

Hallo Liebe Schüler,

dies ist die zweite Sendung des KGA-Internet-Podcasts im Fach Chemie. Diese Folge soll euch den Atombau und den Aufbau des Periodensystems der Elemente - kurz PSE - näherbringen. Neben dem Atombau kann man aus dem PSE auch die Energien Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität ableiten, so dass man die zwei großen Bereiche Metalle und Nichtmetalle unterscheiden kann. Am Ende dieser Sendung erfolgt bereits eine kurze Vorschau auf die verschiedenen Bindungstypen.

An dieser Stelle müssen wir etwas vorgreifen und uns über den Begriff "Teilchen" unterhalten. Insgesamt gibt es vier verschiedene Teilchentypen: Das Atom, das Ion, das Molekül und das Molekülion. Sie unterscheiden sich in zwei Kriterien voneinander: Der Ladung bzw. der Anzahl der innerhalb eines Teilchens vorhandenen Atome. Atome und Moleküle sind elektrisch neutral, d. h. ihre Gesamtladung besitzt den Wert Null. Ionen und Molekülionen besitzen eine positive oder eine negative elektrische Gesamtladung. Diese Ladung kann einfach oder auch mehrfach sein.

Im Gegensatz zu diesen vier Teilchentypen gibt es auf einer noch feineren Vergrößerungsstufe sogenannte "Elementarteilchen", aus denen sich dann die größeren Teilchen zusammensetzen. Aus der Physik sind hier drei Elementarteilchen besonders wichtig: Das Proton, das Neutron und das Elektron.

Kommen wir nun zu den Atommodellen:

Im einfachsten Atommodell, dem Kern-Hülle-Modell von Ernst Rutherford, wird erstmalig zwischen zwei Bereichen innerhalb eines Atoms unterschieden: Dem Kern und der Hülle. Der sehr kleine Kern enthält fast die gesamte Masse und somit die massetragenden Protonen und Neutronen. Da jedes Proton jeweils eine positive Ladung trägt, müssen in der Hülle insgesamt genau so viele der fast masselosen Elektronen mit negativer Ladung vorkommen, damit das gesamte Atom dann nach außen elektrisch neutral ist.

Da ein solches Atom nicht stabil wäre, entwickelte Niels Bohr sein Schalenmodell, das auch als Energiestufenmodell bezeichnet wird. Die Unterteilung in Kern und Hülle bleibt bestehen, allerdings wird die Unterteilung der Hülle in sogenannte "Schalen" neu eingeführt. Wichtig für chemische Reaktionen sind somit nur noch die Elektronen der äußersten Schale. Diese wird auch als "Valenzschale" bezeichnet, die sich darauf befindlichen Elektronen in Folge dessen als "Valenzelektronen".

Das Schalen- bzw. Energiestufenmodell reicht für die Erklärung der anorganischen Schulchemie völlig aus. Für ein paar Spezialbereiche der organischen Schulchemie wird ein weiter verfeinertes Atommodell, das wellen-, bzw. quantenmechanische sogenannte Orbitalmodell benötigt. Die sich aus der Wahrscheinlichkeitsrechnung ergebende Herleitung ist hierfür jedoch glücklicherweise nicht nötig, es reicht völlig aus, sich die Unterschalen des Schalenmodells als weiter unterteilt vorzustellen. Diese neuen, kleineren Unterbereiche werden dann Orbitale genannt. Diese Orbitale haben dann bestimmte Eigenschaften, z. B. eine charakteristische, sich aus ihrem Namen ergebende Form. So sind z. B. die sogenannten p-Orbitale hantelförmig statt der bisher ausschließlich aufgetretenen Kugelform. Die Eigenschaften eines Elektrons in einem Orbital werden durch eine eindeutige Kombination aus vier Quantenzahlen festgelegt.

Wie ergibt sich aus dem Schalenmodell der Aufbau des Periodensystems?

Betrachten wir die Elemente Wasserstoff, Helium, Lithium, Natrium und Magnesium. Sie werden mit den Elementensymbolen H, He, Li, Na und Mg abgekürzt. Links unten steht jeweils eine vorangestellte, tiefgestellte Zahl. Dies ist die Protonenzahl, die auch Ordnungszahl genannt wird. Sie beträgt in unserem Beispiel 1, 2, 3, 11, 12. Die Gesamtelektronenzahl beträgt somit ebenfalls 1, 2, 3, 11, 12.

Warum nun stehen bestimmte Elemente nebeneinander, andere übereinander?

Anders ausgedrückt: Wie entstehen die Zeilen, bzw. Spalten?

Vergleichen wir zunächst die Elemente Natrium und Magnesium. Beide stehen nebeneinander in der dritten Zeile, die auch als "Periode" bezeichnet wird. Sie unterscheiden sich in einem Proton im Kern und somit auch in einem Elektron in ihrer Hülle. Genauer in einem Valenzelektron auf ihrer Valenzschale. Die Zahl der Valenzelektronen lässt sich im Periodensystem leicht aus der oben über jeder Spalte als römische Zahl angegebenen Hauptgruppennummer ablesen. Alle Elemente einer Periode besitzen die gleiche Valenzschale.

Vergleichen wir nun die Elemente Lithium, Natrium und Magnesium. Alle drei stehen untereinander in der ersten Spalte, die auch als Hauptgruppe bezeichnet wird. Sie unterscheiden sich in acht Protonen im Kern und somit besitzen sie die gleiche Anzahl von Valenzelektronen, nämlich eines. Sie besitzen ähnliche chemische Eigenschaften, so reagieren sie z. B. heftig mit Wasser und bilden sogenannte alkalische Lösungen. Man bezeichnet sie daher auch als "Alkalimetalle". Der Begriff "Periodensystem" kommt also daher, dass sich die chemischen Eigenschaften der Elemente in regelmäßigen, also "periodischen" Abständen wiederholen. Man fasste daher Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zu Hauptgruppen zusammen. Später erkannte man dann die diesem Verhalten zugrunde liegende Ursache, nämlich die gemeinsame Valenzelektronenzahl. Das Element Wasserstoff fällt etwas aus dieser Reihe heraus, es ist ein typisches Nichtmetall. Wasserstoff bildet zweiatomige Moleküle und liegt bei Raumtemperatur gasförmig vor.

Das Periodensystem gibt also Auskunft über den genauen Aufbau eines Atoms.

Betrachten wir das Beispiel Lithium etwas genauer:

Die Protonenzahl ist drei. Es befinden sich daher drei Protonen mit je einer positiven Ladung im Kern. Die Massenzahl links oben am Elementsymbol gibt die Gesamtzahl aller Kernbausteine an. Sie beträgt in unserem Beispiel sieben. Die Neutronenzahl errechnet sich somit aus der Differenz von Massenzahl und Protonenzahl. Es sind also neben den drei Protonen vier Neutronen im Kern enthalten. Da das Lithium-Atom nach außen elektrisch neutral ist, müssen sich insgesamt drei Elektronen in der Hülle befinden. Das Periodensystem sagt uns nun, da sich in der ersten Periode nur zwei Elemente befinden, dass sich in der ersten Schale, der K-Schale maximal zwei Elektronen befinden. Das dritte Elektron, das Valenzelektron des Lithium-Atoms befindet sich auf der L-Schale, die hier auch die Valenzschale ist. Dass es sich hier nur um ein Valenzelektron handelt, lässt sich auch über die Hauptgruppennummer ablesen, die hier eine römische Eins ist.

Betrachten wir nun das Beispiel Natrium etwas genauer:

Die Protonenzahl ist elf. Es befinden sich daher elf Protonen mit je einer positiven Ladung im Kern. Die Massenzahl links oben am Elementsymbol gibt wieder die Gesamtzahl aller Kernbausteine an. Sie beträgt in diesem Beispiel dreiundzwanzig. Die Neutronenzahl errechnet sich somit aus der Differenz von Massenzahl und Protonenzahl. Es sind neben den elf Protonen auch zwölf Neutronen im Kern enthalten. Da das Natrium-Atom nach außen elektrisch neutral ist, müssen sich insgesamt elf Elektronen in der Hülle befinden. Das Periodensystem sagt uns nun, dass sich in der ersten Schale, der K-Schale zwei Elektronen befinden. Auf der L-Schale können sich maximal acht Elektronen aufhalten. Hier befinden sich also insgesamt zehn der elf Elektronen auf verschiedenen inneren Schalen.

Das elfte Elektron, das Valenzelektron des Natrium-Atoms befindet sich auf der M-Schale, die hier auch die Valenzschale ist. Dass sich nur ein Valenzelektron hier befindet, lässt sich auch über die Hauptgruppennummer ablesen, die hier wie beim Lithium eine römische Eins ist.

Du kannst jetzt selbständig den Atombau für alle Elemente bis zur Protonenzahl zwanzig eindeutig beschreiben. Für Elemente mit einer höheren Protonenzahl musst Du eigentlich das Periodensystem "aufklappen" und die sogenannten "Nebengruppen" betrachten. Wir beschränken uns hier aber auf die Hauptgruppen.

Das Periodensystem lässt sich in drei übergeordnete Bereiche gliedern:

In der achten Hauptgruppe befinden sich die Edelgase. Da diese für gewöhnlich keine chemischen Reaktionen eingehen, werden sie hier nicht weiter betrachtet. In dem Bereich links unterhalb der Diagonalen vom Bor zum Astat befinden sich die Metalle. In dem Bereich rechts oberhalb dieser

Diagonalen befinden sich die Nichtmetalle.

Was bedeuten nun die Begriffe "Metall" bzw. "Nichtmetall"?

Auf der Stoffebene sind Metalle meist verformbare, silbrig glänzende Feststoffe, die elektrischen Strom leiten. Aus der Physik ist Dir bereits bekannt, dass in ihnen Elektronen als Ladungsträger fließen, es sich also um Leiter erster Klasse handelt. Nichtmetalle dagegen sind entweder wie Stickstoff farblose Gase oder wie Schwefel spröde Feststoffe, die elektrischen Strom im Normalfall kaum leiten.

Ein einfacher Erklärungsansatz auf Teilchenenebene ist hier schon für einzelne Atome des jeweiligen Elements möglich. Zusätzliche durch die Struktur bzw. den Teilchentyp bedingte Effekte sind hier noch nicht notwendig.

Fahre zu den folgenden Sätzen mit dem Finger auf einem Periodensystem in der angegebenen Richtung entlang.

Metalle stehen links unten im Periodensystem.

Der Atomradius nimmt nach unten hin zu, da in jeder Periode nach unten hin eine neue Valenzschale hinzukommt.

Der Atomradius nimmt innerhalb einer Periode nach links zu, da weniger Protonen im Kern vorhanden sind.

Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die frei wird, wenn ein Valenzelektron abgegeben wird.

Je größer der Atomradius, desto kleiner die Ionisierungsenergie.

Metalle besitzen eine niedrige Ionisierungsenergie.

Metalle geben Valenzelektronen ab.

Nichtmetalle stehen rechts oben im Periodensystem.

Der Atomradius nimmt nach oben hin ab, da in jeder Periode nach oben hin eine Valenzschale wegfällt.

Der Atomradius nimmt innerhalb einer Periode nach rechts ab, da mehr Protonen im Kern vorhanden sind.

Die Elektronenaffinität ist die Energie, die frei wird, wenn ein Elektron der Valenzschale hinzugefügt wird.

Je kleiner der Atomradius, desto größer die Elektronenaffinität.

Nichtmetalle besitzen eine hohe Elektronenaffinität.

Nichtmetalle nehmen Valenzelektronen auf.

Metalle bilden mit Nichtmetallen Salze. Es entstehen durch Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme positiv bzw. negativ geladene Ionen. Diese Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehungs- und Abstoßungskräfte in großen regelmäßigen Kristall-Gittern zusammen.

Nichtmetalle und Nichtmetalle bilden molekulare Stoffe. Da keiner der Bindungspartner es schafft, dem anderen dessen Valenzelektronen vollständig zu entreißen, teilen sie ihre Bindungselektronen paarweise als sogenannte "bindende Elektronenpaare". Es entstehen Atombindungen, die auch Elektronenpaarbindungen genannt werden.

Metalle bilden mit anderen Metallen Metallbindungen. Nach dem Elektronengasmodell geben dabei alle Metallatome ihre Valenzelektronen ab. Es bleiben in einem dreidimensionalen Gitter angeordnete positiv geladene Metallkationenrümpfe übrig, die durch das negativ geladene "Elektronengas" zusammengehalten werden.

In der nächsten Sendung geht es dann weiter mit der Stoffgruppe der Salze.