

Konferenz der Fachbereiche Chemie (KFC)
an den wissenschaftlichen Hochschulen in Deutschland



Abiturwissen Chemie

Der chemische Kernbereich naturwissenschaftlicher
Kompetenzen an der Schnittstelle Schule/Universität

Von der KFC-Plenarversammlung verabschiedete Erklärung

Oldenburg, 1. Juni 2012

Schulabschluss und Chemiestudium

Unser rohstoffarmes Land verfügt nur über eine einzige nachhaltige wirtschaftliche Grundlage: unsere Fähigkeiten in den mathematischen, ingenieurwissenschaftlichen, naturwissenschaftlichen und technischen Disziplinen – den MINT-Fächern. Die Vermittlung und Weiterentwicklung der MINT-Kompetenzen steht daher zu Recht im Fokus der Bildungsangebote der Fachhochschulen und Universitäten. Den Schulen als Vermittlerinnen einer umfassenden Grundbildung kommt im Bildungssystem eine besondere Aufgabe zu. Hier entscheidet sich, ob die Begabung eines jungen Menschen für »sein« oder »ihr« Fach erkannt und so weit gefördert wird, dass sich die weiterführende Ausbildung als richtige Weichenstellung erweist.

Die derzeit zu hohen Abbrecherquoten in den MINT-Fächern und den damit verbundenen Folgen für unsere ökonomischen Grundlagen haben zu einer Reihe von Aktivitäten geführt, die sich zu einem großen Teil auf die Schnittstelle Gymnasium/Universität konzentrieren. Dass gerade diese Schnittstelle aktuell in das Blickfeld gerückt ist, hängt auch mit einem Auseinanderdriften der Kompetenzen der Abiturienten auf der einen Seite und den Anforderungen am Beginn eines universitären Curriculums auf der anderen zusammen. Die Umstellung auf das achtjährige Gymnasium (G8) in einigen Bundesländern hat hierzu beigetragen (ohne dass sich eine achtjährige Gymnasiumsphase generell als nachteilig darstellt).

Alle Hilfen, den Eintritt in die universitäre Ausbildung zu unterstützen, benötigen als Fundament, dass der Schulunterricht in den Fächern Mathematik, Physik, Chemie und Biologie hinsichtlich seiner Qualität und Quantität ein tragfähiges naturwissenschaftliches Weltbild vermitteln konnte. Die geplante und zum kleineren Teil bereits umgesetzte Formulierung von Bildungsstandards ist dabei, vor allem vor dem Hintergrund der föderalen Struktur Deutschlands, ein wichtiger Schritt.

Unter den MINT-Fächern nimmt die Chemie eine besondere Stellung ein. Jede wissenschaftlich-technische Disziplin – von der Medizin über die Lebenswissenschaften zu den Ingenieurwissenschaften – kommt mit der Chemie in Berührung, sobald es um Stoffe und ihre Eigenschaften geht. Den zu formulierenden Bildungsstandards für das Fach Chemie mit dem Abitur als Qualifikationsstufe kommt daher eine vielfache Bedeutung zu. Neben den Kenntnissen, über die ein gebildeter Bürger verfügen sollte, um unser Gemeinwesen verantwortlich mitgestalten zu können, hängt der erfolgreiche Studienbeginn der jungen Menschen, die als Haupt- und Nebenfachstudierende in chemische Curricula eintreten, davon ab, ob sie auf einer hinreichenden Grundlage aufbauen können.

Vor diesem Hintergrund hat sich die Konferenz der Fachbereiche Chemie (KFC)

entschlossen, den chemischen Teil einer naturwissenschaftlichen Weltsicht für ihre Studienanfänger zu definieren. Es wird hiermit die grundsätzliche Position der Fakultäten konkretisiert, dass das Abitur allgemeine Studierfähigkeit ausdrücken muss. **Der Katalog soll** vor allem eine Handreichung für die Lehrplanentwickler der Bundesländer sein, soll aber auch wesentliche Stichworte zu den in der Entwicklung befindlichen Bildungsstandards beitragen. **Der Katalog soll nicht** in irgendeiner Weise ausschließlich verstanden werden. Abiturienten mit Interesse an der Chemie, die anhand des Katalogs Lücken in ihren chemischen Kompetenzen entdecken, soll vielmehr im Gegenteil ein Hilfsmittel in die Hand gegeben werden, diese vor dem Studienbeginn zu erkennen und nach Möglichkeit zu beheben, anstatt sie in frustrierender Weise im ersten Studiensemester zu entdecken und sich zum Studienabbruch gedrängt zu sehen.

Kriterien zur Stoffauswahl

Es scheint unbestritten, dass Studienanfänger des Faches Chemie an einem der deutschen Chemiefachbereiche über solide Grundkenntnisse in den Fächern Mathematik, Deutsch, Englisch, Physik und Biologie verfügen sollten. Wie aber sollte es um die Kompetenzen im Fach Chemie selbst stehen? Ist überhaupt ein detaillierter Kanon nötig oder reicht nicht ein exemplarischer Einblick in das Fach – gerade so viel, dass Interesse geweckt wird und eine Studienentscheidung getroffen werden kann? Hier führt die Lehrpraxis zu einer pragmatischen Position. Denn nur auf den ersten Blick beginnen die einführenden Chemievorlesungen und Praktika bei »Null«. Es ist vielmehr notwendige Praxis, gerade bei den jeweils ersten Einträgen des folgenden Katalogs nicht lange zu verweilen. Studierende ohne Vorkenntnisse haben große Mühe, vor allem solche Lehrinhalte zu verstehen, die sich der Alltagsanschauung entziehen. Der Aufbau der stofflichen Welt aus Atomen, die durch chemische Bindungen zusammengehalten werden, ist ein solcher Wissensbereich, der alles andere als leichte Kost ist und einer wiederholten und hinterfragenden Präsentation auf den verschiedenen Ebenen des schulischen und universitären Unterrichts bedarf.

Für den folgenden Katalog war dies das wichtigste Kriterium. Es wurden solche Punkte zu einem chemischen Kernbereich einer naturwissenschaftlichen Weltsicht zusammengefügt, die sich nach unserer Erfahrung nicht beim ersten Kennenlernen zwanglos in das Wissensgebäude der Lernenden einfügen. Fehlt bei solchen lernkritischen Themen ein erstes Darbieten im Rahmen des Schulunterrichts, gerät das Weiterlernen ins Stocken.

Die Beschränkung auf solche für den Studienbeginn wichtigen Themen hat für den Katalog vor allem zur Folge, dass konkrete Substanzen weitgehend unerwähnt bleiben. Auch wenn wichtige Stoffe aus Natur und Technik sowohl im Schulunterricht als auch in den einführenden universitären Lehrveranstaltungen im Mittelpunkt stehen, wurden sie nicht in den Katalog aufgenommen, da die konkreten Stoffbeispiele austauschbar sind – vor allem, wenn es um die Kompetenzbereiche Erkenntnisgewinnung, Kommunikation und Bewertung geht, die eine exemplarische Behandlung verlangen. Solche Überlegungen haben dazu geführt, dass im Folgenden vor allem der Bereich der mathematisch-physikalisch geprägten Allgemeinen Chemie angesprochen wird.

Lehrerbildung

Obwohl es vor allem die aktuelle Entwicklung neuer G8-Lehrpläne in einigen Bundesländern ist, die nach Auffassung der KFC zu einem zu weitgehenden Abbau wichtiger Lehrinhalte geführt hat, hat die Diskussion der Mitgliedsfakultäten noch einmal sehr deutlich gemacht, dass die derzeitigen Probleme mehrere, zum Teil ineinandergreifende, Ursachen haben. Neben den leidigen Themen Unterrichtsausfall und »Wahlmöglichkeiten«, die tatsächlich einen Zwang zur Abwahl wichtiger MINT-Fächer darstellen, ist es die Entwicklung der Lehrerbildung, die es unserem Lehrernachwuchs schwer macht. Staatsexamensstudienpläne, die für die Ausbildung in jedem Fach ca. drei Semester vorsehen, versetzen auch die engagiertesten Studierenden kaum in die Lage, wichtige Lehrinhalte souverän zu beherrschen und motivierend an Schüler weiterzugeben. Der vorliegende Katalog soll daher nicht nur Abiturienten bei der Einschätzung dienen »*kann ich mich sicher auf diesem Themenfeld bewegen?*«, sondern er soll auch Lehrer bei der Frage unterstützen »*kann ich diese Themen interesseweckend und souverän erklären?*«

Uneinheitlichkeit der Chemie-Lehrpläne

Der Gedankenaustausch zwischen den deutschen Chemiefakultäten hat deutlich gemacht, dass die geltenden Lehrpläne große Unterschiede aufweisen. Während zum Beispiel in gültigen, aber ca. zehn Jahre alten Lehrplänen der neuen Bundesländer die energetische Aufspaltung von d-Orbitalen in einem Ligandenfeld gelehrt wird, wurde der Begriff »Orbital« aus neuen G8-Lehrplänen alter Länder gestrichen. Die von der Kultusministerkonferenz vorgelegten *Einheitlichen Prüfungsanforderungen in der Abiturprüfung Chemie* geben hier aufgrund ihres stark exemplarischen Aufbaus kaum mehr vor, als im Rahmen des *Struktur-Eigenschafts-Konzepts* die Bedeutung der Wechselwirkung zwischen Teilchen zu erwähnen. Für die KFC war diese Unbestimmtheit ein Hauptmotiv, diesen Text zu verfassen. Der folgende Katalog soll daher vor allem dazu beitragen, exemplarisches Lernen nicht mit einer bruchstückhaften Annäherung an die Chemie zu verwechseln – zu bruchstückhaft, als dass sich die Wissensbausteine zu einer schlüssigen naturwissenschaftlichen Weltansicht zusammenfügen könnten.

Der Katalog

Von Beginn an werden in einem universitären Chemiestudium die unterschiedlichen Kompetenzfelder aufgerufen, in denen sich ein Studienanfänger bewegen können sollte. So ist ein typisches erstes Semester an einer deutschen Hochschule gerade im Kernfach ein Wechselspiel zwischen einem schnellen Voranschreiten im Kompetenzbereich Fachwissen (Grundvorlesungen) und dem Erschließen der Kompetenzbereiche Erkenntnisgewinnung, Kommunikation und Bewertung (Praktikum, praktikumsbegleitende Seminare, Präsentation eigener Ergebnisse der Studierenden). Erfolgreichen Studierenden gelingt die Verzahnung der Kompetenzbereiche, indem sie die neuen Fachinhalte, Beobachtungen und Schlussfolgerungen in eine mit dem Schulabschluss erworbene wissenschaftliche Weltansicht einordnen können, deren chemischer Teil – unter Ausschluss stofflicher Details – im folgenden Katalog zusammengestellt ist.

A Der atomare Aufbau der Materie

A-1 Gemisch, Reinstoff, Element, Verbindung

Gemische lassen sich durch Trennverfahren wie Filtration, Destillation oder Chromatographie in **Reinstoffe** zerlegen. Reinstoffe sind durch spezifische Stoffeigenschaften definiert, zum Beispiel durch ihre chemischen und physikalischen Eigenschaften wie Dichte, Schmelzpunkt, Siedepunkt, Brechungsindex, Farbe bei Transmission und diffuser Reflexion. Gasgemische wie Luft und Lösungen sind molekulardispers. Bei chemischen Reaktionen entstehen Stoffe mit anderen Eigenschaften. Reaktionen, bei denen Reinstoffe zerlegt werden, führen zu chemischen **Elementen**, die sich mit den Methoden der Chemie nicht weiter zerlegen lassen. Umgekehrt sind alle bekannten Reinstoffe, die nicht Elemente sind, Verbindungen aus diesen, und zahlreiche Zubereitungen aus Technik und Labor sind Gemische von Reinstoffen.

A-2 Stöchiometrische Gesetze, Atom- und Molekülmasse, Mol

Stöchiometrische Gesetze (Masseerhaltung, konstante und multiple Proportionen) führen zu einer Vorstellung von **Atomen** als den kleinsten, mit einer charakteristischen **Atommasse** behafteten Teilchen eines chemischen Elements. Eine Summenformel codiert daher das Massenverhältnis der beteiligten Elemente. Die Skala der Atommassen beruht auf einem Zwölftel der Masse eines ^{12}C -Atoms als Einheit. Die **Avogadro-Konstante** und der **Molbegriff** stellen den Bezug zur makroskopischen Welt her. Gase haben unter Standardbedingungen näherungsweise das **Molvolumen** des idealen Gases.

$$A_r(\text{H}) = 1,008$$

$$M_r(\text{H}_2) = 2,016$$

Die Formel eines Gases (O, O₂, O₃ oder O₄?) lässt sich aus der Gasdichte berechnen. Reaktionsgleichungen sind Massebilanzen, aus denen Masseverhältnisse berechnet werden und Volumenverhältnisse abgeleitet werden können. Durch den Molbegriff kann die quantitative Zusammensetzung von Gemischen außer durch Einheiten wie Masse-% oder Vol.-% auch in molL⁻¹ angegeben werden.

$$V_{m,g}^{\circ} = 22,4\text{L}$$

B Atombau und chemische Bindung

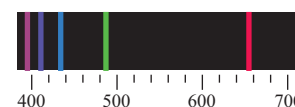
B-1 Atombau

Atome sind aus **Protonen**, **Neutronen** und **Elektronen** aufgebaut. Protonen und Neutronen bestimmen im Wesentlichen die Masse eines Atoms, die Ausdehnung der Elektronenhülle seine Größe. Die Protonenzahl (Elektronenzahl) definiert als **Ordnungszahl** ein chemisches Element, das in verschiedenen **Isotopen** vorkommen kann.

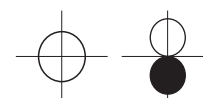
Eine Beschreibung der Elektronenzustände gelingt auf der Grundlage der Quantenmechanik. Die spektrale Zerlegung des von angeregten H-Atomen erzeugten Lichts führt mit dem Bohrschen Atommodell zur Hauptquantenzahl n , mit der die Abfolge der beobachteten Energiewerte beschrieben werden kann.

In einem Atom mit mehr als einem Elektron benötigt die Beschreibung der Elektronenzustände vier Quantenzahlen (**Haupt- und Nebenquantenzahl**, **Bahn- und Spinorientierungsquantenzahl**), die für die Elektronen eines Atoms nicht alle gleich sein können (Pauli-Verbot). Haupt-, Neben- und Bahnorientierungsquantenzahl liegen in hierarchischer Ordnung vor, die sich im Aufbau des **Periodensystems der Elemente** widerspiegelt. Dort zeigt sich auch die Bedeutung der **Valenzelektronen** für die chemischen Eigenschaften und die besondere Stabilität der **Edelgaskonfiguration**. Das Orbitalmodell unterstreicht die Wellennatur der Elektronen. Haupt-, Neben- und Bahnorientierungsquantenzahl bestimmen Zahl und Lage der Knotenebenen der **Orbitale**. Atomeigenschaften wie die Ionisierungsenergie und die Elektronenaffinität spiegeln die verschiedenen Orbitalenergien wider.

¹²C



n, l, m_l, m_s



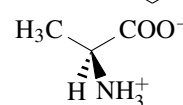
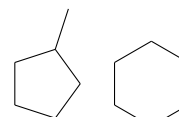
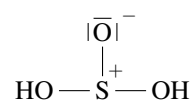
$$E_i(\text{H}) = 13,6\text{eV}$$

B-2 Die kovalente Zweielektronen-Zweizentren-Bindung

Ein über zwei Atomzentren delokalisiertes spingekoppeltes Elektronenpaar ist stabiler als zwei Elektronen in zwei getrennten Atomorbitalen. Lewis-Valenzstrichformeln sind ein geeignetes Mittel, solche 2e-2z-Bindungen (**kovalente Bindungen**, Atombindungen) zu formulieren. Hauptgruppenelemente bringen dabei im Wesentlichen nur ihre s- und p-Orbitale ein, so dass für Hauptgruppenelementverbindungen die **Oktettregel** beachtet wird; s- und p-Orbitale sind die Bausteine zur Beschreibung der Elektronenstruktur einer Hauptgruppenelementverbindung; sie können in verschiedener Weise kombiniert werden (Hybridorbitale bei der Valenzbindungs-methode, Molekülorbitale bei der Molekülorbitalmethode).

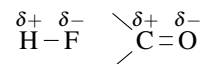
Vielfältiger als andere Nichtmetalle können Kohlenstoffatome in Kohlenwasserstoffen durch C–C-Bindungen zu Ketten und Ringen verknüpft sein und so die Grundgerüste der Organischen Chemie bilden, zu deren großer Zahl die Bildung von **Isomeren** beiträgt. Hierbei spielt die räumliche Ausrichtung der Bindungen um ein Kohlenstoff-

H–H



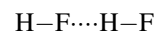
fatom bei der Festlegung von **Konfiguration** und **Konformation** eine wichtige Rolle («Stereochemie«).

Eine ungleichmäßige Elektronendichteverteilung zwischen verschiedenen Atomen wird durch die Differenz ihrer **Elektronegativitäten** quantifiziert. Sind solche polaren Gruppen an Kohlenwasserstoffgerüste gebunden, so bestimmen sie als wichtige **funktionelle Gruppen** die typischen Eigenschaften einer Verbindung.



B-3 Intermolekulare Wechselwirkungen

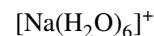
Zwischen polaren Molekülen kommt es zu Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. Gerichtete Bindungen treten bei **Wasserstoffbrückenbindungen** auf, die in Eis oder flüssigem Wasser vorliegen, aber auch in wichtigen Biomolekülen wie Proteinen oder Nucleinsäuren.



Wesentlich schwächer als die Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen sind die auch zwischen unpolaren Baueinheiten wie Edelgasatomen oder Alkanmolekülen wirksamen, durch induzierte Dipole vermittelten **Dispersionswechselwirkungen** (van-der-Waals-Bindungen).

B-4 Die Ionenbindung

Der durch die Bildung kovalenter Bindungen erkennbare Elektronenmangel aller Nicht-Edelgasatome führt bei ausreichender Elektronegativitätsdifferenz zur Bildung von (ungerichteten) **Ionenbindungen**. Ein Kreisprozess zeigt, dass die Bildung der Edelgaskonfigurationen zwar deutlich endotherm ist, dass aber der Gewinn an **Gitterenergie** in der Bilanz zu sehr stabilen Salzstrukturen führt. Die Gitterenergie ist im Wesentlichen eine Coulomb-Energie, die für den Kristall als Summe anziehender und abstoßender Wechselwirkungen größere Werte annimmt als für ein isoliertes Ionenpaar (Madelung-Faktor). Lösen sich Salze in Wasser (oder anderen polaren Lösungsmitteln), so dissoziieren sie, da es zur **Hydratation** (allg. Solvation) kommt, bei der die Gegenionen des Salzkristalls durch Solvens-Dipolmoleküle ersetzt sind. Lösungsvorgänge bei Salzen sind durch ein Wechselspiel zwischen Gitterenergie, Solvationsenthalpie und der Entropieänderung in Kristall und Solvens bestimmt.



B-5 Die Metallbindung

Metalle sind besonders elektronendefizient. Weder eine kovalente Zweizentrenbindung noch eine Ionenbindung führt zu einem stabilen Zustand. Die gemeinsame Nutzung der wenigen Valenzelektronen («Elektronengas») in einer dichtesten oder sehr dichten Kugelpackung führt zu den typischen Metalleigenschaften wie Glanz oder Verformbarkeit, insbesondere zu (bei Temperaturerhöhung abnehmender) elektrischer Leitfähigkeit.

$$\rho(\text{Cu}) = 1,7 \cdot 10^{-8} \Omega \text{m}$$

B-6 Nichtmolekulare Strukturen, Halbleiter

Die räumlichen Strukturen von Metallen und Salzen lassen sich durch geometrische Überlegungen plausibel machen. Bei den Metallen sind es vor allem die höchstsymmetrischen Varianten der dichtestmöglichen Packung gleicher Kugeln, der kubisch- und der hexagonal-dichtesten Kugelpackung, die viele Elementstrukturen umfasst.

Hinzu kommt die kubisch-raumzentrierte Packung. Salzstrukturen können systematisiert werden, indem die Lücken in einer dichtesten Kugelpackung mit der jeweils kleineren Ionensorte gefüllt werden oder indem im Falle nahezu gleich großer Ionen Ordnungsvarianten einer homogenen Kugelpackung erzeugt werden. So lässt sich die CsCl-Struktur als Ordnungsvariante der kubisch-raumzentrierten Packung ableiten, während die **NaCl-Struktur** als oktaederlückengefüllte Variante der kubisch dichtesten Kugelpackung betrachtet werden kann. Das Auffüllen von Tetraederlücken führt zu Strukturen, in denen kovalente Anteile hinzukommen (ZnS) oder allein zur Bindung führen (Diamant). Solche Tetraederstrukturen treten auch bei **Halbleitern** (Si, Ge, GaAs) auf, die oft mit den Metallen den typischen Metallglanz teilen, deren elektrische Leitfähigkeit aber deutlich geringer ist und bei Temperaturerhöhung zunimmt.

$$\rho(\text{Si}) = 2,3 \cdot 10^3 \Omega \text{m}$$

C Thermodynamik und Kinetik

C-1 Energie, Enthalpie, Entropie

Chemische Reaktionen sind mit Stoff- und Energieumsatz verbunden. **Exotherme** und **endotherme** Reaktionen verlaufen unter **Enthalpie**-Abnahme ($\Delta H < 0$) oder -Zunahme ($\Delta H > 0$) des reagierenden Systems. Die Betrachtung der **Entropie**-Änderung (ΔS) ergibt, dass auch endotherme Reaktionen freiwillig ablaufen können, wenn die Änderung der **freien Reaktionsenthalpie** ΔG negativ ist (Gibbs-Helmholtz-Beziehung). Die thermodynamischen Größen sind Zustandsgrößen, die nicht von Reaktionswegen abhängen. Der Bau eines *Perpetuum mobile* ist daher nicht möglich, dafür können durch **Kreisprozesse** unbekannte Größen errechnet werden – zum Beispiel Reaktionsenthalpien, wenn die jeweilige **Standardbildungsenthalpie** der Edukte und Produkte bekannt ist.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

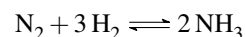
$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ$$

C-2 Das chemische Gleichgewicht

Bei einer chemischen Reaktion wandeln sich Edukte in Produkte um, bis die Gleichgewichtskonstante K eines homogenen (Teil-)Gleichgewichts erreicht ist (Massenwirkungsgesetz). Im Gleichgewicht sind die Enthalpie- und Entropieterme der Gibbs-Helmholtz-Beziehung gleich, die freie Reaktionsenthalpie des Gleichgewichtsgemischs ist Null. Ist die Triebkraft einer chemischen Reaktion groß, hat also die freie Enthalpie ΔG° der Reaktion einen hohen Betrag bei negativem Vorzeichen, ist die Umsetzung wegen der dann großen Gleichgewichtskonstante praktisch irreversibel.

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

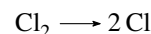
Bei Gasgleichgewichten ist die Druck- und Temperaturabhängigkeit wesentlich (Prinzip vom kleinsten Zwang); die Beschränkung auf homogene Teilgleichgewichte ist bei Fällungsgleichgewichten zu beachten.



C-3 Aktivierungsenergie, metastabile Stoffe, Radikalkettenreaktionen, Reaktionsordnung

Auch freiwillig ablaufende Reaktionen ($\Delta G < 0$) können eine merkliche **Aktivierungsenergie** benötigen. Die Höhe der Aktivierungsbarriere bestimmt die Reaktionsgeschwindigkeit. Gegen Zerfall instabile Stoffe wie NO oder gegenüber der Bildung eines

stabilen Produkts instabile Stoffgemische wie H_2/Cl_2 sind beim Fehlen von Aktivierungsenergie **inert** (»metastabil«), die Reaktion verläuft unmessbar langsam. Verläuft die erwartete Reaktion als Radikalkettenreaktion, lässt sich die Aktivierungsenergie als Energiebedarf der Kettenstartreaktion, oft einer Bindungsdissoziation, molekular deuten.



Weitere Rückschlüsse auf den molekularen Ablauf einer Reaktion lassen sich aus der **Reaktionsordnung** ableiten (0., 1. und 2. Ordnung), der Summe der Exponenten der Konzentrationsterme im **Geschwindigkeitsgesetz**. Der Mechanismus einer Reaktion kann durch Stoffe verändert sein, die nicht in der Bruttogleichung erscheinen. Sie können die Aktivierungsenergie verringern (**Katalysatoren**) oder erhöhen (Inhibitoren). Viele technisch wichtige Reaktionen verwenden Katalysatoren, um die Einstellung des Gleichgewichts zu beschleunigen (Haber-Bosch-Verfahren) oder um eine Reaktion so zu führen, dass – fern vom Gleichgewicht – nach einem erwünschten Teilschritt unterbrochen werden kann (Ostwald-Verfahren).

$$v = kc^2(A)$$

D Chemische Reaktionen

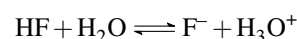
D-1 Sicheres Arbeiten im Labor

Der Umgang mit Chemikalien birgt Gefahren, die aus der stofftypischen Reaktivität herrühren. Regeln zur sicheren Handhabung der **Gefahrstoffe** sind in **Betriebsanweisungen** dokumentiert, welche die Grundlage jeder Tätigkeit im Laboratorium darstellen.



D-2 Säure-Base-Reaktionen

Säure-Base-Reaktionen gleichen Differenzen des Elektronenangebots aus, indem eine elektronendefiziente Komponente (Säure, Elektrophil) mit einem elektronenreicheren Reaktanden (Base, Nukleophil) reagiert. Bei der Reaktion kann ein Säure-Base-Addukt entstehen (Lewis-Säure-Base-Reaktion), das in einem Folgeschritt weiterreagieren kann (nukleophile Substitution, etc.), oder es wird ein Proton von der geringen zur höheren Elektronendichte übertragen (Brønsted-Säure-Base-Reaktion, Protolyse). Protolysen sind Gleichgewichtsreaktionen, die sich durch Kopplung konjugierter Säure-Base-Paare darstellen lassen. Besonders bedeutend ist der Fall wässriger Lösungen wegen des Zusammenspiels mit dem Autoprotolysegleichgewicht des Wassers. Die quantitative Beschreibung basiert auf den Größen pK_a , pK_b , pK_w und pH ; sie gelingt mit einigen Fallunterscheidungen (starke und schwache Säuren und Basen, Ampholyte und Puffer). Indikatoren sind ein besonderer Fall konjugierter Säure-Base-Paare, die aufgrund eines Farbunterschieds von Säure und Base eine Gehaltsbestimmung durch Säure-Base-Titration erlauben. Vor allem in diesem Gebiet ist der Umgang mit Stoffmengen auf der einen und Konzentrationen auf der anderen Seite wichtig.



$$\begin{aligned} K_w &= c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) \\ &= 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2} \end{aligned}$$

D-3 Redox-Reaktionen

Redox-Reaktionen gleichen Differenzen des Elektronenangebots aus, indem eine elektronenaufnehmende Komponente (Oxidationsmittel) einzelne Elektronen von einem elektronenabgebenden Reaktanden (Reduktionsmittel) vollständig übernimmt. Das

Aufstellen von Reaktionsgleichungen von Redox-Reaktionen folgt einem Schema, das die Elektronenübertragung in Abgabe und Aufnahme trennt und nachfolgende Säure-Base-Reaktionen ebenfalls separat behandelt. Die Elektronenübertragung selbst wird durch **Oxidationszahlen** formalisiert. Die quantitative Behandlung von Redoxreaktionen gelingt in einem elektrochemischen Versuchsaufbau, der die freie Enthalpie einer Redoxreaktion als Potentialdifferenz zwischen den Halbzellen der Redoxpartner oder gegenüber einer Standard-Halbzelle misst. Aufgrund der Verknüpfung der meisten Redoxvorgänge mit Säure-Base-Reaktionen sind viele Potentiale pH-abhängig – umgekehrt können pH-Werte elektrochemisch gemessen werden. Große wirtschaftliche Bedeutung haben freiwillig ablaufende Redoxreaktionen in negativem Sinn bei der Korrosion, in positivem Sinn beim Bau von elektrochemischen Spannungsquellen (Akkumulatoren, Batterien). Die erzwungenen Umkehrreaktionen freiwillig ablaufender Redoxreaktionen sind beim Laden der Spannungsquellen von Bedeutung und sie stellen bei der **Elektrolyse** eine wichtige Möglichkeit zur Synthese von Grundchemikalien (Chlor, Natronlauge) und Werkstoffen (Aluminium) dar. In der Technik sind weitere stark endotherme Redoxreaktionen von Bedeutung. Dazu zählen alle Prozesse zur Gewinnung von Gebrauchsmetallen, vor allem Eisen.

Während Säure-Base-Reaktionen oft ohne wahrnehmbare Aktivierungsenergie ablaufen, sind Redoxreaktionen oft durch deutliche Aktivierungsschwellen charakterisiert, sowohl bei direkter Reaktionsführung (Verbrennungen) als auch bei elektrochemischem Aufbau (Überspannung).

D-4 Reaktivität funktioneller Gruppen

Vor allem die Moleküle der Organischen Chemie erlauben es, die Reaktivität eines Stoffes durch charakteristische funktionelle Gruppen zu beschreiben, die einem C–C-gebundenen Gerüst aus Kohlenstoffatomen ihre Eigenschaften aufprägen. Neben den polaren Kohlenstoff-Heteroatom-Gruppen sind dies bei Alkenen, Alkinen und Aromaten lokalisierte und delokalisierte C=C-Doppelbindungen und C≡C-Dreifachbindungen. Typische Reaktionen funktioneller Gruppen sind **Substitution**, **Addition** an Mehrfachbindungen, **Eliminierung** und **Umlagerung**. Benachbarte funktionelle Gruppen modulieren die Reaktivität über ihren Einfluss auf die Elektronenverteilung im Molekül.

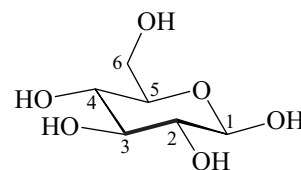
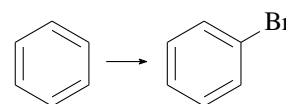
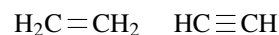
Die Art der funktionellen Gruppen, ihre gegenseitige Wechselwirkung und die räumliche Anordnung in Molekülen sind verantwortlich für die makroskopischen Eigenschaften und damit die Verwendung oder Wirkung von Stoffen im Alltag oder der belebten Natur. Beispiele sind Farbstoffe, Polymere, Kohlenhydrate, Proteine oder Enzyme (Biokatalysatoren). Eigenschaften, Reaktivität und Wirkungsweise von Laborchemikalien oder Naturstoffen (Pharmaka, Farbstoffe, Funktionsmaterialien) ist auf molekularer Ebene identisch.

Technische Anmerkung

Bei den illustrierenden Randnotizen wird die in IUPACs *Green Book* (International Union of Pure and Applied Chemistry: Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry) empfohlene Nomenklatur verwendet.



$$\Delta G^\circ = -zFE^\circ$$



Index

- Addition, 9
- Aktivierungsenergie, 7
- Atom, 4, 5
- Atommasse, 4
- Avogadro-Konstante, 4
- Bahnorientierungsquantenzahl, 5
- Betriebsanweisungen, 8
- Dispersionswechselwirkungen, 6
- Edelgaskonfiguration, 5
- Elektrolyse, 9
- Elektron, 5
- Elektronegativität, 6
- Element, 4
- Eliminierung, 9
- endotherme Reaktion, 7
- Enthalpie, 7
- Entropie, 7
- exotherme Reaktion, 7
- freie Reaktionsenthalpie, 7
- funktionelle Gruppe, 6
- Gefahrstoffe, 8
- Geschwindigkeitsgesetz, 8
- Gitterenergie, 6
- Halbleiter, 7
- Hauptquantenzahl, 5
- Hydratation, 6
- inert, 8
- Ionenbindung, 6
- Isomere, 5
- Isotop, 5
- Katalysator, 8
- Konfiguration, 6
- Konformation, 6
- kovalente Bindung, 5
- Kreisprozess, 7
- Metalle, 6
- Mol, 4
- Molvolumen, 4
- NaCl-Struktur, 7
- Nebenquantenzahl, 5
- Neutron, 5
- Oktettregel, 5
- Orbital, 5
- Ordnungszahl, 5
- Oxidationszahl, 9
- Periodensystem, 5
- Proton, 5
- Reaktionsordnung, 8
- Reinstoff, 4
- Spinorientierungsquantenzahl, 5
- stöchiometrische Gesetze, 4
- Standardbildungsenthalpie, 7
- Substitution, 9
- Umlagerung, 9
- Valenzelektron, 5
- Wasserstoffbrückenbindung, 6