzentrationen zu ermitteln und den Dissoziationsgrad auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes bei gegebener Gleichgewichtskonstante und Konzentration zu errechnen

Stundengliederung

1. Berechnungen der pH-Werte von Lösungen verschiedener Säuren und Basen bei unterschiedlichen Konzentrationen
2. Berechnungen des Dissoziationsgrades auf der Grundlage des Massenwirkungsgesetzes

Stundenverlauf

Für 1 n Lösungen verschiedener Säuren und Basen werden unter Verwendung der Tabelle im Lehrbuch (LB-Tab. 6, S. 52) die pH-Werte berechnet (LB-Aufg. 4, S. 53) (SSA / UG / LK). Die sich anschließende Berechnung der Konzentration von Wasserstoff- beziehungsweise Hydroxid-Ionen für 0,1 n Äthansäure sowie 0,1 n Ammoniakwasser kann auf Grund des gleichen Zahlenwertes der Gleichgewichtskonstanten K_S beziehungsweise K_B arbeitsteilig erfolgen (SSA).

Der bereits bekannte Dissoziationsgrad steht im Mittelpunkt des zweiten Teils dieser Stunde. Auf der Grundlage von Berechnungen (LB-Aufg. 2, S. 55) wird die Konzentrationsabhängigkeit des Dissoziationsgrades wiederholt und grafisch dargestellt (SSA/UG). Die praktische Bedeutung von Dissoziationsgrad und -konstante sind zu vergleichen (LB-Aufg. 3, S. 55) (UG). Zum Abschluß sollte eine Leistungskontrolle zur Berechnung des pH-Wertes einer 1 n schwachen Säure durchgeführt werden.

15. Stunde: Pufferlösungen

Stundenziel

Erkennen, daß in Auswirkung des Massenwirkungsgesetzes die Dissoziation schwacher Säuren beziehungsweise Basen durch gleichionigen Zusatz in Form eines ihrer Salze erniedrigt wird; Wissen, weshalb in solchen Pufferlösungen der pH-Wert in gewissen Grenzen trotz äußerer Einflüsse konstant gehalten wird
Beitrag zur Überzeugung von der Bedeutung der Kenntnis solcher grundlegender Zusammenhänge

Stundengliederung

1. Berechnung der Konzentration von Wasserstoff-Ionen bei gleichionigem Zusatz in Lösungen schwacher Säuren
2. Problemstellung durch Schülerexperimente
3. Erklärung der Pufferwirkung und deren praktischer Bedeutung

Stundenverlauf

Zur Schaffung des Ausgangsniveaus wird unter Anwendung der Handlungsvorschrift die Konzentration der Wasserstoff-Ionen einer 0,1 n Äthansäure berechnet, die soviel Natriumazetat gelöst enthält, daß die Konzentration der Azetat-Ionen $c_{Az^-} = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ beträgt (SSA). Das Ergebnis $c_{H^+} = 1,75 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ist mit der Konzentration der Wasserstoff-Ionen in einer reinen 0,1 n Äthansäure zu vergleichen und das Erniedrigen (Abstumpfen) der Dissoziation der Säure durch gleichionigen Zusatz zu diskutieren (UG). Ausgehend von der Erkenntnis des Abstumpfens der Säure wird die Pufferwirkung solcher Lösungen experimentell festgestellt (SE) und damit ein Erklärungsproblem gestellt.

Wird aus den Berechnungen abgeleitet, daß durch Zugabe von Wasserstoff-Ionen die Dissoziation der Äthansäure sinkt beziehungsweise die zugegebenen Wasserstoff-Ionen und die im Überschuß vorhandenen Azetat-Ionen weitere undissoziierte Äthansäuren bilden, so kann diese Voraussage mit Hilfe der experimentellen Methode bestätigt werden (Variante zu Punkt 2 der Stundengliederung).

Durch entsprechende Berechnungen wird die Pufferwirkung erklärt (UG) und durch weitere Anwendungen gefestigt (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 57) (SSA/UG). Abschließend ist die Bedeutung solcher Pufferlösungen bei der praktischen Arbeit in Labor, Technik, Medizin sowie für den menschlichen Organismus und allgemein in Biosystemen darzustellen (LV oder SV, vorbereitet).

16. Stunde: Neutralisation

Stundenziel

Erkennen, daß beim Zusammengeben von gleichen Volumen gleichnormaler Lösungen einer Base und einer Säure nicht in jedem Fall eine neutrale Lösung entsteht

Entwicklung der Fähigkeit, mit dem Wirken des Massenwirkungsgesetzes (Ionenprodukt des Wassers) die Neutralisation zu erklären

Beitrag zur Entwicklung des Bedürfnisses, das Experiment als Erkenntnismittel einzusetzen

Stundengliederung

1. Reaktivierung des Wissens über die Neutralisation und Herstellen der Beziehung zum Wirken des Massenwirkungsgesetzes
2. Stellung eines Erklärungsproblems durch Ermitteln der pH-Werte von Lösungen bei der Neutralisation

Stundenverlauf

Als Wesen der Neutralisation wird die Wasserbildung aus Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen herausgestellt (LB-Aufg. 1, 2, 3 und 4, S. 59). Durch eine entsprechende Berechnung (LB-Aufg. 5, S. 59) kann diese Erkenntnis vertieft werden (UG).

Die Voraussage ist abzuleiten, daß beim Zusammengeben von gleichen Volumen gleichnormaler Lösungen einer Base und einer Säure eine neutrale Lösung - also $\text{pH} = 7$ - entsteht (UG). Diese Voraussage wird experimentell überprüft (SE), indem jeweils gleiche Volumen 1 n Natriumhydroxidlösung einmal mit 1 n Salzsäure und zum anderen mit 1 n Äthansäure zusammengegeben werden. Die experimentelle Bestimmung des pH-Wertes steht im zweiten Fall in Widerspruch mit der Voraussage, und deshalb werden weitere experimentell prüfbare Folgerungen abgeleitet und pH-Werte von Salzlösungen gemessen (SE). Damit entsteht die Situation eines Erklärungsproblems (s. S. 25). Als Hausaufgabe erhalten die Schüler den Auftrag, das gestellte Erklärungsproblem schriftlich zu formulieren.

17. Stunde: Hydrolyse

Stundenziel

Erkennen, daß wäßrige Lösungen von Salzen, die sich von schwachen Säuren beziehungsweise schwachen Basen ableiten, infolge Hydrolyse nicht neutral reagieren

Entwickeln der Fähigkeit, mit den Zusammenhängen zwischen der Dissoziation von Wasser, Säure, Base und den entsprechenden Gleichgewichtskonstanten sowie dem gelösten Salz die Erscheinung der Hydrolyse zu erklären und entsprechende Voraussagen abzuleiten

Festigung der Überzeugung von der Rolle der Praxis als Wahrheitskriterium und der Kenntnisse über die experimentelle Methode

Stundengliederung

1. Aufstellen der Hypothese zur Erklärung
2. Verifizierung der Hypothese durch Einsatz der experimentellen Methode

Stundenverlauf

Einige Schüler stellen ihre Problemformulierungen zur Diskussion (UG). Zur Lösung des Erklärungsproblems formulieren die Schüler Hypothesen, die zu einer Hypothese über die Zusammenhänge der Hydrolyse weiterentwickelt werden (s. S. 27).

Die Überprüfung der Hypothese erfolgt durch Anwendung der experimentellen Methode, indem als Folgerung aus der Hypothese die basische Reaktion der Lösungen von Seife und von Natriumkarbonat abgeleitet und experimentell überprüft wird (UG mit SE). Nach der Verifizierung wird die Hypothese zur Definition der Hydrolyse genutzt (UG) und angewendet (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 61).

18. Stunde: Einführung in die Maßanalyse

Stundenziel

Erkennen der Reaktion gleicher Äquivalentmengen bei der Äquivalenzpunktbestimmung als das Wesen der Maßanalyse
Entwicklung der Fähigkeit, die Reihenfolge und die Aufgabe der einzelnen Schritte bei der Durchführung der Maßanalyse zu begründen und zu erklären

Stundengliederung

1. Ableitung des Wesens der Maßanalyse
2. Bekanntmachen mit der Durchführung
3. Übung zur rechnerischen Auswertung von Analyseergebnissen

Stundenverlauf

Ausgehend von der Neutralisation als notwendige Auswirkung des Massenwirkungsgesetzes wird die Möglichkeit abgeleitet, mit der Messung des Umsatzes beziehungsweise der Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration bis zum Äquivalenzpunkt auch die gelöste Menge des anderen reagierenden Stoffes zu errechnen (LV). Nachdem Prinzip und Voraussetzungen der Maßanalyse erarbeitet und am Expe-

riment gezeigt wurden (UG), informieren sich die Schüler über die praktische Durchführung (SSA), wobei die Information über die Herstellung der Maßlösung einschließlich der üblichen Verwendung von Ampullen für ihre Herstellung diskutiert und gefestigt werden (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 65) (UG). Die Berechnungen von Normalität und Masse aus Analyseergebnissen nehmen die zweite Hälfte der Stunde ein (LV, UG).

19. Stunde: Theoretische Grundlagen der Neutralisationsanalyse

Stundenziel

Wissen, daß die unterschiedliche Lage des Dissoziationsgleichgewichts von Indikatoren einen Farbumschlag hervorruft, wobei die Lage dieses Gleichgewichts vom pH-Wert der Lösung abhängt
Entwicklung der Fähigkeit, eine Neutralisationskurve experimentell aufzustellen und den pH-Sprung bei der Titration zu erkennen

Stundengliederung

1. Ableitung des Einsatzes von Indikatoren zur Endpunktbestimmung
2. Erarbeitung der Abhängigkeit des Indikatorgleichgewichts
3. Darlegung der Zusammenhänge von Umschlagsbereich, Neutralpunkt und Äquivalenzpunkt
4. Experimentelle Aufstellung einer Neutralisationskurve

Stundenverlauf

Die Eignung von Indikatoren zur notwendigen Endpunktbestimmung der Titration wird erarbeitet (UG). Die Farbänderung hängt mit der unterschiedlichen Lage des Dissoziationsgleichgewichts zusammen (LV). Die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes für die Dissoziation einer allgemeinen Indikatorsäure wird aufgestellt und deren Verlagerung durch Änderung der Konzentration der Wasserstoff-Ionen experimentell arbeitsteilig untersucht (SE). Die Notwendigkeit der Übereinstimmung von Umschlagsbereich und Äquivalenzpunkt muß nun diskutiert und die Beachtung der Unterscheidung von Neutral- und Äquivalenzpunkt bei der Neutralisationsanalyse begründet werden (LB-Aufg. 3, S. 67). Der pH-Sprung bei der Titration ergibt sich aus dem Experiment (SE), indem die pH-Änderung

zunächst tabellarisch und dann zu Hause grafisch festgehalten wird (SSA).

20. Stunde: Durchführung der Neutralisationsanalyse

Stundenziel

Entwicklung von Vorstellungen über die Durchführung einer Neutralisationsanalyse; Erkennen der Zusammenhänge zwischen den theoretischen Grundlagen und der praktischen Durchführung
Befähigung zum Beschreiben der Durchführung einer Neutralisationsanalyse und der Auswertung ihrer Ergebnisse

Stundengliederung

1. Vorbereitungen für die Durchführung der Analyse
2. Durchführung einer Bestimmung mit eingestellten Normallösungen

Stundenverlauf

Einleitend kann der Zusammenhang zwischen Umschlagsbereich und Gleichgewichtskonstanten des Indikators berechnet werden (LB-Aufg. 1, S. 69) (UG/SSA). Es folgt eine Diskussion der inzwischen fertiggestellten Neutralisationskurve und die Ableitung von Schlussfolgerungen daraus für die Durchführung der Analyse (UG).

Zur Durchführung der Bestimmung wird diese zunächst demonstriert (LDE bzw. SDE), bevor die Schüler die Bestimmung durchführen (SE/SSA). Die Ergebnisprotokolle werden zu Beginn der folgenden Stunde eingesammelt (LK).

21. Stunde: Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf heterogene Systeme - Löslichkeitsprodukt

Stundenziel

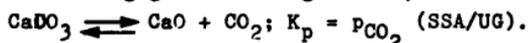
Kennenlernen des Löslichkeitsprodukts
Befähigung zum Anwenden des Massenwirkungsgesetzes auf heterogene Gleichgewichte in wäßrigen Lösungen

Stundengliederung

1. Betrachtungen zur Gültigkeit des Massenwirkungsgesetzes in heterogenen Systemen und Ableitung des Löslichkeitsprodukts
2. Einfache Berechnungen zum Löslichkeitsprodukt

Stundenverlauf

Für die Zielorientierung und Motivation eignen sich die Fragen 5 und 6 (s. S. 22). Ausgehend von der Breite des Gültigkeitsbereichs des Massenwirkungsgesetzes für alle Reaktionen wird dessen Anwendung auf heterogene Systeme an Beispielen dargestellt (LV). Für einige heterogene Gleichgewichte wird die Gleichung des Massenwirkungsgesetzes aufgestellt, z. B.



Bei Salzen als echte Elektrolyten geht mit dem Prozeß des Lösens gleichzeitig der Prozeß der elektrolytischen Dissoziation einher. Das Löslichkeitsprodukt wird abgeleitet (UG) und für das Löslichkeitsgleichgewicht einiger Salze die Gleichung des Löslichkeitsprodukts aufgestellt (SSA).

Das Ausfällen von Silberchlorid ist im Zusammenhang mit dem Löslichkeitsprodukt zu erörtern (LB-Tab. 9, S. 72). Als Unterschied zum Ionenprodukt des Wassers wird herausgestellt, daß das Produkt der Konzentration der Ionen nur in gesättigten Lösungen der Konstanten L entspricht, während dieses Produkt für die Dissoziation des Wassers immer gleich K_w ist (LV/UG). Dann wird ermittelt, ob bei Konzentrationen von je $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Silber- und Chlorid-Ionen noch ein Niederschlag fällt (LB-Aufg. 2, S. 73) (UG) und wie groß die Konzentration der Silber-Ionen in einer gesättigten Lösung von Silberchlorid ist (SSA/UG). Weitere Berechnungen schließen sich an (LB-Aufg. 1 und 2, S. 75).

22. Stunde: Anwendungen des Löslichkeitsprodukts

Stundenziel

Erkennen der Ursachen der fraktionierten Fällung
Entwicklung der Fähigkeit, Voraussagen über die Herabsetzung der Löslichkeit durch gleichionige Zusätze abzuleiten
Vorstellungen von der praktischen Bedeutung und Anwendung der Kenntnis des Löslichkeitsprodukts

Stundengliederung

1. Stellung eines Erklärungsproblems durch das Schülerexperiment zur fraktionierten Fällung der Silberhalogenide
2. Ableitung der Arbeitsmethode der fraktionierten Fällung und der Herabsetzung der Löslichkeit durch gleichionige Zusätze

Stundenverlauf

Nach der Zielangabe kann die Stunde mit einer Berechnung zur Überprüfung des Ausgangsniveaus beginnen (LB-Aufg. 3, S. 75) (SSA/LK). Die Erscheinung der fraktionierten Fällung von Silberjodid und Silberchlorid stellen die Schüler experimentell fest (SE), erklären sie mit Hilfe der Kenntnis des Löslichkeitsprodukts, leiten die Möglichkeit der fraktionierten Fällung ab und diskutieren die praktische Bedeutung.

Dann ist das Problem zu stellen: "Wie kann ein Niederschlag von Kalziumsulfat gewaschen werden, ohne daß sich viel Salz dabei löst?" Die Herabsetzung der Löslichkeit durch gleichionigen Zusatz wird als Methode gefunden und rechnerisch auf Eignung geprüft (UG).

3.3. Elektrochemie

3.3.1. Hinweise zum Stoffabschnitt

Der Lehrplanabschnitt "Elektrochemie" bietet gut Möglichkeiten, eine Verbindung zwischen Theorie und Praxis herzustellen. Wenn Erscheinungen behandelt werden, die die Schüler aus ihrem Erfahrungsbereich kennen, wird der Unterricht lebensnah und interessant. Bedeutung und Verwendung der Monozellen, Trockenbatterien und Bleisammler sind den Schülern bekannt. Über die elektrochemischen Reaktionen, die sich bei der Spannungserzeugung abspielen, besitzen die Schüler jedoch nur unklare Vorstellungen. Zu diesen praktischen Erfahrungen der Schüler und den Erscheinungen aus dem täglichen Leben müssen im Unterricht wissenschaftliche Begründungen und theoretische Erklärungen gegeben werden. Durch diese Verbindung zwischen Theorie und Praxis werden die Kenntnisse sicher, dauerhaft und anwendungsbereit. Voraussetzung dafür sind auch das

entsprechende Wissen und Können aus den Klassen 8 und 10 des Physik- und Chemieunterrichts.

Um die Voraussetzungen für die Erfüllung dieses Lehrplanabschnitts zu schaffen, ist es notwendig, die Kenntnisse über die Dissoziation von Säuren, Basen und Salzen zu wiederholen. Dabei ist der Begriff Elektrolyt einzuführen (2. Stunde, S. 106). Die Ionengitter der Salze wurden eingehend behandelt. Den Schülern ist bekannt, daß im Salzkristall die Ionen verhältnismäßig fest an ihren Plätzen gebunden sind. Daß auch in den meisten Metallhydroxiden zwischen Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen Ionenbeziehungen vorliegen und deshalb auch im festen Zustand Ionengitter ausgebildet sind, sollte deshalb betont werden, da viele Salze und die meisten Hydroxide als echte Elektrolyte bezeichnet werden. In den Säuren dagegen liegen Atombindungen mit teilweise Ionencharakter vor. Daher entstehen erst in der Lösung die Ionen, die dann frei beweglich sind. Solche potentiellen Elektrolyte sind den Schülern durch die Stoffe Ammoniak und Chlorwasserstoff bekannt.

Während in der Klasse 8 nur das Ergebnis des Lösungsvorganges salzartiger Kristalle in Wasser - die freie Beweglichkeit der Ionen - erarbeitet wird, muß in der Klasse 12 der Lösungsvorgang näher erklärt werden. Der Lösungsvorgang in Wasser wird als chemische Reaktion bezeichnet, denn es entstehen Reaktionsprodukte, die hydratisierten Ionen, und außerdem tritt eine Reaktionsenthalpie, die Lösungsenthalpie, auf (1. Stunde, S. 105).

An dieser Stelle des Lehrgangs werden die Schüler mit der Säuren-Basen-Theorie von Brønsted vertraut gemacht (3. Stunde, S. 108). Den Schülern soll in dieser Lektion bewußt werden, daß sich die Wissenschaft ständig weiterentwickelt. Einige weltanschaulich-philosophische Kenntnisse, die die Schüler im Staatsbürgerkundeunterricht erworben haben, sollen hier Bestätigung finden.

Aus dem Physikunterricht sind den Schülern Erscheinungen über die elektrischen Leitungsvorgänge in Metallen, Halbleitern und Gasen bekannt. Das Wesen dieser elektrischen Leitungsvorgänge wird zusammengefaßt und auf wäßrige Lösungen und Schmelzen der Elektrolyte angewandt. Der Begriff Elektrolyse ist einzuführen (5. Stunde, S. 111). Die elektrochemischen Vorgänge an Anode und Katode sind als Redoxreaktionen am Beispiel der Elektrolyse einer wäßrigen Kupfer(II)-chloridlösung zu kennzeichnen. Es ist davon auszu-

gehen, daß in einer wäßrigen Lösung von Kupfer(II)-chlorid freibewegliche Kupfer(II)-Ionen und Chlorid-Ionen enthalten sind. Bei der Behandlung der Elektrolyse ist zu beachten, daß gleichzeitig, aber räumlich getrennt an der Anode Oxydationen und an der Katode Reduktionen ablaufen. Diese entgegengesetzt verlaufenden chemischen Reaktionen zeigen deutlich die Einheit der Gegensätze.

Die Ableitung des ersten Faradayschen Gesetzes wird mit einer Kaliumhydroxidlösung im Hoffmannschen Elektrolyseapparat durchgeführt (7. Stunde, S. 113). Die Volumen der Reaktionsprodukte sind deutlich ablesbar. Warum an den Elektroden Wasserstoff beziehungsweise Sauerstoff entsteht, kann durch folgenden Gedankengang verständlich gemacht werden. Daß in wäßrigen Salzlösungen außer den Ionen des Salzes auch die Ionen des Wassers enthalten sind, ist den Schülern aus dem vorhergehenden Stoffabschnitt über das chemische Gleichgewicht bekannt. Da die Atome der Elemente der ersten und zweiten Hauptgruppe des Periodensystems ihre Außenelektronen relativ leicht abgeben, bedarf es relativ hoher Energie, um sie wieder aufzunehmen. Zuerst werden also die Kationen an der Katode entladen, die die geringste Energie - also die niedrigste Spannung - zur Aufnahme des Elektrons brauchen. In einer Kupfer(II)-chloridlösung liegen außer Kupfer(II)-Ionen auch Wasserstoff-Ionen und neben Chlorid-Ionen auch Hydroxid-Ionen vor. Da Kupfer(II)-Ionen leichter bei entsprechend niedriger Spannung Elektronen aufnehmen als Wasserstoff-Ionen, werden zuerst Kupfer(II)-Ionen reduziert. Umgekehrt ist es in einer Kaliumchloridlösung. Hier werden die Wasserstoff-Ionen leichter Elektronen aufnehmen als die Kalium-Ionen. Daher entsteht auch bei der Elektrolyse von Kaliumhydroxidlösung trotz der äußerst geringen Menge an Wasserstoff-Ionen, die aus dem Wasser stammt, an der Katode Wasserstoff. Entsprechendes gilt auch für die Anionen. Die Anionen, welche am leichtesten Elektronen abgeben, werden bei niedriger Spannung zuerst oxydiert.

Die Schüler wenden das Wissen über die Vorgänge bei der Elektrolyse an, um die Proportionalitäten zwischen der abgeschiedenen Stoffmenge einerseits und der Stromstärke, der Dauer der Elektrolyse und der Ladung der Ionen andererseits zu erkennen. Diese wissenschaftlich begründeten Voraussagen werden durch Experimente bestätigt (7. Stunde, S. 113).

Die Faradaysche Konstante können die Schüler selbst aus der Loschmidtschen Konstanten N_L und der elektrischen Ladung eines Elektrons e berechnen (7. Stunde, S. 113). Da die Loschmidtsche Konstante die Einheit mol^{-1} und die elektrische Ladung eines Elektrons die Einheit $\text{A} \cdot \text{s}$ hat, erhalten die Schüler für die Faradaysche Konstante den Wert $9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$. Die Einheit val ist nicht zu verwenden.

Nach der mathematischen Formulierung der Faradayschen Gesetze sollte eine Reihe praxisbezogener Aufgaben gelöst werden. In Verbindung mit der Berechnung der Masse, der Abscheidungsdauer oder dem Energieverbrauch sind den Schülern einige volkswirtschaftliche Zusammenhänge zu erläutern:

Aufbau von Kraftwerken und Energieverbrauch der chemischen Industrie,

planmäßige proportionale Entwicklung unserer Volkswirtschaft, Vielseitigkeit in der Ausbildung und im Können von Chemikern.

Folgende Beispielaufgaben können dazu genutzt werden (9. und 10. Stunde, S. 117 und 119).

Aufgabe: Welche elektrische Energie ist notwendig, um 1 kg Aluminium zu erzeugen, wenn an die Elektrolysezelle eine Spannung von 6 V angelegt wird?

Lösung:

$$W = I \cdot U \cdot t = \frac{m \cdot F \cdot z}{I \cdot M}$$

$$W = \frac{I \cdot U \cdot m \cdot F \cdot z}{I \cdot M}$$

$$W = \frac{6 \text{ V} \cdot 1000 \text{ g} \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3}{27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$W = 17,87 \text{ kWh}$$

Nachdem die Schüler die Antwort zur Aufgabe formuliert und sich eine Vorstellung des errechneten Wertes verschafft haben, läßt sich die Aufgabe erweitern, indem die Schüler unter Angabe der Stromstärke die für die Abscheidung des Aluminiums benötigte Zeit berechnen sollen.

Aufgabe: Eine Elektrolysezelle produziert in 24 Stunden bei einem Stromdurchfluß von 10 000 A und einer Stromausbeute von 85 % eine bestimmte Menge Chlorgas. Welche Masse Polyvinylchlorid läßt sich daraus herstellen, wenn die Ausbeute an Chlor 75 % beträgt.

Lösung:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{F \cdot z}$$

$$m = \frac{10\,000 \text{ A} \cdot 86\,400 \text{ s} \cdot 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,85}{9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1}$$

$$m = 270 \text{ kg}$$

Polyvinylchlorid enthält 57 M% Chlor. Demnach können bei 75%igem Umsatz 355 kg Polyvinylchlorid hergestellt werden.

Bei der Behandlung des Lehrplanabschnitts über elektrochemische Reaktionen können Beobachtungen der Schüler aus dem täglichen Leben bewußt durch zielgerichteten Einsatz von Experimenten hervorgerufen werden. Dies kann erfolgen, wenn Korrosionserscheinungen durch Lokalelementbildung oder die Entstehung einer Spannung in galvanischen Zellen demonstriert werden. Die theoretischen, wissenschaftlichen Erklärungen können sich die Schüler zum Teil selbst mit Hilfe des Lehrbuches erarbeiten. Da der experimentelle Nachweis erst nach Tagen zu erkennen ist, kann mit dem Ansetzen dieser Experimente eine Zielorientierung für diesen Abschnitt gegeben werden (11. bis 18. Stunde, S. 120 bis 130).

Bei Experimenten zur elektrochemischen Fällung der Metalle hat sich zwar nach relativ kurzer Zeit beispielsweise auf einem eisernen Nagel, der in eine Kupfer(II)-sulfatlösung taucht, rotbraunes Kupfer abgesetzt. Die Verfärbung der Lösung sollte den Schülern nicht vorenthalten werden, selbst wenn sie erst nach Stunden oder Tagen deutlich zu beobachten ist. Gleichzeitig wird ein Kupferdraht in eine Eisen(II)-sulfatlösung gebracht. Werden die Experimente einführend eingesetzt, können die Schüler ihre Beobachtungen beim ersten Experiment durch die Reaktionsgleichung selbst deuten. Warum beim zweiten Experiment keine Reaktion zu beobachten ist, stellt für die Schüler zunächst ein Problem dar. Dazu könnten sie folgende Voraussagen treffen:

Das unedlere Metall reagiert mit den Ionen des edleren Metalls, aber nicht umgekehrt.

Eine Reaktion tritt dann ein, wenn das stärkere Reduktionsmittel als Metall und nicht als Ion vorliegt.

Damit eine Reaktion eintritt, muß das Metall, welches als Ion am leichtesten Elektronen aufnimmt, als Metall-Ion in der Lösung sein.

Die Beobachtungen an ähnlichen Experimenten, die die Schüler selbst planen können - Kupferdraht in Silbernitratlösung oder Zink in Bleisalzlösung - führen zu einer Bestätigung dieser Voraussagen (13. Stunde, S. 123).

Die Spannungsreihe der Metalle nimmt bei der Behandlung der elektrochemischen Reaktionen eine zentrale Stellung ein. Das Entstehen einer Spannung und alle Redoxreaktionen zwischen Metall und Metall-Ionen sind durch die Spannungsreihe zu erklären. Die Begründung der elektrochemischen Eigenschaften der Metalle aus der Spannungsreihe fördert die Weiterentwicklung des logischen Denkens der Schüler und beweist die Möglichkeit, Gesetzmäßigkeiten zu erkennen (12. Stunde, S. 122).

Die Schüler besitzen jetzt das entsprechende wissenschaftliche Niveau, um die elektrochemische Korrosion zu erklären. Auch hier gilt es wieder, die Verbindung zwischen Schule und Leben herzustellen. Dabei müssen die Schüler die Überzeugung festigen, Werte unserer Volkswirtschaft zu pflegen und zu erhalten. Ohne Korrosionsschutz würde etwa ein Drittel des produzierten Eisens durch Rosten wieder zerstört werden. Unser Staat widmet daher dem Korrosionsschutz und der Korrosionsforschung große Aufmerksamkeit. Es kommt darauf an, Verfahren gegen die elektrochemische Korrosion zu entwickeln, die dauerhafte Ergebnisse bringen. Zur Zeit werden jährlich etwa 250 Millionen bis 1 Milliarde Mark für Korrosionsschutz in der Deutschen Demokratischen Republik ausgegeben (17. und 18. Stunde, S. 128 und 129).

3.3.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Lösungsvorgang von Salzen in Wasser

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die chemischen Reaktionen bei der Auflösung eines Salzes in Wasser
Befähigung zum Anwenden des Coulombschen Gesetzes auf die elektrische Anziehung der Ionen des Salzes

Stundengliederung

1. Bildung von Hydrathüllen um die Ionen der Salze
2. Energetische Betrachtungen beim Lösungsvorgang

Stundenverlauf

Die Schülergruppen lösen arbeitsteilig verschiedene Salze in Wasser und messen dabei die Temperatur des Wassers und die Temperatur der Lösung. Je nach verwendetem Salz (Ammoniumnitrat, Kaliumnitrat, entwässertes Natriumkarbonat) tritt Erniedrigung oder Erhöhung der Temperatur auf. Zur Erklärung dieser Erscheinungen werden zunächst das Ionengitter salzartig-kristalliner Stoffe und der Dipolcharakter des Wassermoleküls wiederholt (UG). Der Lösungsvorgang wird behandelt (LV). Durch Magnetapplikationen und die Abbildung des Lehrbuches (LB-Abb. 18, S. 78) läßt sich das Lösen eines Salzes verdeutlichen. Der Einsatz des Filmausschnitts F 848 "Chemische Reaktion III" ist angebracht. Der Erklärung über den Lösungsvorgang sollte eine Zusammenfassung durch einen Schüler folgen.

Es wird erarbeitet, daß beim Lösungsvorgang aus Ausgangsstoffen, z. B. Kalium-Ionen und Nitrat-Ionen im Ionengitter, Reaktionsprodukte gebildet werden, die hydratisierten Ionen (UG). Wie bei jeder chemischen Reaktion tritt auch hier eine Änderung der Enthalpie auf, die als Lösungsenthalpie gemessen werden kann. Damit wird die Erklärung der Temperaturänderung beim Lösen der Salze gegeben. Die Lösungsenthalpie kann als Differenz aus der Hydrationsenthalpie und der Gitterenthalpie definiert werden. Beispiele in der Tabelle des Lehrbuchs (LB-Tab. 10, S. 79) vertiefen diese Erkenntnis. Abschließend erhält ein Teil der Schüler die

Aufgabe, feinkristallines Kupfer(II)-sulfat vorsichtig zu erwärmen und nach dem Abkühlen in Wasser zu lösen. Ein anderer Teil der Schüler führt das gleiche Experiment mit Kobalt(II)-chlorid durch. Da der Lösungsvorgang in Wasser bekannt ist, können die Schüler vor der Durchführung der Experimente die Voraussagen bilden, daß neue Reaktionsprodukte entstehen und eine Lösungsenthalpie auftritt. Bei kleinen Mengen wird ein Temperaturunterschied zwischen Lösung und Lösungsmittel nur schwer festzustellen sein. Jedoch finden die Schüler ihre Voraussage durch die Bildung neuer Reaktionsprodukte bestätigt. Aus den farblosen Kupfer(II)-Ionen entstehen blaue, hydratisierte Kupfer(II)-Ionen. Die hydratisierten Kobalt(II)-Ionen sind rot, ohne Hydrathülle sind sie blau. Während durch das Experiment die Schüler die Lösungsenthalpie messen konnten, erkennen sie im letzten Experiment das veränderte Reaktionsprodukt.

2. Stunde: Echte und potentielle Elektrolyte

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über Säuren, Basen und Salze als echte beziehungsweise potentielle Elektrolyte

Befähigung zum Unterscheiden von echten und potentiellen Elektrolyten

Stundengliederung

1. Potentielle Elektrolyte
2. Echte Elektrolyte
3. Unterschiedliche und gemeinsame Eigenschaften von potentiellen und echten Elektrolyten

Stundenverlauf

Die Schüler erhalten den Auftrag zu überlegen, ob beim Überleiten von getrocknetem Ammoniak über trockenes rotes Lackmuspapier die gleiche Reaktion eintritt wie beim Überleiten von Ammoniak über angefeuchtetes rotes Lackmuspapier. Aus Klasse 10 ist den Schülern die Reaktion von Ammoniak mit Wasser als Reaktion mit Protonenübergang bekannt. Die Schüler können voraussagen, daß im getrockneten Zustand mit Lackmus keine Reaktion eintreten kann.

Die Schüler planen die Geräteanordnung und die Durchführung des Experiments (SDE). In einem Gasentwickler reagiert festes Natriumhydroxid mit konzentrierter Ammoniaklösung. Das entweichende Ammoniakgas wird in Natronkalk getrocknet und durch ein Glasrohr geleitet, in dem sich getrocknetes Lackmuspapier befindet. Das gleiche Experiment wird ohne Trocknung des Gases wiederholt. Die Schüler stellen an Hand der Beobachtung fest, daß durch das Wasser aus Ammoniak - einer Verbindung mit Atombindung mit teilweisem Ionencharakter - Ionen gebildet werden.

Eins der nachstehend genannten Experimente sollte noch durchgeführt werden, bevor eine allgemeine Aussage über potentielle Elektrolyte erarbeitet wird. Den Schülern ist die Reaktion von Eisen mit Schwefelsäure bekannt:



Aufgabe: Was ist zu beobachten, wenn Eisen mit wasserfreier Schwefelsäure zusammengebracht wird? Welche Veränderung tritt beim Verdünnen mit Wasser ein? Deuten Sie die Beobachtungsergebnisse!

Das Experiment wird einfühend durch den Lehrer oder einen Schüler vorgeführt. Die Schüler beobachten, daß das Eisen mit konzentrierter Schwefelsäure kaum reagiert. Mit zunehmender Verdünnung (bis etwa 1 : 800) wird die Reaktion heftiger.

Aus analogen Experimenten (Reaktion von Magnesium mit Eisessig oder Reaktion von Magnesium mit 100 %iger Phosphorsäure) geht ebenfalls hervor, daß nur die verdünnten Säuren mit dem Metall reagieren. Die Schüler können unter Anwendung der erworbenen Kenntnisse den Schluß ziehen, daß diese Metalle nicht mit den undissoziierten Säuren reagieren, sondern nur mit den Wasserstoff-Ionen, die beim Verdünnen entstehen.

Analog zum oben angeführten Experiment mit getrocknetem Ammoniak kann auch getrockneter Chlorwasserstoff über trockenes, blaues Lackmuspapier geleitet werden. Die Durchführung wird ohne Trocknung wiederholt. Die Schüler erkennen, daß sich erst durch die Reaktion mit Wasser die Ionen bilden können. Der Begriff potentieller Elektrolyt wird definiert.

Salze und Hydroxide werden als echte Elektrolyte erkannt. Das Gemeinsame, daß in wäßriger Lösung freibewegliche hydratisierte Ionen vorhanden sind, wird erarbeitet.

Durch die Anwendung der Kenntnisse über die kinetische Gas- und Wärmetheorie wird erarbeitet, daß echte Elektrolyte auch in der Schmelze freibewegliche Ionen enthalten (UG).

3. Stunde: Weiterentwicklung der Säuren-Basen-Theorie

Stundenziel

Vermittlung von Wissen über die Säuren-Basen-Theorie von Brönsted

Festigung der Überzeugung, daß es in der Erforschung der objektiven Realität durch Entwicklung von Hypothesen und Theorien keinen Stillstand gibt

Stundengliederung

1. Historische Entwicklung der Säuren-Basen-Theorie
2. Säuren-Basen-Theorie von Brönsted

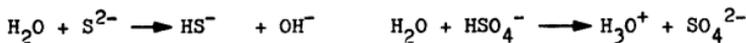
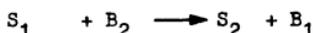
Stundenverlauf

Den Schülern muß deutlich gemacht werden, daß oftmals ein langer, wissenschaftlicher Meinungsstreit notwendig ist, bis Naturerscheinungen erkannt sind (LV). Während vor 800 Jahren sauerschmeckende Stoffe als Säuren bezeichnet wurden, glaubte Lavoisier, den Sauerstoff als charakteristisches Merkmal erkannt zu haben. Justus von Liebig nannte Wasserstoff, der sich durch Metalle ersetzen läßt, als Wesensmerkmal der Säuren. Nach Arrhenius sind Säuren Elektrolyte, die in wäßriger Lösung den elektrischen Strom leiten und Wasserstoff-Ionen abspalten. Durch Brönsted wurde diese Theorie weiterentwickelt und verallgemeinert, um mehr zum Wesen der Erscheinungen vorzudringen. Ein Vergleich mit der Entwicklung der Theorie über den Atombau sollte deshalb gegeben werden, damit die Schüler erkennen, daß auch die naturwissenschaftlichen Erkenntnisse der Entwicklung unterliegen. Die Grenzen der Theorie von Arrhenius werden genannt:

nur auf wäßrige Lösungen anwendbar,
freie Wasserstoff-Ionen liegen in Lösungen nicht vor, sondern verbinden sich mit anderen Teilchen, zum Beispiel mit den Wassermolekülen.

Anschließend wird an Beispielen die Theorie von Brönsted erläutert (LV). Die Schüler müssen erkennen, daß ein Stoff nur dann

als Säure bezeichnet werden kann, wenn er ein Proton an eine Base abgeben kann. Dadurch wird die Säure zur Base, die unter geeigneten Bedingungen wieder ein Proton aufnehmen kann.



Aus diesen Beispielen ist zu erkennen, daß Wasser als Säure oder Base reagieren kann. Entsprechendes gilt für das Hydrogensulfat-Ion.

Da den Schülern Redoxreaktionen bekannt sind, ist ein Vergleich mit Säuren-Basen-Reaktionen möglich und angebracht. Genau wie eine Säure nach Brönsted je nach Reaktionspartner auch Base sein kann, kann ein Stoff bei einer chemischen Reaktion sowohl Oxydationsmittel als auch Reduktionsmittel sein. So wird Schwefeldioxid als Oxydationsmittel durch Schwefelwasserstoff zu Schwefel reduziert, und durch Jod wird Schwefeldioxid als Reduktionsmittel in wäßriger Lösung zu Schwefelsäure oxydiert. Auch in der organischen Chemie gilt das gleiche Prinzip. Ein Alkanal kann sowohl Reduktionsmittel als auch Oxydationsmittel sein. Selbst Wasserstoffperoxid ist Kaliumpermanganat gegenüber ein Reduktionsmittel.

Die Schüler können durch diese Beispiele vom Gesetz der Einheit und dem Kampf der Gegensätze überzeugt werden. Außerdem sollte den Schülern gesagt werden, daß wissenschaftliche Erkenntnisse entwicklungsfähig sind und der Veränderung unterliegen. Genau wie die Meinungen von Lavoisier und Liebig in der damaligen Zeit als relative Wahrheit angesehen wurden, hat sich auch die Theorie von Arrhenius weiterentwickelt. Diese Entwicklung ist auch mit dem heutigen Stand der wissenschaftlichen Erkenntnis nicht abgeschlossen.

Am Ende der Stunde können den Schülern Aufgaben gestellt werden, die auf Arbeitsblättern oder an der verdeckten Tafel stehen. Dabei müssen sie den Begriff Base und Säure im Sinne der Theorie von Brönsted den vorgegebenen chemischen Reaktionen zuordnen. Es ist zu empfehlen, daß die Schüler das Gesetz von der Einheit und

dem Kampf der Gegensätze auch bei anderen Naturerscheinungen erkennen, zum Beispiel im Atombau zwischen positiven und negativen Teilchen, in amphoteren Eigenschaften mancher Hydroxide, in der Ausbildung männlicher oder weiblicher sekundärer Geschlechtsmerkmale durch entsprechende Hormongaben und bei elektrischen und magnetischen Feldern als Strukturform der Materie.

4. Stunde: Leitfähigkeit der Elektrolyte

Stundenziel

Vertiefung der Kenntnisse über elektrische Ladungsträger und elektrisches Feld als Voraussetzungen für elektrische Leitungsvorgänge

Anwendung von Kenntnissen über elektrische Leitungsvorgänge auf Elektrolyte und deren Lösungen

Vertiefung der Überzeugung, daß Voraussagen experimentell überprüft werden müssen

Stundengliederung

1. Elektrische Leitungsvorgänge in Metallen, Halbleitern und Gasen
2. Elektrische Leitfähigkeit von Elektrolyten, Elektrolytlösungen und Elektrolytschmelzen

Stundenverlauf

Die Schüler tragen die Voraussetzungen für elektrische Leitungsvorgänge in Metallen, Halbleitern und Gasen zusammen (UG). Sie erkennen das Wesen ausgehend von den einzelnen Erscheinungen. Das elektrische Feld und freibewegliche elektrische Ladungsträger sind Voraussetzung für elektrische Leitfähigkeit von Stoffen oder Stoffgemischen. Auf Grund dieser Feststellung sollten die Schüler die Voraussagen bilden, ob folgende Stoffe den elektrischen Strom leiten: Natriumchloridkristalle, Natriumchloridlösung, Natriumhydroxid, Natriumhydroxidlösung, einige andere Salz- und Hydroxidlösungen, Eisessig (fest), Eisessig (flüssig), Äthansäurelösung, einige andere Lösungen organischer und anorganischer Säuren, Zuckerlösung, Harnstofflösung, Äthanol und Methanollösung. Die Überprüfung der Leitfähigkeit kann mit einfachster Anordnung (Abb. 1) sowohl arbeitsteilig im Schülerexperiment als auch im Demonstrationsexperiment durchgeführt werden.

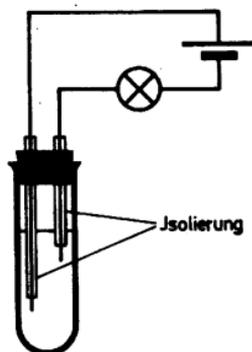


Abb. 1 Untersuchung der Leitfähigkeit von Elektrolytlösungen

Die Schüler finden bestätigt, daß im Natriumchloridgitter keine freie Beweglichkeit der Ionen vorliegt und daß Eisessig (flüssig) als potentieller Elektrolyt keine freibeweglichen Ionen besitzt, sondern die Ionen erst durch Verdünnen mit Wasser gebildet werden. Voraussage und experimenteller Beweis sind in einer Tabelle einzutragen.

5. Stunde: Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die Elektrolyse als Redoxreaktion

Befähigung zum Vergleichen von Vorgängen bei der Elektrolyse mit Redoxreaktionen

Vertiefung der Überzeugung vom Gesetz der Einheit und dem Kampf der Gegensätze am Beispiel der Elektrolyse

Stundengliederung

1. Experimentelle Durchführung der Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung
2. Entladung von Kupfer(II)-Ionen an der Katode als Reduktion
3. Entladung von Chlorid-Ionen an der Anode als Oxydation
4. Reduktion und Oxydation laufen räumlich getrennt und gleichzeitig ab

Stundenverlauf

Vor der Durchführung der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung, die als Schüler- oder Lehrerdemonstrationsexperiment erfolgen kann, erhalten die Schüler die Aufgabe, Veränderungen an Katode und Anode zu beobachten. Mit Kaliumjodid-Stärke-Papier und pH-Papier ist die Bildung von Chlor nachzuweisen. Die Deutung der Beobachtung kann durch die Schüler selbständig erfolgen, wobei der Lehrer entsprechende Impulse geben soll. Aus der ungeordneten Bewegung der hydratisierten Ionen erfolgt beim Anlegen einer Spannung an die Elektrolytlösung eine gerichtete Bewegung. Die Aufnahme von Elektronen an der Katode vergleichen die Schüler mit Redoxreaktionen und erkennen, daß an der Katode eine Reduktion stattfindet. An der Anode tritt Oxydation ein. Da es nicht möglich ist, die beiden Teilreaktionen zeitlich getrennt voneinander durchzuführen, erkennen die Schüler erneut das Gesetz von der Einheit und dem Kampf der Gegensätze.

6. Stunde: Elektrolyse als Redoxreaktion

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über Elektrolyse als Redoxreaktion
Befähigung zum Anwenden des erweiterten Redoxbegriffes auf andere Elektrolysen

Stundengliederung

1. Übungen im Aufstellen von chemischen Gleichungen für Reaktionen mit Elektronenübergang unter Angabe der Änderung der Oxydationszahlen
2. Elektrolyse einer Kupfer(II)-sulfatlösung mit Kupferelektroden und einer Kaliumjodidlösung
3. Entladung der Anionen an der Anode als Oxydation und der Kationen an der Katode als Reduktion

Stundenverlauf

Alle Schüler erhalten den Auftrag, einige Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen aufzustellen, den Elektronenübergang zu kennzeichnen und die Änderung der Oxydationszahlen anzugeben. Die Kenntnisse über die Elektrolyse der Kupfer(II)-chloridlösung

werden wiederholt, die Reaktionen bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-sulfatlösung mit Kupferelektroden erarbeitet. Die Schüler erkennen, daß die gleiche Menge Kupfer(II)-Ionen an der Kathode durch Elektronenaufnahme reduziert wie an der Anode durch Elektronenabgabe aus Kupferatomen gebildet wird. Im Lehrerdemonstrationsexperiment kann außerdem eine Kaliumjodidlösung elektrolysiert werden. Vor der Durchführung erhalten die Schüler die Aufgabe, Hypothesen über die zu beobachtenden Erscheinungen an Kathode und Anode aufzustellen. Da die Schüler wahrscheinlich nicht erkennen werden, daß an der Kathode Wasserstoff entsteht, wird nur die Hypothese über die Oxydation der Jodid-Ionen an der Anode bestätigt. Eine Deutung der Beobachtung an der Kathode sollte deshalb gegeben werden, damit in der nächsten Stunde bei der experimentellen Ableitung des ersten Faradayschen Gesetzes keine Unklarheiten auftreten. Durch Verallgemeinerung und Vergleich mit den wiederholten Redoxreaktionen kommen die Schüler zu der Aussage, daß die Kationen an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen reduziert und die Anionen an der Anode durch Abgabe von Elektronen oxydiert werden.

7. Stunde: Experimentelle Ableitung des ersten Faradayschen Gesetzes

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über das erste Faradaysche Gesetz und die Faradaysche Konstante

Weiterentwicklung der Fähigkeit, eine direkte Proportionalität zwischen zwei Größen auf Grund von experimentell gewonnenen Meßergebnissen zu erkennen; Befähigung zur Berechnung der Faradayschen Konstanten aus der Ladung eines Elektrons und der Loschmidt'schen Konstanten

Weiterentwicklung der Überzeugung vom Nutzen der experimentellen Methode zum Erkenntnisgewinn

Stundengliederung

1. Elektrolyse von Kaliumhydroxidlösung bei konstanter Stromstärke und unterschiedlicher Elektrolysedauer

2. Elektrolyse von Kaliumhydroxidlösung bei unterschiedlichen Stromstärken und konstanter Elektrolysedauer
3. Berechnung der Faradayschen Konstanten

Stundenverlauf

Die Schüler werden aufgefordert, Überlegungen anzustellen, von welchen Größen die abgeschiedenen Stoffmengen an den Elektroden abhängig sein könnten. Dabei müssen die Schüler ihr Wissen über die Entladung der Ionen an den Elektroden in Zusammenhang mit den Kenntnissen aus der Physik über Stromstärke bringen. Da die Stromstärke direkt proportional der pro Zeiteinheit durch den Leiter fließenden Anzahl an Ladungsträgern ist, müssen die Schüler zu folgenden Voraussagen kommen:

Je größer die Stromstärke, desto mehr Ladungsträger werden transportiert und damit abgeschieden.

Je länger die Elektrolyse durchgeführt wird, desto größer ist die abgeschiedene Stoffmenge.

Nachdem diese Voraussagen durch das Experiment bestätigt wurden, sollen die Schüler erarbeiten, ob für die Abscheidung zwei- und dreifach geladener Ionen die gleiche Proportionalität besteht und welcher Unterschied gegenüber einwertigen Ionen vorliegt. Da zur Entladung eines zweiwertigen Ions zwei Elektronen benötigt werden, können bei zweiwertigen Ionen nur die Hälfte - bei dreiwertigen Ionen nur der dritte Teil - der Ionen entladen werden. Daraus folgt: je höher die elektrische Ladung des Ions, desto geringer die Anzahl der abgeschiedenen Teilchen.

$$n \sim I \qquad n \sim t \qquad n \sim I \cdot t$$

Während die Experimente laufen und die Ergebnisse in Tabellen erfaßt werden, können Voraussetzungen für die Berechnung der Elektrizitätsmengen, die zur Abscheidung von 1 mol notwendig sind, wiederholt werden:

$$\text{Ladung eines Elektrons } e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$$

$$\text{Loschmidtsche Konstante } N_L = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Je länger der Strom fließt, desto größer ist die transportierte Elektrizitätsmenge Q.

$$Q = I \cdot t$$

Es wird erarbeitet (UG):

Ein einwertiges Ion wird durch $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$ entladen.

$6,02 \cdot 10^{23}$ einwertige Ionen werden durch

$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$
entladen.

$$\frac{Q}{n} = N_L \cdot e$$

Um die gleiche Anzahl Teilchen von mehrwertigen Ionen zu entladen, ist die Elektrizitätsmenge mit der Wertigkeit des Ions zu multiplizieren.

$$\frac{Q}{n} = N_L \cdot e \cdot z.$$

Das Produkt aus der Elementarladung e und der Loschmidtschen Konstanten N_L ist die Faradaysche Konstante F .

$$\frac{Q}{n \cdot z} = N_L \cdot e = F$$

B. Stunde: Zweites Faradaysches Gesetz

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über das zweite Faradaysche Gesetz;
Ableitung einer Formel zur Berechnung der abgeschiedenen Massen
bei Elektrolysen

Weiterentwicklung von Fähigkeiten im Umgang mit Größengleichungen

Stundengliederung

1. Mengen- und Volumenverhältnisse von Wasserstoff und Sauerstoff bei der Elektrolyse von Kaliumhydroxidlösung
2. Ableitung des zweiten Faradayschen Gesetzes
3. Ableitung einer Formel zur Berechnung der abgeschiedenen Masse eines Elements

Stundenverlauf

Unter Benutzung der notierten Werte über die Volumen der abgeschiedenen Gasmengen (7. Stunde, S. 113) erhalten die Schüler die Aufgabe, die Masse des Sauerstoffs zu berechnen, die in der gleichen Zeit entsteht, in der sich 22,4 l Wasserstoff bilden würden. Aus den Werten des Experiments der letzten Stunde stellen sie fest:

$$V_{\text{H}_2} : V_{\text{O}_2} = 2 : 1.$$

Daraus folgern sie:

$$V_{H_2} : V_{O_2} = 22,4 \text{ l} : 11,2 \text{ l}.$$

Das Verhältnis der dazugehörigen Massen lautet:

$$m_{H_2} : m_{O_2} = 2 \text{ g} : 16 \text{ g}.$$

Ein Vergleich dieser Massen mit den entsprechenden molaren Massen ergibt, daß die Verhältnisgleichung nur dann richtig wird, wenn die molare Masse des atomaren Sauerstoffs durch die wirksame Wertigkeit des Sauerstoffs z dividiert wird.

$$m_{H_2} : m_{O_2} = M_{H_2} : \frac{M_{O_2}}{z}$$
$$2 \text{ g} : 16 \text{ g} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} : \frac{16}{2} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Danach wird das zweite Faradaysche Gesetz formuliert. Die Schüler können jetzt folgende Aufgabe nach zwei verschiedenen Überlegungen lösen: Welche Masse Chlor wird in der gleichen Zeit an der Anode entladen, in der sich an der Katode bei der Elektrolyse einer wäßrigen Kupfer(II)-chloridlösung 63,5 g Kupfer abscheiden?

Weg nach dem 2. Faradayschen Gesetz:

$$m_{Cu} : m_{Cl} = \frac{M_{Cu}}{z} : \frac{M_{Cl}}{z}$$
$$63,5 \text{ g} : m_{Cl} = \frac{63,5 \text{ g}}{2 \text{ mol}} : \frac{35,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$
$$m_{Cl} = \frac{63,5 \text{ g} \cdot 35,5 \text{ g} \cdot 2 \text{ mol}}{\text{mol} \cdot 63,5 \text{ g}}$$
$$m_{Cl} = 71 \text{ g}$$

Der zweite Weg muß nach folgender Überlegung zum gleichen Ergebnis führen:

Wenn die Anode 2 Elektronen aufnimmt, muß im gleichen Stromkreis der Elektrolyse die Katode 2 Elektronen abgeben. Wird an der Katode ein Kupfer(II)-Ion durch Aufnahme von 2 Elektronen reduziert, werden an der Anode zur gleichen Zeit 2 Chlorid-Ionen durch Abgabe von 2 Elektronen oxydiert. Werden $6,02 \cdot 10^{23}$ Kupfer(II)-Ionen reduziert, sind $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ Elektronen notwendig. Das entspricht einer Elektrizitätsmenge von $2 \text{ mol} \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Also sind zur Abscheidung von 63,5 g Kupfer $2 \text{ mol} \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$ nötig. Durch analoge Überlegungen ergibt sich, daß durch die Elektrizitätsmenge von $2 \text{ mol} \cdot 9,65 \cdot 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$ eine Masse von 71 g Chlor abgeschieden werden muß.

Aus dem ersten und zweiten Faradayschen Gesetz wird die Formel abgeleitet, nach der die Massen berechnet werden können, die bei der Elektrolyse bei gegebener Stromstärke und Elektrolysedauer an den Elektroden entstehen. Danach wird eine mathematische Formulierung über die Elektrizitätsmenge Q erarbeitet, die für eine bestimmte Stoffmenge n mit der Wertigkeit z benötigt wird (UG). So wird für 2 mol dreiwertiger Ionen zur Abscheidung die Elektrizitätsmenge

$$Q = F \cdot n \cdot z$$

$$Q = 9,65 \cdot 10^4 \cdot \text{A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2 \text{ mol} \cdot 3$$

gebraucht. Da

$$n = \frac{m}{M}$$

und

$$Q = I \cdot t$$

ist, ergibt sich

$$I \cdot t = F \cdot \frac{m}{M} \cdot z.$$

Durch Auflösen der Gleichung nach m lassen sich die abgeschiedenen Massen bei der Elektrolyse berechnen, wenn Stromstärke und Elektrolysedauer gegeben sind.

$$\frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{F \cdot z}$$

9. Stunde: Schmelzflußelektrolyse zur technischen Herstellung von Aluminium

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die Herstellung von Aluminium aus Bauxit

Befähigung zum Anwenden der Kenntnisse über Redoxreaktionen auf die Schmelzflußelektrolyse

Vertiefung der Überzeugung, die Volkswirtschaft planmäßig und proportional zu entwickeln

Stundengliederung

1. Bedeutung des Aluminiums für unsere Volkswirtschaft
2. Chemische Grundlagen der Herstellung von Aluminium
3. Technische Durchführung der Schmelzflußelektrolyse
4. Berechnung der Aluminiumproduktion einer Elektrolysezelle im VEB Chemiekombinat Bitterfeld

Stundenverlauf

Die große volkswirtschaftliche Bedeutung des Aluminiums für Metalleichtbaukonstruktionen von Fabrikhallen, Speichern, großen Stallungen sowie als Verpackungsmaterial und für den Bau von Containern wird erarbeitet. Daß der VIII. Parteitag der SED eine Steigerung der Produktion dieser Baukonstruktionen beschloß, ist zu erwähnen. Die Schüler sollen derartige Baustellen oder bereits fertiggestellte Gebäude in der näheren Umgebung nennen. Daran ist den Schülern nicht nur zu zeigen, wie die Beschlüsse realisiert werden, sondern sie müssen die enge Verflechtung zwischen chemischer Industrie, Bauindustrie, Energiewirtschaft, Finanzwirtschaft und Arbeitskräfteplanung erkennen. Die Verwendung des Aluminiums für die Flugzeugindustrie und die große Korrosionsbeständigkeit des Aluminiums sollten nicht unerwähnt bleiben. Auf Kenntnisse aus dem Geographieunterricht kann bei der Behandlung des Vorkommens von Bauxit zurückgegriffen werden. Den Schülern sollte dann die Aufgabe gestellt werden, warum zur Herstellung des Aluminiums die Schmelzflußelektrolyse Anwendung findet und nicht die Elektrolyse einer wäßrigen Aluminiumsalzlösung. Das Prinzip der Schmelzflußelektrolyse wird geklärt. Die technische Durchführung können sich die Schüler selbst mit Hilfe des Lehrbuchs erarbeiten. Abschließend sollte eine Aufgabe zur Aluminiumproduktion einer Elektrolysezelle gelöst werden (s. S. 102). Dabei ist der Begriff der Stromausbeute zu erklären. Aus dem Ergebnis müssen die Schüler Vorstellungen über den großen Energieaufwand erhalten.

10. Stunde: Berechnungen auf der Grundlage der Faradayschen Gesetze

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über Elektrolyte und Elektrolyse
Entwicklung der Fähigkeit, Übungsaufgaben zu lösen
Beitrag zur Überzeugung, daß die Wissenschaft Chemie als Produktivkraft wirksam ist

Stundengliederung

1. Unterschiede zwischen echten und potentiellen Elektrolyten; Redoxreaktionen bei Elektrolysevorgängen (schriftliche Leistungskontrolle)
2. Übungsaufgaben zu den Faradayschen Gesetzen

Stundenverlauf

Die Stunde soll der Überprüfung und der Festigung der bisher erworbenen Kenntnisse über die Elektrochemie dienen. Im ersten Teil ist eine schriftliche Leistungskontrolle angebracht. Der zweite Teil dient nicht nur der mathematischen Durchdringung, sondern soll die Beziehungen der Wissenschaft Chemie zur Produktion herstellen.

Folgende Beispielaufgaben sind als Übungsaufgaben zum 2. Faradayschen Gesetz geeignet.

Aufgabe: Welche Masse Kupfer kann mit der gleichen elektrischen Energie gereinigt werden, mit der 1 kg Aluminium durch Schmelzflußelektrolyse bei angenommener gleicher Stromausbeute hergestellt wird?

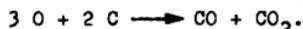
Lösung:

$$m_{\text{Cu}} : m_{\text{Al}} = \frac{M_{\text{Cu}}}{z_{\text{Cu}}} : \frac{M_{\text{Al}}}{z_{\text{Al}}}$$
$$m_{\text{Cu}} = \frac{1 \text{ kg} \cdot 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3}{2 \cdot 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$
$$m_{\text{Cu}} = 3,53 \text{ kg}$$

Antwort:

Mit der gleichen elektrischen Energie, mit der 1 kg Aluminium hergestellt wird, können 3,53 kg Kupfer gereinigt werden.

Aufgabe: Bei der Schmelzflusselektrolyse zur Herstellung von Aluminium oxydiert an der Anode der gebildete Sauerstoff die Kohleelektrode nach der Gleichung



Welche Masse des Elektrodenmaterials der Anode wird oxydiert, wenn an der Katode 1 kg Aluminium abgeschieden wird?

Lösung:

$$m_{\text{O}} : m_{\text{Al}} = \frac{M_{\text{O}}}{z_{\text{O}}} : \frac{M_{\text{Al}}}{z_{\text{Al}}}$$

$$m_{\text{O}} = 900 \text{ g}$$

900 g m



48 g 24 g

$$m = 450 \text{ g}$$

Die Schüler erkennen einige Zusammenhänge in der Aluminiumproduktion und können folgende Aussage treffen: Um 1 kg Aluminium herzustellen, ist eine elektrische Energie von 17,87 kWh nötig. Gleichzeitig werden 450 g des Anodenmaterials verbraucht. In welcher Zeit dies bei einer 100 000-A-Zelle erfolgt, läßt sich ebenfalls noch errechnen.

11. Stunde: Potentialbildung an Elektroden - Normalwasserstoffelektrode

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über Elektroden, Elektrodenpotentiale und elektrochemische Doppelschicht

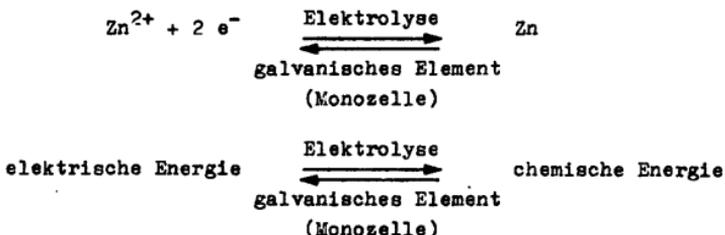
Befähigung zum Anwenden von Kenntnissen über umkehrbare chemische Reaktionen auf elektrochemische Reaktionen

Stundengliederung

1. Beschreibung des Aufbaus einer Zinkelektrode
2. Entstehung einer elektrochemischen Doppelschicht
3. Elektrodenpotential der Normalwasserstoffelektrode

Stundenverlauf

Die Schüler haben in den vergangenen Stunden kennengelernt, daß zum Beispiel Zink-Ionen bei der Elektrolyse durch die elektrische Energie an der Kathode reduziert werden. Als Zielorientierung für die nächsten Stunden sollten die Schüler aufgefordert werden zu überlegen, ob diese Reduktion der Zink-Ionen an der Kathode auch umkehrbar ist. Dabei sollte folgender Überblick erarbeitet werden (UG):



Um eine Erklärung über die Umwandlung der chemischen Energie in elektrische Energie geben zu können, vermittelt der Lehrer den Schülern Kenntnisse über die Potentialbildung an Elektroden (LV). Die Elektroden werden durch Symbole bezeichnet. Eine Verallgemeinerung des Elektrodenbegriffs erfolgt. Die Bildung der elektrochemischen Doppelschicht wird behandelt.

Die Bedeutung der Normalwasserstoffelektrode als Bezugs- oder Normalhalbzelle können sich die Schüler auf Grund ihrer Vorkenntnisse im Lehrbuch selbst erarbeiten (LB, S. 95). Sowohl nach Lehrervortrag als auch nach der selbständigen Schülerarbeit mit dem Lehrbuch muß eine Zusammenfassung durch die Schüler erfolgen.

Nach der Beschreibung der Normalwasserstoffelektrode sollte den Schülern durch einen Vergleich gezeigt werden, daß Ströme nur dann fließen können, wenn Unterschiede vorhanden sind. Um genaue Meßwerte zu erhalten, müssen jeweils willkürlich gewählte Festpunkte vereinbart werden:

Beispiel	Differenz	Willkürlicher Fixpunkt
Wasserstrom	Höhendifferenz	Normal Null
Wärmestrom	Temperaturdifferenz	Schmelzpunkt des Wassers
Gasstrom	Druckdifferenz	1 at
elektrischer Strom	Potentialdifferenz	Elektrodenpotential der Normalwasserstoffelektrode

12. Stunde: Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über Aufbau und Spannung von galvanischen Zellen

Ordnen der Elektroden nach den Standardpotentialen zur elektrochemischen Spannungsreihe

Stundengliederung

1. Aufbau einer galvanischen Zelle
2. Standardpotentiale von Elektroden
3. Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle als Anordnung der Elektroden nach der Reihenfolge ihrer Standardpotentiale

Stundenverlauf

Zwei Schüler werden aufgefordert, je eine Zinkelektrode und eine Kupferelektrode aufzubauen. Der Einfluß der Temperatur und der Konzentration der Lösung auf das Potential der Elektrode wird erörtert. Der Begriff der Standardelektrode wird erarbeitet. Um die Behauptung der letzten Stunde (11. Stunde; S. 120) zu beweisen, daß die chemische Energie in der galvanischen Zelle wieder in elektrische Energie umgewandelt werden kann, sollen die Schüler ein entsprechendes Experiment planen und selbst durchführen. Die Schüler arbeiten in Gruppen arbeitsteilig. Alle Gruppen sollten eine Kupferelektrode benutzen. Die zweite Elektrode ist bei den einzelnen Gruppen unterschiedlich. Die Meßwerte werden zusammengetragen und geordnet. An Hand des Lehrbuchs wird die Fortführung zur Spannungsreihe vorgenommen (LB, S. 96). Mit Hilfe der

Tabelle im Lehrbuch werden Spannungen einiger galvanischer Zellen errechnet (LB-Tab. 11, S. 97). Die Schüler erkennen, daß die Spannungen umso größer sind, je weiter die Metalle in der Spannungsreihe voneinander entfernt sind.

13. Stunde: Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle auf Redoxreaktionen - elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle

Befähigung zum Anwenden der Kenntnisse über die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle und der Nichtmetalle auf verschiedene Redoxreaktionen

Weiterentwicklung der Überzeugung, Erscheinungen dialektisch zu betrachten

Stundengliederung

1. Durchführung von Schülerexperimenten zur Spannungsreihe der Metalle
2. Durchführung von Lehrerdemonstrationsexperimenten zur Spannungsreihe der Nichtmetalle
3. Dialektische Betrachtung von elektrochemischen Reaktionen

Stundenverlauf

Die Schülergruppen führen arbeitsteilig zwei Experimente durch: Eisennagel in Kupfer(II)-sulfatlösung und Kupferdraht in Eisen(II)-sulfatlösung

oder Zinkstab in Kupfer(II)-sulfatlösung und Kupferdraht in Zink-sulfatlösung

Die Beobachtungsergebnisse werden zusammengetragen und durch die elektrochemische Spannungsreihe erklärt. Für die Redoxreaktionen entwickeln die Schüler die Reaktionsgleichungen. Es wird festgestellt, daß nur dann eine Reaktion stattfindet, wenn das Metall mit dem positiven Standardpotential als Ion vorliegt. Nachdem entsprechende Experimente mit Halogenen und Halogeniden vom Lehrer demonstriert wurden - diese sind den Schülern seit der Klasse 8 bekannt - kommen die Schüler zu einer analogen Aussage: Die Reak-

tion findet nur dann statt, wenn das Nichtmetall (Halogen) mit dem positiveren Standardpotential als Element vorliegt. Auch bei diesen Redoxreaktionen erarbeiten die Schüler die Reaktionsgleichungen und geben den Elektronenübergang an. Die Schüler werden zur dialektischen Betrachtung von Erscheinungen befähigt, wenn sie erkennen, daß ein Element beziehungsweise sein Ion je nach den reagierenden Stoffen einmal Oxydationsmittel, ein anderes Mal Reduktionsmittel ist. Der Lehrer sollte noch den Hinweis geben, daß mit den Kenntnissen über die Spannungsreihe begründet werden kann, daß sich bei der Elektrolyse von Kaliumhydroxid-Lösung an der Katode Wasserstoff abscheiden muß. Ähnliches gilt für Lösungen mit mehreren Anionen. Werden solche Lösungen elektrolitisch zersetzt, so wird das Anion mit dem niedrigsten Standardpotential zuerst oxydiert.

14. Stunde: Energieumwandlung und Stoffumwandlungen in galvanischen Zellen

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über Aufbau und Wirkungsweise von galvanischen Zellen

Befähigung zum wechselseitigen Betrachten eines Prozesses unter stofflichem und energetischem Aspekt

Weiterentwicklung der Überzeugung, Erscheinungen dialektisch zu betrachten

Stundengliederung

1. Aufbauen von galvanischen Zellen und Überprüfen der Funktion
2. Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen, die bei Elektrolysen und bei der Entladung galvanischer Zellen ablaufen

Stundenverlauf

Drei Schüler erhalten den Auftrag, je eine galvanische Zelle aufzubauen: eine Zink-Kupfer-Zelle, eine Zink-Blei-Zelle und eine Blei-Kupfer-Zelle. Die galvanischen Zellen sind mittels eines Spannungsmessers - wenn möglich mit Nullstellung in der Mitte der Skala - auf Funktionstüchtigkeit zu prüfen. Stromrichtung und Größe des Ausschlags sind am Spannungsmesser zu beobachten. Es wird festgestellt, daß der Elektronenfluß im äußeren

Stromkreis vom unedleren zum edleren Metall verläuft. Dabei ist zu erkennen, daß die Bleielektrode in der einen Zelle Katode, in der anderen Zelle Anode ist. Somit wird der dialektische Zusammenhang deutlich, daß die Polarität der Elektrode nicht von ihr selbst, sondern von den sie umgebenden Stoffen abhängt. Jede isolierte Betrachtungsweise kann zu falschen Ergebnissen führen. Die Elektrodenreaktionen erarbeiten die Schüler und kennzeichnen sie als Oxydations- und Reduktionsvorgänge. Bei der energetischen Betrachtung der Elektrodenreaktionen sollen die Kenntnisse über die Umkehrbarkeit der elektrochemischen Reaktionen gefestigt werden (11. und 12. Stunde, S. 120 und 122).

Der Zusammenhang dieser Elektrodenreaktionen kann durch folgendes Tafelbild dargestellt werden:

<u>Elektrolyse</u>		<u>Galvanische Zelle</u>	
elektrische Energie	→ chemische Energie	chemische Energie	→ elektrische Energie
Katode:		Anode:	
+ 2	± 0	± 0	+ 2
Zn ²⁺ + 2 e ⁻	→ Zn	Zn	→ Zn ²⁺ + 2 e ⁻
Reduktion		Oxydation	
Anode:		Katode:	
- 1	± 0	+ 2	± 0
2 Cl ⁻	→ Cl ₂ + 2e ⁻	Cu ²⁺ + 2e ⁻	→ Cu
Oxydation		Reduktion	
		oder: + 2	± 0
		Pb ²⁺ + 2 e ⁻	→ Pb
		oder: + 1	± 0
		2 H ⁺ + 2 e ⁻	→ H ₂
je nach Aufbau der galvanischen Zelle			

15. Stunde: Leclanché-Element als Beispiel für ein Primärelement

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über elektrochemische Reaktionen in galvanischen Zellen, die elektrochemische Spannungsreihe und Redoxreaktionen bei elektrochemischen Fällungen von Metallen; Ver-

mittlung von Kenntnissen über den Aufbau und die Wirkungsweise eines Trockenelements

Befähigung zum Unterscheiden von Primär- und Sekundärelementen

Stundengliederung

1. Elektrochemische Reaktionen (Leistungskontrolle)
2. Bestandteile eines Trockenelements
3. Unterscheidung zwischen Primärelementen und Sekundärelementen

Stundenverlauf

Das Wissen der Schüler über elektrochemische Reaktionen wird überprüft (LK). Die Schüler besitzen die theoretischen Voraussetzungen, um die Wirkungsweise einer Trockenbatterie verstehen zu können. Als wesentlichste Bestandteile für die Stromlieferung eines galvanischen Elements werden zwei Elektroden, die durch eine Elektrolytlösung verbunden sind, genannt. Die Schüler versuchen, diese Wesensmerkmale bei der Monozelle zu erkennen. Zu diesem Zweck zerlegen die Schüler eine Monozelle in ihre Bestandteile. Auftretende Fragen sind mit Hilfe des Lehrbuchs durch die Schüler selbst zu klären (LB, S. 100). Die Ergebnisse werden zusammengetragen. Die aufgeführten Fragen im Lehrbuch (LB-Aufg. 1 bis 8, S. 101) werden gemeinsam beantwortet (UG).

Den Schülern ist bekannt, daß auch elektrochemische Reaktionen stofflich und energetisch umkehrbar sind. Deshalb sollten sich die Schüler überlegen, warum eine Trockenbatterie nicht wieder aufgeladen werden kann. Der Lehrer gibt danach die Unterscheidung zwischen Primär- und Sekundärelement an.

16. Stunde: Bleisammler als Beispiel für ein Sekundärelement

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über Bau und Wirkungsweise des Bleisammlers

Befähigung zum Anwenden von Kenntnissen über Elektrolyse und über chemische Reaktionen in galvanischen Zellen auf die Ladung und Entladung des Bleisammlers

Stundengliederung

1. Bestandteile des Bleisammlers
2. Elektrochemische Reaktionen beim Laden und Entladen des Bleisammlers
 - . Pflege des Bleisammlers

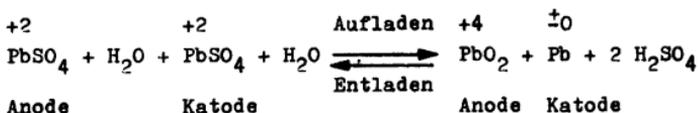
Stundenverlauf

Daß eine Aufladung eines Trockenelements nicht möglich ist, haben die Schüler bei der Lösung von Fragen kennengelernt (15. Stunde, S. 125). Den meisten Schülern ist aus ihrem Erfahrungsbereich bekannt, daß ein Bleisammler nach der Entladung wieder aufgeladen werden kann und dann erneut elektrische Energie abgibt. Weniger bekannt sind ihnen aber die elektrochemischen Reaktionen bei der Entladung und Aufladung.

Zunächst müssen sich die Schüler den Bau des Bleisammlers durch Vergleich des Originals mit der Abbildung im Lehrbuch (LB-Abb. 31, S. 102) erarbeiten. Danach ist zu überprüfen, ob die zwei im Lehrbuch aufgeführten Anforderungen für den Bleisammler (LB, S. 102) zutreffen. Um diese Anforderungen zu überprüfen, müssen die elektrochemischen Reaktionen bekannt sein. Dabei gehen die Schüler von dem Schema über die gegenseitige Umwandlung elektrischer und chemischer Energie aus (14. Stunde, S. 124). Die Entladung muß dem Prinzip des galvanischen Elements entsprechen - also Umwandlung chemischer Energie in elektrische Energie. Bei der Aufladung als rückläufige Reaktion findet eine Elektrolyse statt, wobei durch Aufwendung elektrischer Energie wieder chemische Energie erzeugt und gespeichert wird.

Es ist zweckmäßig, den Schülern zunächst zu sagen, daß im ungeladenen Zustand beide Bleiplatten im Prinzip die gleiche Beschaffenheit haben. Die Bleiplatten werden an der Oberfläche von einer Schicht aus Bleisulfat umgeben. Deshalb besteht zwischen ihnen kein Potentialgefälle. Nun kann sich der Schüler entsprechend dem aufgestellten Schema über die gegenseitige Energieumwandlung selbst die Aufladung erarbeiten. Aufladung bedeutet Umwandlung elektrischer Energie in chemische Energie - also Elektrolyse. Die Entladung sollten die Schüler auch im angegebenen Schema mit den Vorgängen in galvanischen Elementen vergleichen.

Aufladung und Entladung lassen sich durch folgende chemische Gleichung darstellen:



Aus dieser Gleichung erkennen die Schüler auch, daß bei der Aufladung die Konzentration der Schwefelsäure steigt und bei der Entladung durch die Wasserbildung die Konzentration der Schwefelsäure sinkt. Damit sind auch die beiden im Lehrbuch genannten Forderungen an Sammler verständlich (LB, S. 102).

Nach einer Zusammenfassung kann ein interessierter Schüler über die Pflege, die praktische Handhabung beim Laden und Entladen sowie über den Wirkungsgrad und die Anwendung der Sammler einen Schülervortrag halten.

17. Stunde: Elektrochemische Korrosion

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die zerstörende Wirkung der Korrosion an metallischen Werkstoffen

Befähigung zum Anwenden der Kenntnisse über galvanische Zellen auf Lokalelemente

Stundengliederung

1. Bildung von Lokalelementen auf metallischen Werkstoffen
2. Korrosion auf Eisenblechen mit metallischen Überzügen
3. Rosten des Eisens

Stundenverlauf

Das Experiment (LB, V 21, S. 105), das die Schüler vor einigen Wochen zu Hause angesetzt haben, ist Ausgangspunkt für die Behandlung der Korrosion. Als Anschauungsmaterial aus der Chemiensammlung sollte den Schülern die Wirkung eines Eisennagels in einem Zink- oder Aluminiumblech gezeigt werden. Die Schüler wenden ihre Kenntnisse über galvanische Zellen an, um die Korrosionserscheinungen am Anschauungsstück und die Beobachtungen am Experiment zu klären. Den Begriff Lokalelement führt der Lehrer

ein. Das zweite Experiment im Lehrbuch (LB, V 22, S. 105) kann durchgeführt werden. Die Bildung von Lokalelementen läßt sich auch deutlich durch folgendes Experiment zeigen: Wasserstoffgasbläschen bilden sich am Kupferdraht, wenn dieser ein in Salzsäure liegendes Stück Zink berührt. Das Zink gibt auf Grund seines negativeren Potentials gegenüber Kupfer leichter als Kupfer Elektronen ab. Die Elektronen werden zum Kupfer geleitet und entladen dort die Wasserstoff-Ionen der Salzsäure. Obwohl sich das Zink auflöst, entweicht der Wasserstoff am Kupfer.

Die Korrosionserscheinungen an Eisenblechen, die metallische Überzüge aufweisen, und der Rostvorgang können im Unterrichtsgespräch oder mit Hilfe des Lehrbuchs (LB, S. 106) erarbeitet werden. Die Schüler erkennen, daß an Schadstellen eines verzinkten Eisenblechs der Überzug aufgelöst wird und das Eisen rosten kann. An Schadstellen eines vernickelten Eisenblechs löst sich das Eisen unter dem Überzug auf.

18. Stunde: Korrosionsschutz

Stundenziel

Entwicklung von Kenntnissen über die Möglichkeit, die Korrosion zu verhindern

Festigung der Überzeugung, Werte unseres Volksvermögens zu pflegen und zu erhalten

Stundengliederung

1. Einschätzung der volkswirtschaftlichen Verluste, die jährlich in der Deutschen Demokratischen Republik durch Korrosion entstehen
2. Möglichkeiten des Korrosionsschutzes

Stundenverlauf

In dieser Stunde können Kurzreferate durch Schüler vorgetragen werden. Darüber wird anschließend diskutiert. So können Schüler zu Beginn des Schuljahres den Auftrag erhalten, aus Tageszeitungen alle Artikel zu sammeln, die mit Korrosion in Zusammenhang stehen. Andere Schüler erhalten den Auftrag, in Betrieben zu erkunden, welche Bauelemente, Maschinenteile, metallische Werkstoffe besonders stark durch Korrosion gefährdet sind und welche Möglichkeiten

des Korrosionsschutzes durch den Betrieb genutzt werden. Sinnvoll wäre es, wenn zuerst ein Schüler über die großen volkswirtschaftlichen Verluste sprechen könnte. Ergänzungen können durch den Lehrer gegeben werden (s. S. 104). Die Schüler erkennen die Notwendigkeit, diese Werte unseres Volksvermögens zu pflegen und zu erhalten. Unter Anwendung der Kenntnisse über die Korrosion können einzelne Schüler in vorbereiteten Kurzvorträgen die Möglichkeiten des Korrosionsschutzes erläutern. Ob sich die Schüler in den letzten Stunden anwendungsbereite Kenntnisse erworben haben, läßt sich in dieser Stunde dadurch überprüfen, indem die Schüler im Lehrbuch den Abschnitt über Korrosionsschutz durch Schutzanoden (LB, S. 110) durcharbeiten und die theoretischen Begründungen angeben.

4. Einige Metalle der Nebengruppen des Periodensystems der Elemente

4.1. Hinweise zum Stoffgebiet

Bei der Behandlung dieses Stoffgebiets kommt es zunächst darauf an, den Schülern sichere und anwendungsbereite Kenntnisse über den Aufbau der Atomhülle von Atomen der Nebengruppenelemente zu vermitteln. Dabei kann nach entsprechender Wiederholung des Wissens und Könnens aus Klasse 8 im Zusammenhang mit den Ergebnissen des Physikunterrichts der Klasse 11 von dem Spektrum des Wasserstoffs ausgegangen werden. Diese Vorstellungen werden sodann im Chemieunterricht durch folgenden Gedankengang weiterentwickelt: Die Spektren der Atome und Ionen der Elemente mit mehr als einem Elektron in den Atomen sind wesentlich komplizierter aufgebaut als das Spektrum des Wasserstoffs. Eine deutliche Ähnlichkeit mit dem Wasserstoffspektrum besteht jedoch noch bei den Spektren der Elemente mit nur einem Außenelektron im Atom (3. Stunde, S. 140). Die auftretenden Abweichungen sind vorwiegend durch das Störpotential des Atomrumpfes bedingt. Als Folge davon können die Spektren der Alkalimetalle nicht mehr durch eine Termfolge beschrieben werden. Spektroskopische Untersuchungen haben vielmehr ergeben, daß sich diese Spektren in vier Serien auflösen und durch entsprechende Formeln mathematisch erfassen lassen. In den Serienformeln spiegelt sich das obengenannte Störpotential in Form der charakteristischen Konstanten s , p , d und f wider. Aus dem Vorhandensein von vier Serien folgt, daß das Termschema eines Alkalimetalls im Gegensatz zum Wasserstoff aus vier Termfolgen und das Energieniveauschema mithin aus vier getrennten Energiesystemen bestehen muß, die zu den Konstanten s , p , d und f gehören. Bereits bei den Atomen der Alkalimetalle ist also das Außenelektron im Anregungsbereich durch die Angabe des Energieniveaus nicht mehr eindeutig gekennzeichnet. Neben dem Term beziehungsweise dem Energieniveau muß nunmehr auch die Termfolge oder die Folge der Energiesysteme angegeben werden (Abb. 2; die Pfeile geben Übergänge an, die zur Emission von Spektrallinien führen).

Bezogen auf die angeführten Ergebnisse der Termanalyse werden die Elektronen der entsprechenden Termfolge s-, p-, d- und f-Elektronen genannt.

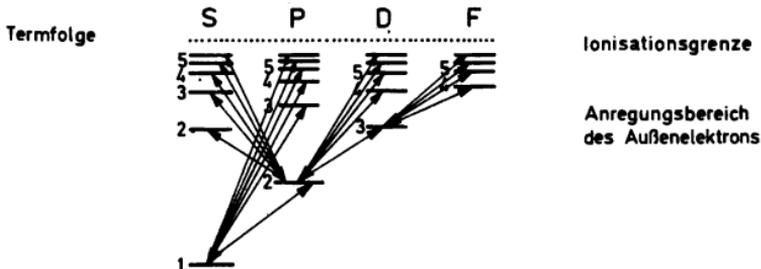


Abb. 2 Vereinfachtes Termschema des Kaliumatoms

Da die Schüler im Physikunterricht Linienspektren und Termschemas sowie die Grundlagen der Quantentheorie kennengelernt haben, bietet der angeführte Gedankengang die Möglichkeit, Vorleistungen aus dem Physikunterricht zu nutzen und in diesem Zusammenhang die Bedeutung physikalischer Theorien und Gesetzmäßigkeiten für den Atombau der Nebengruppenelemente herauszustellen. Mit der Abbildung 2 ist zugleich fachlich und methodisch die Ausgangssituation zur Einordnung des d-Zustandes in die Atomhülle gegeben. Dabei muß allerdings auf jeden Fall deutlich gemacht werden, daß es sich bei den untersuchten Spektren im allgemeinen um Bogenspektren handelt, deren Auswertung die angeregten Zustände der Außenelektronen (Anregungsbereich) liefert. Aus den dabei gefundenen d-Zuständen kann aber gefolgert werden, daß es auch im Inneren der Atomhülle derartige Zustände geben muß. Um diesen Analogieschluß experimentell zu fundieren, wären weitere Untersuchungen notwendig, von denen hier nur die Röntgenspektroskopie und der aus dem Physikunterricht bekannte Franck-Hertz-Versuch genannt werden sollten. Von dieser Position aus kann die Behandlung des Baus der Atomhülle unter Berücksichtigung der Vorkenntnisse der Schüler aus dem Chemieunterricht der Klasse 11 über das Element Kalzium hinaus weitergeführt werden (3. Stunde, S. 140). Bei Übungen zum Aufbau der Atomhülle von Nebengruppenelementen stehen räumliche und energetische Vorstellungen nebeneinander; es ist deshalb erforderlich, zwischen der räumlichen und der

energetischen Lage des d-Zustandes zu unterscheiden und herauszustellen, daß der d-Zustand nach dem Aufbauprinzip energetisch über dem folgenden s-Zustand, räumlich jedoch unter diesem liegt (4. Stunde, S. 142). Eine derartige Aussage ist vom Standpunkt der Termanalyse nur angenähert richtig. Sie kann auch aus der Sicht der Quantenmechanik nur als eine Näherungslösung betrachtet werden, da der Hinweis auf die Orbitalformen der d-Elektronen im Unterricht erst bei der Behandlung der Komplexverbindungen erfolgt (s. S. 157). Die Vorstellungen vom Atombau der Nebengruppenelemente können also im vorliegenden Stoffgebiet nicht weiter präzisiert werden. Sie sind dennoch geeignet, einige wesentliche Eigenschaften der Nebengruppenelemente richtig wiederzugeben.

Einige interessante Aspekte ergeben sich in dieser Hinsicht bei der Untersuchung der Beziehungen zwischen Atombau und Wertigkeit der Nebengruppenelemente. Hier kann auf anschauliche Weise gezeigt werden, wie die beobachtbaren Eigenschaften der Elemente im Atombau begründet sind (5. Stunde, S. 144).

1. Beispiel

Nach dem Aufbauprinzip wäre beim Kupferatom die Elektronenkonfiguration $3d^9 4s^2$ zu erwarten. Die Termanalyse ergibt jedoch die Konfiguration $3d^{10} 4s^1$. Beide Zustände liegen energetisch eng beieinander, sie unterscheiden sich nur um den geringen Betrag von 1,39 eV; d. h. Kupferatome können bei chemischen Reaktionen sowohl ein als auch zwei 4s-Elektronen betätigen. Der Übergang zwischen beiden Zuständen ist leicht möglich und hängt offensichtlich von den äußeren Bedingungen ab. Bevorzugt wird jedoch die Konfiguration $3d^{10} 4s^1$; das weist auch der niedrigere Energieinhalt aus. Vollständig besetzte 3d-Orbitale führen ferner zu einer Konfiguration von 18 Elektronen in der dritten Schale, die sich als ähnlich stabil erweist wie die Edelgaskonfiguration.

Bei der methodischen Aufbereitung derartiger Beispiele ist zu beachten, daß der energetische Aspekt des Elektronenübergangs von 4s nach 3d für die Schüler nur dann verständlich wird, wenn zwischen der Elektronenkonfiguration der Atome nach dem Aufbauprinzip und der Elektronenkonfiguration im Grundzustand des Atoms unterschieden wird. Es muß den Schülern deutlich gemacht werden, daß die erstgenannte Elektronenkonfiguration nur im Zusammenhang mit der Elementfolge im Periodensystem zu verwenden ist, weil

anders das Aufbauprinzip bei Nebengruppenelementen nicht erfüllt werden kann. Die Elektronenkonfiguration im Grundzustand des Atoms ist den Betrachtungen über die Eigenschaften der Nebengruppenelemente zugrunde zu legen. Ähnliche Überlegungen können auch zur Stabilität der Kupfer-Ionen in den verschiedenen Oxydationsstufen angestellt werden. Aus der Abbildung 3 geht hervor, daß die stabilste Elektronenkonfiguration $3d^{10} 4s^1$ nur am Grundzustand (rechtes Schema) widerspruchsfrei erklärt werden kann, weil allein bei dieser Elektronenkonfiguration der Übergang von $4s$ nach $3d$ mit Energiegewinn verbunden ist.

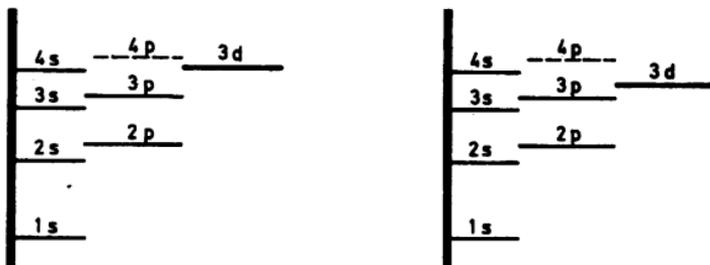
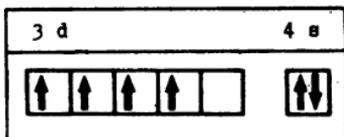


Abb. 3 Lage der Energieniveaus des Kupferatoms nach dem Aufbauprinzip (links) und im Grundzustand (rechts)

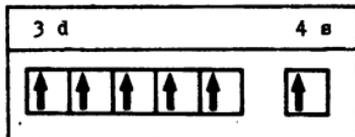
2. Beispiel

Das Silberatom hat nach dem Aufbauprinzip die Elektronenkonfiguration $4d^9 5s^2$; die Termanalyse weist jedoch $4d^{10} 5s^1$ aus. Die Elektronenkonfiguration im Grundzustand ist um 3,67 eV energieärmer als die Anordnung nach dem Aufbauprinzip. Damit ist der Energieunterschied zwischen beiden Elektronenkonfigurationen wesentlich größer als beim Kupferatom und der s-d-Übergang wird stärker begünstigt. Silber tritt mithin in seinen Verbindungen im allgemeinen einwertig auf. Die Ionenbildung führt zu dem stabilen Zustand $4d^{10} 5s^0$.

Eine relative Stabilität lassen auch einfach besetzte Orbitale erkennen. So erweist sich bei Chromatomen der $3d^5 4s^1$ -Zustand gegenüber dem Zustand $3d^4 4s^2$ als geringfügig energieärmer:



Elektronenkonfiguration des Chromatoms nach dem Aufbau-
prinzip



stabilste Elektronenkonfigu-
ration des Chromatoms

Diese Tendenz tritt noch deutlicher bei den verschiedenen Oxydationstufen des Eisens hervor. Durch einfache Experimente läßt sich nachweisen, daß Eisen(III)-Ionen beständiger als Eisen(II)-Ionen sind. Die entsprechenden s-d-Konfigurationen liefern hierfür die Begründung:

Eisen(II)-Ionen $3d^6 4s^0$

Eisen(III)-Ionen $3d^5 4s^0$

Eisen(III)-Ionen sind also infolge einfach besetzter 3d-Orbitale energieärmer und damit stabiler als Eisen(II)-Ionen.

Bei der Behandlung der Herstellung und Eigenschaften von Metallen der Nebengruppen des Periodensystems der Elemente stehen chemisch-technische und ökonomische Fragen im Mittelpunkt. Dabei sind die Herstellungsverfahren von Eisen, Zink und Kupfer auf die grundlegenden chemischen Reaktionen zu beschränken. Auf diese Weise werden zugleich die erforderlichen Voraussetzungen zur Herausarbeitung der Herstellungsprinzipien von Metallen der Nebengruppen und zur Anwendung des erweiterten Redoxbegriffs geschaffen (8. und 9. Stunde, S. 151 und 152).

Als ein weiterer Schwerpunkt ist die Entwicklung von Plastwerkstoffen zu betrachten. Bei der Behandlung des Problems (10. Stunde, S. 153) kann davon ausgegangen werden, daß die Lagertechnik ein traditionelles Anwendungsgebiet von Kupferlegierungen im Maschinenbau darstellt. Bekannte Lagermetalle sind die Gußbronzen mit 10 bis 20 % Zinngehalt sowie einige Kupfer-Zink-Legierungen. Solche Legierungen teilweise oder vollständig durch geeignete Plastwerkstoffe zu ersetzen bedeutet nicht nur eine Verminderung der Importe an Lagermetallen, sondern vielfach eine beträchtliche Erhöhung der Laufleistung der betreffenden Lager und häufig Wartungsfreiheit für die gesamte Lebensdauer. Im Zusammenhang mit

den Kenntnissen der Schüler über Plaste aus Klasse 11 können folgende Beispiele aus dem Maschinenbau im Unterricht angeführt werden:

Schichtpreßstoff-Lager (Schichtpreßstoffe aus Textilgeweben und Phenolharzen), geeignet als Lager für langsamlaufende Wellen bei hoher Druckbeanspruchung (Walzstraßen);

Polyamid-Lager, geeignet bei geringen bis mittleren Drehzahlen und mäßiger Druckbeanspruchung (bei höheren Lagerdrücken tritt Kaltfluß auf);

PTFE-Gleitschichtlager (Polytetrafluoräthylen-Blei-Gemisch als Gleitschicht auf traditionellen Lagerwerkstoffen), geeignet als wartungsfreie Lager im Fahrzeugbau.

Schließlich sollte an entsprechenden Beispielen gezeigt werden, daß auch Armaturen und Gehäuseteile, die noch vor wenigen Jahren fast ausschließlich aus Messingen und Bronzen bestanden, gegenwärtig bereits weitgehend aus Kunststoffen hergestellt werden.

Mit der weiterführenden Behandlung des Atombaus bestehen Ansatzpunkte zur staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung der Schüler. Auf der Basis der Kenntnisse über die Grundgesetze der materialistischen Dialektik aus dem Staatsbürgerkundeunterricht der Klasse 11 sind die Vorstellungen über den Aufbau der Atomhülle von Nebengruppenelementen zur Herausbildung eines wissenschaftlichen Weltbildes der Schüler heranzuziehen. Die Behandlung des Atombaus muß ferner dazu beitragen, die Einsichten der Schüler in den objektiven Charakter der Naturgesetze weiterzuentwickeln und die Überzeugung von der Erkennbarkeit und Materialität der Welt vor allem an Beispielen über die Zusammenhänge zwischen Atombau und Eigenschaften der Nebengruppenelemente zu festigen. Die Behandlung der volkswirtschaftlichen Bedeutung der Nebengruppenelemente gibt Gelegenheit, im Unterricht Beispiele für die wissenschaftlich-technische und wirtschaftliche Zusammenarbeit zwischen der Sowjetunion, der Deutschen Demokratischen Republik und anderen sozialistischen Staaten zu erörtern. Das gilt sowohl für die Bereitstellung der Rohstoffe durch Erzimporte und deren Bedeutung für die weitere Entwicklung der Volkswirtschaft in der Deutschen Demokratischen Republik als auch für die wissenschaftlich-technische Unterstützung durch die Sowjetunion beim Aufbau eigener Verhüt-

tungsanlagen. Weiterhin ist den Schülern am Beispiel der Entwicklung neuer Plasterwerkstoffe die wachsende Bedeutung der Chemie für den sozialistischen Aufbau in der Deutschen Demokratischen Republik deutlich zu machen.

4.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Atombau der Hauptgruppenelemente (Wiederholung)

Stundenziel

Vertiefung der Vorstellungen über Atommodelle; Zusammenfassung der Kenntnisse über den Atombau der Hauptgruppenelemente
Befähigung zum Anwenden der Grundgesetze der materialistischen Dialektik auf den Atombau

Stundengliederung

1. Charakterisierung des Wesens und der Bedeutung von Atommodellen
2. Wiederholung des Aufbauprinzips und des Energieniveauschemas für die Atomhülle der Hauptgruppenelemente

Stundenverlauf

Diese und die folgende Stunde dienen der Reaktivierung des erforderlichen Wissens und Könnens aus dem Chemieunterricht der Klassen 8 und 11. Den Schülern muß deutlich gemacht werden, daß eine vertiefende Wiederholung zum besseren Verständnis des Atombaus der Nebengruppenelemente notwendig ist und daß die Betrachtungen über Atommodelle zugleich Bestandteil der langfristigen Vorbereitung auf die Reifeprüfung darstellen.

Die Stunde beginnt mit einer Vertiefung und Verallgemeinerung des Begriffs "Atommodell". Dies sollte vorwiegend in seminaristischer Form erfolgen; als Grundlage kann eine kurzgefaßte Einführung durch den Lehrer oder die vorbereitete Ausarbeitung eines Schülers zu diesem Thema dienen. In diesem Zusammenhang lassen sich die Kenntnisse und Erkenntnisse der Schüler aus dem Staatsbürgerkundeunterricht der Klasse 11 aufgreifen (s. S. 136).

Da die Sicherung des Ausgangsniveaus für eine effektive Unterrichtsgestaltung von besonderer Bedeutung ist, sollten die Wie-

derholungsthemen den Schülern einige Zeit vor Beginn der Behandlung des Stoffgebietes in Form von Sachfragen und Problemstellungen bekanntgegeben werden. Die Beantwortung erfolgt stichwortartig in schriftlicher Form. Auf diese Weise kann das erforderliche Wissen ohne wesentlichen Zeitverlust im Unterricht reaktiviert werden.

Im letzten Abschnitt der Stunde werden Übungen zur Überprüfung und Festigung des Ausgangsniveaus arbeitsteilig durchgeführt. Dazu eignen sich folgende Aufgabenstellungen:

1. Zeichnen Sie das Energieniveauschema für die Atomhülle des Elementes ...! (Differenzierung in s- und d-Niveaus!)
2. Leiten Sie den Atombau des Elementes ... aus seiner Stellung im Periodensystem der Elemente ab!

Einzelne Schülergruppen können verschiedene Aufgaben bearbeiten.

2. Stunde: Periodensystem der Elemente (Wiederholung)

Stundenziel

Bewusstmachen des Zusammenhangs zwischen Elementeigenschaften, Atombau und Stellung der Elemente im Periodensystem
Herausarbeiten philosophischer Aspekte des Periodensystems

Stundengliederung

1. Wiederholungen und Übungen zur Anwendung des Periodensystems bei der Ermittlung des Atombaus und der Eigenschaften von Hauptgruppenelementen
2. Untersuchung einiger Grundbegriffe des dialektischen Materialismus am Beispiel des Periodensystems

Stundenverlauf

Zur Wiederholung und Übung eignen sich Übersichten der folgenden Art:

Element		
Ordnungszahl		
Hauptgruppe		
Periode	3	
Anzahl der Außenelektronen	7	
Protonenzahl		20
maximale Wertigkeit des Elements gegenüber Sauerstoff		
maximale Wertigkeit des Elements gegenüber Wasserstoff		
Formel des Oxids mit der maximalen Wertigkeit gegenüber Sauerstoff		
Eigenschaften des Elements		
Eigenschaften des Oxids		

Im weiteren Verlauf der Stunde sollte vor allem die Ermittlung der Eigenschaften von Elementen mit Hilfe des Periodensystems geübt und gefestigt werden. Dabei kann arbeitsteilig vorgegangen werden. Die entsprechenden Aufgaben lassen sich wie folgt formulieren:

Leiten Sie einige Eigenschaften des Elements ... aus der Stellung im Periodensystem ab!

Begründen Sie, weshalb die basischen Eigenschaften der Oxide in den Perioden mit steigender Ordnungszahl abnehmen!

Schließlich sollte in diesem Zusammenhang auch auf einige wichtige philosophische Aspekte des Periodensystems eingegangen werden. In dieser Richtung können die Kenntnisse und Erkenntnisse der Schüler wesentlich erweitert und vertieft werden, da nunmehr entsprechende Vorleistungen des Faches Staatsbürgerkunde aus Klasse 11 zur Verfügung stehen. Insbesondere sollten einige Grundbegriffe des dialektischen Materialismus am Beispiel des Periodensystems untersucht werden. Dazu gehören:

der gesetzmäßige Zusammenhang in der Welt
das Gesetz des Umschlagens quantitativer Veränderungen in qualitative Veränderungen, die dialektische Entwicklung vom Niederen zum Höheren sowie
die Erkennbarkeit der Welt.

Die Bearbeitung erfolgt zweckmäßig in ähnlicher Form wie beim Abschnitt "Atommodelle".

Zur Vorbereitung auf die folgende Stunde wird im letzten Stundenabschnitt auf die Stellung der Nebengruppenelemente im Periodensystem eingegangen. Dabei sind die Kurz- und die Langperiodendarstellung miteinander zu vergleichen sowie deren Vor- und Nachteile gegenüberzustellen. An dieser Stelle wäre auch die Einteilung der Nebengruppenelemente in Übergangselemente, Lanthanide und Aktinide einzuführen. Dabei ist es zweckmäßig, die Übergangselemente nachfolgend als Nebengruppenelemente im engeren Sinne zu bezeichnen.

3. Stunde: Einführung in den Atombau der Nebengruppenelemente

Stundenziel

Vermitteln von Wissen über das Aufbauprinzip und das Energieniveauschema der Atomhülle der Nebengruppenelemente mit den Kernladungszahlen 21 bis 30; Erkennen des engen Zusammenhangs zwischen physikalischen und chemischen Eigenschaften der Elemente

Stundengliederung

1. Reaktivierung von Kenntnissen über die Wellen- und Quanteneigenschaften des Lichts aus dem Physikunterricht
2. Einführung des d-Niveaus
3. Einordnung des d-Niveaus in das Energieniveauschema und Weiterführung des Aufbauprinzips für die Atomhülle bis zum Element 30

Stundenverlauf

Im Physikunterricht der Klasse 11 wird im Stoffabschnitt "Welleneigenschaften des Lichtes" das optische Spektrum behandelt. Die Schüler lernen dabei auch Linienspektren kennen und gewinnen die Erkenntnis, daß sich das Licht nach Wellenlängen in das elektro-

magnetische Spektrum einordnen läßt. Dieser Gedankengang wird im Thema "Quanteneigenschaften des Lichtes" fortgeführt und dabei deutlich gemacht, daß sich die im Linienspektrum sichtbar werdenden Energiestufen des Atoms in einem Termschema darstellen lassen (s. S. 131). Damit werden die Kenntnisse der Schüler über den Aufbau der Atomhülle aus dem Chemieunterricht der Klasse 8 in einen neuen Zusammenhang gestellt, der zugleich eine Weiterführung der Vorstellungen vom Bau der Atome gestattet. Aus diesem Grunde sollten die angeführten Vorleistungen des Faches Physik für die methodische Gestaltung genutzt werden (SV). Dabei muß insbesondere auf die Bedeutung dieser Erkenntnisse für das Lösen chemischer Probleme hingewiesen werden.

Das Stundenthema wird vom Lehrer mit der Feststellung begründet, daß wesentliche Eigenschaften und Reaktionen der Nebengruppenelemente auf den Atombau zurückzuführen sind. Die Einführung in den Aufbau der Atomhülle dieser Elemente erfolgt zunächst in Form eines Lehrervortrags (s. S. 131). Zur Veranschaulichung können dabei mit Hilfe von Projektionsfolien die Termschemas von Wasserstoff und Kalium miteinander verglichen werden. Aus der vergleichenden Betrachtung ergibt sich das Verständnis für das Kalium-Termschema. Die Schüler erkennen, daß im angeregten Zustand des Kaliumatoms entsprechend der auftretenden Termfolge d-Elektronen existieren. Im Unterricht muß an dieser Stelle darauf geachtet werden, daß der Übergang vom "angeregten" d-Zustand des Kaliumatoms zum "inneren" d-Niveau des Skandium-Atoms und der Atome der folgenden Nebengruppenelemente hinreichend deutlich gemacht wird (s. S. 132). Die Schüler erhalten nunmehr die Aufgabe, das Energieniveauschema der Atomhülle des Elements Skandium zu zeichnen und die Elektronenkonfiguration anzugeben. In der folgenden Zusammenfassung wird vom Lehrer die Reihenfolge der Energieniveaus $4s - 3d - 4p$ hervorgehoben (LB-Abb. 37, S. 112) und mit dem Aufbauprinzip begründet. In der Hausaufgabe sind von den Schülern die Energieniveauschemas und die Elektronenkonfigurationen für die Atome der Elemente Mangan und Zink zu entwickeln.

4. Stunde: Atombau der Nebengruppenelemente

Stundenziel

Erkennen von Unterschieden zwischen energetischen und räumlichen Modellen der Atomhülle

Energieniveauschema für Atome der Nebengruppenelemente zeichnen und Elektronenkonfiguration angeben können

Stundengliederung

1. Übungen zur Festigung der Kenntnisse über den Atombau der Nebengruppenelemente mit den Kernladungszahlen 21 bis 30
2. Übertragung des vorhandenen Wissens auf den Atombau von Nebengruppenelementen mit höheren Kernladungszahlen
3. Betrachtung über energetische und räumliche Aspekte der Atomhülle von Nebengruppenelementen
4. Gesamtüberblick über den Aufbau der Atomhülle

Stundenverlauf

Um die Übungen und Anwendungen zum energetischen Aufbau der Atomhülle von Nebengruppenelementen möglichst effektiv zu gestalten, wird empfohlen, für diese Stunde eine Manipermittafel vorzubereiten, an der die benötigten Energieniveaus bereits vorgezeichnet sind. Zur Darstellung der Elektronen können verschiedenfarbige Maniperrmagnete Verwendung finden.

Die Stunde sollte mit einer Kontrolle der Hausaufgaben beginnen, deren Ergebnisse an der Hafttafel dargestellt werden. Bei dieser Rückkopplung ist vor allem darauf zu achten, daß die Schüler im Energieniveauschema die Reihenfolge der Energieniveaus und bei der Darstellung der Elektronenkonfiguration die Reihenfolge der Besetzung der fünf $3d$ -Zustände richtig wiedergegeben haben. Die Anzahl der d -Zustände muß von den Schülern selbständig gefunden werden.

Um zu klären, ob alle Schüler den bisher behandelten Stoff beherrschen, kann eine Übung mit folgender Aufgabenstellung eingefügt werden:

Zeichnen Sie das Energieniveauschema und die Elektronenkonfiguration für die Atome des Elements Chrom! Kennzeichnen Sie in Ihrer Darstellung die Außenelektronen!

Im folgenden Teil der Stunde kommt es darauf an, die bereits gewonnenen Kenntnisse und Erkenntnisse über den Aufbau der Atomhülle von Nebengruppenelementen auf die Elemente mit den Kernladungszahlen 39 bis 48 zu übertragen. Dabei ist ein weitgehend selbständiges Arbeiten der Schüler anzustreben. Zur zeitintensiven Gestaltung der folgenden Übungsaufgaben wird vereinbart, das Energieniveauschema und die Elektronenkonfiguration in Bezug auf die inneren Elektronen vereinfacht darzustellen (Abb. 4).

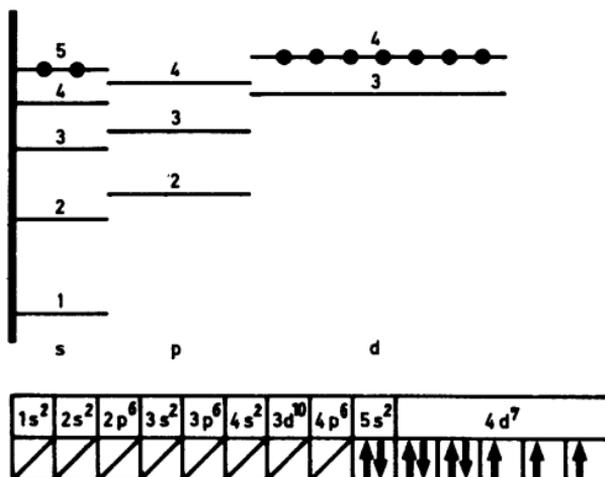


Abb. 4 Energieniveauschema und Elektronenkonfiguration der Atome des Elements Rhodium nach dem Aufbauprinzip (vereinfachte Darstellung)

Zur Übung sollten zunächst Betrachtungen über das Hauptgruppenelement Strontium eingefügt werden. Erst danach wäre das Aufbauprinzip von den Schülern in zwei Stufen selbständig bis zu den Elementen Kadmium beziehungsweise Xenon anzuwenden.

Die bisher angeführten Übungen sollten etwa 20 ... 25 min in Anspruch nehmen. Sie werden an dieser Stelle durch Betrachtungen über räumliche und energetische Aspekte der Atomhülle von Nebengruppenelementen unterbrochen (UG). Dabei ist an die Erkenntnisse zum Begriff "Atommodell" anzuknüpfen und herauszuarbeiten, wie

sich am Beispiel des d-Zustandes in verschiedenen Modellvorstellungen verschiedene Seiten der Realität "Atom" widerspiegeln: Während in der energetischen Darstellung nach dem Aufbauprinzip der d-Zustand über dem s-Zustand der nächsthöheren Energiestufe liegt, muß im räumlichen Modell davon ausgegangen werden, daß sich die d-Elektronen im zeitlichen Mittel etwas näher am Atomkern befinden als die s-Elektronen des folgenden Zustandes; d. h. ein wesentlicher Teil ihres Aufenthaltsbereiches liegt im Inneren der Atomhülle.

Im letzten Abschnitt der Stunde sollte ein kurzgefaßter Überblick über den Aufbau der Atomhülle der auf das Element Xenon folgenden Elemente gegeben werden (LV). Zum Energieniveauschema und der Elektronenkonfiguration der Atome von Lanthaniden und Aktiniden sind jedoch keine speziellen Übungen durchzuführen.

5. Stunde: Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Nebengruppenelemente und ihrem Atombau

Stundenziel

Erkennen einiger wesentlicher Beziehungen zwischen Atombau und Eigenschaften der Nebengruppenelemente

Beitrag zur Überzeugung, daß die chemischen Eigenschaften der Stoffe weitgehend aus den Elektronenkonfigurationen in den Teilchen resultieren

Stundengliederung

1. Begründung der metallischen Eigenschaften der Nebengruppenelemente aus dem Atombau
2. Untersuchung der Beziehungen zwischen den Oxydationszahlen und dem Bau der Atomhülle von Nebengruppenelementen
3. Betrachtung über den Zusammenhang zwischen Struktur der Teilchen und Eigenschaften der Stoffe

Stundenverlauf

Dem Stundenziel entsprechend kann durch eine mündliche Leistungskontrolle eine günstige Ausgangssituation geschaffen werden: Leiten Sie den Atombau des Elementes X aus der Stellung im Periodensystem ab (X = Nebengruppenelement aus dem 1. oder 2. d-Block)!

Von den Schülern müssen Protonenzahl, Elektronenzahl und Elektronenanzahl angegeben werden. Sämtliche Aussagen sind zu begründen.

Die Erarbeitung des neuen Unterrichtsstoffes beginnt mit der Problemstellung: "Wodurch ist der Atombau eines Metalls charakterisiert?" Die gefundenen Kriterien werden an Beispielen von Haupt- und Nebengruppenelementen überprüft (UG). Dabei ergibt sich eine aus dem Atombau abgeleitete verallgemeinerte Definition des Begriffs "Metall". Weiterhin folgt die Einsicht, daß alle Nebengruppenelemente metallische Eigenschaften haben müssen. Zugleich können die Schüler in diesem Zusammenhang mit den Betrachtungen zu räumlichen und energetischen Aspekten der Atomhülle (4. Stunde, S. 142) begründen, weshalb die Nebengruppenmetalle untereinander eine größere Ähnlichkeit als die Metalle der Hauptgruppen aufweisen. Schließlich sollten die Atomradien von Haupt- und Nebengruppenmetallen miteinander verglichen und daraus ebenfalls Folgerungen über die zu erwartenden Eigenschaften der Nebengruppenelemente gezogen werden (LB, S. 118).

Den Hauptteil der Stunde nimmt die Untersuchung der Beziehungen zwischen dem Atombau und den Oxydationszahlen der Nebengruppenelemente mit den Kernladungszahlen 21 bis 30 ein. Ausgehend von den Kenntnissen der Schüler über die Zusammenhänge zwischen Atombau, Oxydationszahl und Wertigkeit bei Hauptgruppenelementen können Hypothesen über entsprechende Beziehungen im ersten Block der Nebengruppenelemente aufgestellt werden. Dabei ist die Abbildung im Lehrbuch zugrunde zu legen (LB-Abb. 38, S. 117). Als Ergebnis dieses Stundenabschnitts müssen die Schüler folgende Kenntnisse besitzen und an Hand des Energieniveauschemas begründen können:

Nebengruppenelemente haben eine größere Anzahl von Oxydationszahlen als Hauptgruppenelemente;

Valenzelektronen der Nebengruppenelemente sind s- und d-Elektronen;

die maximalen Oxydationszahlen der Elemente der Nebengruppen III bis VII entsprechen der Nebengruppennummer beziehungsweise der Summe aus 4s- und 3d-Elektronen;

die Oxydationszahlen +2 und +3 treten bei fast allen Nebengruppenelementen auf;

Skandium und Zink besitzen nur eine positive Oxydationszahl.

Die Schüler erhalten weiterhin die Aufgabe, die Möglichkeiten der Ermittlung von Oxydationszahlen und Wertigkeiten von Haupt- und Nebengruppenelementen aus dem Atombau und der Stellung im Periodensystem miteinander zu vergleichen. Sie gewinnen daraus die Erkenntnis, daß sich durch die Mitwirkung der d-Elektronen für die Nebengruppenelemente komplizierte Beziehungen ergeben. Hierzu müssen vom Lehrer entsprechende Einzelbeispiele angeführt werden (s. S. 133). Diese Beispiele sind besonders geeignet, die Kenntnisse der Schüler vom Zusammenhang zwischen der Struktur der Teilchen und den Eigenschaften der Stoffe zu festigen und nachzuweisen, daß die chemischen Eigenschaften der Elemente weitgehend aus den Elektronenkonfigurationen der Atome resultieren. Zugleich werden bekannte Oxydationszahlen wie die des Kupfers bestätigt. Es wird vorgeschlagen, die Beispiele Kupfer und Chrom im Unterricht zu behandeln und die Ermittlung der stabilsten Elektronenkonfiguration des Silberatoms in der folgenden Stunde zum Gegenstand einer schriftlichen Leistungskontrolle zu machen. Zur Vorbereitung auf die nächste Stunde sollten die Schüler das Thema "Gesetzmäßige Änderungen der Eigenschaften der Elemente in den Perioden und Hauptgruppen" wiederholen.

6. Stunde: Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Nebengruppenelemente und ihrer Stellung im Periodensystem der Elemente

Stundenziel

Erkennen einiger wesentlicher Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Nebengruppenelemente und ihrer Stellung im Periodensystem; Vermitteln von Wissen über den Zusammenhang zwischen der Oxydationszahl, den sauren und basischen Eigenschaften der Oxide und der Farbe der Ionen von Nebengruppenelementen

Stundengliederung

1. Zusammenhänge zwischen dem Atombau und den Eigenschaften von Nebengruppenelementen (Leistungskontrolle)
2. Beziehungen zwischen Eigenschaften und Stellung der Hauptgruppenelemente im Periodensystem (Wiederholung)
3. Gesetzmäßige Änderungen der Eigenschaften von Nebengruppenelementen in Abhängigkeit von ihrer Stellung im Periodensystem am Beispiel der Elemente Mangan und Chrom

Stundenverlauf

Die Stunde beginnt mit einer schriftlichen Leistungskontrolle. Dazu werden folgende Aufgaben vorgeschlagen:

1. Begründen Sie, weshalb Silber ein höheres Standardpotential als Rubidium besitzt!
 2. Zeichnen Sie das vereinfachte Energieniveauschema des Silberatoms (Grundzustand des Atoms)!
 3. Begründen Sie an Hand des Energieniveauschemas, weshalb Silber in seinen Verbindungen fast ausschließlich einwertig ist!
- Bei Aufgabe 3 wird erwartet, daß die Schüler die Möglichkeit eines ähnlichen s-d-Übergangs erkennen wie bei Kupferatomen und die Hypothese aufstellen, daß dieser Übergang energetisch stärker als bei Kupferatomen begünstigt sein muß (s. S. 133). Dann folgt eine Wiederholung über die gesetzmäßigen Änderungen der Eigenschaften von Hauptgruppenelementen in Abhängigkeit von der Stellung im Periodensystem. Zur Untersuchung, in welchem Umfang sich derartige gesetzmäßige Änderungen auch bei Nebengruppenelementen nachweisen lassen, sollte das Lehrbuch herangezogen werden (LB, S. 114 sowie LB-Abb. 38, S. 117). Die Schüler werden aus dem Lehrbuchtext und der Abbildung selbst die entsprechenden Schlußfolgerungen ziehen. Das gilt auch für die Änderung der sauren und basischen Eigenschaften in Abhängigkeit von der Oxydationszahl. Hierzu wären vor allem die Elemente Mangan und Chrom näher zu untersuchen. Es läßt sich in diesem Zusammenhang folgende Übersicht vorbereiten (Projektionsfolie oder Tafelbild):

Mangan

Häufig vorkommende Oxydationszahlen	+2	+4	+6	+7
Formel des Oxids				
Eigenschaften des Oxids				
Formel des Hydroxids oder der Säure		$\text{MnO}(\text{OH})_2$		
Formel eines Salzes				
Farbe der Salzlösung	blaßrosa bis farblos	braun	grün	

Durch die Vervollständigung der Übersicht werden die Schüler zugleich mit der Tatsache bekannt gemacht, daß den jeweiligen Oxydationszahlen Ionen einer bestimmten Farbe entsprechen. Die Kenntnisse über den Zusammenhang zwischen Oxydationszahl und Farbe sind für die Auswertung von Redoxreaktionen mit Nebengruppenelementen von Bedeutung (7. Stunde, S. 148).

Zur nächsten Stunde müssen die Kenntnisse über den Redoxbegriff reaktiviert werden. Dies kann an Hand von Wiederholungsaufgaben folgender Art geschehen:

Formulieren Sie die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise für die Reaktion von Kaliumbromid mit Chlor! Setzen Sie die Oxydationszahlen ein und weisen Sie nach, daß es sich um eine Redoxreaktion handelt!

Als Hausaufgabe sollten weiterhin die Beziehungen zwischen Haupt- und Nebengruppen erarbeitet werden (LB, S. 120).

7. Stunde: Reaktionen der Nebengruppenelemente

Stundenziel

Erfassen des Zusammenhänge zwischen charakteristischen Reaktionen der Nebengruppenelemente und den entsprechenden Veränderungen in ihrer Atomhülle

Experimente mit Nebengruppenelementen durchführen und tabellarisch auswerten können

Erkennen, daß es sich bei den untersuchten Reaktionen um Redoxreaktionen handelt und daß diese Reaktionen für Nebengruppenelemente charakteristisch sind

Stundengliederung

1. Auswertung der schriftlichen Leistungskontrolle (6. Stunde, S. 146)
2. Vorbereitung, Durchführung und Auswertung von Experimenten zur Untersuchung von Redoxreaktionen mit Nebengruppenelementen

Stundenverlauf

Zu Beginn der Stunde muß vom Lehrer auf das Ergebnis der schriftlichen Leistungskontrolle über die stabilste Elektronenkonfiguration des Silbers eingegangen werden. Die Voraussage der Schüler ist durch Angabe des Zahlenwertes der Energiedifferenz zwischen

den beiden möglichen Valenzzuständen zu bestätigen. Danach führt die Überprüfung der Hausaufgabe aus der letzten Stunde bereits unmittelbar zum Stundenthema. Erscheint es dem Lehrer erforderlich, so können an dieser Stelle zunächst noch einige weitere geeignete Übungsaufgaben gestellt werden (LB-Aufg. 3 und 4, S. 121). Sodann wird die Hypothese aufgestellt, daß Redoxreaktionen für Nebengruppenelemente besonders typisch sind (UG). Die Hypothese wird durch folgende Überlegung begründet:

Durch die Betätigung von s- und d-Elektronen als Valenzelektronen tritt eine Vielzahl von Oxydationszahlen auf, die energetisch dicht beieinander liegen. Übergänge zwischen den einzelnen Oxydationszahlen sind deshalb leicht möglich.

In diesem Zusammenhang wird vom Lehrer auch auf den Einfluß des pH-Wertes der Lösung auf den Wechsel der Oxydationszahlen hingewiesen. Im folgenden Abschnitt der Stunde wird die Hypothese experimentell überprüft.

Für die Vorbereitung, Durchführung und Auswertung der Experimente im folgenden Teil der Stunde sollten etwa 20 ... 25 min zur Verfügung stehen. Es wird ein weitgehend selbständiges Arbeiten vorausgesetzt. Zur Organisation der experimentellen Arbeit wird vorgeschlagen, arbeitsteilig vorzugehen; dazu sollte die Klasse in zwei Gruppen aufgeteilt werden:

1. Gruppe

Experiment 1: Reduktion von Kaliumpermanganat mit Eisen(II)-sulfat in saurer Lösung

Experiment 2: Oxydation von Chrom(III)-chlorid mit Wasserstoffperoxid in basischer Lösung

2. Gruppe

Experiment 1: Reduktion von Kaliumpermanganat mit schwefliger Säure oder mit Natriumsulfit in basischer Lösung

Experiment 2: Reduktion von Kaliumchromat mit Kaliumjodid in saurer Lösung

Die Beobachtungsergebnisse werden von den Schülern tabellarisch zusammengefaßt und mit Hilfe der Beziehungen zwischen Oxydationszahl und Farbe der Ionen gedeutet:

Gruppe	Experiment	Beobachteter Farbumschlag	Zugehörige Ionen	Entsprechende Oxydationszahlen	Reaktion
1	1	violett-farblos	MnO_4^- , Mn^{2+}	+7 +2	Reduktion
	2	grün - gelb	Cr^{3+} , CrO_4^{2-}	+3 +6	Oxydation
2	1	violett-braun	MnO_4^- , Mn^{4+} (MnO_2)	+7 +4	Reduktion
	2	gelb - grün	CrO_4^{2-} , Cr^{3+}	+6 +3	Reduktion

In einer weiteren Tabelle kann die Abhängigkeit der Redoxreaktionen vom pH-Wert erfaßt werden:

Element	pH-Wert der Lösung	Übergang zwischen den Oxydationszahlen
Mangan	<7	+7 ... +2
	>7	+7 ... +4
Chrom	<7	+6 ... +3
	>7	+3 ... +6

Die aufgestellte Hypothese ist damit bestätigt.

Als Hausaufgabe sollten die Schüler die Oxydationszahlen für die Elemente in den Experimenten 1.1. und 1.2. angeben und die Reaktionen als Redoxreaktionen kennzeichnen. Die Reaktionsgleichungen werden vom Lehrer vorgegeben. Leistungsstarken Schülern kann zusätzlich die Aufgabe gestellt werden, die Reaktionsgleichungen zu den Experimenten 1.2. und 2.2. selbständig aufzustellen.

8. Stunde: Herstellung von Nebengruppenelementen

Stundenziel

Kennenlernen der chemischen Reaktionen bei der Herstellung von Zink und Kupfer; Reaktivieren der Kenntnisse über chemische Reaktionen im Hochofen

Weiterentwicklung der Fähigkeit zur selbständigen Bearbeitung und Darstellung eines vorgegebenen Themas

Stundengliederung

1. Wiederholung der chemischen Reaktionen im Hochofen
2. Einführung wesentlicher chemischer Reaktionen bei der Herstellung von Zink und Kupfer

Stundenverlauf

Ein wesentliches Anliegen des Chemieunterrichts in Klasse 12 besteht darin, die Schüler zur selbständigen Bearbeitung ausgewählter Themen zu befähigen. Es wird deshalb vorgeschlagen, den Abschnitt "Chemische Reaktionen im Hochofen" (Wiederholung aus Klasse 7) in Form eines Schülervortrags darstellen zu lassen. Bei der Erarbeitung des Referats sollten von dem Schüler die Lehrbücher der Klassen 7, 8 und 12 zugrunde gelegt werden. Vom Lehrer ist darauf zu achten, daß der Schwerpunkt bei den chemischen Reaktionen liegt und technologische Fragen nur insoweit einbezogen werden, als sie zum Verständnis der chemischen Reaktionen erforderlich sind. In der Ausarbeitung des Schülers müssen die chemischen Reaktionen im Hochofen als Redoxreaktionen sichtbar werden.

Die geschilderte Art des Vorgehens läßt sich prinzipiell auch auf den Abschnitt "Chemische Reaktionen bei der Herstellung von Zink und Kupfer" anwenden. Die vorliegende Stunde würde dann aus drei Schülervorträgen von je 10 ... 15 min Dauer bestehen. Die Aufträge werden 14 Tage vorher an die Schüler ausgegeben; die Ausarbeitungen dazu etwa eine Woche vorher vom Lehrer korrigiert und mit dem betreffenden Schüler durchgesprochen.

Im Zusammenhang mit der Behandlung chemischer Reaktionen bei der Herstellung von Kupfer ist die elektrolytische Raffination dieses Metalls als Lehrerdemonstrationsexperiment durchzuführen. Für das Experiment sind kupferreiche Legierungen, deren Komponenten ent-

sprechende Standardpotentiale besitzen, geeignet. Das Experiment gibt Gelegenheit, Kenntnisse aus dem Abschnitt "Elektrochemie" anzuwenden und aus der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle Folgerungen für die Praxis zu ziehen.

Die Gestaltung der Unterrichtsstunde läßt eine Reihe von Varianten zu, von denen an dieser Stelle lediglich die Möglichkeit angeführt werden soll, die chemischen Reaktionen im Hochofen von allen Schülern nach vorgegebenen Fragen wiederholen zu lassen und nach entsprechender Zusammenfassung die Herstellung von Zink und Kupfer unter Verwendung des Lehrbuches (LB, S. 125) zu behandeln. Als Hausaufgabe ist von den Schülern das Thema "Metallbindung" zu wiederholen.

9. Stunde: Metalle

Stundenziel

Erkennen wichtiger Prinzipien der Metallherstellung
Weiterentwicklung der Fähigkeit zur experimentellen Untersuchung bestimmter Eigenschaften der Elemente
Beitrag zur Herausbildung der Fähigkeit, Eigenschaften der Elemente herzuleiten

Stundengliederung

1. Auswertung der Schülerreferate und Herausarbeitung einiger Prinzipien der Metallherstellung
2. Zusammenstellung wichtiger Eigenschaften des Kupfers und theoretische Begründung einiger dieser Eigenschaften

Stundenverlauf

Im ersten Teil der Stunde werden die Herstellungsprinzipien von Nebengruppenelementen auf der Basis der dargestellten Verfahren (8. Stunde, S. 151) zusammengefaßt. Dies erfolgt zweckmäßigerweise mit Hilfe einer Übersicht, in die die entsprechenden Reaktionsgleichungen eingetragen werden können (LB-Übersicht 12, S. 124). Sodann werden einige Eigenschaften des Kupfers zusammengestellt und nach Möglichkeit begründet. Das setzt die Wiederholung der Kenntnisse über den Aufbau der Metalle voraus. Als wesentliche Eigenschaften des Kupfers sollten herausgearbeitet werden:

physikalische Eigenschaften - elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Eigenschaften bei hohen und tiefen Temperaturen; mechanische Eigenschaften - Verformbarkeit, Härte, Zugfestigkeit, Dehnbarkeit; chemische Eigenschaften - Korrosionsbeständigkeit, Reaktionen mit Säuren.

Die Korrosionsbeständigkeit und die möglichen Reaktionen mit Säuren können aus der Stellung des Kupfers in der elektrochemischen Spannungsreihe vorausgesagt werden. Die Eigenschaften gegenüber verschiedenen Säuren unterschiedlicher Konzentration sind im Rahmen von Schülerexperimenten zu untersuchen. Bei der Auswertung dieser Experimente sollte besonderer Wert auf die Formulierung der betreffenden Reaktionsgleichungen und das Einsetzen der Oxydationszahlen gelegt werden.

Zur Begründung der chemischen Eigenschaften sind neben dem Standardpotential auch die molaren Bildungsenthalpien einiger wichtiger Kupferverbindungen heranzuziehen. Auf diese Weise läßt sich ein Grundbegriff der Thermochemie wiederholen und anwenden. Aus den Größen für Kupfer(II)-oxid ($\Delta H^B = -38,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$) und Kupfer(II)-sulfid ($\Delta H^B = -11,6 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$) können die Schüler folgern, daß das Metall chemisch verhältnismäßig beständig sein muß.

10. Stunde: Verwendung und volkswirtschaftliche Bedeutung von Nebengruppenmetallen

Stundenziel

Kennenlernen einiger wichtiger Einsatzmöglichkeiten von Metallen und Plasten in der Volkswirtschaft
Erkennen ökonomischer Probleme bei der Herstellung und Anwendung von Metallen und Kunststoffen

Stundengliederung

1. Erarbeitung eines Überblicks über den Einsatz von Nebengruppenmetallen in der Volkswirtschaft
2. Charakterisierung der Rohstoffsituation bei der Herstellung von Metallen und Plasten in der Deutschen Demokratischen Republik

3. Erarbeitung eines Überblicks über die Verwendung von Platten auf der Grundlage wichtiger Eigenschaften dieser Werkstoffe

Stundenverlauf

Die Thematik der vorliegenden Stunde erscheint besonders geeignet, die Technik des selbständigen Arbeitens mit dem Lehrbuch anzuwenden. Der erste Stundenabschnitt umfaßt das Studium des Lehrbuches (LB, S. 127). Zur Unterstützung des selbständigen Wissenserwerbs können folgende Aufgaben dienen:

Welche Eigenschaften des Kupfers liegen den genannten Verwendungszwecken zugrunde?

Wodurch ist die Erweiterung der technischen Anwendung von Kupferlegierungen gegenüber dem Reinkupfer begründet?

Nennen Sie volkswirtschaftlich wichtige Anwendungsgebiete von Nebengruppenmetallen!

Im zweiten Stundenabschnitt kommt es darauf an, den Schülern einige politisch-ökonomische Fragen der Bereitstellung von Nebengruppenmetallen für die Volkswirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik bewußtzumachen (s. S. 135). Die Schüler sollen in diesem Zusammenhang erkennen, daß die Importe von Walzstahl und Buntmetall den Bau wichtiger Anlagen, Maschinen und Apparate ermöglichen. Ferner wäre darauf einzugehen, daß die Deutsche Demokratische Republik bemüht ist, trotz geringer Erzvorkommen einen Teil ihres Bedarfs an Nebengruppenmetallen selbst zu decken. Als Beispiele dafür können die Verarbeitung nickelarmer Erze in St.-Egidien und die Herstellung von Zink in Freiberg angeführt werden.

Aus diesen Darlegungen ergibt sich zugleich die Motivierung für den Teilabschnitt "Verwendung von Plastwerkstoffen", der wie der erste Stundenabschnitt zu gestalten ist (LB, S. 129). Zur Unterstützung der selbständigen Schülerarbeit können auch zum dritten Stundenabschnitt vom Lehrer zusätzlich Aufgaben erteilt werden.

11. Stunde: Zusammenfassende Wiederholung und Übung

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über Atombau, Eigenschaften, Reaktionen und Herstellungsprinzipien von Nebengruppenelementen

Weiterentwicklung der Fähigkeit, das erworbene Wissen und Können unter veränderten Bedingungen anzuwenden

Stundengliederung

1. Übungen zum Atombau und der Stellung der Nebengruppenelemente im Periodensystem
2. Anwenden der Oxydationszahlen auf weitere Beispiele von Redoxreaktionen der Nebengruppenelemente
3. Wiederholung und Vertiefung der Kenntnisse über Herstellungsprinzipien von Metallen

Stundenverlauf

Bei der Planung und Vorbereitung dieser Stunde hat der Lehrer insbesondere die Klassensituation zu berücksichtigen. Er muß unter diesem Gesichtspunkt entscheiden, ob der Bewertung der Schülerleistungen (Klassenarbeit beziehungsweise schriftliche oder mündliche Leistungskontrolle) oder der Wiederholung und Übung Vorrang zu geben ist. Im folgenden wird davon ausgegangen, daß die Stunde in erster Linie der Zusammenfassung und Festigung des Wissens und Könnens sowie der Vertiefung von Überzeugungen dienen soll.

Bei der Auswahl von Wiederholungs- und Übungsaufgaben ist das Lehrbuch zugrunde zu legen; es ist jedoch zu vermeiden, daß über den gesamten Umfang der Stunde Übungen über Elektronenkonfigurationen von Atomen oder Oxydationszyklen von Elementen durchgeführt werden. Den Verlauf der Stunde müssen auch Experimente und aktuelle Verbindungen zur Praxis mitbestimmen.

Im ersten Stundenabschnitt sind die Elektronenkonfigurationen in den Atomen und wesentliche Eigenschaften von Nebengruppenelementen aus der Stellung der Elemente im Periodensystem abzuleiten. Dazu sollten arbeitsteilig vor allem Übungen am Beispiel von Elementen aus dem ersten d-Block durchgeführt werden.

Im zweiten Teil der Stunde sind die Oxydationszahlen auf Reaktionen mit Mangan- und Chromverbindungen anzuwenden. Hierzu sind entsprechende Aufgabenstellungen aus dem Lehrbuch zu entnehmen. Diese Übungen werden mit Schülerexperimenten gekoppelt. Der letzte Stundenabschnitt dient der zusammenfassenden Darstellung wesentlicher Prinzipien der Metallherstellung. Dabei sollte der Lehrer möglichst an aktuelle Beiträge aus der Tagespresse oder aus Fachzeitschriften über die Herstellung von Nebengruppenmetallen in der Deutschen Demokratischen Republik und in anderen Ländern des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe anknüpfen (UG).

5. Chemie der Komplexverbindungen

5.1. Hinweise zum Stoffgebiet

Die Behandlung des Stoffgebiets beginnt mit der Darstellung von Komplexverbindungen (1. Stunde, S. 164). Dieser Abschnitt hat nicht nur die Aufgabe, die Schüler mit Möglichkeiten der Darstellung und mit charakteristischen Eigenschaften der Komplexverbindungen bekanntzumachen, sondern er soll zugleich dazu dienen, die Fähigkeiten und Fertigkeiten der Schüler auf dem Gebiet des selbständigen experimentellen Arbeitens weiterzuentwickeln. Der Lehrer hat dabei Gelegenheit, den erreichten Entwicklungsstand seiner Klasse einzuschätzen und entsprechende Folgerungen für die Gestaltung des nachfolgenden Praktikums zu ziehen. Ziel ist eine weitgehend selbständige Durchführung und Auswertung der Experimente (LB, S. 131). Die Ergebnisse der Experimente liefern eine günstige methodische Ausgangssituation zur Erörterung des Baus und der Nomenklatur von Komplexverbindungen (2. Stunde, S. 166).

Besondere Probleme bringt die Behandlung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen mit sich (3. und 4. Stunde, S. 167 und 168). Da dieser Abschnitt erhebliche Anforderungen an die Gestaltung des Unterrichts stellt, soll auf einige fachlich-methodische Fragen der Unterrichtsgestaltung eingegangen werden. Es darf als bekannt vorausgesetzt werden, daß zur Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen zwei Modelle existieren, die auf einem unterschiedlichen theoretischen Niveau interpretiert werden können: das elektrostatische Modell und das kovalente Modell. Nach dem elektrostatischen Modell sind die Bindungsverhältnisse und der räumliche Aufbau auf Coulombsche Kräfte zurückzuführen. Die Erweiterung dieses Modells durch die Kristall- und Ligandenfeldtheorie erstreckt sich auf die Wechselwirkung zwischen den Bausteinen einer Komplexverbindung. Das kovalente Modell hingegen läßt sich aus dem Prinzip der koordinativen Bindung herleiten. Seine Erweiterung führt unter Einbeziehung der entsprechenden Orbitalmodelle zur Valenz-Bindungs-Theorie. Die Komplexverbindungen lassen sich prinzipiell sowohl nach der einen als auch nach der anderen Methode beschreiben. Welches Modell auf einer bestimmten theoretischen Ebene eingesetzt wird, hängt von

den jeweiligen Zielen und Aufgaben ab. Für die Behandlung der Komplexverbindungen in Klasse 12 ist es am zweckmäßigsten, die Bindungsverhältnisse unter Nutzung der Vorleistungen aus dem Chemieunterricht der Klasse 11 zu interpretieren. Damit bietet sich die Möglichkeit, vorhandenes Wissen sinnvoll zu nutzen und zu brauchbaren, wenn auch begrenzten Aussagen über die Bindungsverhältnisse und über die Beziehungen zwischen der Struktur der Teilchen und den Eigenschaften der Stoffe zu kommen. Die Valenz-Bindungs-Methode kommt diesen Forderungen verhältnismäßig nahe. Für den Lehrer ergibt sich daraus die Notwendigkeit, bei der Vorbereitung des Unterrichts Vorüberlegungen zu folgenden Fragen anzustellen:

1. Welche Voraussetzungen zum Verständnis der Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen nach der Valenz-Bindungs-Methode sind bei den Schülern vorhanden?
2. Wie werden nach der Valenz-Bindungs-Methode die Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen beschrieben?
3. Wie muß der Stoff gegliedert und methodisch aufbereitet werden, damit er sich lückenlos in die Gesamtkonzeption des Lehrgangs einordnen läßt?
4. Welche Beispiele sind zur Erläuterung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen nach der Valenz-Bindungs-Methode in Klasse 12 geeignet?

Im folgenden soll versucht werden, Möglichkeiten und Lösungswege zur Beantwortung der genannten Fragen sichtbar zu machen.

Da die fachlichen und methodischen Aspekte der Vorbereitung auf das Thema "Die Valenz-Bindungs-Methode als eine Möglichkeit der Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen" (4. Stunde, S. 168) nicht voneinander getrennt betrachtet werden können, seien an dieser Stelle zunächst die wichtigsten Thesen der Valenz-Bindungs-Methode zusammengefaßt:

σ -Bindungen werden koordinativ aufgebaut, der Ligand liefert das Bindungselektronenpaar.

Das Zentral-Ion macht die erforderlichen Orbitale zur Bildung von σ -Bindungen durch Umgruppierung und Hybridisierung der Valenzorbitale verfügbar.

An der Hybridisierung können auch d-Orbitale teilnehmen. Die Art der Hybridisierung bedingt den räumlichen Aufbau der Komplexe.

Aus unbesetzten Ligandenorbitalen und nicht an den σ -Bindungen des Zentral-Ions beteiligten d-Elektronen können π -Bindungen entstehen.

Für den Unterricht wichtige Hybridzustände sind im Lehrbuch angeführt (LB-Abb. 45, S. 138).

Werden die Voraussetzungen untersucht, die zum Verständnis dieses Themas vorhanden sind, so ergibt sich ein verhältnismäßig günstiges Bild. Es kann auf folgenden Vorkenntnissen der Schüler aufgebaut werden:

Orbitalbegriff

Modelle von s- und p-Orbitalen

Hybridisierung von s- und p-Orbitalen

Elektronenkonfiguration und räumliche Anordnung dieser Hybridzustände

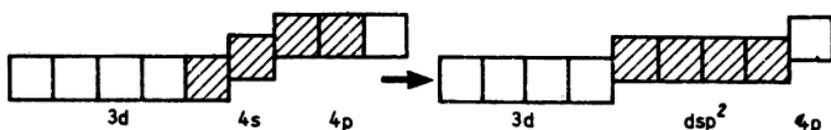
Grundlagen der Anwendung der Valenz-Bindungs-Methode zur Beschreibung der Atombindung

σ - und π -Bindungen

Energienveausschemas und Elektronenkonfigurationen der Atome wichtiger Nebengruppenelemente

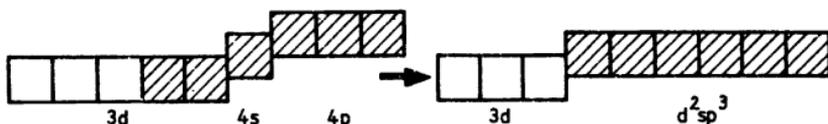
Um das volle Verständnis des Unterrichtsstoffes bei den Schülern zu sichern, sollte dieses Wissen zuvor reaktiviert werden.

In der Lektion kann am Beispiel der Atome eines Nebengruppenelements von der bekannten Anordnung der d-Elektronen zur Form und zum räumlichen Aufbau der d-Orbitale übergegangen werden. Die Schüler erkennen dabei, daß sich die fünf d-Orbitale durch besondere Symmetrieeigenschaften auszeichnen. Zu beachten ist, daß drei dieser Orbitale (im Gegensatz zu den p-Orbitalen) zwischen den Achsen des räumlichen Koordinatensystems liegen. Danach kann auf die Hybridisierung unter Einbeziehung der d-Orbitale eingegangen werden. Als Beispiele sollten der dsp^2 - und der d^2sp^3 -Zustand eingeführt werden. Zur Veranschaulichung eignen sich schematische Darstellungen, aus denen sowohl Art und Anzahl der Orbitale als auch die energetischen Verhältnisse im äußeren Bereich der Atomhülle des Zentral-Ions abgelesen werden können:



 an der Hybridisierung beteiligte Orbitale des Zentral-Ions

Die vier Hybridorbitale zeigen zu den Ecken eines Quadrats (LB-Abb. 45, S. 138).



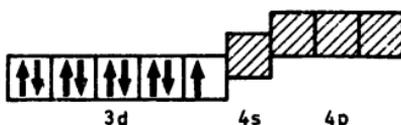
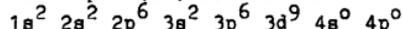
Die sechs Hybridorbitale sind nach den Ecken eines Oktaeders ausgerichtet (LB-Abb. 45, S. 138).

Da die Schüler aus der organischen Chemie nur die Hybridisierung mit einfach besetzten Orbitalen kennen, muß in diesem Zusammenhang besonders hervorgehoben werden, daß infolge der koordinativen Bindung am Zentral-Ion unbesetzte Bindungsorbitale hybridisieren. Aus den Hybridzuständen ergeben sich wie beim Kohlenstoffatom auch für die Atome der Nebengruppenelemente die verschiedenen Möglichkeiten der σ -Bindung zwischen Zentral-Ion und Liganden. Für den Unterricht sind die Ammoniakmoleküle als wichtigste Liganden zu betrachten. Die Möglichkeit einer Bildung koordinativer σ -Bindungen wird aus der Elektronenkonfiguration des Stickstoffatoms hergeleitet.

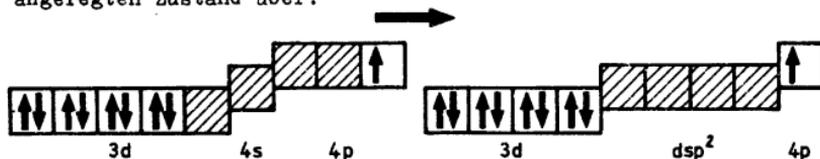
Zur Erläuterung der Valenz-Bindungs-Methode lassen sich im Rahmen der Lektion (4. Stunde, S. 168) verschiedene Beispiele heranziehen.

1. Beispiel: Tetramminkupfer(II)-Ion

Das Kupfer(II)-Ion hat die Konfiguration



Daraus wäre wie beim Zink-Ion eine sp^3 -Hybridisierung am Zentral-Ion und eine tetraedrische Symmetrie des Komplexes zu folgern. Entsprechende Untersuchungen haben jedoch ergeben, daß dieser Komplex eben gebaut ist. Für das Zentral-Ion muß also der quadratische und nicht der tetraedrische Hybridzustand gelten. Quadratisch ist die Überlagerung dsp^2 . Um die entsprechenden Orbitale zur Verfügung zu stellen, geht das Kupfer-Ion zunächst in einen angeregten Zustand über:

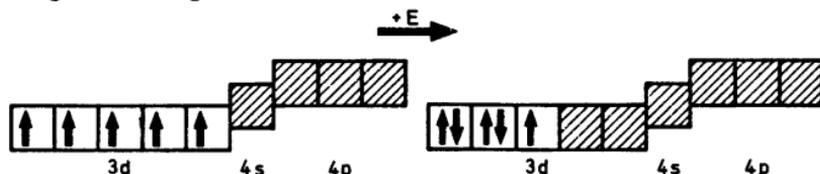


An diesem Beispiel läßt sich zugleich eine der Grenzen der Valenz-Bindungs-Methode sichtbar machen: Sind mehrere Hybridisierungsmöglichkeiten gegeben, so läßt sich keine Voraussage darüber machen, in welchen Hybridzustand das Zentral-Ion übergeht und welche räumliche Anordnung die Liganden haben werden.

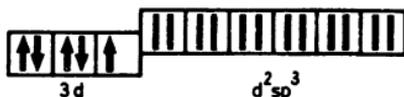
Für Komplexe des Kupfer(I)-Ions hingegen treffen die Voraussetzungen der Valenz-Bindungs-Methode wieder zu. Die Konfiguration entspricht der des Zink-Ions. Zur Hybridisierung steht also der sp^3 -Zustand zur Verfügung. Kupfer(I)-Komplexe sind deshalb tetraedrisch gebaut.

2. Beispiel: Hexazyanoferrat-Ionen

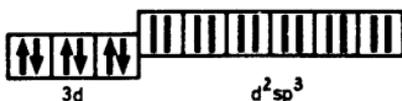
Das Eisen(III)-Ion besitzt fünf d-Elektronen. Daraus ergibt sich folgende Konfiguration:



Es steht die Konfiguration d^2sp^3 zur Verfügung. Die Komplexe sind oktaedrisch. Mit den Liganden bildet sich im Bindungszustand folgende Besetzung der Hybridorbitale aus:



Die Gesamtelektronenanzahl kommt damit bis auf ein Elektron der Elektronenanzahl in der Atomhülle des Kryptonatoms nahe. Ist das Zentral-Ion hingegen zweiwertig, so bildet sich mit den Elektronen der Liganden eine Gesamtkonfiguration, die mit der des Kryptonatoms übereinstimmt:



Es liegt die Folgerung nahe, daß "Edelgas-Komplexe" stabiler als solche Komplexe sind, die von der Konfiguration der Atome des nachfolgenden Edelgases abweichen. Tatsächlich lassen sich die Hexazyanoferat(III)-Ionen leicht zu Hexazyanoferat(II)-Ionen reduzieren. Entsprechend sind Komplexe mit überschüssigen Elektronen leicht oxydierbar.

Im vorliegenden Beispiel werden drei doppelt besetzte d-Orbitale nicht zur Bindung beansprucht. Sie können deshalb mit leeren Ligandenorbitalen zusätzlich π -Bindungen eingehen. Es sind sowohl p-d- als auch d-d- π -Bindungen möglich (Abb. 5).

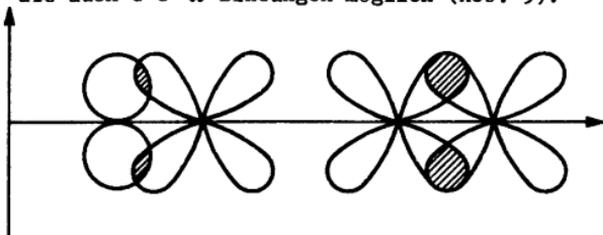


Abb. 5: p-d- und d-d- π -Bindungen

In einer abschließenden Zusammenfassung sollte auf Leistungsfähigkeit und Grenzen der Valenz-Bindungs-Methode eingegangen werden. Dabei müßte folgendes zum Ausdruck kommen:

Durch die Anwendung der Valenz-Bindungs-Methode wird es möglich, auf der Basis des Orbitalmodells qualitative Aussagen über die Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen zu machen. Die vorausgesagten räumlichen Anordnungen stimmen in vielen Fällen mit dem experimentell ermittelten Bau überein. Sind mehrere Anordnungen möglich, so kann mit Hilfe der Theorie nicht entschieden werden,

welcher Fall tatsächlich eintritt. Die Theorie ist ferner einseitig auf den kovalenten Anteil der Bindung ausgerichtet, der elektrostatische Anteil wird demgegenüber vernachlässigt. Auf der Grundlage der Valenz-Bindungs-Methode sind weiterhin weder die Farbigkeit noch die Absorptionsspektren der Komplexe zu erklären, da nur der Grundzustand, nicht aber die angeregten Zustände des Zentral-Ions betrachtet werden.

Die Behandlung der Eigenschaften von Komplexverbindungen sollte mit Übungen zur Dissoziation von Komplexsalzen beginnen (5. Stunde, S. 169). Dabei ist von den bekannten Verbindungen auszugehen. Zur Erweiterung der Übung werden für die Dissoziation die Gleichungen des Massenwirkungsgesetzes geschrieben. Auf diese Weise wird für die Schüler zugleich sichtbar, daß die grundlegenden Gesetze und Theorien der Chemie auch auf Komplexverbindungen Anwendung finden. Die Ausführungen über Aquokomplexe (LB, S. 139) sollten durch eine systematische Betrachtung des Zusammenhangs zwischen Ionenradius des Zentral-Ions und der Stabilität der Hydrathülle ergänzt und vertieft werden. Das Ergebnis dieser Überlegungen läßt sich in einer Übersicht zusammenfassen:

Zentral-Ion		Stabilität der Hydrathülle	Beispiele
Ionenradius	Kernladungszahl		
groß	klein	geringe Stabilität	Alkalimetalle; Erdalkalimetalle
klein	groß	etwas größere Stabilität definierte Anzahl von Wassermolekülen (Aquokomplex).	Nebengruppenelemente

Auf dieser Grundlage ist eine Erklärung der Einföhrungsexperimente zur Komplexbildung möglich: Kommen zu einer Salzlösung Ionen oder Moleküle, die in der Lage sind, das Bindungselektronenpaar leichter abzugeben als dies beim Sauerstoffatom des Wassermoleküls der Fall ist, so werden die Wassermoleküle aus dem Aquokomplex ver-

drängt, und an ihre Stelle tritt ein anderer Ligand. Durch Zugabe von Ammoniak zu einer wäßrigen Kupfer(II)-sulfatlösung entsteht folglich aus dem Aquokomplex der Amminokomplex. Im Zusammenhang mit der Dissoziation von Komplexverbindungen ist auch die Komplexzerfallskonstante einzuführen.

Zur Bedeutung von Komplexverbindungen läßt sich neben den Ausführungen im Lehrbuch (LB, S. 142) als weiteres Beispiel die Entfernung von Kohlenmonoxidresten aus dem Synthesegas für die Ammoniaksynthese mit ammoniakalischer Kupfer(I)-chloridlösung anführen. Die Herstellung von Ammoniak ist den Schülern aus Klasse 10 bekannt.

Die Behandlung der fotochemischen Industrie in der Deutschen Demokratischen Republik bietet wesentliche Ansatzpunkte zur staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung. Auf der Grundlage des betreffenden Lehrbuchabschnittes (LB, S. 143) sind den Schülern die großen Leistungen unserer Werktätigen beim Wiederaufbau der weitgehend zerstörten Anlagen zur Herstellung fotochemischen Materials deutlich zu machen (9. Stunde, S. 173). Entsprechend den Zielen der staatsbürgerlichen Bildung und Erziehung ist der Chemieunterricht in diesem Stoffgebiet so zu gestalten, daß bei den Schülern ein Gefühl des Stolzes auf die Errungenschaften der Deutschen Demokratischen Republik beim Aufbau des Sozialismus geweckt wird.

5.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Experimentelle Grundlagen zur Bildung von Komplexverbindungen

Stundenziel

Kennenlernen von Darstellungsmöglichkeiten und Eigenschaften von Komplexverbindungen

Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit des exakten Beobachtens und logischen Auswertens von Experimenten

Stundengliederung

1. Darstellung von Tetramminkupfer(II)-sulfat und Diamminsilberchlorid
2. Untersuchung wichtiger Eigenschaften dieser Verbindungen
3. Folgerungen aus den Eigenschaften für die analytische Chemie

Stundenverlauf

Die Stunde bietet günstige Voraussetzungen zur Anwendung der experimentellen Methode. Die Experimente lassen sich ohne Schwierigkeiten als Schülerexperimente durchführen (LB V 29 bis 33, S. 131). Wenn mit entsprechend verdünnten Lösungen gearbeitet wird, können kaum besondere Gefahren auftreten. Die experimentellen Arbeiten sollten arbeitsgleich erfolgen. Der Lehrer hat dabei lediglich die Experimente entsprechend dem geplanten methodischen Verlauf der Stunde zu erweitern.

Die Stunde beginnt mit einer Wiederholung zur Bedeutung und Anwendung des Löslichkeitsprodukts, woran sich die Fällung von Silberchlorid anschließt (SE). Nun wird vom Lehrer folgende Problemfrage gestellt: Wie müßte das Experiment verändert werden, um die Fällung zu verhindern? Einige Schüler werden die Hypothese formulieren, daß dies durch Zugabe eines weiteren Stoffes möglich ist, mit dem sich die Fällung unter Bildung einer löslichen Verbindung umsetzt (UG). Zur Überprüfung der Hypothese werden Silbernitratlösungen mit Ammoniak- beziehungsweise Thiosulfatlösungen versetzt und dann erst Chlorid-Ionen zugegeben (SE). Das Ergebnis dieser Experimente bestätigt die Hypothese. Die Schüler werden damit zu der Erkenntnis geführt, daß neue Verbindungen entstanden sind, die sich offensichtlich durch besonders gute Löslichkeit auszeichnen. An dieser Stelle wird vom Lehrer der Begriff "Komplexverbindungen" eingeführt (LB, S. 131).

Die Schüler führen sodann selbständig die Experimente durch und fassen die Ergebnisse zusammen. Neben der guten Löslichkeit werden sie dabei die Farbvertiefung bei Komplexverbindungen des Kupfers als weiteres Merkmal erkennen.

Als nächster Schritt werden die zu den Experimenten gehörenden Reaktionsgleichungen unter Anleitung des Lehrers aufgestellt.

Die Stunde schließt mit Folgerungen aus den gefundenen charakteristischen Eigenschaften der Komplexverbindungen für die analytische Chemie.

Als Hausaufgabe sind von den Schülern die Lehrbuchabschnitte "Bestandteile von Komplexverbindungen" (LB, S. 132) und "Nomenklatur von Komplexverbindungen" (LB, S. 133) vorzuarbeiten. Der Lehrer muß dabei nach Klassensituation entscheiden, ob die Schüler hierzu zusätzliche Fragestellungen benötigen.

2. Stunde: Bestandteile und Nomenklatur von Komplexverbindungen

Stundenziel

Kennenlernen von Grundbegriffen zur Beschreibung und Benennung von Komplexverbindungen

Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit des selbständigen Arbeitens mit dem Lehrbuch

Stundengliederung

1. Darstellung und Eigenschaften von Komplexverbindungen (Übung und Festigung)
2. Einführung der Begriffe Zentral-Ion, Ligand, Koordinationszahl; Einteilung der Komplex-Ionen nach ihrer Ladung
3. Übungen zur Nomenklatur von Komplexverbindungen

Stundenverlauf

Am Beginn der Stunde steht eine Übung zum Thema "Darstellung und Eigenschaften von Komplexverbindungen", die für einen Schüler beziehungsweise für eine Arbeitsgruppe zugleich als mündliche Leistungskontrolle gewertet werden kann. Die Aufgabe lautet: Versetzen Sie eine Zinksulfatlösung mit verdünnter Kaliumhydroxid-Lösung! Geben Sie zu der Fällung Ammoniaklösung im Überschuß! Stellen Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen auf!

Die Stunde wird mit Erläuterungen über die Bestandteile von Komplexverbindungen fortgesetzt (UG). Da die Schüler diesen Abschnitt als Hausaufgabe vorgearbeitet haben, sind die Grundlagen für eine seminaristische Behandlung des Themas gegeben. Die Schüler müssen in der Lage sein, die entsprechenden Begriffe zu definieren und zu erklären, unter welchen Bedingungen komplexe Anionen, komplexe Kationen und neutrale Komplexe entstehen (UG). Dabei ist besonders darauf zu achten, daß die Schüler das Zustandekommen der negativen Ladungen bei komplexen Anionen richtig begründen können.

Im letzten Teil der Stunde sind von einem Schüler zunächst die Grundsätze der Nomenklatur von Komplexverbindungen zusammenzufassen. Daran sollten sich einige Nomenklaturübungen anschließen, wobei von den dargestellten Komplexverbindungen ausgegangen werden kann. Zur weiteren Übung lassen sich die Aufgaben im Lehrbuch nutzen (LB-Aufg. 1 bis 4, S. 135).

Die Hausaufgabe dient der Vorbereitung auf die folgende Stunde. Sie besteht in einer Wiederholung der Kenntnisse über Atombindung zwischen Atomen gleicher und verschiedener Elemente. Die Schüler sollen dazu die Bindungsverhältnisse in Molekülen folgender Verbindungen erklären können: Wasserstoff, Chlor, Chlorwasserstoff, Wasser und Ammoniak.

3. Stunde: Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen

Stundenziel

Kennenlernen der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen auf der Grundlage der koordinativen Bindung
Beitrag zur Vertiefung der Kenntnisse über den Zusammenhang zwischen Struktur und Eigenschaften der Stoffe

Stundengliederung

1. Atombindung zwischen gleichen und verschiedenen Elementen (Wiederholung)
2. Einführung der koordinativen Bindung am Beispiel des Ammonium-Ions
3. Beschreibung der Elektronenanordnung im Tetramminzink-Komplex nach dem Prinzip der koordinativen Bindung

Stundenverlauf

Die Stunde sollte mit einem Übungsbeispiel beginnen: "Stellen Sie eine Lösung von Natrium-bis(thiosulfato)argentat(I) dar und sprechen Sie über diese Verbindung!" Folgende Ergebnisse wären zu erwarten: 1. Darstellung der Verbindung und Erläutern ihrer Eigenschaften. 2. Nennen der Bestandteile des Komplexes. 3. Einordnen in die Gliederung nach Anionen- und Kationen-Komplexen und Begründen der Ladung des Komplex-Ions.

Im Mittelpunkt der Stunde stehen sodann Aussagen über die Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen. Zur Einführung eignet sich der Abschnitt im Lehrbuch (LB, S. 134). Für den Lehrer entsteht dadurch eine geeignete Ausgangssituation zur Wiederholung der Atombindung an den Beispielen der Hausaufgabe (2. Stunde, S. 166). In diesem Zusammenhang ist auf die Orbitalmodelle der Moleküle nicht einzugehen. Die Beschreibung der Bindungsverhältnisse im Ammoniakmolekül (letzter Teil der Hausaufgabe) bietet

dann den Ansatzpunkt zur Einführung der koordinativen Bindung als einer besonderen Form der Atombindung. Der Lehrer sollte in diesem Stundenabschnitt an die Kenntnisse der Schüler über Reaktionen mit Protonenübergang anknüpfen. Als weiteres, gleichgelagertes Übungsbeispiel eignet sich das Hydronium-Ion. Damit sind die erforderlichen Kenntnisse bereitgestellt, um die Bindungsverhältnisse im Tetramminzink(II)-Komplex auf der Grundlage der koordinativen Bindung zu beschreiben. Die Stunde schließt mit der Berechnung der Elektronenanzahl, die dem Zentral-Ion insgesamt zur Verfügung steht. Der Komplex besitzt Edelgaskonfiguration; damit ist eine besondere Stabilität zu erwarten. Als Hausaufgabe ist von den Schülern am Beispiel des Tetramminkupfer(II)-Komplexes die Elektronenanordnung und die Stabilität zu untersuchen. Ferner sollte zur Vorbereitung auf die Lektion der Orbitalbegriff, die Orbitalformen und deren Hybridzustände wiederholt werden.

4. Stunde: Valenz-Bindungs-Methode (Lektion)

Stundenziel

Einführen in die Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen auf der Grundlage der Valenz-Bindungs-Methode
Erkennen der Bedeutung von Modellvorstellungen zur Beschreibung von Bindungsverhältnissen
Beitrag zur Überzeugung von Materialität und Erkennbarkeit der Welt

Stundengliederung

1. Zusammenfassung der Kenntnisse über Orbitale, Hybridzustände und quantenmechanische Bindungszustände
2. Anwendung der Valenz-Bindungs-Methode auf ausgewählte Beispiele von Komplexverbindungen
3. Kennzeichnung der Bedeutung der Valenz-Bindungs-Methode für die Komplexchemie

Stundenverlauf

Der Lehrer muß aus der Klassensituation selbst einschätzen, ob den Schülern diese Lektion als eine Vorlesung angeboten werden kann oder eine Bearbeitung des ersten Stundenabschnitts als Schülervortrag möglich ist.

Zur Sicherung des Verständnisses für die Lektion ist eine ausführliche Gliederung voranzustellen (Tafelbild oder Projektionsfolie). Weiterhin sollte der Lehrer besonders von Teilzusammenfassungen Gebrauch machen. Wenn es die Zeit erlaubt, ist auch eine abschließende Diskussion über das Thema zu empfehlen.

Auf der Grundlage der ausführlichen inhaltlichen Erläuterungen (s. S. 158) wird folgende Disposition für die Lektion vorgeschlagen:

1. Notwendigkeit der Erweiterung der Aussagen der Valenz-Bindungs-Methode
2. Übersicht über die Formen von d-Orbitalen (als Projektionsfolie oder als selbstgefertigte Modelle)
3. Hybridzustände unter Einbeziehung der d-Orbitale; Hybridisierung an unbesetzten Valenzorbitalen des Zentral-Ions
4. Erläuterung der Anwendung der Valenz-Bindungs-Methode auf Komplexverbindungen an zwei ausgewählten Beispielen
5. Kennzeichnung der Leistungsfähigkeit und der Grenzen der Valenz-Bindungs-Methode im Bereich der Komplexchemie; eventuell Hinweise auf andere Möglichkeiten der Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Komplexverbindungen.

Für die folgende Stunde sind von den Schülern die Kenntnisse über das Massenwirkungsgesetz und seine Anwendung auf Dissoziationsgleichgewichte zu wiederholen.

5. Stunde: Dissoziation von Komplexverbindungen

Stundenziel

Erweiterung des Wissens über die Dissoziation von Elektrolyten; Erkennen der Bedeutung von Kernladungszahl und Ionenradius für die Stabilität von Aquokomplexen

Anbahnen des Verständnisses der Beständigkeit von Komplex-Ionen

Stundengliederung

1. Übertragung der Kenntnisse über die Dissoziation von Salzen auf Komplexsalze
2. Einführung der Aquokomplexe
3. Erklärung der Komplexbildung durch stufenweise Substitution von Aquokomplexen

Stundenverlauf

Am Anfang der Stunde steht eine Wiederholung der Kenntnisse über die Dissoziation von Säuren, Basen und Salzen. Die Ergebnisse werden auf Komplexsalze übertragen. Die Schüler erkennen, daß Komplexsalze wie die übrigen Salze dissoziieren. Danach bearbeiten die Schüler den Abschnitt im Lehrbuch "Ionen in wäßrigen Lösungen" (LB, S. 139). Die Auswertung wird ergänzt durch die Darstellung des Zusammenhangs zwischen Ionenradius und Stabilität von Aquokomplexen (s. S. 163). Die Folgerungen aus der Übersicht über die Beständigkeit von Komplex-Ionen ermöglichen es, die stufenweise Substitution der Wassermoleküle durch andere Liganden einzuführen und zu begründen. Als Beispiel kann die Bildung des Diamminsilber(I)-Komplexes angeführt werden. Die Stunde führt damit bereits zu einigen wichtigen Aussagen über die Beständigkeit von Komplex-Ionen. In der Hausaufgabe sollten die Schüler entsprechende Überlegungen am Tetramminkupfer(II)-Komplex durchführen.

6. Stunde: Anwendung des Massenwirkungsgesetzes

Stundenziel

Anwenden des Massenwirkungsgesetzes auf die Dissoziation von Komplex-Ionen

Erkennen der Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes für die quantitative Erfassung der Beständigkeit von Komplex-Ionen

Stundengliederung

1. Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Dissoziationsgleichgewichte (Wiederholung)
2. Anwendung der Kenntnisse über das Massenwirkungsgesetz auf Komplex-Ionen
3. Einführung der Komplexzerfallskonstanten

Stundenverlauf

Die Wiederholung zur Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf Dissoziationsgleichgewichte kann mit folgender Aufgabe eingeleitet werden: "Nennen und Begründen Sie den wesentlichen Unterschied zwischen Dissoziationsgrad und Dissoziationskonstante!" Daraus läßt sich die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes für flüssige Systeme erkennen (UG).

Im folgenden sollte das Massenwirkungsgesetz auf das Beispiel der Hausaufgabe angewendet werden (5. Stunde, S. 169). Dabei sind die einzelnen Substitutionsstufen in der Form des Massenwirkungsgesetzes zu schreiben. Die Gleichgewichtskonstanten der Teilreaktionen werden mit K_1 , K_2 , ... bezeichnet. Der Begriff "Komplexbildungskonstante" ist nicht einzuführen. Die Schüler erhalten sodann die Aufgabe, die mathematische Beziehung zwischen den Gleichgewichtskonstanten der Teilreaktionen und der Konstanten für die Gesamtreaktion zu formulieren.

Im folgenden Abschnitt der Stunde wird an dem gleichen oder einem ähnlichen Beispiel durch Umkehrung der Komplexbildungsreaktionen und entsprechende Anwendung des Massenwirkungsgesetzes die Komplexzerfallskonstante eingeführt. Zur weiteren Erläuterung dieser Konstanten sollte die Tabelle im Lehrbuch (LB-Tab. 18, S. 141) herangezogen werden. Die Schüler ordnen die dort angegebenen Komplex-Ionen nach ihrer Beständigkeit und ziehen in Verbindung mit dem Lehrbuchtext Folgerungen für die analytische Chemie. Dabei ist vom Lehrer an die Einföhrungsexperimente (1. Stunde, S. 164) anzuknüpfen (UG). Die dort erkannte Löslichkeit von Silberchlorid in Ammoniak und Natriumthiosulfat wird unter Einbeziehung der Löslichkeitsprodukte und der Komplexzerfallskonstanten zum Beispiel für eine Trennung von Silberchlorid und Silberjodid durch Komplexbildung genutzt.

7. Stunde: Übungen zur Anwendung des Massenwirkungsgesetzes

Stundenziel

Weiterentwicklung der Fähigkeit, das Massenwirkungsgesetz auf flüssige Systeme im Bereich der Komplexverbindungen anzuwenden
Beitrag zur Erkenntnis, daß sich chemische Probleme auf mathematischem Wege lösen lassen

Stundengliederung

1. Übungsaufgaben zur Vorausbestimmung der Löslichkeit durch Komplexbildung
2. Übungsaufgaben zur Konzentrationsberechnung von Ionenarten in Lösungen von Komplexsalzen

Stundenverlauf

Die Motivation des Themas ergibt sich aus den Folgerungen über die Bedeutung von Komplexverbindungen für die analytische Chemie (6. Stunde, S. 170). Zur weiteren Verdeutlichung der Problemstellung wird ein Beispiel aus dem Lehrbuch herangezogen: "Es ist zu untersuchen, ob sich ein Niederschlag von Silberchlorid in Thio-sulfatlösung löst!" (LB, S. 141).

Die Schüler bearbeiten sodann auf der Grundlage dieses Beispiels mit Anleitung durch den Lehrer zwei Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 4 und 6, S. 141).

Zur weiteren Übung eignen sich Aufgaben folgender Art: "Wie groß ist die Konzentration der Silber-Ionen in der Lösung einer Dicyanoargentat(I)-Verbindung, wenn die Konzentration der Komplex-Ionen im Gleichgewicht

$c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ beträgt ($K_D \approx 10^{-21} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$)?"

Die Lösungen der Aufgaben sollten auf eine Projektionsfolie übertragen und schrittweise projiziert werden.

8. Stunde: Fotografischer Prozeß

Stundenziel

Anwendung der Kenntnisse über Komplexverbindungen auf den fotografischen Prozeß

Beitrag zur Entwicklung der Fähigkeit, praxisverbundene chemische Probleme selbständig zu erarbeiten und darzustellen

Stundengliederung

1. Fotomaterial und chemische Reaktionen beim Belichten
2. Chemische Reaktionen beim Entwickeln und Fixieren

Stundenverlauf

Das Thema bietet Gelegenheit zum Einsatz von Schülervorträgen. Auf der Grundlage des Lehrbuches sollten die Abschnitte "Fotomaterial" (LB, S. 143) und "Chemische Reaktionen beim fotografischen Prozeß" (LB, S. 144) entsprechend der Stundengliederung in zwei Vorträgen dargestellt werden. Dafür sind nach Möglichkeit interessierte Schüler zu gewinnen, die auf diesem Gebiet schon praktisch gearbeitet haben. Bei der Vorbereitung der Vorträge ist zu sichern, daß die chemischen Reaktionen im Mittelpunkt der Darlegungen stehen und daß neben der Komplexbildung beim Fixieren der Prozeß des Entwickelns als Redoxreaktion deutlich gemacht wird. Die betreffenden Schüler werden ferner beauftragt, zur nächsten Stunde Übungs- und Wiederholungsfragen zu ihrem Thema zu erarbeiten. Dabei muß der Lehrer Anleitung und Hilfe geben. Als Hausaufgabe ist von allen Schülern der Lehrbuchabschnitt "Komplexverbindungen in Natur und Technik" (LB, S. 142) vorzuarbeiten.

9. Stunde: Bedeutung und Anwendung von Komplexverbindungen

Stundenziel

Kennzeichnen der Bedeutung der Fotoindustrie für unsere Außenwirtschaft

Beitrag zum Verständnis ökonomischer Fragen und Zusammenhänge aus dem Bereich der chemischen Industrie

Stundengliederung

1. Wiederholung und Übung zum Thema "Fotografischer Prozeß"
2. Herstellung von Fotomaterial in der Deutschen Demokratischen Republik (Schülervortrag)
3. Bedeutung und Anwendung von Komplexverbindungen in Natur und Technik (Leistungskontrolle)

Stundenverlauf

Die Stunde beginnt mit Wiederholungsfragen zum fotografischen Prozeß. Die Fragen wurden von jenen Schülern vorbereitet, die die Vorträge zu diesen Themen gehalten haben (8. Stunde, S. 172). Nach dem Ergebnis dieses kurzen von den Schülern selbst geleite-

ten Seminars kann der Lehrer einschätzen, ob die Schwerpunkte des Themas nochmals herausgearbeitet werden müssen (UG). Ist dies nicht erforderlich, so schließt sich als Übung eine stöchiometrische Aufgabe über die Reaktion von Silberbromid mit einer Fixiersalzlösung an (LB-Aufg. 3, S. 147).

Der Abschnitt "Herstellung von Fotomaterial in der Deutschen Demokratischen Republik" (LB, S. 145) wird sodann ebenfalls in Form eines Schülervortrags dargestellt. Für die Erarbeitung dieses Vortrags müssen dem Schüler jedoch einige Hinweise gegeben werden (s. S. 164). Gleichzeitig sind bei der Ausarbeitung nach Möglichkeit aktuelle Beiträge aus der Tagespresse und aus Fachzeitschriften zu verwenden. Im Rahmen dieses Vortrags sollte auch in kurzer Form auf die Farbfotografie hingewiesen werden.

Der letzte Teil der Stunde enthält eine mündliche Leistungskontrolle zum Lehrbuchabschnitt "Komplexverbindungen in Natur und Technik" (LB, S. 142). Das Thema wurde als Hausaufgabe vorbereitet. Da es keine neuen Aspekte enthält und zusammenfassenden Charakter trägt, kann von Schülern der Klasse 12 gefordert werden, daß sie den Inhalt selbständig erarbeiten und mit eigenen Worten wiedergeben.

10. Stunde: Zusammenfassung und Festigung

Stundenziel

Festigung der Kenntnisse über die Bindungsverhältnisse in Komplexteilchen

Vertiefung der Erkenntnis, daß das Massenwirkungsgesetz auf alle chemischen Gleichgewichte angewendet werden kann

Stundengliederung

1. Wiederholung zur Bedeutung der Atombindung für die Beschreibung der Bindungsverhältnisse in Komplexteilchen
2. Zusammenfassung zur Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf chemische Gleichgewichte

Stundenverlauf

Die Stunde dient der Systematisierung und Wiederholung zur Vorbereitung auf die Reifeprüfung. Sie ist deshalb besonders geeignet, den Schülern die beiden wesentlichen Seiten bei der Betrachtung von Komplexverbindungen bewußt zu machen:

Weiterführung der Kenntnisse über die Atombindung zu Aussagen über den Bau und die Bindungsverhältnisse von Komplexteilchen.

Anwendung des Massenwirkungsgesetzes zur Erklärung einiger wichtiger Eigenschaften von Komplexverbindungen.

Diese Aspekte müssen jedoch in einen größeren Zusammenhang eingeordnet werden. Unter diesem Gesichtspunkt sollte sich der erste Teil der Stunde auf die Beschreibung von Bindungsverhältnissen auf der Grundlage der Atombindung erstrecken (LV). Eine solche Zusammenfassung läßt sich vom Wasserstoffmolekül bis zu Komplexteilchen führen. Dabei erhalten die Schüler zugleich Hinweise, wie sich bestimmte Teilgebiete der Chemie unter einheitlichen Aspekten betrachten lassen.

Im zweiten Stundenabschnitt wird in ähnlicher Weise ein Überblick über die Bedeutung des Massenwirkungsgesetzes gegeben (UG). Die Schüler sollen erkennen, daß das Massenwirkungsgesetz ein universelles Gesetz zur Berechnung von chemischen Gleichgewichten darstellt. Dementsprechend ist von der Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf homogene Gasgleichgewichte bis zur quantitativen Erfassung der Dissoziation von Komplex-Ionen fortzuschreiten.

6. Praktikum

Im Praktikum sollen die Schüler ihre bisher erworbenen Kenntnisse, Fähigkeiten und Fertigkeiten festigen, vertiefen und anwenden. Dabei sind entsprechende Verbindungen zu anderen Fächern, vor allem Staatsbürgerkunde, Mathematik und Physik, herzustellen. Durch den systematisierenden Charakter des Praktikums werden die Schüler befähigt, von den Einzelercheinungen immer tiefer zu ihrem Wesen vorzudringen. Das Praktikum ist deshalb auch eine gute Vorbereitung auf die Reifeprüfung. Die Systematisierung erfolgt im Praktikum der Klasse 12 nach dem Gesichtspunkt der chemischen Reaktionen. Dabei muß den Schülern bewußt sein, daß Beispiele für die Reaktionsarten sowohl in der anorganischen als auch in der organischen Chemie auftreten. Die Möglichkeit der Systematisierung nach dem Gesichtspunkt der Beziehung zwischen der Stellung der Elemente im Periodensystem und den Eigenschaften der Elemente sollte weiterhin betont werden. Da chemische Reaktionen mit Umgruppierung und Neuordnung von Elektronen in den Teilchen der Stoffe verbunden sind, lassen sich viele Reaktionen durch die Änderung der Bindungsverhältnisse zwischen den Atomen oder Ionen erklären.

Die effektive Durchführung des Praktikums ist dann gewährleistet, wenn Lehrer und Schüler gut vorbereitet sind. Der Lehrer muß für die Bereitstellung von Geräten und Chemikalien sorgen, das Praktikum je nach den örtlichen Bedingungen und der materiellen Situation entsprechend organisieren und den Schülern klare Aufgaben stellen. Die Schüler müssen wissen, welche Aufgaben sie in der betreffenden Stunde zu lösen haben. Sie müssen bereits vor jeder Stunde eine klare Vorstellung über die Arbeit im Unterricht und das zu erreichende Ziel haben. Dadurch wird die Lehrplanforderung erfüllt, nach der die Schüler Praktikumsaufgaben selbständig zu lösen haben. Als Hausaufgabe müssen die Schüler die theoretischen Grundlagen zu den durchzuführenden Experimenten wiederholen, die Durchführung der Experimente planen und eventuell auftretende Gefahren erkennen. Im allgemeinen können zu Beginn der Unterrichtsstunde die Kenntnisse der Schüler über die Planung der Experimente überprüft werden. Durch die Auswertung der Experimente sollen die wissenschaftlich begründeten Voraussagen bestätigt werden.

Beispiel

Hausaufgabe: Kann durch Zugabe eines Überschusses von Ammoniak zu einer ammoniakalischen Silbernitratlösung eine Änderung der Reaktionsgeschwindigkeit erfolgen, wenn die Lösung mit Glukose reagiert? Wie ändert sich die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Redoxreaktion, wenn bei gleichen Konzentrationen das Stoffgemisch die Temperatur von 20 °C beziehungsweise 65 °C hat?

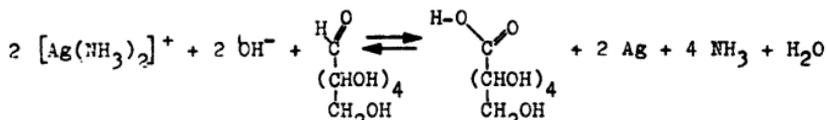
Zunächst müssen sich die Schüler mit dem Sachverhalt vertraut machen. Folgendes Wissen ist zu wiederholen:

Glukose wirkt durch die Aldehydgruppe im Molekül reduzierend. Die Aldehydgruppe wird zur Karboxylgruppe oxydiert.

Silbernitratlösung ergibt mit Natriumhydroxidlösung eine Fällung von Silberoxid. Dieses ist in wenigen Tropfen Ammoniakwasser unter Bildung einer relativ unbeständigen Komplex-Verbindung löslich. Dadurch stellen sich folgende chemische Gleichgewichte ein:



Die Schüler wiederholen die Kenntnisse über charakteristische Reaktionen der Alkanale und können folgende Reaktionsgleichung formulieren:



Nach diesen Vorüberlegungen können die Schüler zu folgenden wissenschaftlich begründeten Aussagen kommen:

Je größer die Konzentration des Ammoniaks wird, desto kleiner wird die Konzentration der Silber-Ionen.

Je geringer die Konzentration der Silber-Ionen ist, desto geringer ist die Reaktionsgeschwindigkeit, da die Anzahl der Zusammenstöße der reagierenden Teilchen geringer wird.

Je wärmer die Lösungen sind, desto größer wird die Geschwindigkeit der Teilchen. Damit erhöht sich die Anzahl der wirksamen Zusammenstöße. Deshalb ist bei 65 °C eine größere Reaktionsgeschwindigkeit zu erwarten als bei 20 °C.

Zuletzt planen die Schüler noch die Durchführung der Experimente. So vorbereitet kommen sie zum Unterricht. Der Lehrer überprüft die

theoretischen Grundlagen, die vom Schüler geplante Experimentdurchführung und weist darauf hin, daß Spritzer der Silberlösung auf der Haut, eventuell auch auf der Kleidung, braune bis schwarze Flecken bilden. Um den Effekt bei diesem Experiment zu verstärken, sollte der Lehrer die Schüler durch eine kurze Anleitung darauf aufmerksam machen, daß sie nach der Ausfällung des braunen Silberoxids tropfenweise nur soviel Ammoniak zusetzen dürfen, bis sich das Silberoxid gerade auflöst. Diese Lösung wird in zwei Reagenzgläser verteilt. In eines dieser Gläser wird noch etwa der zehnfache Überschuß an Ammoniak zugegeben. Beim Experimentieren beobachten die Schüler, messen und protokollieren. Die Ergebnisse werden mit den Voraussagen verglichen. Durch die Protokollführung müssen sich die Schüler erneut mit den theoretischen Grundlagen auseinandersetzen. Dabei werden ihre Kenntnisse weiter gefestigt.

Die Organisationsform des Praktikums kann unterschiedlich sein. Im allgemeinen arbeiten die Schüler arbeitsteilig. Die einzelnen Schülergruppen führen daher alle zum gleichen Thema, zum Beispiel Neutralisationsreaktionen, Experimente durch. Während aber die eine Gruppe Natriumhydroxidlösung mit Salzsäure titriert, bestimmen andere Gruppen die Masse der Schwefelsäure oder Äthansäure in einer vorgegebenen Lösung. Andere Gruppen können zur selben Zeit bei Verwendung gleicher Säuren und Basen mit gleichen Konzentrationen unterschiedliche Indikatoren benutzen. Nach dem Experimentieren muß ein gegenseitiger Austausch der Beobachtungs- und Meßergebnisse unter der Leitung des Lehrers erfolgen. Gemeinsam können dann die Schüler von Einzelercheinungen durch Verallgemeinerung zum Wesen vordringen.

Das Praktikum läßt sich noch nach einer anderen Organisationsform durchführen. Hierbei werden beispielsweise die Schüler einer Klasse in 10 Gruppen zu 2 bis 3 Schülern eingeteilt. Der Lehrer wählt für 10 Arbeitsplätze entsprechende theoretische und praktische Aufgaben aus. Jede Gruppe löst während einer Unterrichtsstunde die vorgeesehenen Aufgaben für diesen Arbeitsplatz. Die Gruppen wechseln ihre Arbeitsplätze von Stunde zu Stunde, so daß innerhalb von 10 Unterrichtsstunden alle Schülergruppen sämtliche 10 Aufgabengebiete durchlaufen haben. Sind die entsprechenden Laborräume nicht vorhanden, um die Geräte und Chemikalien an den einzelnen Arbeitsplätzen für die Dauer des Praktikums stehen zu

lassen, sollten diese Unterrichtsmittel auf Tragebrettern übersichtlich nach den einzelnen Aufgabengebieten geordnet sein, so daß zu Beginn der Unterrichtsstunde die Schülergruppen sehr schnell mit den notwendigen Geräten, Chemikalien und eventuell auch Arbeitsanleitungen versorgt werden können. Diese Organisationsform wird in der Literatur als regellose Arbeitsweise beschrieben.

Der Lehrer hat zu Beginn des Praktikums eine umfangreiche Vorbereitungsarbeit zu erledigen. Dabei können die Schüler den Lehrer unterstützen. Die Schüler werden auch am Ende der Unterrichtsstunde gemeinsam mit dem Lehrer darauf achten, daß jeder seinen Arbeitsplatz so sauber und ordentlich verläßt, wie er ihn vorgefunden hat. Auf diese Erziehungsarbeit sollte größter Wert gelegt werden. Es kann dabei nur zum beiderseitigen Vorteil sein, wenn außer der Kontrolle durch den Lehrer die Schüler sich gegenseitig zur Ordnung und Sauberkeit am Arbeitsplatz erziehen.

Wird die regellose Arbeitsweise angewendet, müssen den Schülern zu Beginn des Praktikums außer den notwendigen Arbeitsschutzbelehrungen, Hinweisen über das Verhalten im Praktikum auch die notwendigen Aufgaben für alle ausgewählten Experimente erteilt werden, damit sie sich entsprechend vorbereiten können. Dafür ist eine Unterrichtsstunde notwendig. In dieser ersten Stunde des Praktikums erfolgt auch die Einteilung in Arbeitsgruppen. Wird eine Klasse in 10 Gruppen eingeteilt, wird nachstehende Aufgliederung vorgeschlagen. Zu jeder Stunde lösen die einzelnen Gruppen im Wechsel die vorgesehenen Aufgaben und planen dazu die ausgewählten Experimente.

1. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Wiederholung und Festigung der Kenntnisse über stoffliche und energetische Aspekte der chemischen Reaktionen

Erarbeitung des Einflusses von Reaktionsbedingungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit bei der Reaktion zwischen Kaliumjodid und Wasserstoffperoxid

Nennen von Reaktionsarten mit Beispielen

Planung der Experimente (LB V 34, 35 und 36, S. 150)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der Redoxreaktion zwischen Kaliumjodid und Wasserstoffperoxid bei verschiedenen Temperaturen und Konzentrationen (LB V 1 und 2, S. 167 und 168)

Anfertigen der Protokolle

Lösen einer Aufgabe im Lehrbuch (LB-Aufg. 1, S. 151)

2. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Einfluß der Phasengrenzfläche und Bedeutung positiver und negativer Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit in heterogenen Systemen

Unter diesem Gesichtspunkt erfolgt die Wiederholung der Kenntnisse über den Bau des Ammoniak- und Schwefeltrioxidkontaktofens.

Planung der Experimente (LB V 37 und 38, S. 150)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der Experimente

Anfertigen der Protokolle

Lösen von Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 2, 3 und 4, S. 151)

3. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Definition des chemischen Gleichgewichts

Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Konvertierung von Synthesegas

Planung der Experimente (LB V 39 und 40, S. 151)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der Experimente (LB V 39 und 40, S. 151, und LB V 3, S. 169)

Anfertigen der Protokolle

Eine letzte Titration kann nach dem Unterricht oder in einer größeren Pause erfolgen.

4. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Lösen von Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 6 und 7, S. 151)

Planung des Experiments (LB V 41, S. 151)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung des Experiments

Anfertigen des Protokolls

Schnell arbeitende Schülergruppen können noch ein ähnliches Experiment mit gleichionigem Zusatz durchführen.

Beispiel: Zugabe von festem Ammoniumchlorid zu stark verdünnter Ammoniaklösung, die mit Phenolphthalein versetzt ist.

5. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Wiederholung der Kenntnisse über die theoretischen Grundlagen von Säuren-Base-Reaktionen, Maßanalyse und Hydrolyse
Planung der Experimente (LB V 42 und 43, S. 152)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der Experimente

Anfertigen der Protokolle

Lösen von Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 153)

6. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Lösen von Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 6 und 7, S. 153)

Planung der Experimente (LB V 44 und 45, S. 152)

Arbeit im Unterricht:

Beide vorbereiteten Experimente werden durchgeführt und protokolliert. Eine Aufgabe zur Maßanalyse und eine Aufgabe zur Hydrolyse können in dieser Stunde noch gelöst werden.

7. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Wiederholung der Kenntnisse über Redoxreaktionen. Für die Experimente (LB V 46 bis 54, S. 152 und 153) sind die Reaktionsgleichungen zu entwickeln und die Redoxreaktionen durch die Änderung der Oxydationszahlen zu kennzeichnen.

Arbeit im Unterricht:

Je nach der materiellen Ausstattung der Schule sollten 2 bis 3 Experimente durch den Lehrer ausgewählt werden. Dazu werden - falls erforderlich - kurze Arbeitsanleitungen ausgegeben.

Lösen von Aufgaben im Lehrbuch (LB-Aufg. 8 und 9, S. 153, und LB-Aufg. 1, 2 und 3, S. 155).

8. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Festigen der Kenntnisse über Redoxreaktionen

Aufstellung der chemischen Gleichung für die Redoxreaktion zwischen Eisen(II)-sulfatlösung und Salpetersäure in schwefelsaurer Lösung (Teilreaktion für Nitratnachweis) sowie der Reaktionsgleichungen für einige Experimente (LB V 55 bis 57, S. 153).

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der ausgewählten Experimente.

Anfertigen der Protokolle

Wird die Reaktion zwischen Eisen(II)-sulfatlösung und Kaliumpermanganatlösung in basischer Lösung und in schwefelsaurer Lösung durchgeführt, erkennen die Schüler den dialektischen Zusammenhang zwischen Reaktionsprodukt und Reaktionsbedingungen. Trotz gleicher Ausgangsstoffe entsteht bei veränderten Bedingungen ein anderes Reaktionsprodukt. In dieser Stunde könnte noch die Reaktion zwischen Glukoselösung und einer ammoniakalischen Silbernitratlösung eingesetzt werden (s. S. 178). Bei Nutzung dieses Experiments ist die vorbereitende Hausaufgabe entsprechend zu formulieren.

9. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Wiederholung der Kenntnisse über Substitutionsreaktionen

Vorüberlegungen zu den Experimenten (LB V 60, 61 und 62, S. 154 und 155)

Arbeit im Unterricht:

Durchführung der Experimente (LB V 60 und 62, S. 154 und 155)

Anfertigen der Protokolle

10. Aufgabengebiet

Vorbereitende Hausaufgabe:

Wiederholung der Kenntnisse über Additions- und Eliminierungsreaktionen

Unterschied zwischen Substitutions- und Additionsreaktionen

Entwickeln einer chemischen Gleichung für eine Veresterung

Veresterung der entsprechenden Reaktionsart zuordnen

Planung der Experimente

Entwickeln von Reaktionsgleichungen

Die Schüler sollen sich überlegen, welche Erscheinungen dabei auftreten.

Arbeit im Unterricht:

Der Lehrer entscheidet, welche Experimente von den Schülergruppen durchzuführen und zu protokollieren sind.

Die 12. Unterrichtsstunde kann zur Auswertung des Praktikums benutzt werden. Allgemeine Fehler, die beim Experimentieren aufgetreten sind, sollten genannt und geklärt werden. Das Wesen der einzelnen Reaktionsarten ist von den Schülern zusammenzufassen. Außerdem müssen die Beobachtungen der Experimente gemeinsam gedeutet werden, bei denen das Vorwissen für die Erklärung der Beobachtung nicht vollständig ausreicht.

Dieser Vorschlag für die regellose Arbeitsweise im Praktikum kann je nach den örtlichen Bedingungen, der materiellen Situation der Schule und nach dem Leistungsstand und der Stärke der Klasse variiert werden. So kann die Anzahl der Experimente verringert werden. Dadurch ist eine geringere Stundenanzahl für die praktische Arbeit der Schüler nötig. Entsprechend müßte die Einteilung der Schüler in Gruppen vorgenommen werden. Die Anwendung der regellosen Arbeitsweise bietet den Lehrern einen Vorteil, die an Schulen mit mehreren Parallelklassen unterrichten. Sind an größeren Schulen 2 bis 3 Lehrer in Klasse 12 eingesetzt, so kann die Auswahl der Experimente, die Aufgabenstellung für die Wiederholung der theoretischen Grundlagen und die praktische Vorbereitung (Bereitstellen von Chemikalien und Geräten, Herstellung von Lösungen, Etikettieren) gemeinsam erfolgen. Der gegenseitige Erfahrungsaustausch wird gefördert, und die Arbeit wird für jeden Lehrer erleichtert.

Bei arbeitsteiligem Vorgehen sollte zu Beginn der Stunde eine kurze Überprüfung der theoretischen Grundlagen für die entsprechenden Experimente erfolgen. Deshalb muß der Lehrer für jede Stunde die Aufgaben genau angeben. Die Aufgaben zu den einzelnen Stunden können den entsprechenden Aufgabengebieten entnommen werden, wie sie für die regellose Arbeitsweise angegeben sind (s. S. 180). Bevor die Schüler mit dem Experimentieren beginnen, muß der Lehrer kontrollieren, wie die Schüler ihre Experimente geplant haben, und Hinweise zum Arbeitsschutz geben. Nachdem das praktische Arbeiten beendet ist, müssen die Arbeitsergebnisse der einzelnen Schülergruppen zusammengetragen und ausgewertet werden. Falls dann noch Zeit zur Verfügung steht, können Aufgaben aus dem Lehrbuch zu den entsprechenden Abschnitten gelöst werden.

Aufgliederung der Stunden im Praktikum bei arbeitsteiligem Vorgehen.

1. Stunde: Einweisung ins Praktikum

Verhalten der Schüler - Arbeitsschutzbelehrung
Aufgabenstellung für alle Stunden des Praktikums

2. Stunde: Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration und der Temperatur

Aufgabenstellung und Arbeitsanleitung sind dem Lehrbuch zu entnehmen (LB V 34, 35 und 36, S. 150, und LB V 1 und 2, S. 167 und 168).

3. Stunde: Einfluß des Katalysators und des Zerteilungsgrades der reagierenden Stoffe auf die Reaktionsgeschwindigkeit

4. Stunde: Einstellung des chemischen Gleichgewichts

Der eine Teil der Schülergruppen verestert die angegebene Säure mit dem Alkohol (LB V 39, S. 151). Ein anderer Teil der Gruppen verseift den Ester (LB V 40, S. 151). Das Zusammentragen der Ergebnisse und die Auswertung kann zu Beginn der nächsten Stunde vorgenommen werden. Gleich zu Beginn des Unterrichts müssen die Schüler anfangen zu experimentieren. Eine letzte Titration kann durch zwei Schüler nach dem Unterricht vorgenommen werden.

5. Stunde: Verschiebung der Lage des chemischen Gleichgewichts

Der Zeitaufwand für das Experimentieren ist nicht zu groß, so daß eine Festigung der Kenntnisse der Schüler über Einstellung und Verschiebung der Lage des chemischen Gleichgewichts unter Einbeziehung der Ergebnisse der letzten Stunde erfolgen kann.

6. Stunde: Neutralisationsreaktionen

In dieser Stunde kann jede Gruppe eine andere Titration durchführen. Umso dringender ist das Zusammentragen der Ergebnisse nach dem Experimentieren. Die Schülergruppen, die den Einfluß der verschiedenen Indikatoren untersuchen, sollten gleiche Lösungen mit gleichen Konzentrationen verwenden. Auf sorgfältiges, sauberes und genaues Arbeiten ist zu achten.

7. Stunde: Qualitative Durchführung von Neutralisationsreaktionen zwischen Phenol und Natriumhydroxidlösung sowie zwischen Anilin und Salzsäure

In dieser Stunde können alle Schülergruppen beide Experimente durchführen (LB V 44 und 45, S. 152). Es müßte dann noch genügend

Zeit für eine Zusammenfassung über das Wesen der Säure-Base-Reaktionen vorhanden sein. Eine Aufgabe zur Maßanalyse kann am Ende der Stunde gelöst werden.

8. Stunde: Redoxreaktionen mit zwei Ausgangsstoffen

Das Wesen der Redoxreaktion ist herauszuarbeiten. Die Kenntnisse der Schüler sind so zu festigen, daß die Schüler ihr Wissen in der nächsten Stunde anwenden können.

9. Stunde: Redoxreaktionen mit drei Ausgangsstoffen im Bereich der anorganischen Chemie

10. Stunde: Redoxreaktionen im Bereich der organischen Chemie

Die Reaktion zwischen Glukoselösung und ammoniakalischer Silbernitratlösung (s. S. 178) eignet sich deshalb gut, weil die Schüler außer ihren Kenntnissen über Redoxreaktionen auch ihr Wissen und Können über das Massenwirkungsgesetz und die Komplexverbindungen anwenden und festigen können.

11. Stunde: Substitutionsreaktionen

Die angegebenen Experimente im Lehrbuch (LB V 60 bis 63, S. 154 und 155) können von allen Schülergruppen arbeitsgleich durchgeführt werden. Nachdem die theoretischen Grundlagen überprüft wurden, sollten die Schüler die auftretenden Veränderungen vor dem Experimentieren angeben und erklären.

12. Stunde: Additions- und Eliminierungsreaktionen

Im Lehrbuch sind zu diesem Abschnitt Experimente angegeben, die zum Teil bereits im Praktikum der Klasse 10 durchgeführt wurden (LB V 71 und 72, S. 157). Andere Experimente (LB V 68, 69 und 70, S. 156 und 157) können die Schüler nach entsprechender Arbeitsanleitung durchführen.

7. Abschlußlektion

.1. Hinweise zum Stoffgebiet

In der Abschlußlektion ist den Schülern der Anteil der Chemie am wissenschaftlich-technischen Fortschritt in der Deutschen Demokratischen Republik deutlich zu machen. Dies erfolgt sowohl durch die Nutzung von Vorleistungen aus den Fächern Geschichte und Staatsbürgerkunde als auch durch die Zusammenfassung und Akzentuierung des Wissens aus dem Fach Chemie.

Die Lektion bietet vielseitige Möglichkeiten zu einer schöpferischen Gestaltung des Unterrichts. Dabei gilt es, die Kenntnisse, Fähigkeiten und Überzeugungen der Schüler unter chemischen Gesichtspunkten in den gesamtgesellschaftlichen Zusammenhang einzuordnen. Das erfordert vom Lehrer eine langfristige Vorbereitung. Dazu gehört

- die Nutzung von Kenntnissen und Erfahrungen der Schüler aus der wissenschaftlich-praktischen Tätigkeit
- die Bereitstellung von Kenntnissen aus dem Stoffabschnitt "Entwicklung der Produktion von Plasten, Elasten und Chemiefasern in der Deutschen Demokratischen Republik" der Klasse 11,
- die Vorbereitung eines Schülervortrags über die Aufgaben der chemischen Industrie in den nächsten Jahren.

7.2. Stundenerläuterungen

1. Stunde: Anteil der Chemie am wissenschaftlich-technischen Fortschritt in der Deutschen Demokratischen Republik

Stundenziel

Vermittlung von Kenntnissen über die Anwendung der sozialistischen Wissenschaftsorganisation in der Chemie

Erkennen der perspektivischen Aufgaben der chemischen Industrie für die Entwicklung der Volkswirtschaft

Vertiefung der Überzeugung, daß der wissenschaftlich-technische Fortschritt nur unter sozialistischen Produktionsverhältnissen voll wirksam werden kann

Stundengliederung

1. Entwicklungstendenzen in Wissenschaft, Technik und Produktion
2. Bedeutung der sozialistischen Wissenschaftsorganisation für die Wissenschaft Chemie
3. Klärung der Begriffe "Wissenschaftlich-technischer Fortschritt" und "Wissenschaftlich-technische Revolution"
4. Aufgaben der chemischen Industrie in den nächsten Jahren

Stundenverlauf

Die gegenwärtigen Entwicklungstendenzen in Wissenschaft, Technik und Produktion sind an den tiefgreifenden Umwälzungen in den Naturwissenschaften zu erläutern, die im Bereich der Chemie durch steigende Integration mit anderen Wissenschaften und durch Anwendung moderner Methoden der Wissenschaftsorganisation auf der Grundlage mathematischer und kybernetischer Verfahren sichtbar werden (LV).

Zur näheren Kennzeichnung einzelner Entwicklungstendenzen müssen zunächst die Begriffe "Wissenschaftlich-technischer Fortschritt" und "Wissenschaftlich-technische Revolution" voneinander abgegrenzt werden (UG). In diesem Zusammenhang sollte auch auf die Entwicklung der Wissenschaft Chemie zu einer unmittelbaren Produktivkraft eingegangen werden. Dabei sind die Schüler zu der Einsicht zu führen, daß Forschungsarbeiten nur dann einen hohen ökonomischen Nutzen bringen, wenn sich aus ihnen in kurzer Zeit produktionsreife Verfahren entwickeln lassen (z.B. neue Verfahren zur Herstellung von Chemiefaserstoffen im Jahre 1971).

Als ein wichtiges Merkmal der wissenschaftlich-technischen Revolution sollte aus der Sicht der Chemie die Automatisierung genannt werden. Zur Verdeutlichung lassen sich dazu Beispiele aus der wissenschaftlich-praktischen Arbeit der Schüler einfügen. Vom Lehrer kann die Prozeßsteuerung chemischer Anlagen im Bereich der Erdölverarbeitung angeführt werden. Die Schüler müssen erkennen, daß die Automatisierung auch auf dem Gebiet der chemischen Industrie den Charakter der Arbeit grundlegend verändert.

Im Mittelpunkt des letzten Stundenabschnitts steht die Bearbeitung eines weiteren wichtigen Merkmals der wissenschaftlich-technischen Revolution - die Chemisierung der Volkswirtschaft (SV). Die Auswertung dieses Vortrages erfolgt in der nächsten Stunde. Zu dieser

Stunde sind auch die Kenntnisse der Schüler über die Entwicklung der Produktion von Plasten, Elasten und Chemiefaserstoffen aus Klasse 11 zu reaktivieren.

2. Stunde: Chemisierung der Volkswirtschaft

Stundenziel

Systematisierung der Kenntnisse über die Chemisierung der Volkswirtschaft

Erkennen der Chemisierung der Volkswirtschaft als wesentliches Merkmal der wissenschaftlich-technischen Revolution

Festigung der Überzeugung von der Notwendigkeit der wissenschaftlich-technischen und wirtschaftlichen Zusammenarbeit zwischen der Sowjetunion, der Deutschen Demokratischen Republik und den anderen sozialistischen Staaten

Stundengliederung

1. Merkmale der Chemisierung der Volkswirtschaft
2. Bedeutung der Produktion von Plasten, Elasten und Chemiefaserstoffen für die Chemisierung der Volkswirtschaft
3. Zusammenarbeit der sozialistischen Staaten im Rahmen des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe

Stundenverlauf

Die Stunde beginnt mit der Auswertung des Schülervortrags (UG). Dazu verwenden die Schüler neben ihren Aufzeichnungen zum Vortrag auch die Ausführungen des Lehrbuches (LB, S. 160). Als Ergebnis dieses Stundenabschnitts wird die Chemisierung der Volkswirtschaft als ein weiteres wichtiges Kriterium der wissenschaftlich-technischen Revolution herausgestellt. Danach erhalten die Schüler die Aufgabe, die Merkmale der Chemisierung der Volkswirtschaft unter Verwendung des Lehrbuches zu erarbeiten (LB, S. 160). Die Zusammenfassung erfolgt durch einen Schüler unter Verwendung der angefertigten stichpunktartigen Notizen.

Am Beispiel der Produktion des VEB Leuna-Werke "Walter Ulbricht" kann sodann dargelegt werden, wie die Wissenschaft Chemie über die Produkte eines chemischen Großbetriebes auf andere Bereiche der Volkswirtschaft einwirkt (LV). Weiterhin ist die Einwirkung der Chemie auf die Entwicklung der Textilindustrie, der Landwirt-

schaft und des Bauwesens sichtbar zu machen. Weitere Beispiele ergeben sich aus der Reaktivierung der Kenntnisse über Plaste, Elaste und Chemiefaserstoffe aus Klasse 11 (UG). Dabei sollte vom Lehrer ein Produkt in den Mittelpunkt gestellt werden. So läßt sich am Beispiel des Polyäthylens zeigen, was unter einem strukturbestimmenden Erzeugnis verstanden werden muß. Die Schüler sollen an derartigen Beispielen erkennen, daß moderne Werkstoffe, in großen Mengen und mit hoher Qualität erzeugt, das Wachstumstempo der Arbeitsproduktivität und der Warenproduktion in anderen Industriezweigen - einschließlich der Konsumgüterindustrie - erheblich beschleunigen.

Durch die Abschlußlektion muß nicht zuletzt die Überzeugung der Schüler gestärkt werden, daß die sozialistische ökonomische Integration mit der Sowjetunion und den anderen sozialistischen Staaten eine grundlegende Bedingung für die Bewältigung der wissenschaftlich-technischen Revolution in der Deutschen Demokratischen Republik darstellt. Im letzten Abschnitt der Stunde sollte deshalb deutlich gemacht werden, daß in Auswertung des VIII. Parteitage der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands und der XXV. Tagung des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe unsere chemische Industrie wichtige Aufgaben erhalten hat (LV).

Vom Lehrer ist die langjährige Tradition in der Zusammenarbeit von Spezialisten der Deutschen Demokratischen Republik und der Sowjetunion auf dem Gebiet der Reifenindustrie, bei der Entwicklung und Herstellung von Chemiefaserstoffen und in der Katalyseforschung hervorzuheben. Im Bereich der Faserstoffproduktion, der Düngemittelerzeugung und der Plastikproduktion konnten einige Ergebnisse bereits praktisch genutzt werden. Dazu gehört das Gemeinschaftsprojekt "Polymir 50" zur Produktion von Polyäthylen, das im Jahre 1971 auf der Leipziger Herbstmesse angeboten wurde.

8. Literatur

- (1) Honecker, M.: Wir lehren und lernen im Geiste Lenins. Pädagogik 25 (1970), Heft 8, S. 708.
- (2) Gesetz über das einheitliche sozialistische Bildungssystem. Unser Bildungssystem - wichtiger Schritt auf dem Wege zur gebildeten Nation. Materialien der 12. Sitzung der Volkskammer der DDR und das Gesetz über das einheitliche sozialistische Bildungssystem. Kanzlei des Staatsrates, 1965.
- (3) Offener Brief des Kollegiums des Ministeriums für Volksbildung an alle Pädagogen der Deutschen Demokratischen Republik. Deutsche Lehrerzeitung 18 (1971), Nr. 41, S. 3.
- (4) Weltanschaulich-philosophische Bildung und Erziehung im mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterricht (Beiträge). Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1972.
- (5) Klaus, G. und M. Buhr: Philosophisches Wörterbuch. Band 1 und 2. Bibliographisches Institut, Leipzig 1971.
- (6) Reimann, U.: Über das Schöpferische und seine Förderung im Chemieunterricht unserer sozialistischen Schule. Dissertation B, Berlin 1973.
- (7) Lenin, W. I.: Materialismus und Empirio-kritizismus. Dietz Verlag, Berlin 1965.
- (8) Jäckel, D.: Zur Wissenschaftlichkeit bei der Ableitung des Massenwirkungsgesetzes. Chemie in der Schule 17 (1970), Heft 7, S. 297.
- (9) Jäckel, D.: Zur thermodynamischen Ableitung des Massenwirkungsgesetzes. Chemie in der Schule 17 (1970), Heft 8/9, S. 357.
- (10) Heinig, K.: Zur Geschichte des Massenwirkungsgesetzes. Chemie in der Schule 14 (1967), Heft 8/9, S. 379.
- (11) Heinig, K.: Biographien bedeutender Chemiker. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1968.

- (12) Jäckel, D.: Zur Behandlung des Massenwirkungsgesetzes im Chemieunterricht der allgemeinbildenden polytechnischen Oberschule der DDR. Dissertation, Berlin 1972.
- (13) Sommer, K.: Wissensspeicher Chemie. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1971.
- (14) Schmidt, J.: Aktivierungsenergie und Zusammenhang von Temperatur und Reaktionsgeschwindigkeit. Chemie in der Schule 17 (1970), Heft 12, S. 534.
- (15) Schmidt, J.: Zur zeitlichen Gliederung des Reaktionsablaufs und zum chemischen Elementarakt. Chemie in der Schule 18 (1971), Heft 7, S. 304.

**Kurzwort: 0321 39 Meth. Hinw. Chem. 12
EVP: 6,—**