Eidgenössische Technische Hochschule Zürich

Ecole polytechnique fédérale de Zurich
Politecnico federale di Zurigo
Swiss Federal Institute of Technology Zuric

Institut für Verhaltenswissenschaft

Lernaufgabe zum Thema:

Verhältnisformeln von Salzen

Unterrichtsfach	Chemie
Schultyp	Gymnasium, alle Typen
Zielgruppe	Studierende im ersten Jahr Chemieunterricht
Dauer der Lernaufgabe	1 Unterrichtslektion à 45 Minuten 20 Minuten Hinführung 15 Minuten Bearbeitung 10 Minuten Auswertung

Autoren Felix Ziegler, Dr. Georg Graf

Fassung vom April 1999

ohne Schulerprobung

Bisherige Lerntätigkeiten und Leistungen der Studierenden

Edelgasregel (Oktettregel): Im Rahmen der Behandlung der Atombindung haben die Studierenden die Edelgasregel kennengelernt. Sie wissen, dass die Atome in ihren Verbindungen vollständig gefüllte äusserste Elektronenschalen anstreben. Diese Elektronenkonfiguration ist identisch mit derjenigen der Edelgase. Mit Hilfe des Periodensystems können sie die Strukturen einfacher Moleküle korrekt vorhersagen.
Ionenbildung (2 Unterrichtsstunden): Die Studierenden bekommen in scheinbarer Beliebigkeit einige einfache Reaktionen vordemonstriert. Im Gespräch tragen sie nun die Gemeinsamkeiten der gezeigten Experimente zusammen: Ihnen wird klar, dass es sich um Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen wie Chlor, Sauerstoff oder Phosphor gehandelt hat. Die Resultate der Reaktionen sind immer feste, salzartige Produkte. Die Studierenden bekommen nun die Bildung von Ionen an der Wandtafel und mit Hilfe des Periodensystem erklärt. Sie werden daran erinnert, dass Metallatome nur wenige Aussenelektronen haben. Sie sind nur schwach elektronegativ. Im Gegensatz dazu sind die äussersten Schalen der Nichtmetallatome fast vollständig gefüllt. Die Nichtmetallatome sind stark elektronegativ. Aufgrund dieses Gegensatzes wird den Studierenden nun klar, dass bei der Ionenbildung ein Elektronenübergang stattfindet: Die Nichtmetallatome übernehmen die nur locker gebundenen Elektronen aus den äussersten Schalen der Metallatome. Im Gegensatz zur Atombindung werden die Elektronen also nicht zwischen den Atomen geteilt. Diese geladenen Teilchen werden Ionen genannt. Die Studierenden wissen nun, dass aus Metallatomen positiv geladene, aus Nichtmetallatomen negativ geladene Ionen entstehen. Sowohl die Metallatome als auch die Nichtmetallatome erreichen auf diese Weise eine Edelgaskonfiguration. In zusätzlichen Experimenten lernen die Studierenden weitere Eigenschaften der Ionen respektive der Salze anschaulich kennen. Diese Experimente können eventuell auch von den Studierenden selbst durchgeführt werden. Folgende Eigenschaften der Salze werden demonstriert: Die elektrische Neutralität, der hohe Schmelzpunkt, die fehlende elektrische Leitfähigkeit in fester Form, die Wasserlöslichkeit und die Leitfähigkeit von wässrigen Lösungen der Salze.

Hinführung zur Lernaufgabe

Informierender Unterrichtseinstieg

Salze sind aus einzelnen Bausteinen zusammengesetzt: den Ionen. Das haben wir in den letzten beiden Stunden besprochen. Natürlich besteht ein bestimmtes Salz nicht einfach aus beliebig vielen Ionen der einen oder andern Sorte. Die Ionen bilden das Salz in einem ganz bestimmten Zahlenverhältnis zueinander. Dieses Verhältnis wird mit der sogenannten Verhältnisformel ausgedrückt. Um genau diese Verhältnisformel geht es in der heutigen Lektion. Das Ziel ist, dass ihr nach dieser Stunde die genaue Zusammensetzung des Salzes aufschreiben könnt. Ihr braucht dazu nur den Namen des Salzes und das Periodensystem. Ihr könnt die Verhältnisformel also selber ableiten. Ich gehe folgendermassen vor:

- Als erstes werde ich euch in einem Experiment die Bildung eines Salzes nochmals vorführen.

- Ich werde euch die Reaktion detailliert erklären und den Aufbau dieses Salzes mit Hilfe eines Modells zeigen.

- Anschliessend seid ihr in der Lage, die Verhältnisformel für andere einfache Salze selber herzuleiten. Ihr werdet allein und in Zweiergruppen arbeiten.

- Zum Abschluss werden wir diese Aufgabe gemeinsam auswerten und diskutieren.

Ablauf der Unterrichtsstunde

- Versuch: Bildung von Magnesiumoxid. Magnesiumspäne oder -pulver in ein Verbrennungsrohr einfüllen. Aus einer Druckflasche reinen Sauerstoff darüberleiten. Das Magnesium wird nun mit einem Brenner gezündet. Es tritt eine sehr heftige Reaktion ein. Achtung: nicht direkt in die Magnesiumflamme blicken, dunkle Schutzbrille tragen oder durch ein dunkelblaues Glas betrachten. Unbedingt auf einer feuerfesten Unterlage arbeiten. Nach der Reaktion bleibt im Rohr das weisse Magnesiumoxid zurück.

- Erklärung der Reaktion: Bei dieser Reaktion reagiert das Metall Magnesium mit dem Nichtmetall Sauerstoff. Als Produkt entsteht eine feste, salzartige Verbindung: das Magnesiumoxid. An der Tafel wird die Reaktion Schritt für Schritt dargelegt: $Mg + {}^{1}/_{2}\, O_2 \rightarrow Mg^{2+} + O^{2-} \rightarrow MgO$. Die Atome des Erdalkalimetalls Magnesium sind nur schwach elektronegativ und geben gerne zwei Elektronen ab. Dagegen sind die Sauerstoffatome stark elektronegativ und nehmen zur Erreichung der Edelgaskonfiguration gerne zwei Elektronen auf. Es findet bei dieser Reaktion ein Elektronenübergang von den Magnesiumatomen zu den Sauerstoffatomen statt. Mit Hilfe der Oktettregel und des Periodensystems leiten wir die Ladungen des Magnesium- und des Sauerstoff-Ions ab. Diese negativ und positiv geladenen Ionen bilden keine Moleküle sondern lagern sich zu einem Ionengitter zusammen.

- Aufbau des Magnesiumoxid-Gitters: Anhand des Modells von Magnesiumoxid wird der Aufbau eines Ionengitters deutlich gemacht. Jedes Magnesium-Ion ist zwar von 6 Sauerstoff-Ionen direkt umgeben und umgekehrt. Übers ganze Gitter gesehen bleibt das Verhältnis von Mg^{2+}:O^{2-} aber immer 1:1. Es handelt sich also um ein 1:1-Gitter. Dies muss so sein, da Salze ja nicht geladen sind, sie sind elektrisch neutral. Die Verhältnisformel lautet MgO.

- Verteilen und selbständiges Lösen der Lernaufgabe

- Gemeinsames Auswerten und Diskussion der Lernaufgabe: An der Tafel werden die Resultate für die 2 Fragen des 1. Aufgabenschritts übersichtlich dargestellt. Die Studierenden füllen die Ergebnisse in die Tabelle ein.

Salz	Ionen	Ladungen		Verhältnis	Verhältnisformel
Natriumchlorid	Na^+, Cl^-	+1	-1	1 : 1	NaCl
Calciumfluorid	Ca^{2+}, F^-	+2	-1	1 : 2	CaF_2
Aluminiumoxid	Al^{3+}, O^{2-}	+3	-2	2 : 3	Al_2O_3

Mit Hilfe dieser Darstellung wird klar, dass die Ladungen der beteiligten Ionen die Verhältnisformel eines Salzes bestimmen. Die Gesetzmässigkeit kann leicht formuliert werden: Die Verhältnisformel von Salzen entspricht dem **umgekehrten Verhältnis der Ladungen** der beteiligten Ionen. In der Diskussion kann noch auf allfällige Schwierigkeiten und Verständnisprobleme eingegangen werden.

Lernaufgabe

Ihr kennt die Salze als Verbindungen, die aus Ionen aufgebaut sind. Die positiv und negativ geladenen Ionen lagern sich zu einem Ionengitter zusammen. Die Verhältnisformel bestimmt die Anzahl der Kationen und Anionen im Gitter eines bestimmten Salzes. In dieser Lernaufgabe findet ihr nun selber heraus, wie diese Verhältnisformel aus dem Namen des Salzes abgeleitet werden kann.

Anleitung

1) Lest zuerst die drei kurzen Texte auf der Seite "Texte". Darin wird je ein mehr oder weniger bekanntes Salz vorgestellt. Zu **jedem Salz** sollt ihr folgende **zwei Fragen** beantworten:

   - Aus welchen zwei Ionen ist dieses Salz aufgebaut? Welche Ladungen tragen diese Ionen?
   - In welchem Verhältnis kommen die beiden Ionen im Gitter vor? Oder mit andern Worten: welches ist die Verhältnisformel dieser Verbindung?

2) Beantwortet nun folgende Fragen:

   - Welche Eigenschaft der beteiligten Ionen bestimmt die Verhältnisformel der Salze?
   - Versucht eine allgemein gültige Beziehung zur Verhältnisformel zu formulieren: wie kann die Verhältnisformel aus dieser bestimmenden Eigenschaft abgeleitet werden?
     Ihr könnt diese Beziehung in Worten oder mit einer Formel ausdrücken.

Hinweise

Arbeitet zuerst 5 bis 10 Minuten alleine und beantwortete die Fragen zum 1. Schritt. Dann vergleicht eure Resultate mit der Banknachbarin und löst zu zweit den 2. Schritt der Aufgabe. Insgesamt habt ihr 15 Minuten Zeit. Die Arbeit wird nicht benotet.

Als Hilfsmittel sollt ihr euer Periodensystem benützen!

Tip: Für die Lösung der Aufgaben spielt die Oktettregel eine wichtige Rolle. Ihr kennt sie aus den vorangehenden Lektionen. Denkt ebenfalls an das Beispiel und Experiment aus der heutigen Stunde zurück.

Texte

1) Der Hauptbestandteil unseres Kochsalzes ist **Natriumchlorid**. Es wird auch Steinsalz genannt. Noch bis ins Mittelalter war Steinsalz äusserst wertvoll. Deshalb bekam es auch den Übernamen "Weisses Gold". Diese Kostbarkeit kommt daher, dass Einsalzen lange das einzige Verfahren zur Konservierung von Nahrungsmitteln war. Heute aber wird nur noch ein winziger Teil der Steinsalzproduktion als Nahrungs- und Konservierungsmittel verwendet. Der grösste Teil benötigt die chemische Industrie. Zum Beispiel wird daraus Salzsäure oder metallisches Natrium produziert.

2) **Calciumfluorid** wird auch Flussspat genannt. Der Name Flussspat wurde aus den Eigenschaften dieses Minerals abgeleitet: "Fluss" weil das Mineral das Fliessen von Erzen bei der Metallherstellung beschleunigt. Andererseits lässt sich ein Flussspatkristall ganz auffällig in verschiedenen Richtungen spalten. Von dieser Eigenschaft kommt die Endung "Spat". Das Mineral Flussspat wird industriell abgebaut. Zum einen wird es eben als Fliessmittel in der Metallurgie verwendet. Zum andern wird daraus das aggressive Fluorgas und andere Fluorverbindungen hergestellt.

3) Korund ist ein anderer Name für **Aluminiumoxid**. Es ist ein besonders hartes Mineral, nur Diamant ist härter. In seiner reinen Form ist Korund farblos. Meistens enthält er aber kleine Verunreinigungen von andern Metalloxiden. Diese Verunreinigungen geben dem Korund verschiedene Farben. Zwei dieser Korundarten kennen wir als wertvolle Edelsteine: Mit Spuren von Chromoxid wird Korund zum feuerroten Rubin. Ein blauer Korund enthält Eisen- oder Titanoxid und wird Saphir genannt.

Lösung

Schritt 1: Total 6 Punkte

- **Natriumchlorid**

Ionen	Na^+, Cl^-	1 Punkt
Verhältnis	$Na^+ : Cl^-$ = 1 : 1	
oder Verhältnisformel	NaCl	1 Punkt

- **Calciumfluorid**

Ionen	Ca^{2+}, F^-	1 Punkt
Verhältnis	$Ca^{2+} : F^-$ = 1 : 2	
oder Verhältnisformel	CaF_2	1 Punkt

- **Aluminiumoxid**

Ionen	Al^{3+}, O^2	1 Punkt
Verhältnis	$Al^{3+} : O^{2-}$ = 2 : 3	
oder Verhältnisformel	Al_2O_3	1 Punkt

Schritt 2: Total 6 Punkte

- Die Verhältnisformel bestimmende Eigenschaft ist die **Ladung** der beteiligten Ionen. 3 Punkte

- Allgemeine Beziehung: Die Verhältnisformel von Salzen entspricht dem **umgekehrten Verhältnis der Ladungen** der beteiligten Ionen. Oder: Anzahl Kationen : Anzahl Anionen = Ladung Anion : Ladung Kation 3 Punkte

Anhang 1: Materialliste

- Verbrennungsrohr aus Quarzglas
- eventuell Stativ und Klemmen zur sichtbaren Befestigung des Verbrennungsrohrs
- feuerfeste Arbeitsunterlage
- Magnesium-Späne oder -Pulver
- reiner Sauerstoff aus Druckflasche inklusive Reduzierventil und Schlauch
- Bunsenbrenner inklusive Anschlussschlauch fürs Hausnetz
- Zündhölzer
- dunkle Schutzbrille
- eventuell dunkle Glasscherben für die Studierenden
- Kristallgitter-Modelle

Anhang 2: Benutzte Quellen

- Brown T.L, LeMay H.E.
  Chemie - Ein Lehrbuch für alle Naturwissenschaftler
  Weinheim; 1988 (VCH)

- Christen H.R.
  Chemie
  Frankfurt a.M.; 1984, 12. Auflage (Diesterweg/Salle · Sauerländer)

- Christen H.R.
  Chemieunterricht - Eine praxisorientierte Didaktik
  Basel; 1990 (Birkhäuser)