

Schulinternes Curriculum für den Chemieunterricht im Jahrgang QP1, 2. Halbjahr am Mariengymnasium Jever (Beschlussfassung vom 06.03.2019)

Kursthema: physikalische Chemie II

Der Unterricht findet mit drei Stunden (Kurse auf Grundniveau) bzw. fünf Stunden (Kurse auf erhöhtem Niveau) pro Woche in den Chemieräumen statt. Damit umfasst der Chemieunterricht ca. 60 bzw. 100 Unterrichtsstunden.

Die Planung erfolgte auf der Grundlage des „Kerncurriculum für die gymnasiale Oberstufe (2017)“ 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 6 formulierten ständigen Unterrichtsprinzipien. Weiterhin gilt:

- Zwischen Stoff- und Teilchenebene soll sprachlich streng unterschieden werden.

Unterrichtseinheit: Energetik chemischer Reaktionen

Die bei einer Redoxreaktion (Zinkpulver im Überschuss wird in ein bestimmtes Volumen einer Kupfersulfatlösung bekannter Konzentration gegeben) in wässriger Lösung freigesetzte Energie wird quantitativ erfasst. Im Rahmen der Auswertung des Versuchs wird die Reaktion als Redoxreaktion im Sinne einer Elektronenübertragungsreaktion (als Beispiel des Konzepts Donator-Akzeptor-Reaktion) gedeutet. Des Weiteren wird der Begriff „System“ im Rahmen der Auswertung definiert. Die Erwärmung der Lösung wird auf eine Änderung der inneren Energie U des betrachteten Systems zurückgeführt. Diese wird als Summe aus Kernenergie, chemischer Energie und thermischer Energie des Systems definiert. In diesem Zusammenhang wird der erste Hauptsatz der Thermodynamik (Energieerhaltungssatz) eingeführt. Die Enthalpieänderung eines Systems wird als ausgetauschte Wärme bei konstantem Druck definiert. Mit Hilfe der gemessenen Temperaturänderung wird die Reaktionsenthalpie der Reaktion berechnet und auf einen molaren Umsatz umgerechnet. Enthalpieänderungen werden in Enthalpiediagrammen dargestellt. Enthalpiediagramme werden interpretiert.

Das Verfahren der kalorimetrischen Bestimmung der Reaktionsenthalpie wird am Beispiel von Verbrennungsreaktionen („Verbrennungsenthalpie“) geübt. Dazu wird ein Verbrennungskalorimeter verwendet. In diesem Zusammenhang wird die gesellschaftliche Relevanz verschiedener Energieträger (Erdgas, Benzin, Diesel, Kohle...) bewertet.

Das Verfahren wird auf einen Lösungsprozess („Lösungsenthalpie“) angewendet. Diese wird als Summe aus Gitterenthalpie und Lösungsenthalpie erklärt.

Um die Reaktionsenthalpien beliebiger Reaktionen bestimmen zu können, wird die Standardreaktionsenthalpie eingeführt und deren Anwendung geübt. Die dazu notwendigen Werte werden der Formelsammlung entnommen.

Die Alltagsbegriffe „Energiequelle“, „Wärmeenergie“, „verbrauchte Energie“ und „Energieverlust“ werden erklärt bzw. kritisch (Unschärfe der Begriffe) betrachtet.

Die Kenntnisse zur Enthalpieänderung werden auf Alltags- und Technikprozesse (z.B. Haber-Bosch-Verfahren) angewendet.

Am Beispiel einer endothermen, freiwillig ablaufenden Reaktion (z.B. Reaktion von Thionylchlorid mit Cobaltchloridhydrat) wird gezeigt, dass das freiwillige Abläufen nicht nur bei exothermen Reaktionen gegeben ist, d.h. nicht nur vom Faktor „Reaktionsenthalpie“ abhängt. Zur Erklärung wird die Größe der Entropie S als Maß der Unordnung eines Systems eingeführt. Das Wechselspiel zwischen Enthalpie und Entropie (exotherme Reaktionen unter Zunahme der Entropie sind stets freiwillig, endotherme Reaktionen unter Entropieabnahme verlaufen nie freiwillig, in den beiden anderen Fällen müssen beide Größen verrechnet werden) wird erarbeitet. Zur Verrechnung der Größen Entropie und Enthalpie und damit zur Vorhersage der Freiwilligkeit chemischer Reaktionen werden die Größe der freien Energie ΔG und die Gibbs-Helmholtz-Gleichung eingeführt. Die Berechnung der Größe „ ΔG “ wird am Beispiel verschiedener Reaktionen geübt. Am Beispiel einer Verbrennungsreaktion wird die Energieentwertung als Entropiezunahme definiert. Die erworbenen Kenntnisse zur Entropie werden für eine philosophische Sicht auf unsere Welt genutzt.

Unterrichtseinheit: Elektrochemie-galvanische Elemente

Das Daniell-Element wird als galvanisches experimentell untersucht. Die zu messende Spannung U (eine modellhafte Veranschaulichung und Definition der Größen „Spannung U “ und „Stromstärke I “ erfolgt je nach Vorkenntnissen der Schüler) wird durch die in den Halbzellen ablaufenden chemischen Reaktionen und die Modellvorstellung der elektrochemischen Doppelschicht (Modellzeichnung ist obligatorisch) als Redoxgleichgewicht des Redoxpaares Me/Me^{z+} und damit der Kopplung zweier Redoxgleichgewichte erklärt. Der Zusammenhang zur Reaktion von Zinkpulver in einer Kupfersulfatlösung (s. Energetik chemischer Reaktionen) wird hergestellt (räumliche Aufteilung der Oxidation (Anode/Minuspol) und Reduktion (Kathode/Pluspol) auf zwei Halbzellen). Die skizzenhafte Darstellung eines galvanischen Elements wird eingeführt, Zelldiagramme werden erstellt.

Die historische Entwicklung des Oxidationsbegriffs wird reflektiert. Redoxreaktionen werden als Elektronenübertragungsreaktionen erläutert. Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen werden verglichen. Dabei wird jeweils das Donator-Akzeptor-Prinzip erkannt.

Die Abhängigkeit der Spannung von der Konzentration der Metallkationen wird ebenfalls durch einen (Schüler-) Versuch (mit den Elektrochemiearbeitsplätzen) untersucht.

Die Spannungsreihe der Metalle wird ebenfalls experimentell untersucht, (Planung durch die Schüler, Redoxpaare Cu/Cu²⁺, Ag/Ag⁺, Zn/Zn²⁺, c jeweils 0,1 mol/L) in dem die entsprechenden Halbzellen der Redoxpaare miteinander kombiniert werden (Elektrochemiearbeitsplätze). Zur sinnvollen tabellarischen Darstellung werden die Standardwasserstoffelektrode als Bezugselektrode mit dem Standardpotential E⁰=0 V beschrieben, sowie die Standardbedingungen (Temperatur, Druck, Konzentration) eingeführt. Das Standardpotential wird definiert und für die untersuchten Redoxpaare angegeben. Eine Tabelle mit Standardpotentialen von Redoxpaaren Me/Me^{z+} wird betrachtet (Formelsammlung). Die Potentialdifferenzen werden grafisch dargestellt. Die Bedeutung des Standardpotentials wird als Möglichkeit der Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen („Die reduzierte Form des Redoxpaares mit dem negativeren Standardpotential wirkt reduzierend auf die oxidierte Form des Redoxpaares mit dem größeren Standardpotential.“) unter Standardbedingungen geübt. Die Spannung verschiedener galvanischer Elemente unter Standardbedingungen wird berechnet.

Zur Vorhersage der Abweichung des Potentials eines Redoxpaares Me/Me^{z+} vom Standardpotential bei von den Standardbedingungen abweichenden Bedingungen bezüglich der Konzentration wird eine vereinfachte Nernst-Gleichung eingeführt und genutzt:

$$E(\text{Me}/\text{Me}^{z+}) = E^0(\text{Me}/\text{Me}^{z+}) + 0,059\text{V}/z \cdot \lg(c(\text{Me}^{z+}))$$

Die Gleichung wird am Beispiel des Redoxpaares Ag/Ag⁺ hergeleitet (Konzentrationsabhängigkeit des Potentials, geeignetes Material hat Jan).

Die Spannung verschiedener galvanischer Elemente wird berechnet.

Die Bedeutung von Redoxreaktionen im Alltag wird erkannt und beschrieben. Dazu werden beispielhaft eine Batterie (Alkali-Mangan-Batterie), ein Akku (Blei-Akku, Li-Ionen-Akku) und die Brennstoffzelle im Unterricht beschrieben und erklärt. Dazu sollen die Schülerinnen und Schüler recherchieren und ihre Ergebnisse präsentieren. Die prinzipiellen Unterschiede der drei Typen von galvanischen Elementen werden recherchiert und thematisiert. Das erworbene Wissen wird strukturiert (Tabellenform). Der Einsatz der vorliegenden Redoxsysteme wird anhand von selbst entwickelten Kriterien bewertet. Die Bedeutung der Spannungsquellen für die Elektromobilität wird reflektiert.

Der Begriff der Korrosion wird definiert. Dabei wird zwischen Säurekorrosion und Sauerstoffkorrosion unterschieden. Experimente dazu werden durchgeführt. Wirtschaftliche Folgen durch Korrosionsschäden werden bewertet. Das Phänomen des Lokalelements wird am Beispiel eines Kontaktelements von Zink und Kupfer in saurer Lösung eingeführt und mit Hilfe der Kenntnisse über galvanische Zellen erklärt.

Als Korrosionsschutzmaßnahmen werden Überzüge von edleren Metallen (z.B. Verzinnen bei Weißblech), von unedleren Metallen (Verzinken) und von Lack bei Eisen beschrieben und erklärt. Dabei wird auch darauf eingegangen, welche Folgen ein partieller Schaden des Überzugs hat.

Des Weiteren wird der kathodische Korrosionsschutz beschrieben und erklärt.

Unterrichtseinheit: Elektrochemie-Elektrolyse

Zur Einführung des Prinzips der Elektrolyse wird Salzsäure der Konzentration c=1 mol/L im Hoffmann-Apparat an Platinelektroden elektrolysiert. Die entstehenden Gase werden nachgewiesen. Der Bau einer Elektrolysezelle wird beschrieben und skizziert. Das Entstehen der Gase wird durch die Reaktionsgleichungen der Oxidation (Anode/Pluspol) und Reduktion (Kathode/Minuspol) erklärt. Die Beobachtung, dass beim Abschalten der Stromquelle weiterhin eine Spannung von U=1,36 V zu messen ist, wird dadurch erklärt, dass ein galvanisches Element entstanden ist. Verallgemeinernd wird festgestellt, dass die Elektrolyse die Umkehrung eines galvanischen Elements darstellt. Die Elektrolysezelle und galvanische Zelle werden verglichen.

Am Beispiel der Betrachtung der Elektrolyse der Salzsäure werden die Zersetzungsspannung und das Phänomen der Überspannung beschrieben. Für die Betrachtung der Zersetzungsspannung wird der fließende Strom in Abhängigkeit von der angelegten Spannung gemessen. Die Zersetzungsspannung wird grafisch ermittelt. Der Verlauf des Graphen wird erklärt. Spannungsdiagramme werden als Entscheidungshilfe zur Vorhersage und Erklärung von Redoxreaktionen genutzt.

Bei der Betrachtung der Zersetzungsspannung wird der Zusammenhang zur Zellspannung des entsprechenden galvanischen Elements erkannt und beschrieben.

Alternativ können auch Lösungen von Zinkbromid bzw. Zinkiodid einer Elektrolyse unterzogen werden.

Als technischer Elektrolyseprozess wird/werden die Kupfer-Raffination und/oder die Chlor-Alkali-Elektrolyse betrachtet und von den Schülerinnen und Schülern recherchiert. Eine Darstellung des/der Prozesse(s) wird erläutert.