

Hallo Liebe Schüler,

dies ist die dritte Sendung des KGA-Internet-Podcasts im Fach Chemie. Diese Folge soll euch die Bildung und den Aufbau von Salzen näherbringen. Dabei betrachten wir zunächst die Bildung des Salzes Natriumchlorid, das den meisten wohl eher unter seiner Alltagsbezeichnung "Kochsalz" bekannt sein dürfte. Um diese Folge zu verstehen, solltest Du einen Stift und einen Schmierzettel zur Hand nehmen, um die beschriebenen Vorgänge mit zu skizzieren. Da diese Sendung auf der vorangegangenen zum Atombau aufbaut, solltest Du diese erst noch mal anhören und dann erst hier weitermachen.

Der klassische Schulversuch zur Bildung von Natriumchlorid sieht etwa so aus: In einem länglichen Glasgefäß mit Glasdeckel befindet sich etwas grünes Chlorgas.

Beginnen wir mit der Durchführung:

In einem Verbrennungslöffel befindet sich ein kleines Stück silbrig glänzendes elementares Natrium, das außerhalb des chlor gefüllten Glasgefäßes über der Bunsenbrennerflamme erhitzt wird, bis es sich entzündet. Sobald das Natrium heiß genug ist, wird der Glasdeckel des Chlorgefäßes kurz aufgedeckt, der Verbrennungslöffel mit dem brennenden Natrium ins Chlorgefäß gesteckt und das Chlorgefäß sofort wieder möglichst dicht geschlossen. Es sind hier zum Entzünden des Natriums auch verschiedene Varianten mit einem unten seitlich durchlöchernten Reagenzglas oder mit einem in den Deckel des Glasgefäßes integrierten Verbrennungslöffel möglich.

Es lassen sich zwei Beobachtungen machen:

Erstens reagiert das Natrium auch in der Sauerstoff-freien Chloratmosphäre weiter und es entsteht ein weißer Rauch, der sich als weißer, kristalliner Feststoff an der Glasgefäßwand absetzt.

Zweitens ist die Reaktion in der Chloratmosphäre recht heftig, es ist eine Flamme sichtbar und das Gefäß erwärmt sich spürbar.

Daraus lassen sich im nächsten Schritt auch zwei Folgerungen ableiten:

Erstens entsteht das Salz Natriumchlorid. Und zwar aus der Reaktion von Natrium mit Chlor.

Zweitens wird Energie in Form von Licht und Wärme frei, man nennt eine solche Reaktion daher eine "exotherme Reaktion".

Bevor wir aber die Reaktionsgleichung aufstellen können, müssen wir die notwendigen Schreibweisen kennenlernen und uns die Grundlagen aus der Atombau-Sendung vergegenwärtigen.

Wir wählen zunächst die sogenannte Strukturformelschreibweise, die auch Valenzstrichschreibweise genannt wird. Dabei steht ein einzelner Punkt neben einem Elementsymbol für ein einzelnes Valenzelektron. Ein Strich neben einem Elementsymbol steht für ein Valenzelektronenpaar. Die Begriffe "bindendes Elektronenpaar" bzw. "freies Elektronenpaar" werden wir erst in der nächsten Sendung zu den molekularen Stoffen kennenlernen.

Wenn wir also ein einzelnes Natriumatom in der Strukturformelschreibweise skizzieren, so sehen wir neben dem Elementsymbol Na einen einzelnen Punkt. Woher man das weiß? Natrium steht in der ersten Hauptgruppe des Periodensystems und besitzt somit als Atom auch genau ein einziges Valenzelektron. Schreiben wir nun etwas weiter rechts daneben ein einziges Chloratom in der Strukturformelschreibweise. Du wirst sicher sofort gesehen haben, dass insgesamt sieben Valenzelektronen um das Elementsymbol Cl verteilt werden müssen, was gemäß der neuen Schreibweise der Summe von drei Strichen zu je zwei Elektronen und einem Punkt für ein einzelnes Elektron entspricht.

Vergleichen wir mit Hilfe des Periodensystems die Gesamtelektronenzahl des Natriumatoms mit der Gesamtelektronenzahl, so stellen wir aufgrund der Protonenzahl von 11 und der Tatsache, dass Atome nach außen elektroisch neutral sind fest, dass insgesamt auch 11 Elektronen in der Hülle des Natriumatoms vorhanden sein müssen. Beim Chloratom beträgt die Protonenzahl 17, die Gesamtelektronenzahl entsprechend ebenfalls 17.

Da Natrium sehr weit links im Periodensystem steht, handelt es sich um ein typisches Metall. Wie wir aus der Folge zum Atombau wissen, besitzen Metalle aufgrund ihrer niedrigen Ionisierungsenergie, die wiederum eine Folge ihres großen Atomradius ist, das Bestreben, all ihre Valenzelektronen abzugeben. Chlor dagegen steht weit rechts, es handelt sich also um ein typisches Nichtmetall. Diese besitzen aufgrund ihrer hohen Elektronenaffinität, die wiederum eine Folge ihres kleinen Atomradius ist, das Bestreben, so viele Valenzelektronen aufzunehmen, bis sie auf ihrer Valenzschale ein Elektronenoktett, d. h. acht Valenzelektronen besitzen. Dieser Zustand ist für sie außerordentlich günstig, da sie so gewissermaßen den Edelgasen nacheifern.

Wenn nun diese zwei Atome zusammentreffen, von denen eines sein einzelnes Valenzelektron unbedingt loswerden möchte und das andere genau ein weiteres Valenzelektron benötigt, um den Zustand des nächsthöheren Edelgases zu erreichen, was liegt dann näher, als dass das "verschwenderische" Natriumatom sein Valenzelektron direkt an das "gierige" Chloratom abgibt?

Doch was für neue Teilchentypen entstehen jetzt nach dieser Elektronenübertragung?

Skizzieren wir wieder die Strukturformeln.

Beim neuen Natrium-Teilchen ist nun kein Punkt mehr zu sehen, da es sein Valenzelektron ja abgegeben hat. An der Protonenzahl von 11 im Kern des Natrium-Atoms hat sich nichts geändert, chemische Reaktionen spielen sich ja nur in der Elektronenhülle ab. Die Gesamtelektronenzahl hat sich also um eins auf 10 verringert. Dies ergibt eine Gesamtladung für das Natrium-Teilchen von "Plus Eins". Diese sogenannte "echte Ladung" oder einfacher "Ladung" wird oben rechts neben das Elementsymbol geschrieben. Geladene Teilchen bezeichnet man allgemein als "Ionen", positiv geladene als "Kationen", negativ geladene als "Anionen".

Korrekt ausgedrückt ist hier also zunächst einmal ein einfach positiv geladenes Natrium-Kation entstanden.

Beim neuen Chlor-Teilchen dagegen sind nun vier Striche zu sehen, da ein weiteres Valenzelektron dazugekommen ist. Die Protonenzahl im Kern beträgt auch hier unverändert 17. Die Gesamtelektronenzahl hat sich allerdings um eins auf 18 erhöht. Dies ergibt eine Gesamtladung für das Chlor-Teilchen von "Minus Eins". Diese Ladung wird wieder oben rechts neben das Elementsymbol geschrieben. Fachsprachlich korrekt ausgedrückt ist hier also ein einfach negativ geladenes Chlorid-Anion entstanden. Beachte dabei die Endung -id, bei einfachen negativ geladenen Ionen, im Gegensatz zur Endung -at, die später bei den Molekülen noch eine Rolle spielen wird.

Leider ist die Sache nicht ganz so einfach, da Chlor elementar in Form von zweiatomigen Molekülen vorkommt. Später werden wir in der nächsten Sendung zu den molekularen Stoffen auch den Grund dafür kennenlernen. Als erster Hinweis sollte der Begriff "Oktettregel" genügen - der spielte ja auch bereits in dieser Sendung eine Rolle - wer kann sich noch erinnern wo? Die zum Aufstellen jeder chemischen Gleichung benötigten Begriffe "Index" und "Koeffizient" werden ebenfalls erst später behandelt.

Nun wir haben jetzt den neuen Teilchentyp "Ion" kennengelernt. Und auch dass das Salz Natriumchlorid aus Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen besteht ist irgendwie einleuchtend. Um aber die Tatsache zu verstehen, warum dieses Salz eigentlich als Feststoff vorliegt und warum überhaupt soviel Energie bei seiner Bildung frei wird, müssen wir neben der Stoffebene und der bereits behandelten Teilchenebene eine dritte Betrachtungsebene dazwischenschalten, nämlich die Strukturebene, einfacher "Struktur". Die Struktur beschreibt die Anordnung vieler Teilchen des jeweiligen Teilchentyps in einem Stoff. Typische Anordnungen sind in Feststoffen Gitter, in Flüssigkeiten ungeordnete Teilchen, welche noch zusammenhängen und schließlich in Gasen völlig voneinander getrennte einzelne Teilchen mit sehr großem Abstand zueinander.

Wir dürfen uns also das feste Salz Natriumchlorid nicht als eine Einheit aus einem Natriumion und einem Chloridion vorstellen, sondern als riesiges Gitter, in dem die beiden Ionensorten regelmäßig angeordnet sind. Die Summenformel NaCl gibt somit nur das Verhältnis der beiden Ionensorten

von eins zu eins an, sie wird daher bei Salzen auch als "Verhältnisformel" bezeichnet.

Auch die zweite Beobachtung, die freiwerdende Energie wird erst durch die sogenannte Gitterenergie verständlich, welche bei der Zusammenlagerung der großen Anzahl zunächst einsamer Ionen frei wird.

Den nächsten wichtigen Schlüsselversuch zu den Eigenschaften der Salze kannst Du selbst zu Hause durchführen. Nimm dazu einfach ein Glas mit Leitungswasser und gib einen Teelöffel Kochsalz hinein. Es wird Dich nicht überraschen, dass sich das Kochsalz auflöst und eine klare Lösung, d. h. ein flüssiges Stoffgemisch, in welchem die ursprünglichen Bestandteile nicht mehr voneinander unterscheidbar sind, entsteht. Wie könntest Du nun das Kochsalz zurückgewinnen und - außer durch eine Geschmacksprobe - beweisen, dass sich in dem Glas tatsächlich eine Kochsalz-Lösung und nicht mehr Leitungswasser befindet?

Zwei Möglichkeiten sind hier denkbar.

Erstens kannst Du das Wasser eindampfen oder langsam verdunsten lassen. Das Kochsalz bleibt dann als Feststoff zurück. Zweitens kannst Du mit einer kleinen Batterie und einer Schwachstromglühbirne einen Leitfähigkeitstest mit der Lösung durchführen, bei dem ein Stromkreis durch die Kochsalzlösung wesentlich leichter geschlossen werden kann als mit Leitungswasser. Noch besser wäre die Abstufung natürlich gegenüber destilliertem Wasser.

Um Dir vorzustellen, was beim Lösen von Natriumchlorid in Wasser geschieht, musst Du Dir zunächst einen kleinen Gitterausschnitt des Salz-Gitters skizzieren. In diesem würfelförmigen Gitter wechseln sich die Natriumionen und die Chloridionen regelmäßig ab. Die Wasserteilchen kannst Du hier vereinfacht als kleine Dreiecke skizzieren. Ihr genauer Aufbau wird Thema einer späteren Sendung sein. Diese kleinen Dreiecke greifen mit ihrer Spitze an den Natriumionen an, mit einer Kante an den Chloridionen. Die Ionen an den Rändern des Salzkristallgitters werden so aus dem Gitter herausgelöst und sofort von Wasserteilchen umhüllt, so dass sie erst mal nicht mehr ins Gitter zurückkehren können. Es entstehen sogenannte "Hydrathüllen", deren Aufbau wird aber erst in einer späteren Folge zu den zwischenmolekularen Kräften verständlich.

Wenn Du in Deinem Versuch fein gemahlene Salz mit einem großen Salzklumpen vergleichst, wirst Du feststellen, dass sich das fein gemahlene Salz viel schneller löst. Die Erklärung dafür hast Du gerade kennengelernt. Erwähne Dich auch an das aus der Biologie bekannte Bauprinzip der Oberflächenvergrößerung.

Wenn Du nun den Versuch zwei mal mit normalem Kochsalz durchführst, aber ein mal Leitungswasser bei Zimmertemperatur und ein mal etwa 80 Grad heißes Leitungswasser benutzt, wirst Du feststellen, dass sich das Salz bei höherer Temperatur wesentlich schneller löst. Ursache dafür ist die schnellere Bewegung der Wasserteilchen bei höherer Temperatur, die so aufgrund ihrer höheren Bewegungsenergie die Ionen viel leichter aus ihrem Gitter herausreißen können.

All diese Versuche kannst Du nochmal gefahrlos mit einer Tasse Tee und verschiedenen Zucker-Varianten wiederholen.

In der nächsten Sendung geht es weiter mit den molekularen Stoffen.