Voraussetzungen

Die Schüler und Schülerinnen kennen die kovalente und ionische Bindung seit zwei Monaten. In den letzten sechs Stunden wurden sie mit den Zahlen von Bindungs- und Gitterenergien vertraut gemacht. Sie sind nun in der Lage, die Bindungsenergien von Molekülen und die Gitterenergie von ionischen Verbindungen mit Hilfe von Wertetabellen zu berechnen. Das korrekte Vorgehen und die richtigen Ergebnisse der Rechnungen wurden jeweils gegen Ende der Stunde mit einem bis zwei Testbeispielen überprüft.

Die Fragen:

1. Die Schüler haben verschiedene Stoffe auf ihre Löslichkeit getestet. Zur Verfügung standen ein paar Metalle wie Lithium, Eisen und Kupfer, Stoffe aus dem Alltag wie Holz, Gummi und Styropor sowie Salze wie Kochsalz und Kaliumhydroxid-Plätzchen. Als Lösungsmittel kamen Wasser, Ethanol und Aceton zum Einsatz.
Von den allfällig entstandenen Lösungen wurde die elektrische Leitfähigkeit gemessen. Als Blind- oder Vergleichswerte wurde auch die Leitfähigkeit der Lösungsmittel selbst gemessen.

2. Die Schülerinnen können mit Hilfe des Periodensystems die Elektronen-Konfiguration einer Atomsorte herauslesen. Mit demselben Hilfsmittel sind sie in der Lage, die Elektronegativität einer Atomsorte anzugeben. Sie kennen den Verlauf der zunehmenden Elektronegativität im Periodensystem von links nach rechts und von unten nach oben. Insbesondere wissen sie, dass Alkali- und Erdalkalielemente schwach und Halogene stark elektronegativ sind. Damit zusammenhängend sind sie in der Lage, Ladungen von Ionen in einem Salz richtig zuzuordnen: Sie wissen z. B., dass $CaCl_2$ aus einem Ca^{2+}-Kation und zwei Cl^--Anionen besteht.
Bei Stoffen, die aus Ionen aufgebaut sind, erkennen sie die Bindungsart als ionisch. Bei unpolaren Bindungen, wie sie z. B. bei Bindungen zu Kohlenstoff- und Stickstoffatomen vorkommen, wissen sie, dass vorwiegend kovalente Bindungen vorliegen. Auch ist ihnen klar, dass Kohlenstoff mit vier und Stickstoff mit drei ungepaarten Valenzelektronen meist vierbindig, bzw. dreibindig ist.

3. Die Schüler haben mit Hilfe des Periodensystems gelernt, tabellenartige Lückentexte zu ergänzen, in denen es um das Herauslesen von Informationen aus dem Periodensystem der Elemente geht.
Bei Lösungsversuchen von Metallen, Verbindungen mit kovalenten Bindungen und Salzen in verschiedenen Lösungsmitteln stellten sie fest, dass sich polare Substanzen wie z.B. Natriumchlorid als Salz gut in Wasser lösten, während sich Styropor nicht in Wasser löste. Die anschliessenden Leitfähigkeitsmessungen wurden selbst durchgeführt. Damit begriffen sie die Leitfähigkeit als eine Messmethode für Ionen in Lösung.
Zur Berechnung von Bindungsenergien verfolgten die Schülerinnen während 20 Minuten den Ausführungen der Lehrperson. Mit Hilfe von zwei vorgeführten Rechnungen waren sie anschliessend in der Lage, zwei ähnliche Rechnungen selbst durchzuführen. Analog wurde bei der Berechnung von Gitterenergien vorgegangen.

Literatur zum Vortrag

Brown T.L., LeMay H.E.: Chemie. Weinheim 1988 (VCH Verlagsgesellschaft mbH).
Atkins P.W.: Physikalische Chemie, 3. Auflage. Weinheim 1990 (VCH Verlagsgesellschaft mbH).
Mortimer C.E.: Chemie. 5. Auflage. Stuttgart 1987 (Georg Thieme Verlag).
Wuthier U.: Erste Schritte in Chemie. 1999.

Vortrag

Chemie ist eine Naturwissenschaft, und wie jede Naturwissenschaft geht auch die Chemie von Beobachtungen in der Natur aus. Ausgehend von diesen Beobachtungen versuchen wir dann ein abstraktes Modell zu entwickeln. Und dieses Modell können wir dann mit geeigneten Experimenten, Messungen und Beobachtungen auf seine Gültigkeit verifizieren. Wir haben das bisher im Chemieunterricht zum Beispiel beim Atommodell kennengelernt und haben dort die drei Modelle - das Volumenmodell, das Kern-Schale-Modell und das Bohr-Modell - unterschieden. Bei der chemischen Bindung haben wir bisher zwei Typen auf diese Weise kennengelernt; die kovalente und die ionische Bindung.

an der Tafel

- kovalente Bindung
- ionische Bindung

Das Ziel der heutigen Lektion ist ein neuer Bindungstyp.

Wie kennen wir bisher die kovalente und die ionische Bindung? Die kovalente Bindung ist dadurch gekennzeichnet, dass Valenzelektronen geteilt werden. Im Fall der Einfachbindung steuert jedes Atom ein Valenzelektron an die Bindung bei. Im ionischen Fall werden Elektronen nicht geteilt, sondern vollständig übertragen. Durch diese Ladungsübertragung werden aus Atomen geladene Teilchen, Ionen eben. Deshalb spricht man ja auch von der ionischen Bindung. Wie können wir nun diese beiden Bindungen unterscheiden, wenn wir nur die Atome, die an der Bindung beteiligt sind, kennen? Eine grobe Regel orientiert sich an der Elektronegativität, und zwar an deren Differenz der beteiligten Atomsorten. Wir berechnen einfach die Differenz der Elektronegativitäten der beiden beteiligten Atomsorten.

an der Tafel:
- kovalente Bindung $\Delta EN < 1.5$
- ionische Bindung $\Delta EN > 1.5$

Bei den kovalenten Bindungen ist die Differenz der Elektronegativitäten meistens kleiner als 1.5. Bei den ionischen Bindungen ist die Elektronegativität (bzw –sdifferenz) meistens grösser. Zu diesem Sachverhalt habe ich drei Beispiele.

am Hellraumprojektor:

Elektronegativitäts-Differenzen:
Beispiele für Elektronegativitäts-Differenzen ΔEN von kovalenten und ionischen Verbindungen:

NH_3: $\Delta EN(N\text{-}H)=0.8$
NaCl: $\Delta EN(Na\text{-}Cl)=1.8$

NEU:
Bronze: $\Delta EN(Cu\text{-}Sn)=0.1$

Ammoniak kennen wir als ein Molekül mit typisch kovalenten Bindungen. Stickstoff ist das elektronegativere Atom, Wasserstoff das elektropositivere. Die Differenz zwischen den Elektonegativitäten ist 0.8. Gemäss der eben gemachten Regel ist also die N-H-Bindung eine kovalente Bindung. Das ist das, was wir auch kennen. Natriumchlorid kennen wir als das Salz schlechthin. Natrium gehört zu den Alkalimetallen und ist sehr elektropositiv. Chlor gehört zu den Halogenen, und alle Halogene sind ja bekanntlich recht elektronegativ. Die Differenz der beiden Elektronegativitäten ist grösser als 1.5, nämlich 1.8. Wir haben es hier also mit einer ionischen Bindung zu tun. Nun machen wir ein drittes Beispiel und nehmen für beide Bindungspartner ein Metallatom, zum Beispiel Kupfer und Zinn. Die Elektronegativitäten der Metalle unterscheiden sich nicht sehr stark. Wenn wir einen Blick auf die Elektronegativitäten im Periodensystem der Elemente werfen und uns einmal die Werte notieren, dann kommen wir auf Werte zwischen 0.9 bei den Alkalimetallen und 2.0 bei den Hauptgruppen-Metallen.

an der Tafel:
Metalle haben EN-Werte zwischen 0.9 und 2.0.
Damit haben wir also bei einer Bindung zwischen einem Metallatom und einem Metallatom immer eine Elektronegativitätsdifferenz, die kleiner ist als 1.1, zum Beispiel wie im eben betrachteten Beispiel der Bronze nahezu null. Gemäss der eingangs gemachten Regel würde man nun vermuten oder für möglich erachten, dass Bindungen zwischen Metallatomen zum kovalenten Bindungstyp gehören könnten. Diesem Sachverhalt werden wir heute auf den Grund gehen. Und dazu werden wir ein erstes Experiment machen. Wir messen die elektrische Leitfähigkeit von verschiedenen Substanzen.

am Tisch:

Das Messgerät arbeitet einfach absolut, das heisst, ist die Substanz ein elektrischer Leiter, ertönt ein akustisches Signal. Welche Substanzen haben wir denn hier zur Auswahl? Wir haben links ein Stück Plastik. Plastik hat typische kovalente Bindungen, besteht es doch zum Grossteil aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen. In der Mitte haben wir ein Stück Salz, ein Natriumchlorid-Kristall als Vertreter eines ionischen Festkörpers mit ionischen Bindungen. Und rechts haben wir einfach ein Stück Metall.

Das Experiment ist in der Aussage ganz klar: Nur das Stück Metall ist ein elektrischer Leiter. Damit scheidet die vorher geäusserte Vermutung, dass Bindungen zwischen Metallatomen möglicherweise zu den kovalenten Bindungstypen gehören könnten, aus. Denn, wie wir eben beim Stück Plastik gesehen haben, sind Verbindungen mit kovalenten Bindungen keine elektrischen Leiter. Was brauchen wir also? Wie wir von Salzlösungen in Wasser her kennen, brauchen wir für eine elektrische Leitfähigkeit Ladungsträger. Können wir diese Ladungsträger noch etwas genauer spezifizieren? Im Fall des Metalles gibt es ja zum Beispiel bei einem Stück Eisen oder Kupferdraht keinen Anlass dafür, dass sich Kationen oder Anionen ausbilden sollten. Folglich müssen die Elektronen die Ladungsträger im Metall sein.

Eine zweite Eigenschaft, die wir von den Metallen kennen, ist deren gute Verformbarkeit. Auch hier wollen wir die Probe aufs Exempel machen und mit anderen Substanzen vergleichen.

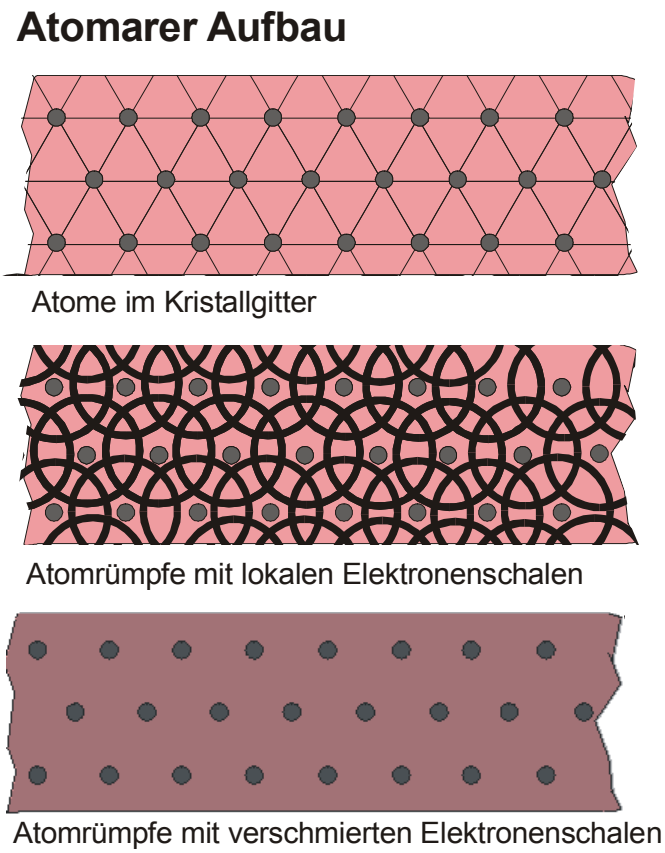
am Tisch:
Bei Plastik gibt es verschiedene Sorten; wir kennen Weich- und Hartplastik. Weichplastik ist sehr gut verformbar, wie wir anhand dieser ehemaligen Kugel sehen, Plastik kann aber auch

brüchig sein. Das kleine Stück Salzkristall werde ich jetzt eben mit dem Hammer beanspruchen. Und man sieht, was übrig bleibt, sind nur noch kleine Splitter. Das Stück Metall hingegen, das kann ich fast beliebig biegen. Es bricht nicht auseinander.

Was können wir nun mit diesem Experiment zeigen? Vorher, bei der Messung der elektrischen Leitfähigkeit, schied die kovalente und ionische Bindung schon einmal als möglicher Bindungstyp aus. Und auch hier sehen wir, das Stück Metall ist biegbar, Salze sind nicht biegbar. Also kann es sicher auch in diesem Fall kein ionischer Bindungstyp sein. Wir haben also ganz klar einen neuen Bindungstyp mit neuen Eigenschaften.

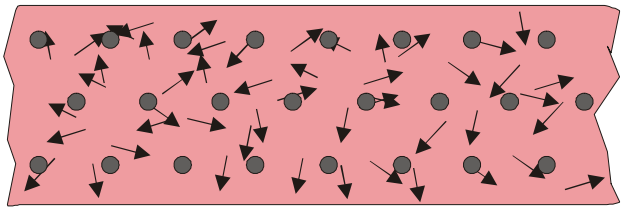
Machen wir einen Blick zurück zur kovalenten Bindung. Dort haben wir ja gesagt: Elektronen werden geteilt. Bei der Bindung zwischen Metallatomen muss es ähnlich sein, nur dass dort Elektronen nicht zwischen zwei benachbarten sondern mehreren Atomkernen geteilt werden. Denn schliesslich haben wir Elektronen als die elektrischen Ladungsträger identifiziert.

am Hellraumprojektor:

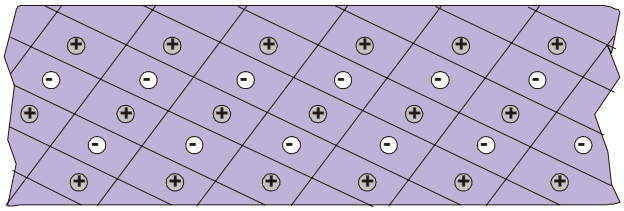


Im obersten Bild haben wir einfach einmal die Anordnung der Atome in einem Volumen dargestellt. Die Atome als dunkle Kugeln, rot entspricht dem gesamten Volumen des Metalls. Nehmen wir nun die dunklen Punkte als Atomrümpfe an und zeichnen eine Elektronenbahn hinzu, so sehen wir in diesem Muster aus grösserer Entfernung schon bald nicht mehr, welche Elektronenbahn zu welchen Atom gehört. Und das ist in der untersten Skizze dann noch einmal hervorgehoben: Hier sehen wir nur noch die Atomrümpfe mit den über das ganze Volumen verteilten Elektronen.

Elektrische Leitfähigkeit



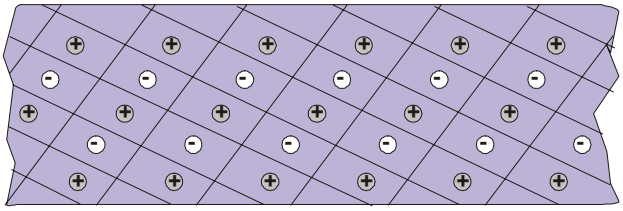
Metall: feste Atomrümpfe und freie Elektronen



Salz: Kationen ⊕ und Anionen ⊖ getrennt

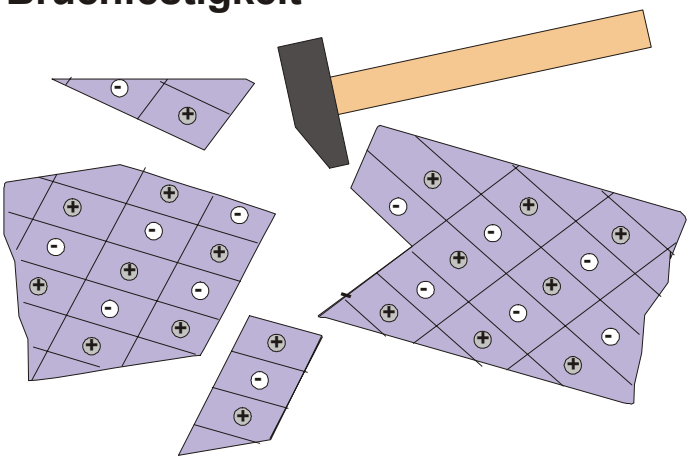
Diese Elektronen sind im gesamten Volumen verteilt und entsprechend beweglich, das heisst, sie können eine elektrische Ladung durch das Volumen transportieren. Das hat der erste Versuch gezeigt. Bei der ionischen Bindung ist eine elektrische Leitfähigkeit nicht gegeben, da dort die Kationen und Anionen fest auf ihren Gitterpositionen sitzen.

Bruchfestigkeit



Salz:

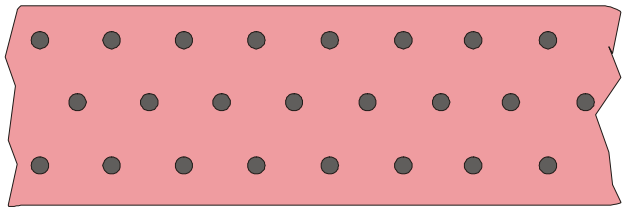
Bruchfestigkeit



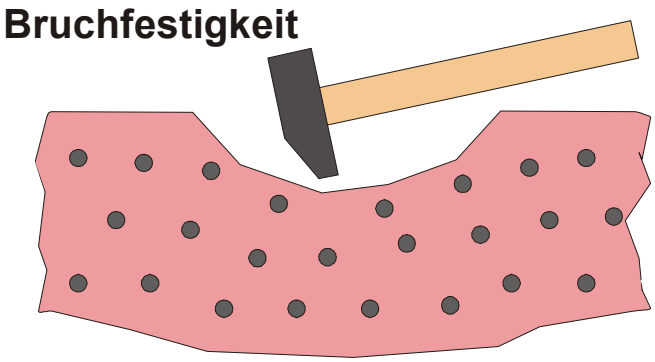
Salz: leicht spaltbar

Kommen wir zum zweiten Experiment: Beim Salz haben wir gesehen: Salze sind brüchig. Das erklärt sich dadurch, dass dort keine Kationen oder Anionen im Volumen eine Ladungsdifferenz ausgleichen können. Der Bruch geschieht vorzugsweise an den Gitterebenen.

Bruchfestigkeit



Metall: biegsam



Metall: biegsam

Beim Metall haben wir festgestellt, das Metall ist biegbar. Und was passiert bei einer allfälligen Beanspruchung von aussen? Die Elektronen gleichen sich einfach den Änderungen an. Eine Ladungsausbildung wird sofort kompensiert durch den Elektronenfluss im Volumen. Die Atomrümpfe bewegen sich auch etwas, sie bleiben aber mehr oder weniger immer im selben Abstand voneinander.

Damit haben wir eigentlich folgendes Bild vom neuen Bindungstyp entworfen: Und diesen Bindungstyp nennen wir ab sofort die **Metallbindung** oder **die metallische Bindung**.

an der Tafel:

NEU: Die Metallbindung

Wir haben also an festen Gitterpositionen die Atomrümpfe der Metalle. Die Atomrümpfe sind positiv geladen, und dazwischen haben wir gleichmässig verteilt im gesamten Volumen Elektronen. Da sich diese Elektronen so frei und so gleichmässig verteilen, liegt der Vergleich nahe, das Ganze mit einem Gas zu vergleichen. In einem Gas haben wir ja auch Teilchen, die sich gleichmässig in einem gesamten Volumen verteilen. Und deshalb spricht man hier auch von einem Elektronen-Gas.

So, das wär's.

Festigung

Fragestellung 1:
Warum ist es nicht möglich, die Bindung zwischen Metallatomen als kovalenten Bindungstyp zu verwenden? Annahme: Das Experiment mit der Messung der Leitfähigkeit gilt nicht mehr.

Vorgehen:
Die kovalente Bindung hat lokalisierte Elektronen. Im Vortrag wurde anhand der Messung der elektrischen Leitfähigkeit klar, dass die Erkenntnis aus der Messung nicht mit dem kovalenten Bindungstyp vereinbar ist. Nehmen Sie jetzt an, das Experiment gäbe es nicht. Damit gibt es keinen Beweis mehr dafür, das Metallbindungen nicht kovalente Bindungen sein könnten.

Entwickeln Sie in Einzelarbeit während 15 Minuten ein neues Experiment, dass zeigt, dass die Bindungen zwischen Metallatomen anders sind als kovalente Bindungen. Stellen Sie eine Versuchsanordnung auf und treffen Sie Aussagen über die zu erwartenden Messungen.
Ihre Experiment darf auch rein gedanklicher Natur sein. Vielleicht finden Sie einen 'atomaren' Sachverhalt, von dem sich nicht wissen, wie er sich in der Natur zeigt. In diesem Fall erörtern Sie ihre Gedanken ohne Experiment.
Sie können für Ihre Überlegungen alle Unterlagen benutzen. Notieren Sie ihre Überlegungen. Sie benötigen keine weiteren Hilfsmittel.
Nach den 15 Minuten Einzelarbeit suchen Sie unter ihren Mitschülerinnen jemand, die den gleichen oder einen ähnlichen Vorschlag wie Sie hatte. Mit dieser Person bringen Sie in weiteren 10 Minuten Ihre Gedanken und Ihr Experiment in maximal 10 Sätzen zu Papier. Aus dem verfassten Text soll klar hervorgehen, welche beobachtbare Eigenschaft des Metalls Sie ansprechen und wie sich diese in der Wirklichkeit zeigt. Der Text soll weiter die benötigten Geräte enthalten.
War Ihr Experiment rein gedanklicher Natur, muss der Sachverhalt auf atomarem Massstab klar hervorgehen und sich deutlich von den Sachverhalten von Verbindungen mit kovalenten Bindungen abgrenzen.
Ihre Aufgabe ist erfüllt, wenn der Text den genannten Ansprüchen genügt.

Fragestellung 2:
Metalle sind gute elektrische Leiter. Gilt das auch für die Wärmeleitfähigkeit?

Vorgehen:

Das Experiment der Messung der elektrischen Leitfähigkeit zeigte: Metalle sind gute elektrische Leiter. Die Elektronen sind die Ladungsträger.

Sie arbeiten in Zweiergruppen. Überlegen Sie sich in den folgenden 10 Minuten, ob eine gute elektrische Leitfähigkeit gleichzeitig eine gute Wärmeleitfähigkeit bedeutet.

Vermutlich wissen Sie schon, dass Metalle gute elektrische Leiter sind. Erörtern mögliche Ursachen für diesen Sachverhalt. Vielleicht finden Sie auch Unterschiede. Geben Sie in den anschliessenden 5 Minuten in schriftlicher Form eine Aussage ab, und begründen Sie diese mit maximal 10 Sätzen. Die Begründung muss auf dem atomaren Charakter der Metallbindung basieren. Es darf kein Experiment sein, welches diesen Sachverhalt einfach misst (das ist zu einfach). Nach diesen 5 Minuten werden die schriftlichen Formulierungen untereinander getaucht und in Vierergruppen diskutiert.

Ihre Aufgabe ist erfüllt, wenn der Text den genannten Ansprüchen genügt.