

Schulinternes Curriculum für den Chemieunterricht im Jahrgang 10 am Mariengymnasium Jever  
Der Unterricht findet mit zwei Stunden pro Woche in den Chemieräumen statt. Damit umfasst der Chemieunterricht ca. 80 Unterrichtsstunden.

Die Planung erfolgte auf der Grundlage des „Kerncurriculum für das Gymnasium, Naturwissenschaften, Schuljahrgänge 5 –10“, 2015 unter Berücksichtigung der dort formulierten Kompetenzen.

Von den von der Fachkonferenz festgelegten Unterrichtseinheiten kann eine einzelne Lehrkraft abweichen, sofern sie das Erreichen der jahrgangsbezogenen Kompetenzen gewährleistet. In diesem Fall muss die unterrichtliche Behandlung aller Kompetenzen dokumentiert werden.

### ständige Unterrichtsprinzipien

Es gelten die in den Ausführungen zum Chemieunterricht im Jahrgang 5 formulierten ständigen Unterrichtsprinzipien.

Weiterhin gilt:

- Zwischen Stoff- und Teilchenebene soll sprachlich streng unterschieden werden.
- Die Fachsprache soll in Alltagssprache übersetzt werden und umgekehrt.
- Der Begriff „Teilchen“ wird nach der Einführung der Begriffe „Atom“, „Ion“ und „Molekül“ am Ende der Klasse 8 (Molekül/Atom) bzw. 9 (Ion) durch diese ersetzt.
- Die Schüler protokollieren die Experimente. Dabei wird in jeder Klasse ein einheitliches, am Anfang des Schuljahres/Halbjahres festgelegtes Schema verwendet.
- Die Schüler benutzen die chemische Symbolsprache.
- Die Schüler setzen chemische Sachverhalte in Größengleichungen um und umgekehrt.
- Die Schüler wenden bei Berechnungen Größengleichungen an.

### 1. Unterrichtseinheit: Ionenverbindungen

Auch hier soll ein konkretes Beispiel betrachtet werden (z.B. die Reaktion von Natrium und Chlor). Die Ursache für die exotherme Reaktion (Prinzip des Energieminimums) wird geklärt. Die Stoffeigenschaft der elektrischen Leitfähigkeit der betrachteten Ionenverbindung wird experimentell ermittelt/mitgeteilt (für Natriumchlorid hat Jan einen guten Versuch). Die Veränderung der Elektronenhülle der an der Reaktion beteiligten Atome wird erarbeitet. Der Begriff „Ionen“ wird eingeführt. Die Ionen werden durch Elektrolyse nachgewiesen (geht gut mit einer Kupferchlorid-Lösung). Eine Elektrolyse kann auch bereits zur Erarbeitung der Veränderung der Elektronenhülle durchgeführt werden. Die Edelgasregel/Oktett-Regel wird formuliert. Die Reaktion wird als Redoxreaktion/**Elektronenübertragungsreaktion** beschrieben.

Das Ionengitter der betrachteten Ionenverbindung wird beschrieben (Modelle sind für NaCl, ZnS und CsCl vorhanden). Der Begriff „Salz“ wird eingeführt.

Die gewonnenen Erkenntnisse werden durch Übertragung auf weitere Reaktionen, bei denen Ionenverbindungen entstehen, geübt. Ein Zusammenhang zwischen Aufbau der Elektronenhülle/Hauptgruppenzugehörigkeit und der Ladung der bei einer Reaktion entstehenden Ionen wird hergestellt.

Die Nomenklatur der Anionen der Hauptgruppenelemente und ein Nachweis für die Halogenid-Anionen werden eingeführt.

Als typische Stoffeigenschaften von Ionenverbindungen werden die hohe Schmelztemperatur, die elektrische Leitfähigkeit im flüssigen Aggregatzustand, keine elektrische Leitfähigkeit im festen Aggregatzustand und elektrische Leitfähigkeit in Lösung herausgestellt.

**Der Lösungsvorgang eines Salzes wird auf Teilchenebene beschrieben. Der Energieumsatz beim Lösen eines Salzes wird unter Verwendung der Begriffe „Hydratationsenergie“ und „Gitterenergie“ erklärt.**

### 2. Unterrichtseinheit: Atombindungen

Durch praktische Untersuchung der Leitfähigkeit von Flüssigkeiten (z.B. Wasser) wird festgestellt, dass einige flüssige Verbindungen den elektrischen Strom praktisch nicht leiten, also keine Ionen enthalten und damit aus Molekülen aufgebaut sein müssen. Damit steht die Fragestellung: „Wie erlangen die am Aufbau der Moleküle der Verbindungen beteiligten Atome die Edelgaskonfiguration?“ im Unterrichtsmittelpunkt. Im Rahmen der Unterrichtseinheit sollen folgende Aspekte betrachtet werden:

- Das Modell der Atombindung (Überlappung einfach besetzter Kugelwolken) soll zur Beantwortung der Fragestellung eingeführt werden.
- Es wird dabei herausgestellt, dass eine Bindungsspaltung unter Energiezufuhr, eine Bindungsbildung unter Energiefreisetzung abläuft. Dabei wird herausgestellt, dass bei einer exothermen chemischen Reaktion die Summe der Energien zur Bindungsspaltung geringer ist, als die Summe der Energien, die bei der Bindungsbildung freigesetzt wird. In diesem Zusammenhang wird die Verwendung von Wasserstoff als Energieträger (Brennstoffzelle, Brennstoff (z.B. in Verbrennungsmotoren), Knallgasreaktion) herausgestellt und auf Teilchenebene erklärt. Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit der Knallgasreaktion durch Katalyse wird den Schüler demonstriert (Wasserstoff entzündet sich bei Kontakt mit Platin spontan ohne weitere Zufuhr von Aktivierungsenergie) und auf Teilchenebene erklärt.
- Das am Beispiel Gelernte wird durch Übertragung auf andere chemische Reaktionen, bei denen Atombindungen entstehen, geübt. Das PSE wird zur Vorhersage der Summenformeln/Lewisformeln (Strukturformeln) der bei einer Reaktion entstehenden Moleküle benutzt.
- Typische Eigenschaften von Stoffen, die aus Molekülen aufgebaut sind werden benannt.
- Ein vereinfachtes Elektronenpaarabstoßungsmodell wird eingeführt und zur Vorhersage der Bindungswinkel innerhalb von Molekülen genutzt. Die Vereinfachung besteht darin, dass nicht zwischen bindenden

Elektronenpaaren und nichtbindenden Elektronenpaaren differenziert wird. Damit ergeben sich bei maximal vier sich abstoßenden Elektronenpaaren Bindungswinkel von  $180^\circ$  (z.B.  $\text{CO}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ),  $120^\circ$  (z.B.  $\text{CH}_2\text{O}$ ) oder  $109,5^\circ$  (Tetraederwinkel, z.B.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ). Die Anwendung des Modells wird von den Schülern geübt.

- Die Größe der Elektronegativität wird eingeführt und definiert. Die Trends im PSE bezüglich der Größe der Elektronegativität werden benannt. Die Elektronegativitätsdifferenz wird als Mittel zur Vorhersage des Bindungstyps genutzt. Der Umgang mit den Werten zur Vorhersage des Bindungstyps wird von den Schülern geübt.

### 3. Unterrichtseinheit: polare Atombindung

Die Problematisierung erfolgt durch Durchführung des Versuchs „Ablenkung eines Wasserstrahls im elektrischen Feld“. Die polare Atombindung wird am Beispiel des Wasser-Moleküls eingeführt. Der Begriff „Dipol-Molekül“ wird am Beispiel des Wasser-Moleküls eingeführt. Die Bedingungen, die erfüllt sein müssen, damit es sich bei den Molekülen eines Stoffes um Dipol-Moleküle handelt, werden benannt: Vorhandensein polarer Atombindungen, kein gemeinsamer Ladungsschwerpunkt von positiver und negativer Partialladung. Der Begriff „Wasserstoffbrückenbindung“ wird am Beispiel des Wasser-Moleküls als Dipol-Dipol-Wechselwirkung eingeführt und erklärt. Typische Stoffeigenschaften von Stoffen, die aus Dipol-Molekülen aufgebaut sind, werden als Beispiel für den Zusammenhang Molekülbau/Stoffeigenschaft benannt: Hydrophilie, hohe Schmelz- und Siedetemperatur.

Das Gelernte wird von den Schülern geübt, indem es auf andere Stoffe bzw. deren Moleküle übertragen wird.

### 4. Unterrichtseinheit: Saure und alkalische Lösungen (Laugen)

Die Stoffeigenschaften verschiedener saurer Lösungen werden untersucht (zum Teil sind diese ja auch aus dem vorherigen Unterricht bekannt (z.B. Jahrgang 5): evtl. saurer Geschmack (z.B. Ascorbinsäure für den Verzehr), pH-Wert kleiner 7, ätzende Wirkung auf verschiedene Metalle, Wasserstofffreisetzung bei Reaktion mit Metallen, elektrische Leitfähigkeit. Dabei stellt sich heraus, dass bestimmte Metalle von allen untersuchten Säuren aufgelöst werden, allerdings mit unterschiedlicher Geschwindigkeit, andere Metalle von keiner Säure aufgelöst werden. Die Untersuchung der Stoffeigenschaft „elektrische Leitfähigkeit“ wird auf reine Säuren ausgedehnt (z.B. Essigsäure/Citronensäureschmelze). Als Schlussfolgerung aus den Versuchen wird zwischen Säuren und sauren Lösungen unterschieden. Die Beobachtungen werden durch das Modell der Protolyse-reaktion als **Protonenübertragungsreaktion** erklärt (sollen grundsätzlich Oxonium-Ionen entstehen oder wollen wir vereinfachend Wasserstoff-Kationen entstehen lassen?). Die Säure-Theorie nach Brönsted wird eingeführt. Oxonium-Ionen werden als für saure Lösungen charakteristische Ionen herausgestellt. Der Begriff der Stoffmengenkonzentration wird eingeführt und der Zusammenhang zwischen pH-Wert und Konzentration an Oxonium-Ionen wird z.B. anhand unterschiedlich konzentrierter Salzsäuren hergestellt. Eine Übersicht über die wichtigsten Säuren (Chlorwasserstoff, Salpetersäure, Essigsäure, Schwefelsäure...), deren Summenformeln und die zugehörigen Säurerest-Anionen wird den Schülern gegeben.

Die Wasserstoffentstehung bei einer Reaktion zwischen saurer Lösung und Metall wird erklärt. Die Reaktion zwischen Metalloxid und saurer Lösung wird untersucht (klappt gut mit Kupferoxid und Salzsäure) und erklärt.

Alkalische Lösungen und deren Eigenschaften (pH-Wert größer 7) haben die Schüler bei der Untersuchung der Alkalimetalle im 9. Jahrgang und im 5. Jahrgang kennen gelernt. Natriumhydroxid wird als Ionenverbindung durch Untersuchung der Leitfähigkeit einer Natriumhydroxidschmelze identifiziert. Die Erkenntnisse werden auf Kaliumhydroxid und Lithiumhydroxid übertragen. Das Hydroxid-Anion wird als charakteristisches Ion in einer alkalischen Lösung herausgestellt. Der Begriff „Base“ wird eingeführt. Der Zusammenhang zwischen pH-Wert und Konzentration an Hydroxid-Ionen wird z.B. anhand unterschiedlich konzentrierter Natronlaugen hergestellt. Dabei wird der Begriff der Stoffmengenkonzentration verwendet.

Salzsäure und Natronlauge werden unter Beobachtung des pH-Werts und der Temperatur zusammengegeben. Die Beobachtungen werden durch das Modell der exothermen Neutralisationsreaktion als Protonenübertragungsreaktion erklärt.

Das Verfahren der Titration wird zur Bestimmung der Konzentration von sauren bzw. alkalischen Lösungen unbekannter Konzentration eingeführt und geübt. Eine Fehleranalyse ist obligatorisch.