



„Der Chemielehrplan
der Jahrgangsstufe 9
(SG, WSG, MuG)“

Liebe Kolleginnen und Kollegen,

dieses Skript soll an die Skripte zu den Chemielehrplänen der Jahrgangsstufen 10-12¹ der vergangenen drei Jahre anknüpfen und in analoger Weise Ideen und Impulse geben, wie der Chemielehrplan für die Jahrgangsstufe 9 (SG, MuG, WSG) umgesetzt werden kann. Wir würden uns freuen, wenn wir Ihnen dadurch die Neuausrichtung des Unterrichts am Gymnasium erleichtern.

Dieses Skript schlägt Wege durch den Chemie-Unterricht der Jahrgangsstufe 9 vor. An den Stellen, an denen aus didaktischer Sicht unterschiedliche, von der Reihenfolge im Lehrplan abweichende Reihenfolgen möglich sind, werden die Alternativen angegeben.

Das Skript enthält Vorschläge für Stoffverteilungspläne². In der Rubrik „Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans“ haben wir Vorschläge und Hinweise zusammengestellt, die

- die Anknüpfung der Inhalte an den Unterricht der vorausgegangenen Jahrgangsstufen (z. B. in Natur und Technik) zeigen,
- die Angaben im Lehrplan zu den Fachinhalten präzisieren,
- das im Unterricht und in Prüfungen angestrebte Niveau aufzeigen,
- auf geeignete Themen zum Aufgreifen der Basiskonzepte und der Kompetenzbereiche Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung hinweisen und
- weiterführende Literatur und Materialien nennen³.

Es sind nicht zu jedem Lehrplanunterpunkt jeweils alle Aspekte aufgeführt, sondern nur die, die uns bei der Vorbereitung als besonders relevant erschienen.

In der Rubrik „Vorschläge für Experimente“ finden Sie jeweils eine Liste mit Experimenten. Die meisten davon sind in dem Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? – Aber sicher!“ veröffentlicht. Im Schuljahr 2011/12 wurde jedem Gymnasium ein Exemplar dieser Veröffentlichung zugeschickt. Beim Experimentieren sind stets die Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht an den Schulen in Bayern in der jeweils geltenden Fassung zu beachten⁴.

Mit diesem Skript vervollständigen wir eine Sequenz, die den Chemieunterricht aus dem Blickwinkel der Schülerinnen und Schüler am nicht-naturwissenschaftlichen Gymnasium von der Mittelstufe bis zur Abiturprüfung betrachtet. Deswegen wird stets das Augenmerk auf die zentralen Inhalte gelegt, die auf jeden Fall im Unterricht aufgegriffen werden sollen. In den Stoffverteilungsplänen ist auch ausreichend Zeit zum Wiederholen und Üben eingeplant. Selbstverständlich ist, wenn die Zeit dafür zur Verfügung steht, auch eine tiefere Behandlung mancher Themen möglich.

Wir hoffen, dass wir Ihnen mit diesem Skript an der einen oder anderen Stelle einen neuen Blickwinkel auf „bekannte“ Unterrichtsinhalte zeigen können, und wünschen Ihnen zahlreiche interessante Unterrichtsstunden mit Ihren Schülerinnen und Schülern.

Petra Reinold, ISB München
Birger Pistohl, Comenius-Gymnasium Deggendorf
Wolfgang Schwarz, Gymnasium Neutraubling
Markus Zimmermann, Gabriel-von-Seidl-Gymnasium Bad Tölz

¹ Die Skripte stehen als Download unter www.isb.bayern.de zur Verfügung und sind auch in die Link-Ebene des Lehrplans (www.isb-gym8-lehrplan.de) eingepflegt.

² Die Stoffverteilungspläne besitzen Vorschlagscharakter. Die Stundenverteilung weicht geringfügig von der im Lehrplan vorgeschlagenen ab.

³ Die angegebenen Links funktionieren zum Zeitpunkt der Veröffentlichung. Darüber hinaus kann keine Garantie für die Links übernommen werden.

⁴ online unter: <http://www.km.bayern.de/lehrer/unterricht-und-schulleben/sicherheit.html>

C 9.1 Stoffe und Reaktionen

Stoffverteilungsplan⁵

	Lehrplan	Stundenthema
1	Stoffgemische, Reinstoffe	Teilchenmodell, Aggregatzustände, Übergänge
2		Stoffgemisch-Typen, Trennverfahren
3		
4		
5		
6		chemische Verbindung, chemisches Element, Auftreten unterschiedlicher Energieformen, Erhaltung der Energie
7	Energieumwandlung, chemische Reaktion	
8	Analyse	
9	Synthese	
10	Reaktionsenergie als Änderung der inneren Energie, Aktivierung chemischer Reaktionen, Katalyse	exotherme Reaktion
11		endotherme Reaktion
12		Aktivierungsenergie, Katalyse
13	chemische Reaktion als Umgruppierung von Teilchen, chemische Symbol- und Formelsprache	Gesetzmäßigkeiten bei chem. Reaktion
14		Atommodell von Dalton
15		Formelsprache, Atomartensymbole
16		Volumenverhältnisse bei Gasen, Molekülformel
17		
18		Aufstellen von Reaktionsgleichungen mit Molekülreaktionen
19		
20		

⁵ Der Unterpunkt „Atome, Moleküle und Ionen als Bausteine der Reinstoffe“ ist im Skript auf verschiedene Kapitel verteilt.

Stoffgemische, Reinstoffe

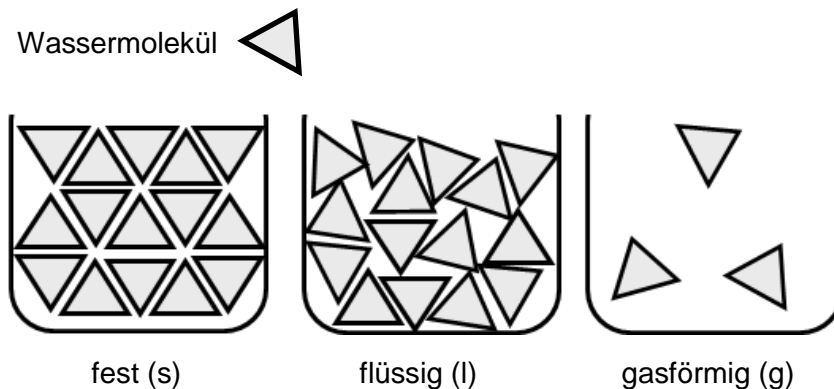
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- NT 5.1.2: „Sie gewinnen eine einfache Vorstellung davon, dass Stoffe aus Teilchen (Atome, Moleküle) zusammengesetzt sind, welche mithilfe einfacher Modelle veranschaulicht und zur Erklärung von chemischen und physikalischen Phänomenen eingesetzt werden.“
- NT 6.1.1: „Dort, wo zum Verständnis Stoffwechselbetrachtungen notwendig sind, greifen die Schüler auf die in der Jahrgangsstufe 5 erworbenen Modellvorstellungen zu Stoff- und Energieumwandlung und ein einfaches Teilchenkonzept zurück.“
- Ph 8.2 Aufbau der Materie und Wärmelehre: Aufbau der Materie, innere Energie

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Wiederholung Teilchenmodell: Erklärung von Phänomenen der Stoffebene auf der Teilchenebene, z. B. Volumenvergrößerung beim Erwärmen eines Luftballons
- Erklärung von Aggregatzuständen und den Übergängen auf der Teilchenebene am Beispiel Wasser:



Bei Darstellung von Teilchen darauf achten, keine Kugeln zu verwenden (Konflikt mit Dalton), sondern Dreiecke, Vierecke, etc.

- Überblick über Stoffeigenschaften: Siedetemperatur ϑ_b in °C, Schmelztemperatur ϑ_m in °C, Dichte (möglicherweise nicht aus NT oder Physik bekannt) und Löslichkeit als Möglichkeiten zur Unterscheidung von Reinstoffen und Gemischen; Betonung der Kenneigenschaften als objektive Reinstoffeigenschaften
Der Fokus soll auf dem Unterschied zwischen Reinstoff und Gemisch liegen: Ein Reinstoff hat definierte Stoffeigenschaften, ein Gemisch nicht.
- Übersicht über homogene und heterogene Gemische: Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel, Lösung, Legierung, Gemenge (\rightarrow Geographie); jeweils Stoff- und Teilchenebene
- Trennverfahren: nur exemplarisch, z. B. Destillation

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Stoff-Teilchen-Konzept: Beobachtungen auf der Stoffebene können nur auf der Teilchenebene erklärt werden. Somit ist eine saubere Differenzierung zwischen Stoff- und Teilchenebene unerlässlich.
- Erstellen von einfachen Versuchsprotokollen (Erkenntnisgewinnung, Kommunikation)

Hinweise auf Materialien und Literatur

- Methodenwerkzeug aus Akademiebericht Nr. 395 „Offene Lernformen im Chemieunterricht“: Zuordnung: Memory - Stoffgemische/Teilchen (S. 249 ff.)

Vorschläge für Experimente

- „Luft ist nicht Nichts“: Wasser wird über einen Trichter in eine abgedichtete Flasche gefüllt. (S)
- Flüssiggas (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05)
- Verflüssigen von Butangas durch Druckerhöhung oder Abkühlung (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05)
- Destillation mit Ampullenflaschen (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05) (S)
- Bestimmung der Dichte eines Bleistiftspitzers (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05) (S)
- Ermittlung der Schmelz- und Erstarrungstemperatur (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05) (S)

chemische Verbindung, chemisches Element

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- NT 5.1.2: „An einigen Beispielen werden die Schüler mit einem propädeutischen Energiebegriff vertraut, indem sie erfahren, dass Vorgänge in der Natur und der Technik mit Energiewandel verbunden sind.“
- NT 6.1.1: „Dort, wo zum Verständnis Stoffwechselbetrachtungen notwendig sind, greifen die Schüler auf die in der Jahrgangsstufe 5 erworbenen Modellvorstellungen zu Stoff- und Energieumwandlung und ein einfaches Teilchenkonzept zurück.“
- Ph 8.1 Die Energie als Erhaltungsgröße: Überblick über verschiedene Energiearten - Prinzip der Energieerhaltung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Energieformen (Strahlungsenergie, elektrische Energie, Höhenenergie, kinetische Energie, chemische Energie) und Energieumwandlung (z. B. elektrische Energie in thermische Energie und Strahlungsenergie in einer Glühbirne, chemische Energie in thermische Energie sowie kinetische Energie bei Tieren)
- Unterscheidung physikalischer Vorgang - chemische Reaktion, z. B. Glühbirnenexperiment: chemische Reaktion als Stoffumwandlung unter Energiebeteiligung
- Analyse: Zerlegen eines Reinstoffes (z. B. Elektrolyse von Wasser oder Thermolyse von Diiodpentaoxid), Formulierung des dazugehörigen Reaktionsschemas (Wortgleichung, nur Betrachtung auf der Stoffebene) und Betrachtung der Edukt- und Produkteigenschaften (z. B. Glimmspan- und Knallgasprobe)
- Synthese eines Reinstoffes (z. B. Verbrennen eines Magnesiumbandes, Synthese von Eisensulfid oder Zinksulfid), Formulierung des dazugehörigen Reaktionsschemas (s. o.) und Betrachtung der Edukt- und Produkteigenschaften

Vorschläge für Experimente

- Brennende Glühbirne (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06), Bezugsquellen für 25-Watt-Glühbirnen im Online-Handel
- Analyse von Diiodpentaoxid (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Eisensulfidsynthese (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Elektrolyse von Wasser (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Synthese von Zinksulfid (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 05)

Reaktionsenergie, Aktivierung chemischer Reaktionen, Katalyse

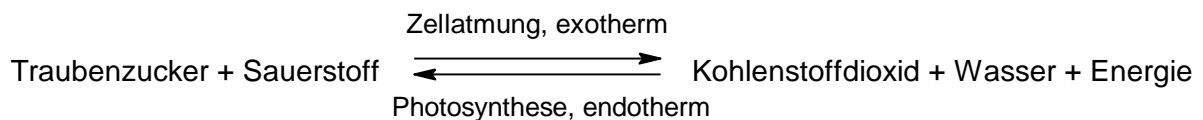
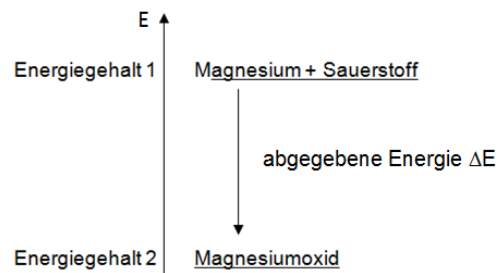
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

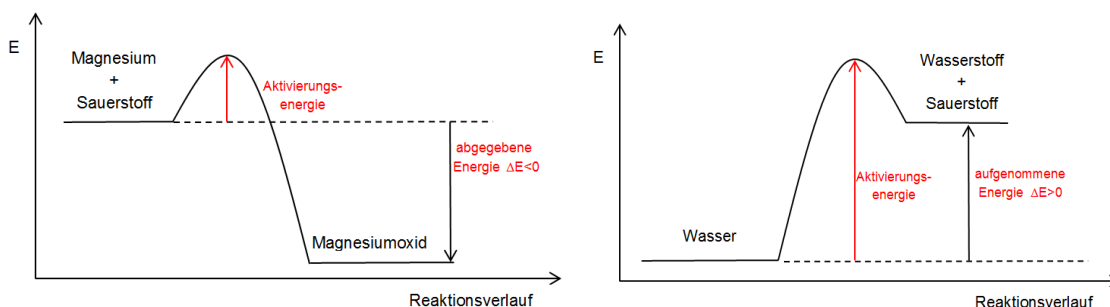
- Ph 8.1 Die Energie als Erhaltungsgröße: Überblick über verschiedene Energiearten - Prinzip der Energieerhaltung
- Ph 8.2 Aufbau der Materie und Wärmelehre: innere Energie

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Reaktionsenergie ΔE
Hinweis: Die Reaktionsenergie ΔE beschreibt die Änderung der inneren Energie des Systems bei Ablauf der chemischen Reaktion. Sämtliche möglicherweise beteiligte Energieformen wie Licht, Wärme, Arbeit sind eingeschlossen. Nicht so bei Betrachtung von ΔH : Bei der Enthalpieänderung wird nur der Wärmeteil ΔQ von der Änderung der inneren Energie ΔU betrachtet. Da die Streuung der Literaturwerte von ΔH zum Teil größer ist als die Unterschiede zwischen ΔH und ΔE derselben Reaktion, wird empfohlen, in der Schule nur noch von ΔE zu sprechen. Die Begriffe exotherm und endotherm gelten dann nicht nur für den Wärmeumsatz, sondern schließen alle Energieformen mit ein. Teilweise verwenden Physiklehrkräfte andere Begriffe und Schreibweisen für die Reaktionsenergie. **Eine Absprache zwischen den Fachschaften bietet sich daher an.**
- Aufgreifen der Versuche zur Analyse und Synthese, um die Begriffe exo- und endotherm einzuführen; Darstellung mit einem einfachen Schema: Als erstes Beispiel für eine endotherme Reaktion empfiehlt sich eine Thermolyse und nicht eine Elektrolyse. Aus dem Biologieunterricht bekannte Beispiele sind Photosynthese und Zellatmung:



- Aktivierungsenergie E_A als Energie, die zugeführt werden muss; Energiediagramme mit Bezeichnung der x-Achse als Reaktionskoordinate oder Reaktionsverlauf (Reaktionszeit ist nicht korrekt, da kein zeitlicher Bezug gegeben ist.)



- Katalysator: senkt E_A und beschleunigt dadurch die Reaktion, geht unverändert aus der Reaktion hervor und ändert nichts an der Reaktionsenergie; Erwähnung des Begriffs Enzym als Biokatalysator; Mechanismus und Differenzierung homogen/heterogen nicht nötig

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Erstellen und Auswerten von Energiediagrammen (Kommunikation)

Vorschläge für Experimente

- Thermolyse von Diiodpentaoxid (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“ Kapitel 06)
- Elektrolyse von Wasser
- Entwässerung von Kupfersulfat-Pentahydrat (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06) (S)
- Zersetzen einer Wasserstoffperoxid-Lösung mit Katalysatorperlen, Braunsteintabletten oder Hefe; Glimmspanprobe (S)
- Zersetzen einer Wasserstoffperoxid-Lösung mit Eisen(III)-nitrat-Lösung (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 21)
- „Hüpfender Schnapsbecher“ (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Kupferchlorid reagiert mit Zink in einer exothermen Reaktion (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06) (S)

Atome, Moleküle und Ionen als Bausteine der Reinstoffe

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Hinweis: Im Anfangsunterricht kann die Existenz und das Entstehen von Ionen nicht mit den bis jetzt behandelten Modellen erklärt werden. Deswegen wird in diesen Umsetzungshilfen auf die Einführung des Ionen-Begriffs bis zur Behandlung des Kern-Hülle-Modells verzichtet.

chemische Reaktion als Umgruppierung von Teilchen, chemische Symbol- und Formelsprache

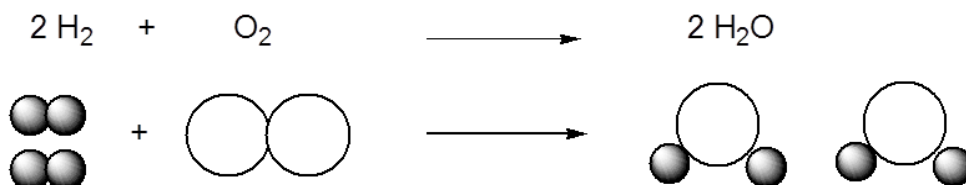
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

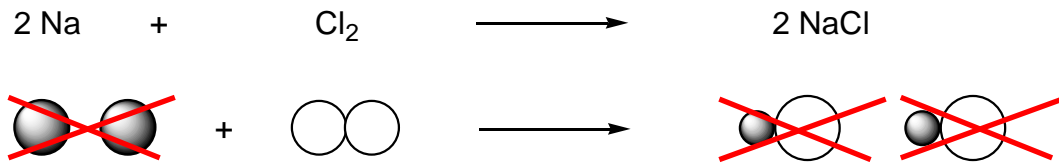
- Experimente zum Massenerhaltungssatz (s. u.): scheinbare Massenänderung vs. Massenerhaltung
- Erklärung der experimentellen Beobachtungen zum Massenerhaltungssatz mithilfe des Atommodells von Dalton: Materie ist aus kugelförmigen Atomen aufgebaut. Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in Masse und Größe.
- Einführung der Atomartensymbole (PSE als Übersicht aller Atomartensymbole), evtl. historischer Exkurs: Gegenüberstellung von Daltons Symbolen und den aktuellen Symbolen aus dem PSE
- chemische Reaktion als Umgruppierung von Teilchen
- Hinweis: Die Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen brauchen nicht thematisiert zu werden. Sie besagen nämlich nur, dass die Elemente in bestimmten chemischen Verbindungen immer im gleichen Massenverhältnis vorkommen. Ihr Begründer, Joseph-Louis Proust, hatte vermutlich keine Vorstellung vom Aufbau der Materie aus Teilchen. Deshalb sollte man direkt vom Massenerhaltungssatz zum Dalton-Atommodell übergehen.
- Einführung der chemischen Formelsprache an molekularen Verbindungen

Hinweis:

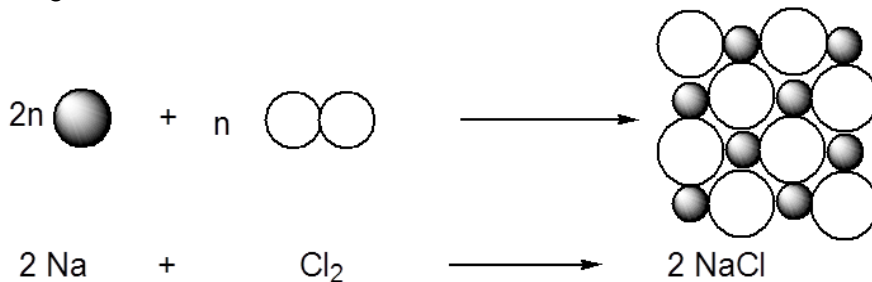
Reaktionsgleichungen mit Molekülen geben die Situation auf der Teilchenebene 1:1 wieder:



Bei Salzbildungsreaktionen erzeugt die Reaktionsgleichung ohne genaue Kenntnisse über Ionen, Ionenbindung und Ionengitter bei den Schülerinnen und Schülern die Fehlvorstellung „Salzmoleküle“:



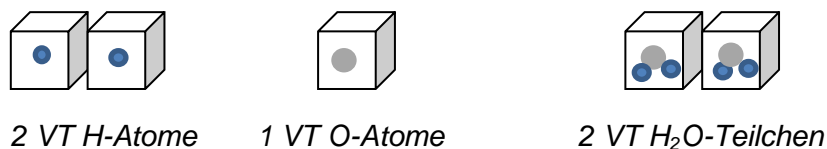
Die Darstellung auf der Teilchenebene lässt sich nur im Verhältnis stöchiometrisch wiedergeben.



Diese Schwierigkeiten lassen sich umgehen, wenn Reaktionsgleichungen an Molekülreaktionen eingeübt werden. Die Reaktionsgleichungen mit Salzen/Ionen können nach dem Atombau beim Thema Salze behandelt werden.

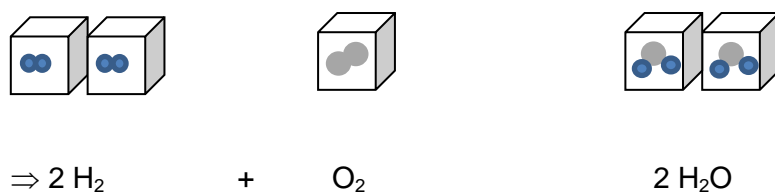
- Unterscheidung der Stoff- und Teilchen-Ebene:
 - H_2O heißt auf Stoffebene „der Stoff Wasser“.
 - H_2O heißt auf Teilchenebene „ein Wassermolekül“.
- Volumenverhältnisse von Gasen und der Satz von Avogadro: Erarbeitung der Zweiatomigkeit von H_2 , O_2 , N_2 , Hal_2 :
 - 1808 Gay-Lussac (1808): *Die Volumenverhältnisse, in denen sich Gase an chemischen Reaktionen beteiligen, können durch kleine ganze Zahlen ausgedrückt werden.*
 - Satz von Avogadro (1811): *Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten bei gleichen Temperaturen und gleichen Drücken gleich viele Gasteilchen.*

Anwendung auf Wassersynthese: Schaffung eines kognitiven Konflikts



(VT = Volumenanteil)

Lösung: Wasserstoff und Sauerstoff liegen als zweiatomige Moleküle vor.



- Bedeutung von Koeffizienten und Indices, mögliche Unterstützung durch Verwendung von kleinen, bunten, steckbaren Kunststoffklötzchen

- Erstellen einer Reaktionsgleichung:
 1. Notieren aller Edukte und aller Produkte in Formelschreibweise mit Angabe der Phasensymbole s, l, g, aq. Zwischen Edukt(en) und Produkt(en) steht der Reaktionspfeil.

$$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
 2. Ausgleichen der Atombilanz durch das Einfügen von Koeffizienten. Die Indices dürfen nicht verändert werden, das würde eine Änderung des Teilchens bedeuten.

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
 blau: Koeffizient, rot: Index
 Auf beiden Seiten des Reaktionspfeils sind die gleichen Atome in gleicher Anzahl, aber in verschiedenen Gruppierungen verzeichnet.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Experimente zur Massenerhaltung (Erkenntnisgewinnung)
- Stoff-Teilchen-Konzept: Darstellung chemischer Reaktionen mit Reaktionsgleichungen

Hinweise auf Materialien

- Methodenwerkzeug zum Erlernen von Reaktionsgleichungen im Akademiebericht Nr. 395 „Offene Lernformen im Chemieunterricht“: Sprech- und Denkblasen: Aufstellen von Reaktionsgleichungen, S. 24f.

Vorschläge für Experimente

- Massenänderung einer brennenden Kerze (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Massenzunahme bei der Eisenverbrennung (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)
- Massenerhaltung bei chemischen Reaktionen (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher!“, Kapitel 06)

C 9.2 Atombau und gekürztes Periodensystem der Elemente (PSE)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Kern-Hülle-Modell: Proton, Neutron, Elektron	Elementarladung von Teilchen, Abstoßung/Anziehung, Rutherfordscher Streuversuch, Aufbau des Atomkerns, Nukleonen, Isotope, $A = Z + N$, Symbolschreibweise für Isotope
2		
3		
4	Elektronenkonfiguration, Ionisierungsenergie	Bedeutung der Ionisierungsenergie, Energiestufen
5		
6	Valenzelektronen, Valenzstrich-Schreibweise	vereinfachtes Orbitalmodell, Symbolik der Valenzstrichschreibweise, Darstellung der Valenzelektronenkonfiguration für Atome
7		
8	Ordnung der Elemente, Vorstellen alltagsrelevanter Elemente und Verbindungen	Einteilung der Elemente in Perioden und Gruppen (Hauptgruppen des PSE)
9		
10	Ionisierung von Metall- und Nichtmetallatomen: Kation, Anion, Edelgaskonfiguration	Metallatome als Elektronendonatoren, Nichtmetallatome als Elektronenakzeptoren, Edelgasregel
11		

Kern-Hülle-Modell: Proton, Neutron, Elektron

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jahrgangsstufen 5-8

- NT 7.1.1 Elektrischer Strom: Strom als Bewegung von Ladungen, einfaches Atommodell
- Ph 8.3 Elektrische Energie: Elementarladung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Kern-Hülle-Modell: Rutherfordscher Streuversuch (kein Rosinenkuchen-Modell nach Thompson), „ α -Teilchen“ als positiv geladene Heliumatome (keine Ionenschreibweise, keine Kernchemie); Elementarteilchen in einem Atom: Protonen, Neutronen, Elektronen; Größen- und Massenverhältnis Kern-Hülle
- Ordnungszahl Z = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen, Neutronenzahl N , Nukleonenzahl A
- Symbolschreibweise ${}^A_Z X$, z. B. ${}^{12}_6 C$
- $A = Z + N$
- Unterscheidung Elemente und Isotope

Vorschläge für Experimente

- Entstehung von Reibungselektrizität zwischen Papier und Folie
- verschiedene Anziehungskräfte (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 04)
- Streuversuch von Rutherford (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 04)

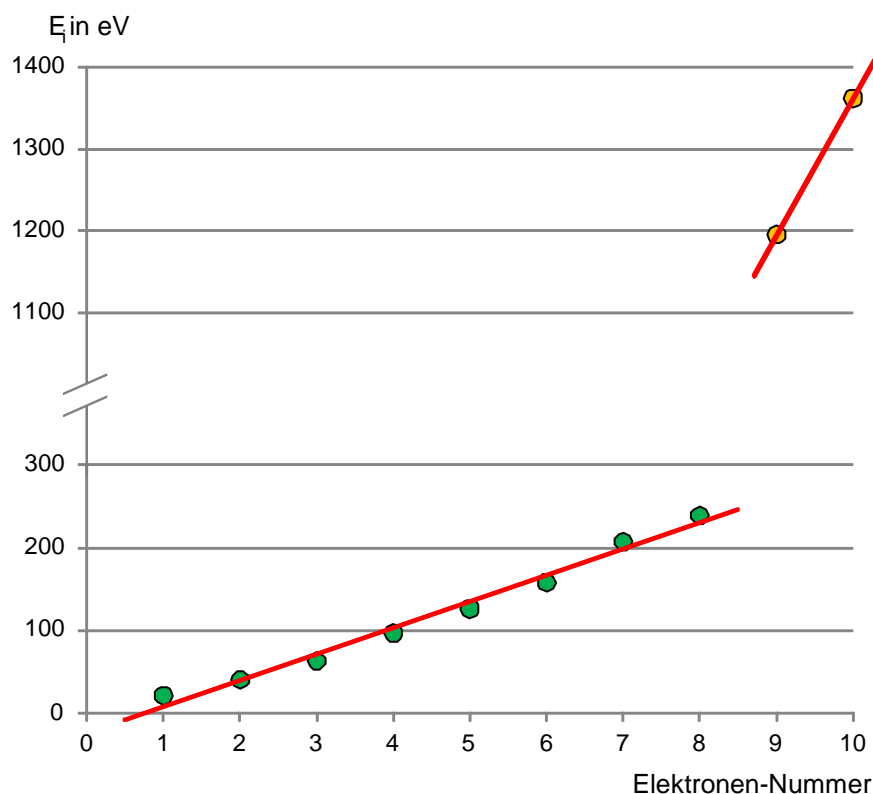
Elektronenkonfiguration, Ionisierungsenergie

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

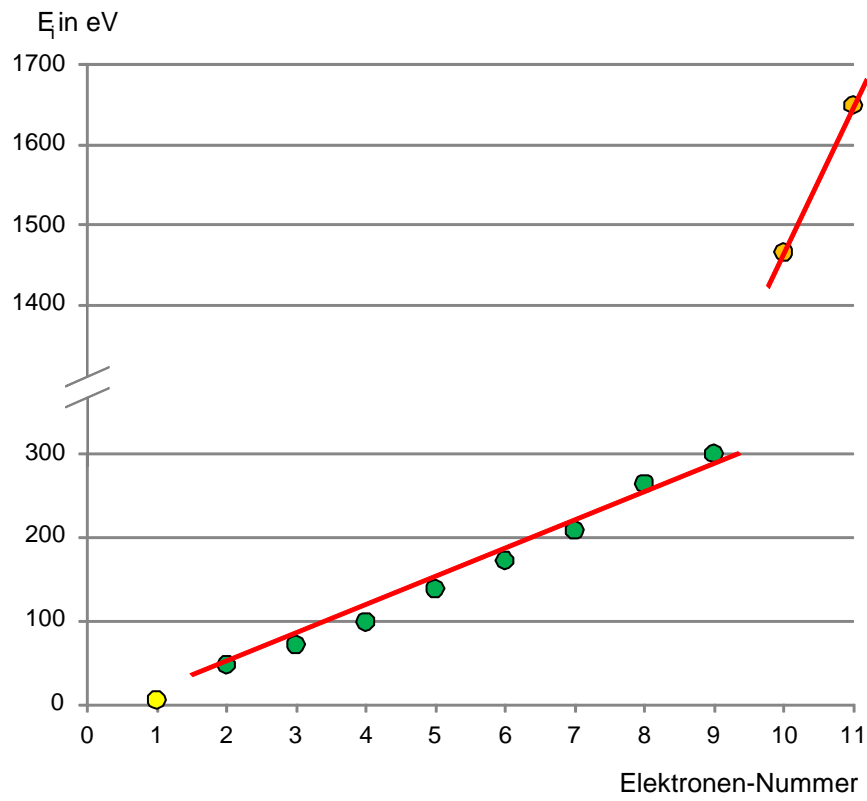
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Auswertung von Diagrammen, Einteilung von Elektronen nach Energiestufen aufgrund von Ionisierungsenergien
- Herausarbeitung folgender Effekte:
 - a) Anstieg der Ionisierungsenergien eines Elements aufgrund der zunehmenden Ladungsdifferenz zwischen Kern und Hülle
 - b) Zuordnung der Elektronen zu verschiedenen Energiestufen
 - c) Beispiele:

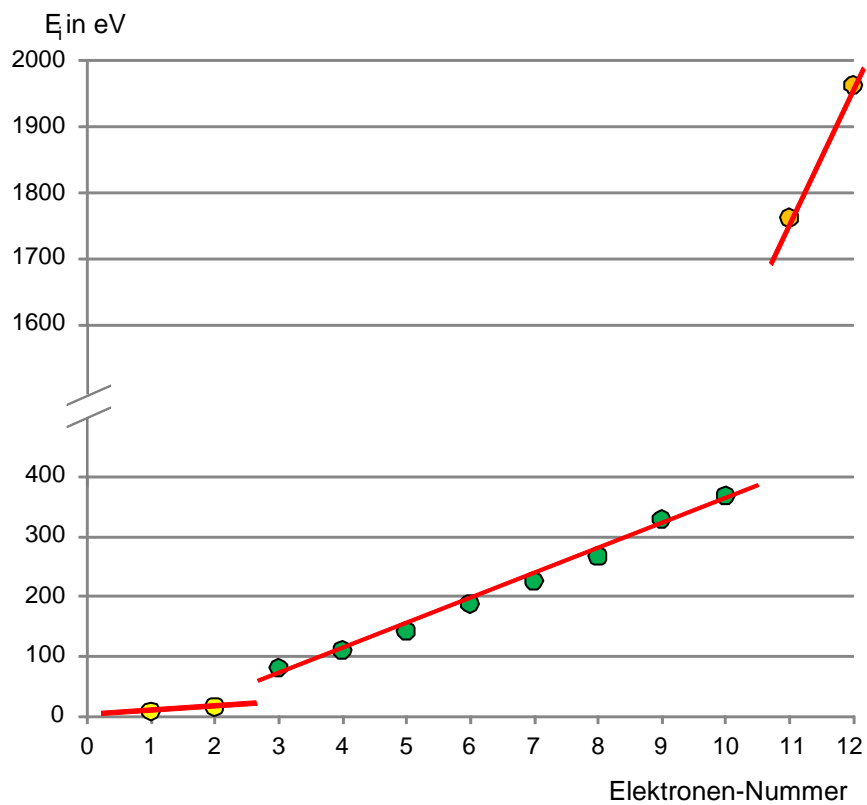
Neon



Natrium



Magnesium



- Erweiterung des Kern-Hülle-Modells zum Energiestufenmodell:

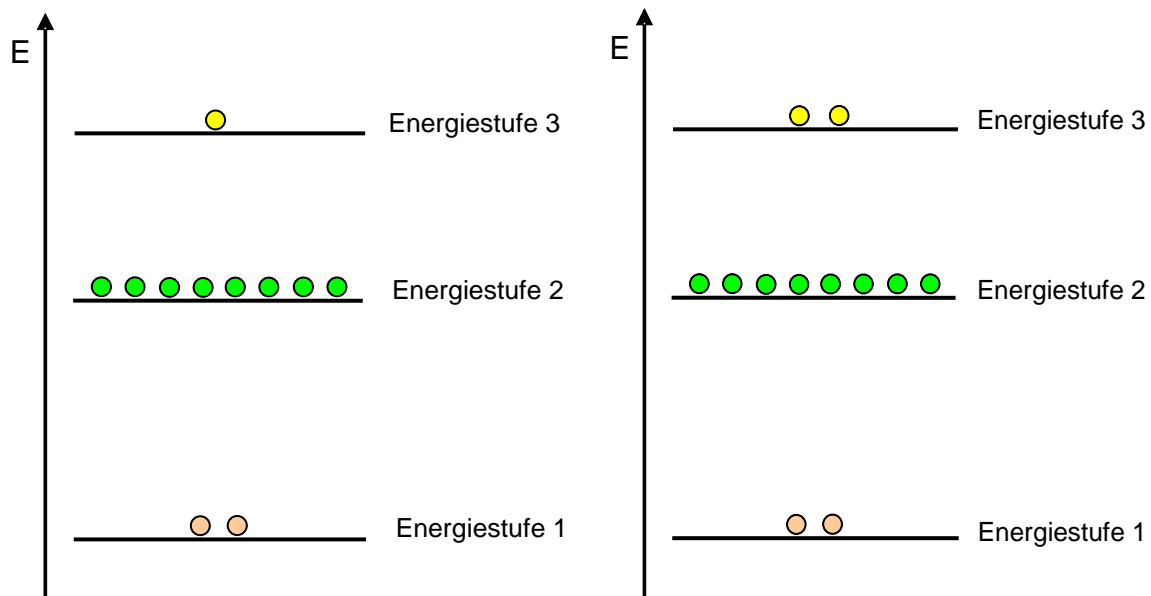


Abb.: Energiestufendiagramm für ein Natrium-Atom (links) und ein Magnesium-Atom (rechts)

- Elektronenkonfiguration: Verteilung der Elektronen auf die Energiestufen 1, 2, 3, ... (K, L, M, ... in handelsüblichen Periodensystemen)

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Auswerten von Diagrammen (Kommunikation)

Valenzelektronen, Valenzstrich-Schreibweise

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans:

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- vereinfachtes Orbitalmodell:
 - Orbital als Aufenthaltsraum für Elektronen (Kugelwolken-Modell für Orbitale)
 - Jede Kugelwolke fasst maximal zwei Elektronen.
 - Die höchste Energiestufe enthält maximal 8 Elektronen in 4 Kugelwolken (Ausnahme: Wasserstoff und Helium mit maximal 2 Elektronen).
 - Kugelwolken werden zunächst mit einem Elektron und dann mit einem zweiten besetzt.
- Darstellung eines vereinfachten Orbital-Modells:
Wasserstoff: Atomkern in der Mitte, Elektronenhülle mit einem Elektron in **Energiestufe 1**.

Element	Darstellung	Beschreibung
Wasserstoff		Atomkern in der Mitte, Elektronenhülle mit 1 Elektron in Energiestufe 1 : ein einfach besetztes Orbital
Helium		Elektronenhülle mit 2 Elektronen in Energiestufe 1 : ein doppelt besetztes Orbital

Lithium		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen, Energienstufe 2 mit 1 Elektron besetzt (ein einfach besetztes Orbital)
Beryllium		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen, Energienstufe 2 mit 2 Elektronen besetzt (zwei einfach besetzte Orbitale)
Bor		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen, Energienstufe 2 mit 3 Elektronen besetzt (drei einfach besetzte Orbitale)
Kohlenstoff		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen, Energienstufe 2 mit 4 Elektronen besetzt (vier einfach besetzte Orbitale)
Stickstoff		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen, Energienstufe 2 mit 5 Elektronen besetzt, davon 1 Orbital doppelt besetzt
Sauerstoff		Energienstufe 1 mit 2 Elektronen besetzt, Energienstufe 2 mit 6 Elektronen besetzt, davon 2 Orbital doppelt besetzt
Magnesium		Energienstufen 1 und 2 voll besetzt, Energienstufe 3 mit 2 Elektronen in zwei einfach besetzten Orbitalen
Chlor		Energienstufen 1 und 2 voll besetzt, Energienstufe 3 mit 7 Elektronen besetzt

Anmerkung:

Das in der Fachwissenschaft übliche Orbitalmodell und die damit verbundene Bindungs-erklärung (LCAO, HOMO vs. LUMO) erweist sich als zu komplex für den Einsatz im Unterricht. Das früher in Grund- und Leistungskursen verwendete Modell der Hybridisierung betrachtete auch nur die bindenden Molekülorbitale und vernachlässigte die antibindenden. Das einfache Elektronenwolkenmodell oder Kugelwolkenmodell verbindet die Vorstellung von Aufenthaltsräumen von Elektronen mit der VSEPR-Theorie. Im Prinzip liegt bei dem Elektronenwolkenmodell eine „ sp^3 -Hybridisierung“ vor. Jede Valenz-Energiestufe ist in 4 gleiche Kugelwolken bzw. Orbitale strukturiert, die aus Gründen der elektrostatischen Abstoßung zuerst mit einem Elektron und ab dem 5. Elektron dann doppelt besetzt werden.

Somit sind maximal 8 Valenzelektronen möglich: Edelgaskonfiguration, Oktett. Der innere Aufbau der Atomhülle wird nicht betrachtet, für die chemischen Reaktionen sind die Valenzelektronen entscheidend.

- Valenzelektronen als Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe, in den äußersten Orbitalen
- Symbolik der Valenzstrichschreibweise, Darstellung der Valenzelektronenkonfiguration für Atome:

H·							He
Li·	·Be·	·B·	·C·	·N	·O·	·F	Ne
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P	·S·	·Cl	Ar

- Folgende Aspekte sind nicht im Lehrplan verankert: Bohrsches Atommodell, Differenzierung in s-, p-, d-, f-Orbitalen, Nebengruppenelemente, Kästchenschreibweise. In diesem Skript wird bewusst auf diese Inhalte verzichtet. Sie sollen im Unterricht nicht aufgegriffen werden.

Hinweise auf Materialien und Literatur

- „Hotelmanagement“ - ein Modell für ein Atommodell (nach H. Scheible, R. Marx in: *Naturwissenschaften im Unterricht Chemie* 13(2002) 67, S. 24-26)

Vorschläge für Experimente

- Flammenfärbung von Alkali- und Erdalkalimetallsalzen (S)

Ordnung der Elemente im PSE, Vorstellen alltagsrelevanter Elemente und Verbindungen
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Anzahl der Valenzelektronen von Hauptgruppenelementen entspricht der Gruppennummer, höchste besetzte Energiestufe entspricht der Periodennummer
- ausschließlich phänomenologische Betrachtung der Eigenschaften einiger Gruppen (z. B. Edelgase, Alkalimetalle, Halogene): Reaktivität, Verwendung im Alltag, z. B. Xenonlicht, Neonröhre, Heliumballon, brennende Lithiumakkus, Desinfektionsmittel Chlor

Vorschläge für Experimente

- Reaktionen von Alkalimetallen mit Wasser (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 07)

Ionisierung von Metall- und Nichtmetallatomen: Kation, Anion, Edelgaskonfiguration

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Edelgaskonfiguration: Elektronenoktett bzw. -duplett ist erreicht.
- Die Edelgasregel besagt, dass Atome bei einer Veränderung der Valenzelektronenzahl in einer chemischen Reaktion Edelgaskonfiguration erreichen.
- Da nun geeignete Modelle bekannt sind, können Ionen als weitere Bausteine der Materie eingeführt werden:
 - Metallatome sind Elektronendonatoren und bilden Kationen (Teilchen mit positiver Ladung):



- Nichtmetallatome sind Elektronenakzeptoren und bilden Anionen (Teilchen mit negativer Ladung):



- Ableitung der Ladung aus dem PSE, weitere Beispiele für die Ionisierung von Metallatomen zu Kationen (Li^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}) und Nichtmetallatomen zu Anionen (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , O^{2-} , S^{2-})

C 9.3 Chemische Bindung: Salze - Ionenbindung

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Synthese eines Salzes aus einem Metall und einem Nichtmetall	Elektronenübergang, Aufstellen von Reaktionsgleichungen, Verhältnisformeln von Salzen, Benennung von Salzen
2		
3		
4	Eigenschaften, Erklärung der Eigenschaften	Kristalle und Kugelmodell, Kristallinität, Schmelztemperatur, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit von Lösungen und Schmelzen
5		
6		

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jahrgangsstufen 5-8

- NT 5.1.2 Stoffe und Materialien
- Ph 8.3 Widerstände

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Elektronenübergänge bei der Kochsalzsynthese mit Teilgleichungen
- Reaktionsgleichungen für Salzbildungsreaktionen, Ionenschreibweise verwenden statt Verhältnisformel, z. B. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$
- Unterschied Molekülformel – Verhältnisformel (vgl. Hinweis zu „chemische Formelsprache“ in 9.1), weitere Verhältnisformeln von Salzen auch mit Molekül-Ionen (Nitrate, Sulfate, Carbonate, Phosphate; Valenzstrichformeln nicht nötig)
- Nomenklatur von Salzen, z. B. Eisen(II)-chlorid
- Ionenbindung als ungerichtete Anziehung zwischen Kationen und Anionen
- Betrachtung eines Salzkristalls auf Stoffebene und Teilchenebene: Ionengitter als Kugelmodell (keine Gittertypen, keine Kugelpackungen); Hinweis: Möglichst kein Gittermodell verwenden, da die Striche/Stäbe zwischen den Ionen leicht als Bindungen fehlinterpretiert werden.
- Eigenschaften von Salzen: Kristallinität, Schmelztemperatur, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit von wässrigen Lösungen und Schmelzen
- Anstatt am Ende des Schuljahres könnte der Lehrplanpunkt „C 9.4 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen“ auch an dieser Stelle unterrichtet werden.

Vorschläge für Experimente

- Kochsalzsynthese (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 07)
- Bildung von Kochsalzkristallen in der Petrischale (**S**)
- Kristallbildung (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 05) (**S**)
- Leitfähigkeit (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? - aber sicher!“, Kapitel 07) (**S**)

C 9.3 Chemische Bindung: molekular gebaute Stoffe – Elektronenpaarbindung

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Elektronenpaarbindung	Elektronenwolkenmodell, Bildung der Bindung durch Überlappung von Orbitalen
2	Valenzstrichformel	Aufstellen von Valenzstrichformeln
3		
4	Einfach- und Mehrfachbindung	Aufstellen von Valenzstrichformeln
5		
6	Darstellung und Eigenschaften eines Nichtmetalls	Chlor: Darstellung und Eigenschaften
7		
8	Vielfalt molekular gebauter Stoffe	Vorstellung wichtiger Vertreter aus Natur und Technik (Nährstoffe, Kunststoffe, Grundchemikalien etc.)
9		

Elektronenpaarbindung

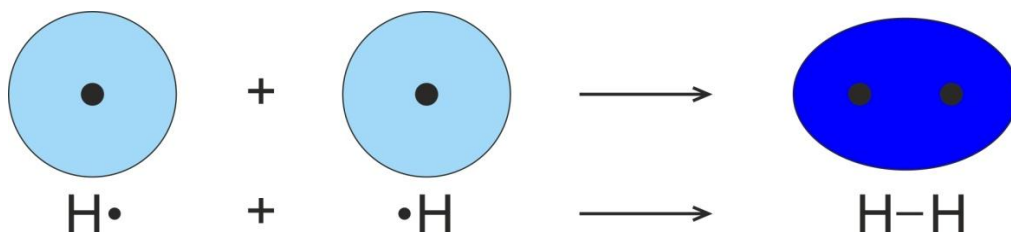
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

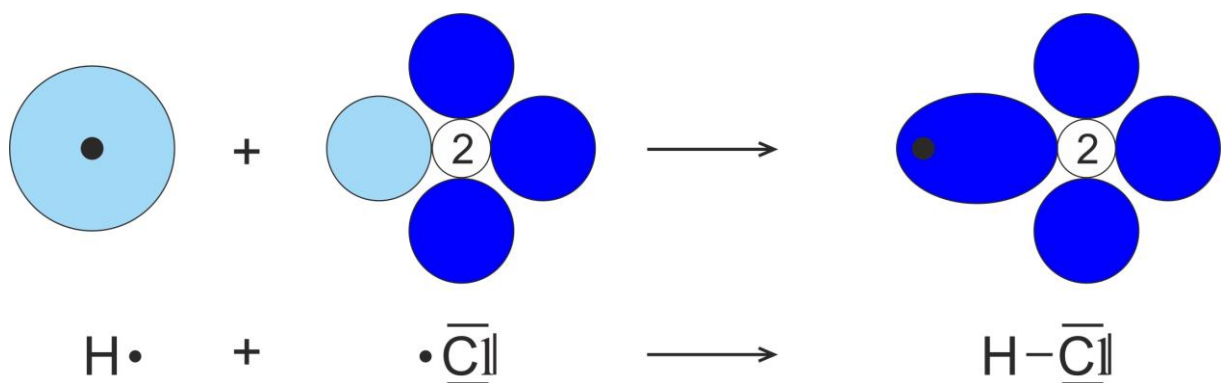
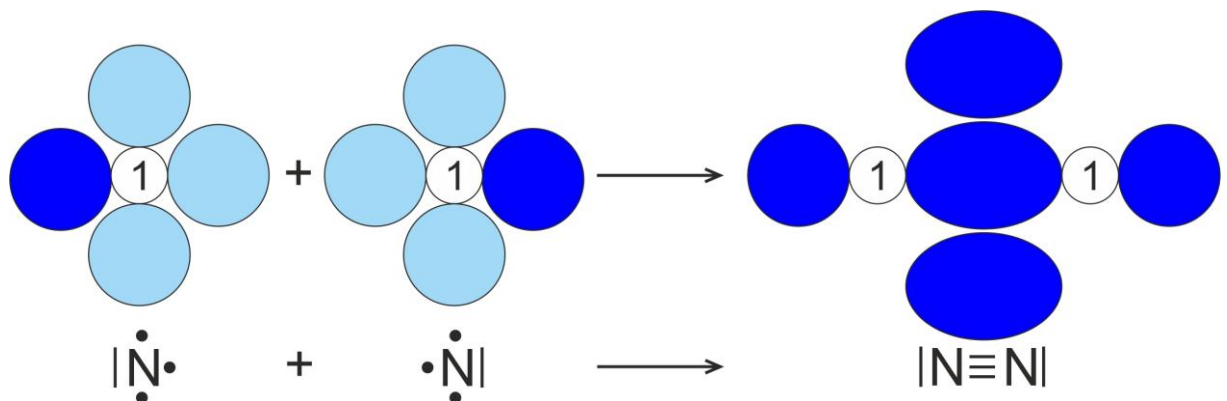
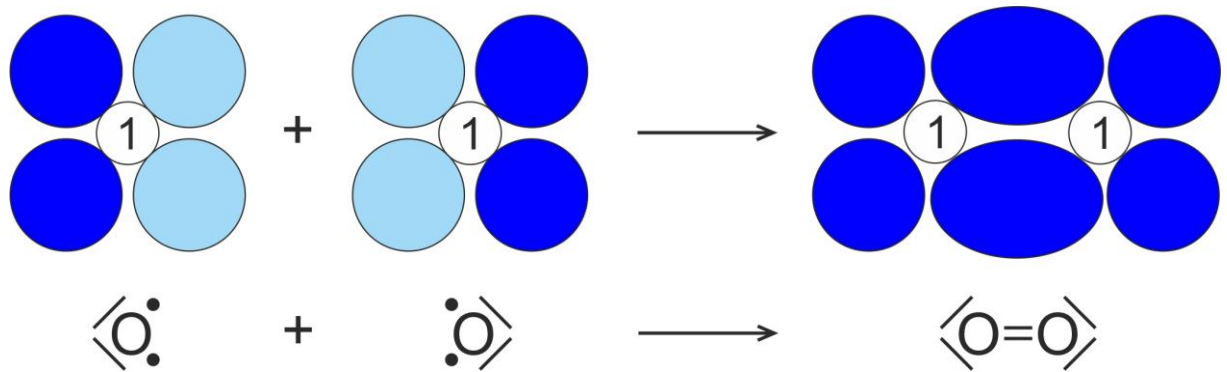
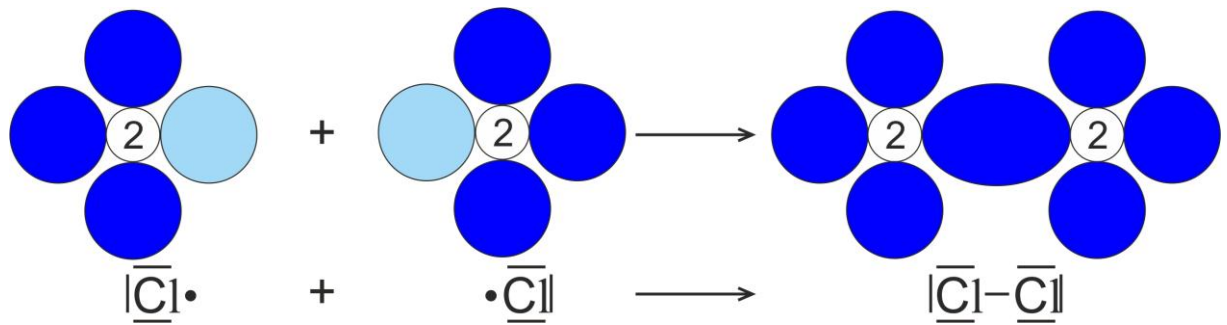
Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- Ph 8.2 Aufbau der Materie und Wärmelehre

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Molekulare Stoffe sind aus Nichtmetallatomen aufgebaut.
- Atombindung als gerichtete Bindung zwischen zwei Nichtmetallatomen
- Mithilfe des Elektronenwolken-Modells kann das Entstehen von Elektronenpaarbindungen veranschaulicht werden:
 - Jedes mit einem Elektron besetzte Orbital (hellblau, kreisförmig) geht eine Atombindung ein und es entsteht somit ein bindendes Elektronenpaar (dunkelblau, oval).
 - Jedes mit zwei Elektronen besetzte Atom-Orbital ist ein nicht bindendes Elektronenpaar (dunkelblau, kugelförmig).





- Herleitung der "Bindigkeit" der Atomarten aus dem PSE
- weitere einfache Moleküle in der Valenzstrichschreibweise (z. B. CH_4 , CH_2O , C_2H_6 , C_2H_4), Molekül-Ionen und Moleküle mit ungepaarten Elektronen sowie Formalladungen sind nicht nötig
- Einfach-, Doppel-, Dreifachbindung
- Üben der Regeln zur Aufstellung von Valenzstrichformeln (z. B. alle Isomere mit der Summenformel $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$)

Vorschläge für Experimente

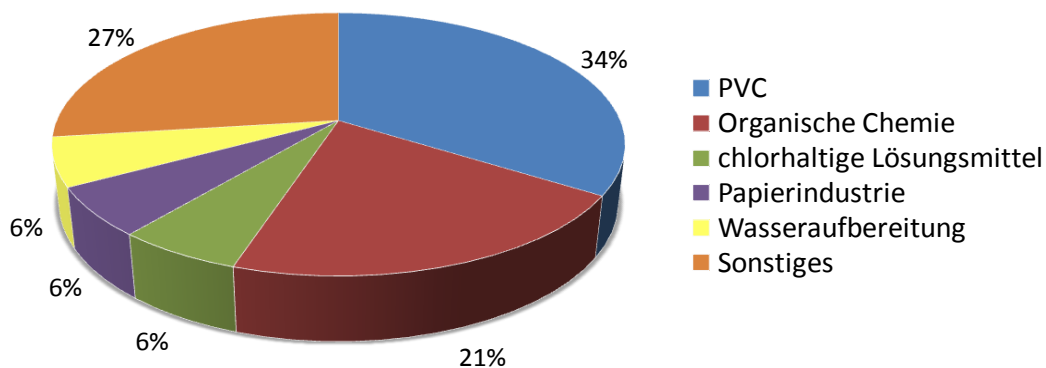
- Arbeiten mit Molekülbaukästen

Vielfalt molekular gebauter Stoffe, Darstellung und Eigenschaften eines Nichtmetalls

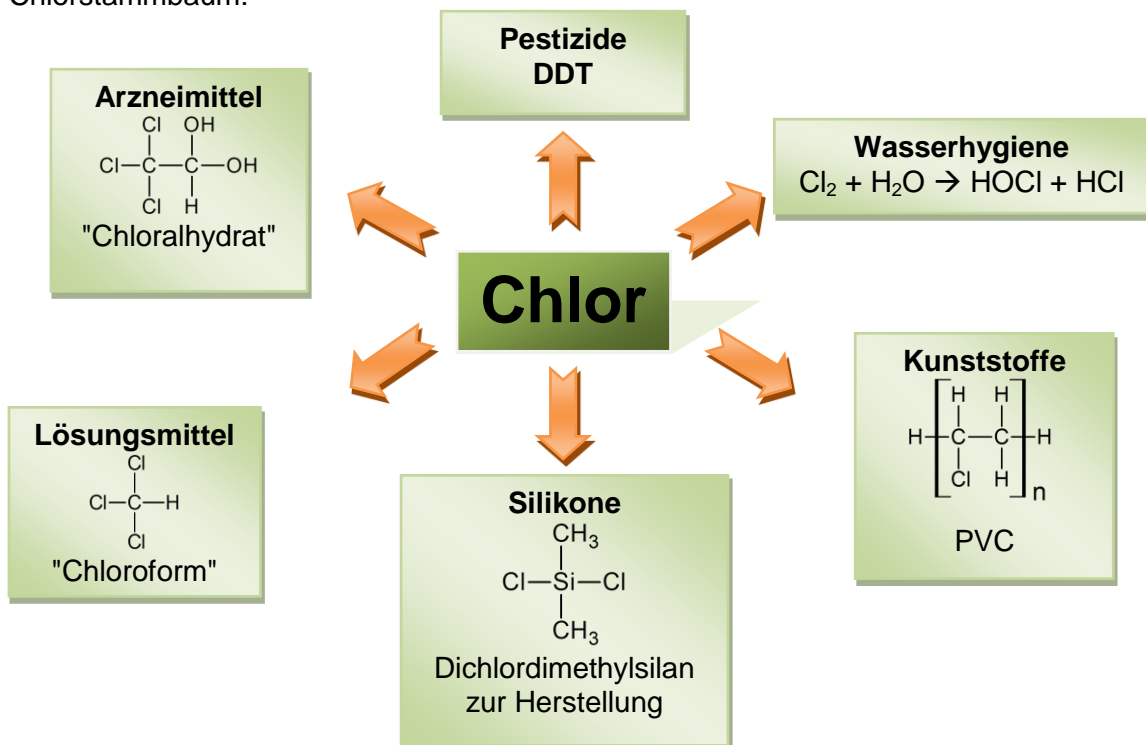
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Darstellung eines Nichtmetalls am Beispiel der Herstellung von Chlor durch Elektrolyse (Weltproduktion (2008): ca. 60 Mio. t)
- Eigenschaften von Chlor: hohe Reaktivität (Bleichmittel, Desinfektionsmittel), Giftigkeit, kein natürliches Vorkommen als Element
- Verwendung von Chlor:



- Chlorstammbaum:



- Vorstellung wichtiger weiterer Vertreter molekularer Stoffe als Grundchemikalien wie z. B. Wasserstoff, Methan, Essigsäure, Wasserstoffchlorid
- Vorstellung einfacher Kohlenwasserstoffe

Vorschläge für Experimente

- Herstellung von Chlor im Mikroscalemaßstab (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 08)
- Reaktionsverhalten von Eisen mit Chlor (z. B. nach Häusler, Rampf, "Experimente für den Chemieunterricht", Versuch 18.3)
- Verbrennung von Kohlenwasserstoffen
- Chlorknallgas-Reaktion (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10)

C 9.3 Chemische Bindung: Metalle – Metallbindung

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Darstellung eines Metalls aus einem Salz	Vielfalt der Metalle, geschichtliche Bedeutung, Darstellung von Metallen durch Reaktion mit Kohlenstoff
2		
3	Eigenschaften, Erklärung der Eigenschaften	Eigenschaften, Elektronengasmodell
4		
5	Reaktionsverhalten edler und unedler Metalle	Verhalten gegenüber Sauerstoff und Reaktion mit verdünnten Säuren

Darstellung eines Metalls aus einem Salz

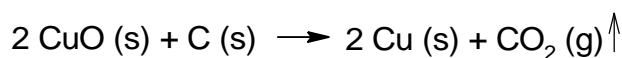
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Bedeutung der Metalle in der Geschichte des Menschen; für Europa gelten folgende Zeiträume:

2,6 Mio a – ca. 4000 v. Chr.	Steinzeit
ca. 4000 v.Chr. – 2200 v.Chr.	Kupfersteinzeit (Kupferbeil von Ötzi 3300 v.Chr.)
2200 v.Chr. – 800 v. Chr.	Bronzezeit (Hinweis auf die Bedeutung von Legierungen)
800 v.Chr. – 100 v. Chr.	Eisenzeit

- Kupferherstellung durch Reaktion von natürlichem Malachit ($\text{Cu}_2[(\text{OH})_2\text{CO}_3]$) mit Holz bzw. später Holzkohle, Rösten von natürlich vorkommenden Kupfererzen führt zu Kupferoxid, Weiterreaktion des Kupferoxids:



Vorschläge für Experimente

- Kupfersynthese im Reagenzglas (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 07) (**S**)
- Herstellung von Messing (Kupferstücke „versilbern“ und „vergolden“) (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 05) (**S**)

Eigenschaften der Metalle

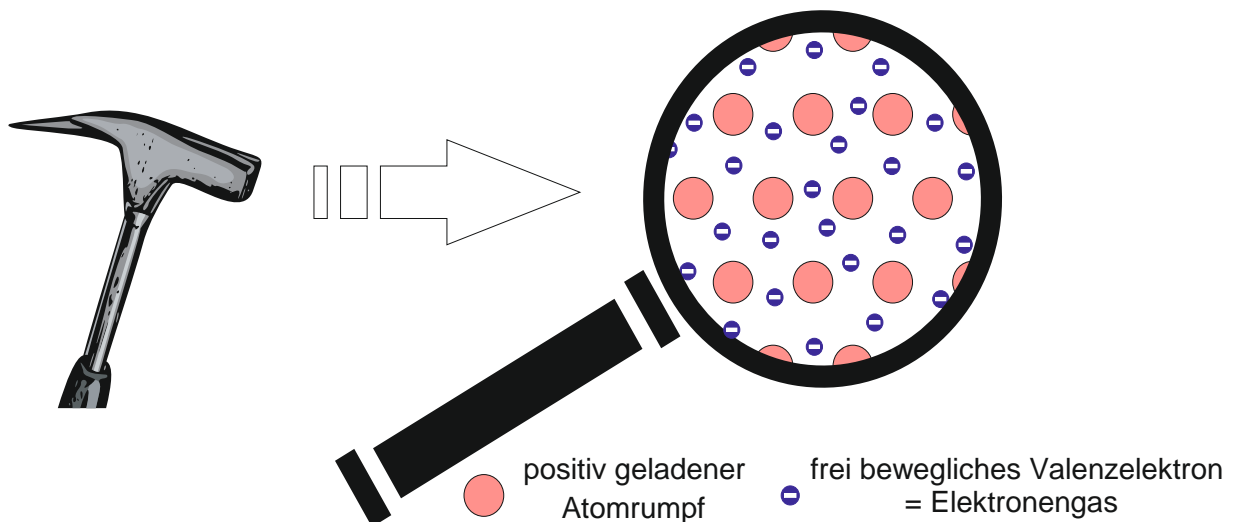
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

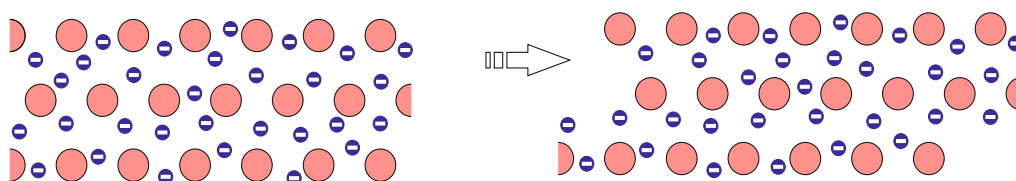
- NT 5.1.2 Stoffe und Materialien
- NT 7.1.1 Elektrischer Strom
- Ph 8.2 Aufbau der Materie und Wärmelehre

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

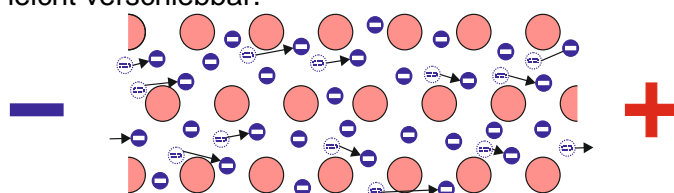
- Beschreibung der Eigenschaften von Metallen ausgehend von Beobachtungen (z. B. Schülerübung):
 - metallischer Glanz
 - elektrische Leitfähigkeit
 - hohe Wärmeleitfähigkeit
 - Verformbarkeit
- Elektronengasmodell: Zusammenhalt über ungerichtete elektrostatische Wechselwirkungen zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und negativ geladenem Elektronengas



- Erklärung der Eigenschaften durch den Bau der Metalle über das Elektronengasmodell:
 - Verformbarkeit: Beim Verschieben der Atomlagen entstehen keine Ladungsdifferenzen (im Unterschied zum Ionengitter), deshalb freie Verformbarkeit ohne Brüchigkeit.



- elektrische Leitfähigkeit: Die Elektronen des Elektronengases sind im elektrischen Feld leicht verschiebbar.



- **Metallgitter:** im Lehrplan als Additum ausgewiesen, bei Behandlung nur Betrachtung als hoch geordnete Struktur (Analogie zum Ionengitter)

Vorschläge für Experimente

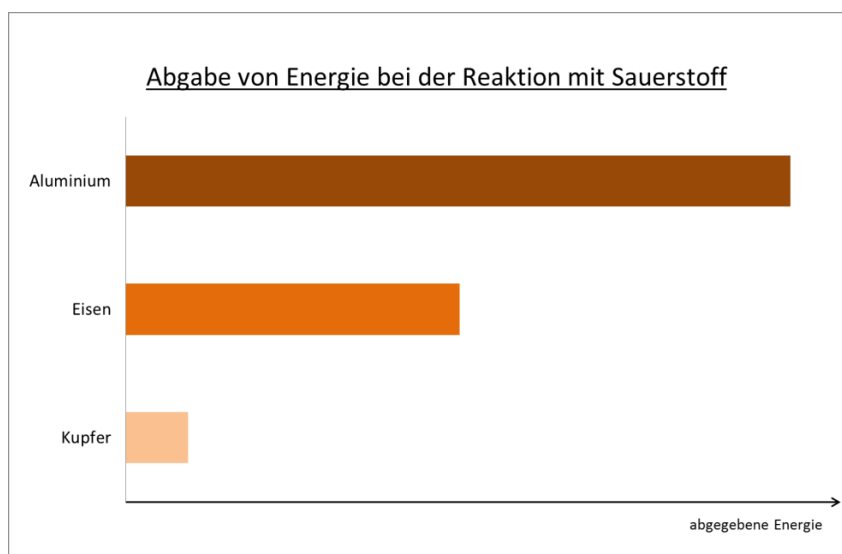
- Schülerübung zu Eigenschaften der Metalle (u. a. Wärmeleitfähigkeit der Metalle z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 07) (S)
- Computersimulation zur Metallbindung (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 04)

Reaktionsverhalten edler und unedler Metalle

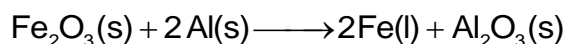
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

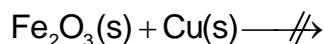
- Reaktionsverhalten gegenüber sauren Lösungen als Unterscheidungskriterium edles/unedles Metall, Reaktion unter Bildung von Wasserstoff;
Hinweis: nur phänomenologische Betrachtung, keine Reaktionsgleichungen:
 - Saure Lösungen sind den Schülerinnen und Schülern auf der Teilchenebene nicht bekannt.
 - Redox- und Säure-Base-Konzept sind nicht bekannt.
 - Aufstellen von Reaktionsgleichungen kann hier zur Fehlvorstellung über "Salzmoleküle" z. B. MgCl_2 führen.
- Reaktion mit Sauerstoff und Vergleich der Reaktionsenergien



- Transfermöglichkeit anhand des obigen Diagramms:



aber



Vorschläge für Experimente

- Einblasen von Kupfer-, Eisen- und Magnesiumstaub in die Brennerflamme
- Reaktionsverhalten verschiedener Metalle mit verdünnter Salzsäure (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 13) (S)

C 9.4 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Es bietet sich an, diesen Lehrplanabschnitt im Anschluss an „C 9.3 Chemische Bindung: Salze – Ionenbindung“ zu behandeln und nicht am Schuljahresende. Für die Vorstellung von Salzkristallen ist die Avogadro-Zahl eine Hilfe.

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Atommasse und atomare Masseneinheit, Stoffmenge, Avogadro-Konstante, molare Masse, molares Volumen	Atommasse und atomare Masseneinheit, Molekülmasse, Stoffmenge und Teilchenzahl, molare Größen
2		
3	einfache Berechnungen unter Verwendung von Größengleichungen; Beispiele mit Bezug zur Lebenswelt	Beispiele
4		
5		

Atommasse und atomare Masseneinheit

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Bezugnahme auf das Dalton-Atommodell: Jedes Atom besitzt eine bestimmte, vom Element abhängige Atommasse (Unterschied nur in den Isotopenmassen).

Beispiel:

$$\begin{aligned}
 m(1 \text{ Atom Wasserstoff}) &= m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\
 & m_a(\text{Fe}) = 93,68 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\
 & m_a(\text{U}) = 395,25 \cdot 10^{-24} \text{ g}
 \end{aligned}$$

1962 erfolgte die Festlegung eines Bezugspunkts über die atomare Masseneinheit u:

$$\boxed{1\text{u} = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})} \quad m_a(^{12}\text{C}) = 12,000 \text{ u} \quad 1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- Molekülmassen ergeben sich aus den Summen der Atommassen.
- Möglichkeit der Übung mit dem PSE (z. B. auch online über www.ptable.com)

Vorschläge für Experimente

- Arbeiten mit online-PSE auf www.ptable.com

Stoffmenge, Avogadro-Konstante

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- M 7.3 Terme und Gleichungen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Avogadro-Konstante $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Die Basiseinheit 1 mol der Stoffmenge n ist definiert als die Anzahl der Teilchen, die genau der Anzahl der Atome in $12 \text{ g } {}^{12}_6\text{C}$ entspricht.
 - ➔ Die Masse einer Stoffportion mit der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ entspricht dem Zahlenwert der atomaren Masse des Teilchens in Gramm.

$$n(\text{H}_2) = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 1,0 \text{ mol} \cdot 2,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,0 \text{ g}$$

$$n(\text{Fe}) = 1,0 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 1,0 \text{ mol} \cdot 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 55,85 \text{ g}$$

molare Masse, molares Volumen

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- M 7.3 Terme und Gleichungen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Vorstellung der verschiedenen molaren Größen:

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)} \quad N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$$

$N(X) \rightarrow$ Teilchenzahl

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad M(X) \rightarrow \text{molare Masse in g/mol}$$

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} \quad V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$$

\rightarrow molares Volumen bei Normbedingungen (1013 hPa, 0 °C)

- keine Berechnungen mithilfe des allgemeinen Gasgesetzes, da aus der Physik nicht bekannt

Vorschläge für Experimente

- Explosion von Feuerzeuggas in der Chipsdose (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10) (**S**)
- Eudiometerversuch zur Wassersynthese (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10)
- Kupferoxidsynthese quantitativ (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10) (**S**)
- Kupfer(I)-sulfidsynthese quantitativ (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10) (**S**)

- Ermittlung der molaren Masse über die Gasdichte (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10)
- Bestimmung des molaren Volumens von Wasserstoff (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Kapitel 10) (**S**)

einfache Berechnungen unter Verwendung von Größengleichungen

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 5-8

- M 7.3 Terme und Gleichungen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Verwendung von Größengleichungen, kein Dreisatz

Beispiel:

Weg	Auftrag	Berechnung
1. Schritt	Was ist gegeben? Was ist gesucht?	geg.: $m(\text{FeS}) = 176 \text{ g}$ ges.: $m(\text{Fe})$
2. Schritt	Aufstellen der Reaktionsgleichung	$\text{Fe (s)} + \text{S (s)} \rightarrow \text{FeS (s)}$
3. Schritt	Aufstellen des Stoffmengenverhältnisses	$\frac{n(\text{Fe})}{n(\text{FeS})} = \frac{1}{1}$ $n(\text{Fe}) = n(\text{FeS})$
4. Schritt:	Berechnung	$m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{FeS}) =$ $= M(\text{Fe}) \cdot \frac{m(\text{FeS})}{M(\text{FeS})} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{176 \text{ g}}{88 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 112 \text{ g}$
5. Schritt:	Antwortsatz	Aus 176 g Eisensulfid lassen sich 112 g Eisen herstellen.

- Anschließend können Schritt für Schritt einzelne Parameter geändert werden: Stoffmengenverhältnis nicht 1:1, Berechnung von Massen aus Volumina und umgekehrt usw.
- Bezug zur Lebenswelt z. B. über Benzin-Verbrauchsberechnungen oder Stoffumsatz bei der Photosynthese:

Beispielaufgabe:

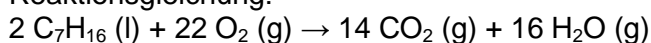
Berechne die Masse an Kohlenstoffdioxid ($m(\text{CO}_2)$), die pro gefahrenen Kilometer mit einem Auto, das einen Benzinverbrauch von 6 l/100 km hat, freigesetzt wird.

($\rho(\text{Benzin}) = 0,75 \text{ kg/l}$, Summenformel Benzin $\approx \text{C}_7\text{H}_{16}$)

geg.: Benzinverbrauch: 6 l/100 km

ges.: $m(\text{CO}_2)$

Reaktionsgleichung:



Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n(\text{C}_7\text{H}_{16})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{2}{14} = \frac{1}{7} \Rightarrow n(\text{CO}_2) = 7 \cdot n(\text{C}_7\text{H}_{16})$$

Verbrauch pro gefahrenen Kilometer: 0,06 l

$$m(\text{C}_7\text{H}_{16}) = \rho(\text{Benzin}) \cdot V(\text{Benzin}) = 0,75 \frac{\text{kg}}{\text{l}} \cdot 0,06 \text{l} = 45 \text{g}$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 7 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n(\text{C}_7\text{H}_{16}) = \frac{m(\text{C}_7\text{H}_{16})}{M(\text{C}_7\text{H}_{16})} = \frac{45 \text{g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,45 \text{mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = 7 \cdot n(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 7 \cdot 0,45 \text{mol} = 3,15 \text{mol}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 3,15 \text{mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 139 \text{g}$$

Der Kohlenstoffdioxid-Ausstoß entspricht 139 g/km.