Inhaltsverzeichnis

Vorwort 4

Materialaufstellung und Hinweise 5

Laufzettel 9

Atommodelle – Vorstellungen des Unsichtbaren

Station 1: Wofür brauchen wir Modelle? . . 10
Station 2: Vorstellungen des Unsichtbaren 11
Station 3: Roh oder gekocht? – Ein Modellexperiment 12
Station 4: Atomvorstellungen im Wandel der Zeit 13
Station 5: Dalton und das Kugelteilchenmodell 15
Station 6: Rutherford und das Kern-Hülle-Modell 17
Station 7: Das Schalenmodell der Atomhülle 21
Station 8: Atommodelle im Überblick 24
Lernzielkontrolle 25

Atombau – Die kleinsten Teilchen unter der Lupe

Station 1: Wie schwer sind Atome? – Die Atommasse 27
Station 2: Wie schwer sind Atome? – Atome „wiegen“ 29
Station 3: Wie groß sind Atome? – Die Atomradien 30
Station 4: Elementarteilchen – Die Bausteine der Atome 31
Station 5: Elementarteilchen – Zusammenhalt im Atomkern . . . 32
Station 6: Isotope – Gleich und doch verschieden . . 33
Station 7: Wenn Atomkerne zerfallen – Radioaktive Strahlung 34
Lernzielkontrolle 36

Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Station 1: Die Ordnung im Reich der Elemente 38
Station 2: Die Entdeckung des Periodensystems 40
Station 3: Der Geheimcode der Elemente . 43
Station 4: Informationen auf einen Blick im PSE 45
Station 5: Das Periodensystem der Elemente (PSE) im Schalenmodell 48
Station 6: Atomradien im Periodensystem der Elemente (PSE) 50
Station 7: Die Benennung von neu entdeckten Elementen 51
Lernzielkontrolle 53

Chemische Verwandtschaften

Station 1: Die Alkali- und Erdalkalimetalle . 55
Station 2: Die Reaktivität von Erdalkalimetallen im Vergleich . 57
Station 3: Flammenfärbung durch Alkali- und Erdalkalimetalle 58
Station 4: Die Halogene – Allgemeines . . . 59
Station 5: Die Halogene im Alltag 61
Station 6: Sublimation von Iod 63
Station 7: Nachweis der Halogenide durch Fällungsreaktionen 65
Station 8: Die Edelgase 66
Station 9: Nebengruppenelemente 68
Lernzielkontrolle 70

Lösungen **72**

Periodensystem der Elemente **89**
Gefährdungsbeurteilungen **90**
Quellenverzeichnis **96**

VORSCHAU

netzwerk lernen

zur Vollversion

Vorwort

Bei den vorliegenden Stationsarbeiten handelt es sich um eine Arbeitsform, bei der unterschiedliche Lernvoraussetzungen, unterschiedliche Zugänge und Betrachtungsweisen sowie unterschiedliche Lern- und Arbeitstempi der Schüler[1] Berücksichtigung finden. Die Grundidee ist, den Schülern einzelne Arbeitsstationen anzubieten, an denen sie gleichzeitig selbstständig arbeiten können. Der Lehrer kann die Pflicht- und Wahlstationen zu einem Thema in der Vorbereitung festlegen. Die Schüler notieren sie dann entsprechend in ihrem Laufzettel. Die Reihenfolge des Bearbeitens innerhalb der einzelnen Stationen ist dabei in der Regel ebenso frei wählbar, wie das Arbeitstempo und meist auch die Sozialform. Insbesondere bei den Experimentierstationen empfiehlt es sich jedoch in Kleingruppen zu arbeiten. Wenn die Schüler bei der Bearbeitung abstrakter bzw. komplexer Inhalte Hilfe benötigen, bietet sich Partnerarbeit an. Einzelarbeit ist oft eine größere kognitive Herausforderung. Wo sich Gruppenarbeit anbietet, wird dies durch das folgende Symbol gekennzeichnet:

Gruppenarbeit

Als dominierende Unterrichtsprinzipien sind bei allen Stationen, die Schülerorientierung und Handlungsorientierung aufzuführen. Schülerorientierung meint, dass der Lehrer in den Hintergrund tritt und nicht mehr im Mittelpunkt der Interaktion steht. Er wird zum Beobachter, Berater und Moderator. Seine Aufgabe ist nicht das Strukturieren und Darbieten des Lerngegenstandes in kleinsten Schritten, sondern durch die vorbereiteten Stationen eine Lernatmosphäre zu schaffen, in der Schüler sich Unterrichtsinhalte eigenständig erarbeiten bzw. Lerninhalte festigen und vertiefen können.
Handlungsorientierung meint, dass das angebotene Material und die Arbeitsaufträge für sich selbst sprechen. Der Unterrichtsgegenstand und die zu gewinnenden Erkenntnisse werden nicht durch den Lehrer dargeboten, sondern durch die Auseinandersetzung mit dem Material und die eigene Tätigkeit gewonnen und begriffen.

Ziel der Veröffentlichung ist, wie bereits oben angesprochen, das Anknüpfen an unterschiedliche Lernvoraussetzungen der Schüler. Jeder findet seinen eigenen Zugang zum inhaltlichen Lernstoff. Die einzelnen Stationen ermöglichen das Lernen mit allen Sinnen bzw. unter Nutzung der verschiedenen Eingangskanäle. Dabei werden sowohl visuelle (sehorientierte) als auch haptische (fühlorientierte) sowie intellektuelle Lerntypen angesprochen. An dieser Stelle werden auch gleichermaßen die Bruner`schen Repräsentationsebenen (enaktiv bzw. handelnd, ikonisch bzw. visuell und symbolisch) berücksichtigt. Aus Ergebnissen der Wissenschaft ist bekannt: Je mehr Eingangskanäle angesprochen werden, umso besser und langfristiger wird Wissen verankert und damit gespeichert. Das vorliegende Buch unterstützt in diesem Zusammenhang das Erinnerungsvermögen, das nicht nur an Einzelheiten, an Begriffe und Zahlen geknüpft ist, sondern häufig auch an die Lernsituation.

Mithilfe der Arbeitsblätter und der Versuche erlernen die Schüler grundlegende Begriffe und Arbeitsweisen der Chemie.
Die Materialien sind in allen Schulformen einsetzbar. Sie berücksichtigen die in den Lehrplänen der Bundesländer formulierten zu vermittelnden Kompetenzen (Kenntnisse, Einsichten, Arbeitstechniken und Methoden).

[1] Aufgrund der besseren Lesbarkeit ist in diesem Buch mit Schüler immer auch Schülerin gemeint. Ebenso verhält es sich mit Lehrer und Lehrerin etc.

VORSCHAU

netzwerk lernen
zur Vollversion

Materialaufstellung und Hinweise

Allgemeine Hinweise

Das **Experimentiermaterial** sollte an festen Plätzen ausliegen. Für einen mobilen Einsatz an den Schülertischen ist die Verwendung von Materialkörbchen, in denen sich das benötigte Material befindet, empfehlenswert.

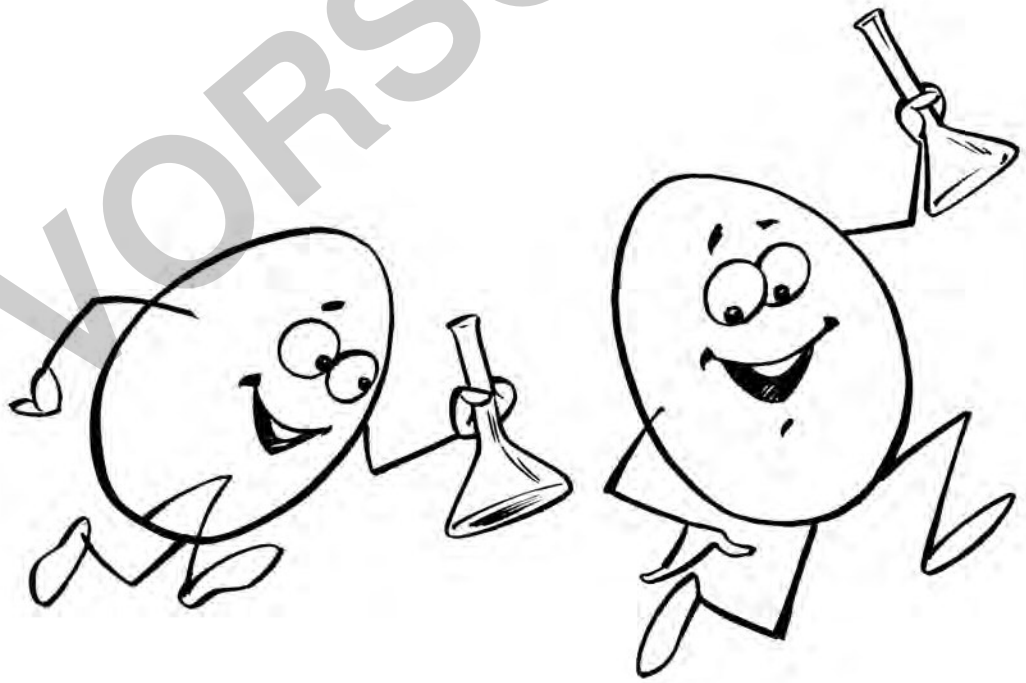
Die verwendeten Chemikalien müssen ordnungsgemäß **entsorgt** werden. Es empfiehlt sich, entsprechende Sammelbehälter passend gekennzeichnet und gut sichtbar aufzustellen sowie die Lernenden darauf hinzuweisen. Je nach länderspezifischen rechtlichen Vorlagen müssen die Gefährdungsbeurteilungen (s. Anhang) entsprechend angepasst werden.

Da sich die Lernenden einen wichtigen Bereich der anorganischen Chemie eigenständig aneignen sollen, empfiehlt sich das **Führen eines Labortagebuchs**, in dem für jede Station kurze Anmerkungen zu folgenden Impulsen notiert werden:

An dieser Station habe ich gelernt, …
Mir ist noch nicht klar, …
Mich würde zusätzlich interessieren, …

Das Labortagebuch bleibt in der Schule und kann von der Lehrkraft eingesehen werden. Mögliche Verständnisschwierigkeiten können so zeitnah ausgeräumt und weitere Lerninteressen berücksichtigt werden.

VORSCHAU



netzwerk lernen

zur Vollversion

Die Seiten 10 bis 26 sind in entsprechender Anzahl zu vervielfältigen und den Lernenden bereitzulegen. Als Möglichkeiten zur Selbstkontrolle können Lösungsseiten erstellt werden.

S. 11 Station 2 **Vorstellungen des Unsichtbaren**

Vorbereitung 1: Innenteil eines Schuhkartons mit Trennwänden aus Pappe versehen (vgl. S. 72) und eine Kugel hineinsetzen. Der Schuhkarton wird fest verschlossen (z.B. mit einem Deckel und einem Gummiband), aber nicht zugeklebt, da die Schüler ihn später öffnen müssen.

Material 1: 1 Schuhkarton mit eingeklebten Pappwänden, 1 Kugel, 1 Deckel, 1 Gummiband, Zusatzblätter

Vorbereitung 2: Ein Überraschungsei mit einer Substanz füllen (s. Material) und fest verschließen, z.B. mit Klebeband. Die Schüler müssen es nicht öffnen können.

Material 2: 1 gefülltes Überraschungsei (s. Vorbereitung), 2 – 3 leere Überraschungseier, Reis, Erbsen, Linsen, Metallkugeln, Büroklammern, Sand, Zusatzblätter

S. 12 Station 3 **Roh oder gekocht? – Ein Modellexperiment**

Vorbereitung: Ausreichende Anzahl an Eiern kochen, Reserve (auch bei rohen Eiern) mit einrechnen.

Material: 1 rohes und 1 hart gekochtes Ei in einem Eierkarton, 2 leere Überraschungseier, Knete, Wasser, kleine Eiswürfel

S. 14 Station 4 **Atomvorstellungen im Wandel der Zeit**

Material: 1 Zusatzblatt, Lineal

S. 16 Station 5 **Dalton und das Kugelteilchenmodell**

Hinweis: Der Einsatz dieses Versuchs veranschaulicht gut die Funktion von Modellexperimenten (Phänomen erklären / Vermutung überprüfen). Er führt aber nicht zu einer fachlich korrekten Erklärung, da für die Volumenkontraktion nicht die unterschiedlichen Teilchengrößen verantwortlich sind. Gleichzeitig befinden sich die Lernenden noch nicht auf einem Wissensstand, der eine fachlich korrekte Erklärung zulässt. Daher wurde hier als Hinweis die Modellkritik mit aufgenommen. In jedem Fall entscheidet die Lehrkraft, ob diese Station bearbeitet werden soll.

Material 1: 2 Messkolben 50 ml, 1 Messkolben 100 ml

Chemikalien 1: Spiritus, Wasser

Material 2: 2 Messkolben 50 ml, 1 Messkolben 100 ml, 1 großes Becherglas oder 1 Schüssel

„Chemikalien“ 2: Erbsen, Linsen

Material Aufgabe: Zusatzblätter

S. 19/20 Station 6 **Rutherford und das Kern-Hülle-Modell**

Material für Aufgabe 3: 1 Zusatzblatt, Schere, Kleber

Modellversuch:

Vorbereitung: Aus der Goldfolie werden Kreisflächen mit gleichem Radius ausgeschnitten und in den Deckel des Schuhkartons geklebt. In den Kreismittelpunkt wird jeweils eine Pinnadel gesteckt (Aufbau auf S. 20).

Material: 1 Deckel eines Schuhkartons, Pinnadeln, 1 Stahlkugel (möglichst kleiner Durchmesser), Goldfolie

S. 22/23 Station 7 **Das Schalenmodell der Atomhülle**

Material für Aufgaben 1 – 3: 1 PSE, ggf. Taschenrechner, ggf. Buntstifte

Material Modellbau: Knete, durchbohrte Holzkugeln, Styropor®- oder Wattekugeln von unterschiedlicher Größe, Karton, Draht, Kleber, farbige Filzstifte, ggf. Schere

S. 24 Station 8 **Atommodelle im Überblick**

Material: 1 Zusatzblatt, Schere, Kleber

VORSCHAU

zur Vollversion

Chemische Verwandtschaften

Die Seiten 55 bis 71 sind in entsprechender Anzahl zu vervielfältigen und den Lernenden bereitzulegen. Als Möglichkeiten zur Selbstkontrolle können Lösungsseiten erstellt werden.

S. 56 Station 1 **Die Alkali- und Erdalkalimetalle**

Material: Chemiebuch

S. 57 Station 2 **Die Reaktivität von Erdalkalimetallen im Vergleich**

Geräte: 2 Reagenzgläser, 1 durchbohrter Stopfen mit Gasableitungsrohr, 1 kleines Reagenzglas, Schmirgelpapier, 1 Gasbrenner, 1 Reagenzglasklammer, 1 Pinzette, Zusatzblätter

Chemikalien: Calciumkörner, Magnesiumband, Phenolphthaleinlösung, Wasser

Hinweise:
Grundsätzlich kann das Phenolphthalein auch durch Universalindikator ersetzt werden. Allerdings ist die Reaktion am Magnesiumband dann schlechter zu beobachten.
Die Knallgasprobe kann in diesen geringen Mengen als Schülerversuch durchgeführt werden, möglicherweise benötigen die Schüler hierbei jedoch Hilfe bzw. einen Beobachter.

S. 58 Station 3 **Flammenfärbung durch Alkali- und Erdalkalimetalle**

Material: 6 Buntstifte (grün, hellviolett, orangerot, karminrot, gelb, ziegelrot)

Geräte: 1 Gasbrenner, Stativ, Stativklemme, Doppelmuffe, 1 Tüpfelplatte oder 6 kleine Uhrgläser, 1 Kobaltglas, 1 Becherglas 100 ml (für Salzsäure)

Chemikalien: Bariumchlorid, Kaliumchlorid, Strontiumchlorid, Lithiumchlorid, Natriumchlorid, Calciumchlorid, Magnesiastäbchen, verdünnte Salzsäure

Hinweis: Ein (laminierter) Farbausdruck erleichtert den Farbabgleich, da die Schüler Farbnamen wie karminrot oder ziegelrot oft nicht (mehr) kennen.

S. 59 Station 4 **Die Halogene – Allgemeines**

Material: Chemiebuch

S. 63/64 Station 6 **Sublimation von Iod**

Material 1: 1 Reagenzglas mit passendem Stopfen, 1 Reagenzglasklammer, 1 Reagenzglasgestell, 1 Gasbrenner

Chemikalien 1: Iodkristalle, ggf. Eiswasser

Vorbereitung 2 (Nur durch Lehrer!): Für ein besseres Ergebnis können die Iodkristalle (unter dem Abzug) mit Mörser und Pistill zerrieben werden.

Material 2: 1 Petrischale mit Glasdeckel, 1 Spatel, 1 Filterpapier, Abzug, Zusatzblätter

Chemikalien 2: Iodkristalle (zerrieben)

S. 65 Station 7 **Nachweis der Halogenide durch Fällungsreaktionen**

Material: 4 Reagenzgläser, 1 Reagenzglasständer, 1 Pipette, 1 Spatel

Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumbromid, Natriumiodid, Silbernitratlösung, unbekannte Substanz (hier Kaliumiodid), Wasser

Hinweis: Kaliumiodid als unbekannte Substanz ergibt einen deutlichen gelben Niederschlag und ermöglicht eine klare Zuordnung.

S. 67 Station 8 **Die Edelgase**

Material: Chemiebuch, 1 Zusatzblatt

S. 69 Station 9 **Nebengruppenelemente**

Material: 1 PSE

S. 70/71 Lernziel-kontrolle **Chemische Verwandtschaften**

Material: 1 PSE

VORSCHAU

netzwerk lernen

zur Vollversion

Laufzettel

für _____

Pflichtstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		

VORSCHAU

Wahlstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 1

Name: _____

Wofür brauchen wir Modelle?

INFORMATIONSSEITE

Modelle sind Abbildungen von real existierenden Gegenständen, die in bestimmten Teilen mit der Wirklichkeit übereinstimmen, sich aber in vielen Bereichen auch davon unterscheiden. Modelle können gegenständlich sein oder nur auf Abbildungen dargestellt sein. Ein Globus zeigt uns maßstabsgetreu verkleinert die Verteilung von Land- und Wassermassen auf der Erde. Das Modell einer Pflanzenzelle in deinem Biologiebuch ist dagegen eine vergrößerte Darstellung der Anordnung verschiedener Zellbestandteile in einer bildhaften Darstellung.

Modelle können aber auch nur in Form von Ideen und Vorstellungen existieren. In diesem Fall spricht man von einem Gedankenmodell. In der Chemie führen wir häufig Modellexperimente durch.

Wir verwenden Modelle vor allem, um ...

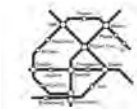
- sehr große oder sehr kleine Dinge abzubilden;
- Vorgänge in der Natur oder der Technik zu beschreiben und zu erklären (Funktionsmodelle);
- uns eine Vorstellung von Gegenständen oder Vorgängen zu machen, die wir nicht sehen oder wahrnehmen können (Anschauungsmodelle); sowie
- Ideen und Vermutungen zu überprüfen.

Modelle werden also immer für einen bestimmten Zweck entwickelt. Sie müssen so einfach wie möglich sein, aber genau genug, um den Sachverhalt oder die Idee anschaulich darzustellen. Der Globus ist zum Beispiel ein geeignetes Modell für die Erde, wenn man wissen möchte, wo Asien im Vergleich zu Europa auf der Erde zu finden ist. Wenn man wissen möchte, wie man mit dem Auto von Frankfurt nach Düsseldorf kommt, ist der Globus als Modell ungeeignet. Dazu muss man ein anderes Modell verwenden, z. B. einen Straßenatlas. Alle Modelle sind nur in bestimmten Grenzen gültig und sinnvoll anwendbar. Durch neue wissenschaftliche Erkenntnisse werden bestehende Modelle häufig verfeinert oder von neuen Modellen abgelöst.

VORSCHAU

Aufgabe

Stelle in der Tabelle Übereinstimmungen und Unterschiede zwischen Modell und Wirklichkeit dar.

Modell	Übereinstimmungen	Unterschiede
		

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 2

Vorstellungen des Unsichtbaren

Name: _____

Versuch 1: Wie sieht das Innere des Schuhkartons aus?

Material	Ziel
Schuhkarton mit eingeklebten Pappwänden. Im Schuhkarton befindet sich eine Kugel. Der Schuhkarton ist mit seinem Deckel und einen Gummiband verschlossen. Zusatzblätter.	Findet heraus, wie der Schuhkarton innen aussieht. Ihr dürft dazu den Schuhkarton in alle Richtungen bewegen. Ihr dürft ihn aber nicht öffnen.

Durchführung

a) Jeder zeichnet ein Modell des Inneren des Schuhkartons in ein leeres Rechteck auf ein Zusatzblatt.
b) Vergleicht eure Zeichnungen.
c) Öffnet den Karton und jeder vergleicht die Innenausstattung mit seiner Zeichnung.

Versuch 2: Womit ist das Überraschungsei gefüllt?

Material	Ziel
1 gefülltes Überraschungsei (unbekannte Substanz), 2 – 3 leere Überraschungseier, Reis, Erbsen, Linsen, Metallkugeln, Büroklammern, Sand, Zusatzblätter	Findet heraus, womit das Überraschungsei gefüllt ist.

Durchführung

a) Formuliert zuerst eine Vermutung.
b) Zeichnet mithilfe der leeren Überraschungseier ein Modell des gefüllten Überraschungseis auf das Zusatzblatt und überprüft eure Vermutung.
c) Öffnet das Überraschungsei und vergleicht euer Ergebnis mit der Lösung.

Vermutung: _____

Tatsächlicher Inhalt: _____

Aufgabe

Kreuzt hier die richtigen Aussagen an.

Das Modell …	Schuhkarton	Überraschungsei
… stellt die Wirklichkeit verkleinert dar.		
… überprüft eine Vermutung.		
… bildet die Wirklichkeit nach.		
… veranschaulicht die Funktionsweise eines Geräts.		
… ist eine Vorstellung des Unsichtbaren.		
… stellt die Wirklichkeit vergrößert dar.		

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

VORSCHAU

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 4

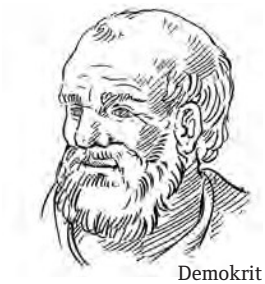
Name: _____

Atomvorstellungen im Wandel der Zeit (1)

INFORMATIONSSEITE

Bereits lange vor unserer Zeitrechnung haben sich Menschen über den Ursprung der Natur und ihrer Phänomene Gedanken gemacht. (Natur-) Philosophen stellten Fragen an die Natur, äußerten Vermutungen und versuchten, Antworten auf die Frage zu finden, woraus die Welt besteht. Im 6. Jh. v. Chr. behauptete **Thales von Milet** (ca. 624 – 547 v. Chr.), Wasser sei der Urstoff aller Dinge. Im Gegensatz dazu erklärte **Anaximenes** (ca. 585 – 525 v. Chr.) die Entstehung aller Dinge durch Verdünnung und Verdichtung der Luft. **Heraklit von Ephesos** (ca. 540 – 480 v. Chr.) sah das Feuer als die Ursache aller Naturerscheinungen. Diese unterschiedlichen Theorien vereinte **Empedokles aus Agrigent** (ca. 495 – 435 v. Chr.) in seiner **Vier-Elemente-Lehre**. Diese besagt, dass Feuer (glühend), Wasser (flüssig), Erde (fest) und Luft (gasförmig) die Grundbausteine aller Dinge sind. **Anaxagoras** (ca. 499 – 428 v. Chr.) wiederum behauptete, es gebe eine unbegrenzte Anzahl von Stoffen, die sich wiederum aus Stoffteilchen zusammensetzen. Diese Stoffteilchen sind in unbegrenzter Zahl und Kleinheit vorhanden und müssen sich wiederum in noch kleinere Teilchen aufspalten lassen.

Die bedeutendsten griechischen Naturphilosophen des Altertums waren **Leukipp** (um 450 v. Chr.) und **Demokrit** (ca. 460 – 370 v. Chr.). Nach ihrer Vorstellung setzten sich alle Dinge aus Teilchen zusammen, die mit den Augen nicht sichtbar sind. Diese Teilchen sind winzig klein und können nicht weiter zerkleinert werden. Daher benannten sie diese Teilchen als **Atome** (vom griechischen Wort „atomos“ für unteilbar). Atome unterscheiden sich in ihrer Form und Größe. Weiche oder flüssige Materialien sollen aus kugel- bzw. eiförmigen Teilchen mit Mulden und Dellen bestehen, während feste und spitze Gegenstände aus eckigen Atomen mit Haken und Ösen aufgebaut sind. Es sind ganz unterschiedliche Formen denkbar, die sich miteinander verbinden können. Die Atome befinden sich ständig in Bewegung und treiben im leeren Raum umher. Durch zeitweilige Verbindung untereinander bauen sie alle Stoffe auf. **Epikur** erweiterte diese Vorstellung durch die Annahme, dass die Atome nicht nur eine bestimmte Form und Größe haben, sondern auch ein bestimmtes Gewicht besitzen.


Demokrit

Diese Überlegungen zu den kleinsten Teilchen wurden damals stark angezweifelt, da man die Teilchen ja nicht sehen konnte und alle Theorien nicht beweisbar waren. Die Lehre von den vier Elementen war für die Menschen greifbarer, weil Erde, Wasser, Feuer und Luft sichtbare Bestandteile der realen Umwelt waren. **Aristoteles** (ca. 384 – 322 v. Chr.) entwickelte daraus eine klar festgelegte **Naturphilosophie**. Den Elementen Feuer, Erde, Wasser und Luft fügte er noch den Äther als fünftes Element hinzu, das den Raum zwischen den Gestirnen ausfüllte. Ein leerer Raum war für ihn undenkbar. Diese Naturphilosophie prägte das Denken bis weit in die Neuzeit hinein.

Aristoteles

John Dalton (1766 – 1844) nahm für die Chemie die Theorie der unteilbaren Atome wieder auf. Er kam zu der Erkenntnis, dass chemische Elemente jeweils aus einer Sorte von Atomen bestehen. Die Atome sind massive **Kugelteilchen**. Es gibt genau so viele Atomsorten wie es Elemente gibt. Alle Atome eines Elements sind gleich groß und gleich schwer. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich voneinander durch Größe und Gewicht. Auch Dalton war der Meinung, dass es nicht möglich ist, Atome in noch kleinere Teile zu zerlegen oder zu zerstören. Bei chemischen Reaktionen werden Atome umgruppiert. Durch ihn wurde die Atomtheorie in die moderne Chemie eingeführt (1808). Aber

John Dalton

VORSCHAU

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 4

Atomvorstellungen im Wandel der Zeit (2)

Name: _____

INFORMATIONSSEITE

erst 1860 wurde die Atomvorstellung auf dem internationalen Chemikerkongress in Karlsruhe anerkannt.

Um die elektrischen Eigenschaften der Stoffe und die chemischen Bindungskräfte erklären zu können reicht das Kugelteilchenmodell jedoch nicht aus. Daher suchte man Möglichkeiten, mehr über das Innere von Atomen herauszufinden. Dem englischen Physiker **Joseph John Thomson** gelang es 1897 das Elektron als negativ geladenen Atombaustein nachzuweisen. Nach seiner Vorstellung waren die Elektronen in eine positiv geladene Masse eingebettet wie die Rosinen in einem Kuchenteig. 1904 veröffentlichte Thomson sein Atommodell, das unter dem Namen **Rosinenkuchenmodell** bekannt ist.

Joseph John Thomson

1900 werden die bereits bekannten Teilchen der sogenannten „Kanalstrahlen“ als Protonen benannt.

Mit der Entdeckung der Röntgenstrahlen (Wilhelm Conrad Röntgen, 1895) und der Radioaktivität (Henri Becquerel, 1896) standen den Wissenschaftlern außerdem neue experimentelle Möglichkeiten zur Verfügung. Nach Jahren der intensiven Forschung veröffentlichte **Ernest Rutherford** 1911 sein **Kern-Hülle-Modell**. Seine Theorie besagt, dass ein Atom aus einem positiv geladenen Kern besteht, der von einer negativ geladenen Hülle umgeben ist. In der Hülle bewegen sich die Elektronen um den Atomkern herum.

Ernest Rutherford

Das Kern-Hülle-Modell wurde durch die Erkenntnisse vieler Wissenschaftler im Laufe des 20. Jhs. weiterentwickelt. Der dänische Physiker **Niels Bohr** (1885 – 1962) verknüpfte das Kern-Hülle-Modell seines Lehrers Ernest Rutherford mit der Quantentheorie von Max Planck und Albert Einstein und legte im Jahr 1913 eine verfeinerte Theorie zum Aufbau der Atomhülle vor, die bis 1916 von **Arnold Sommerfeld** (1868 – 1951) noch konkretisiert wurde.

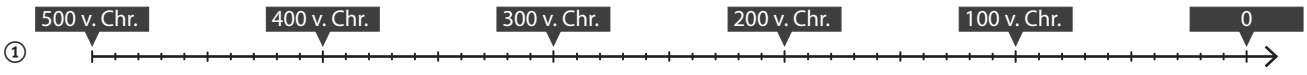
Niels Bohr

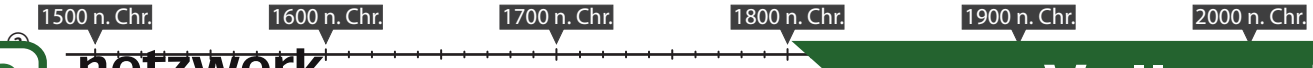
In ihrem Modell bewegen sich die Elektronen in der Hülle nur auf bestimmten elliptischen Bahnen um den Atomkern. Basierend darauf nutzen wir heute das **Schalenmodell**, in dem sich die Elektronen in bestimmten Aufenthaltsbereichen, die wie die Schalen einer Zwiebel angeordnet sind, um den Kern bewegen. 1932 gelingt es James Chadwick das Neutron nachzuweisen. In der Folgezeit wurden noch weitere kleinste Teilchen gefunden und verfeinerte Atommodelle entworfen (beispielsweise das Kugelwolkenmodell und das Orbitalmodell), denn auch mit dem Schalenmodell kann man nicht alle chemischen Fragestellungen zufriedenstellend erklären.

Arnold Sommerfeld

Aufgabe

Übertrage diese Zeitleisten auf ein Zusatzblatt und ergänze die wichtigsten Daten, Personen und Modellen bis hin zum Schalenmodell der Moderne.





VORSCHAU

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 5

Dalton und das Kugelteilchenmodell (1)

Name: _____

Atome bestehen aus extrem kleinen, massiven Kugeln.

Jede Atomsorte hat eine bestimmte Größe und eine bestimmte Masse.

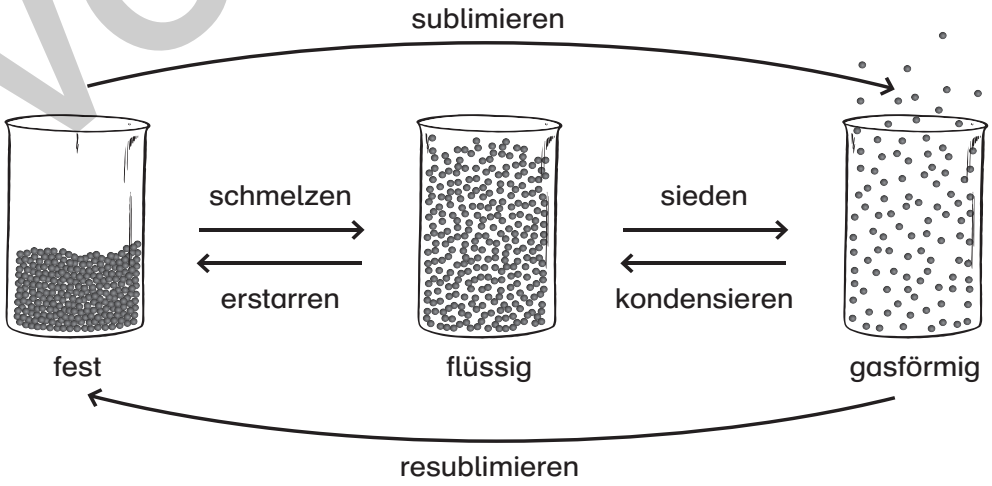
Die Kugeln sind unteilbar.

Jedes Element besteht aus einer eigenen Atomsorte. Alle Atome eines Elements sind untereinander gleich. Es gibt genau so viele Atomsorten, wie es Elemente gibt.

Bei chemischen Reaktionen werden die Teilchen der Ausgangsstoffe zu neuen Stoffen umgruppiert. Es werden dabei weder Atome vernichtet, noch entstehen neue.

VORSCHAU

Mit dem Kugelteilchenmodell von John Dalton kann man viele Vorgänge in der Chemie gut erklären. Im Chemieunterricht werden damit zum Beispiel das Gesetz von der Erhaltung der Masse oder die Aggregatzustände und deren Übergänge erklärt:



Auch das Ergebnis des folgenden Versuchs kann man mithilfe des Kugelteilchenmodells herleiten.

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen

zur Vollversion

Station 2

Name: _____

Die Entdeckung des Periodensystems (1)

INFORMATIONSSEITE

Die Vier-Elemente-Lehre von Feuer, Wasser, Erde und Luft war bis ins 17. und 18. Jahrhundert noch Grundlage aller Erklärungen chemischer Phänomene. Dennoch beschäftigte die Frage nach der Art und der Anzahl der Grundsubstanzen weiterhin viele Wissenschaftler dieser Zeit.

1798 stellte der französische Chemiker Antoine **Lavoisier** eine Liste von 33 einfachen Stoffen auf, die sich nicht in weitere Substanzen aufspalten lassen.

John **Dalton** stellte 1803 seine Theorie der Atome als kleinste Teilchen vor und berechnete für einige der bekannten Elemente relative Atomgewichte. Die Existenz von Atomen als Kugelteilchen wurde aber lange Zeit angezweifelt.

Der deutsche Chemiker Johann Wolfgang **Döbereiner** veröffentlichte 1829 seine Triadenregel, in der er die „Dreiheit als Prinzip der Gruppierung" vorschlug. Er gruppierte Elemente mit ähnlichen Eigenschaften in Dreiergruppen, den Triaden. So bildeten Lithium, Natrium und Kalium beispielsweise eine Triade. Eine andere bestand aus Iod, Chlor und Brom. Weitere Dreiergruppen waren Calcium, Strontium und Barium sowie Schwefel, Selen und Tellur. Er stellte fest, dass das Atomgewicht des mittleren Elements vorhersagbar war, da es ziemlich genau dem Mittelwert der Atommassen der beiden anderen Elemente entsprach.

Der britische Chemiker John **Newlands** sprach bereits 1864 vom Gesetz der Oktaven als systematisches Grundprinzip. Er ordnete die bekannten Elemente nach steigender Atommasse und stellte fest, dass sich die chemischen Eigenschaften in jeder achten Position wiederholten.

In Russland arbeitete zu dieser Zeit der russische Chemieprofessor Dimitrij **Mendelejew** an einem Lehrbuch für seine Studenten. Auch er wollte die bekannten Elemente nach einem systematischen Prinzip anordnen. Mendelejew beschäftigte sich bereits seit einiger Zeit mit der Frage, ob es eine Ordnung in der Vielfalt der 63 Elemente gibt. Einige der zu dieser Zeit bekannten Elemente wiesen ganz offensichtliche Ähnlichkeiten auf. Andere wiederum ließen sich kaum miteinander vergleichen. Manche Elemente hatten zwar ganz unterschiedliche Eigenschaften, aber sie reagierten mit bestimmten Stoffen in der gleichen Weise. Eine Ordnung nur nach aufsteigendem Atomgewicht brachte keine erkennbare Ordnung in das Durcheinander der Elemente, denn auf diese Weise zeigten benachbarte Elemente keine Ähnlichkeit in ihren Eigenschaften. Mendelejew, der alle charakteristischen Eigenschaften der Elemente im Kopf hatte, schrieb 1869 die Namen der Elemente auf einzelne Karten und sortierte und gruppierte sie so lange um, bis er ein System aus Spalten und Reihen gefunden hatte, in dem Elemente mit ähnlichen Eigenschaften in einer Reihe standen und die Atomgewichte der Elemente innerhalb der Reihe größer wurden. Die Reihen legte er so übereinander, dass die Atomgewichte von rechts nach links sowie von einer Spalte zur nächsten anstiegen. Es zeigte sich, dass bestimmte Eigenschaften regelmäßig (periodisch) wiederkehrten. Damit war eine erste Form des Periodensystems der Elemente gefunden.

Zeitgleich mit Mendelejew hatte auch der deutsche Chemiker Julius Lothar **Meyer** 1869 eine Ordnung der Grundsubstanzen erstellt, die dem System Mendelejews sehr ähnlich war. Er ordnete 56 bekannte Elemente nach steigender Atommasse in 13 Gruppen mit bis zu fünf ähnlichen Elementen. Aber er zögerte zu lange mit der Veröffentlichung, sodass Mendelejew heute als derjenige gilt, der Ordnung in das Reich der Elemente gebracht hat.

Im Lauf der folgenden Jahre nahm Mendelejew ständig Veränderungen und Ergänzungen vor, denn die erste Fassung des Periodensystems wies noch Fehler in der Platzierung mancher Elemente auf. Stellenweise schienen benachbarte Elemente in ihren Eigenschaften und Atomgewichten nicht zusammen zu passen. Mendelejew ließ daher an diesen Stellen einfach Lücken und sagte die Existenz von bis dahin noch nicht entdeckten Elementen und deren Eigenschaften voraus. So klaffte zunächst eine Lücke zwischen Aluminium und Indium, die durch die Entdeckung von Gallium wenige Jahre später geschlossen werden konnte. Mendelejew hatte für dieses Element ein Atomgewicht von 68 vorhergesagt. Gallium besitzt tatsächlich eine Atommasse von 69,7. Die Anordnung der Reihen und Spalten wurde später so umgestellt, dass das leichteste Element in der ersten Spalte oben und das schwerste Element rechts unten steht, so wie wir das aus der Darstellung des Periodensystems der Elemente heute kennen.

VORSCHAU

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

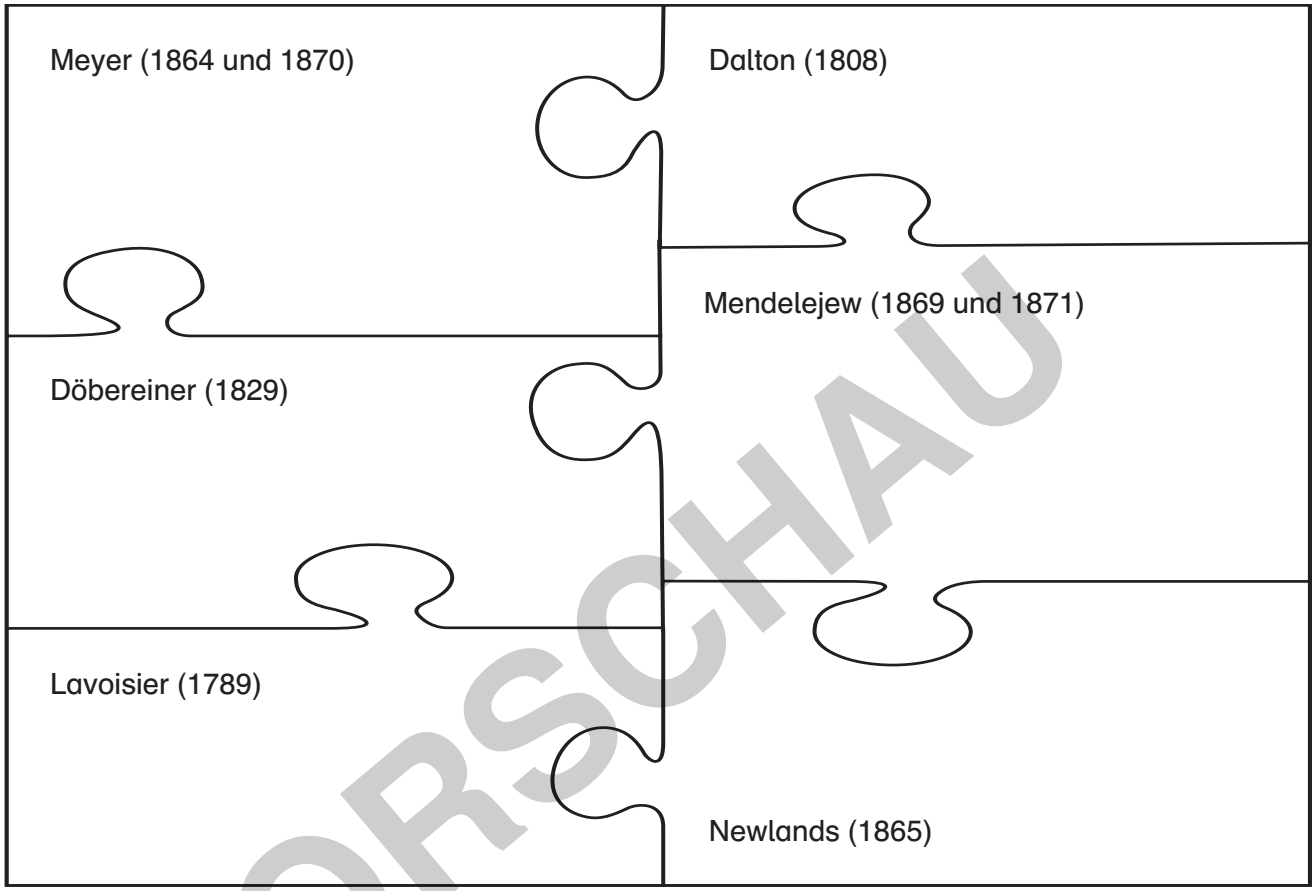
Station 2

Name: _____

Die Entdeckung des Periodensystems (2)

Aufgabe 1

Lies dir den Text über die Entdeckung des Periodensystems aufmerksam durch und markiere wichtige Informationen. Trage die wichtigsten Entdeckungen der Wissenschaftler in das jeweilige Puzzleteil ein.



VORSCHAU

Aufgabe 2

Vergleiche Mendelejews erstes Periodensystem mit unserem heutigen Periodensystem. Beschreibe die Unterschiede.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen

zur Vollversion

Station 2

Die Entdeckung des Periodensystems (3)

Name: _____

Aufgabe 3

Die Tabelle zeigt einen Ausschnitt aus Mendelejews erstem Periodensystem. Makiere mit den Zahlen 1 – 11 die Elementfamilien, die Mendelejew bereits richtig zugeordnet hatte.

○ H = 1			○ Cu = 63,4	○ Ag = 108	○ Hg = 200
	○ Be = 9,4	○ Mg = 24	○ Zn = 65,2	○ Cd = 112	
	○ B = 11	○ Al = 27	○ ? = 68	○ Ur = 116	○ Au = 197?
	○ C = 12	○ Si = 28	○ ? = 70	○ Sn = 118	
	○ N = 14	○ P = 31	○ As = 75	○ Sb = 122	○ Bi = 210
	○ O = 16	○ S = 32	○ Se = 79,4	○ Te = 128?	
	○ F = 19	○ Cl = 35,5	○ Br = 80	○ J = 127	
○ Li = 7	○ Na = 23	○ K = 39	○ Rb = 85,4	○ Cs = 133	○ Tl = 204
		○ Ca = 40	○ Sr = 87,6	○ Ba = 137	○ Pb = 207

Aufgabe 4

Benenne die Kriterien, nach denen das heutige Periodensystem der Elemente geordnet ist.

_____

_____

Aufgabe 5

Mendelejew hat in dem abgebildeten Ausschnitt seines ersten Periodensystems (vgl. Aufgabe 3) vier Fragezeichen: ? = 68, ? = 70, Te = 128?, Au = 197?

a) Gib an, welche Bedeutung diese Fragezeichen haben.

_____

_____

_____

_____

b) Benenne die folgenden Elemente mithilfe des heutigen Periodensystems:

_____ = 68 _____ = 70

Aufgabe 6

Begründe, warum diese tabellarische Auflistung mit dem Fachbegriff „Periodensystem der Elemente“ bezeichnet wird.

_____

VORSCHAU

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 7

Nachweis der Halogenide durch Fällungsreaktionen

Name: _____

INFORMATIONSSEITE

Chlor-, Brom- oder Iodverbindungen reagieren alle in ähnlicher Weise mit Silbernitratlösung. Versetzt man eine wässrige Lösung der Halogenverbindungen mit Silbernitrat, so bildet sich jeweils ein flockiger, nicht löslicher Feststoff, ein sogenannter Niederschlag. Weil dieser Feststoff „ausfällt", spricht man von einer „Fällungsreaktion". Der Niederschlag besteht aus dem entsprechenden Silberhalogenid. Allerdings unterscheiden sich die Niederschläge von Silberiodid, Silberbromid und Silberchlorid in ihrer Farbe. So kann man erkennen, welches Halogen an der Verbindung beteiligt war. Ein Niederschlag aus Silberchlorid ist weiß. Handelt es sich um Silberbromid, so ist der ausgeflockte Feststoff eher weißgelb, während Silberiodid deutlich gelb ausfällt. Auf diese Weise kann man im Labor nachweisen, welches Halogenid in der wässrigen Lösung vorlag.

VORSCHAU

Versuch: Welches Halogen ist an der Verbindung beteiligt?

Material	Chemikalien
4 Reagenzgläser, 1 Reagenzglasständer, 1 Pipette, 1 Spatel	Natriumchlorid, Natriumbromid, Natriumiodid, Silbernitratlösung, unbekannte Substanz, Wasser

Durchführung

a) Nehmt drei Reagenzgläser. Löst in jedem Reagenzglas immer nur eine der folgenden Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumbromid und Natriumiodid. Ihr braucht jeweils nur eine Spatelspitze des jeweiligen Stoffes.
b) Gebt anschließend in jedes Reagenzglas einige Tropfen Silbernitratlösung hinzu.
c) Zuletzt wiederholt die Schritte a) und b) mit der unbekannten Substanz.
d) Entscheidet nun, ob es sich bei der unbekannten Substanz um Kaliumchlorid, Kaliumbromid oder Kaliumiodid handelt.

Beobachtung:

Natriumchlorid + Silbernitratlösung	Natriumbromid + Silbernitratlösung	Natriumiodid + Silbernitratlösung	unbekannte Substanz + Silbernitratlösung
Die Farbe des Niederschlags ist _____.	Die Farbe des Niederschlags ist _____.	Die Farbe des Niederschlags ist _____.	Die Farbe des Niederschlags ist _____.

Ergebnis: Es handelt sich bei der unbekannten Substanz um _____, weil

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

Station 8

Name: _____

Die Edelgase (1)

INFORMATIONSSEITE

Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe) und Radon (Rn) werden als **Edelgase** bezeichnet. Die Angehörigen dieser Elementfamilie sind sehr reaktionsträge, d.h. sie gehen praktisch keine Verbindungen ein. Daher bezeichnet man sie als „edel". Dies ist darauf zurückzuführen, dass die Elemente der VIII. Hauptgruppe bereits eine mit acht Elektronen (bzw. zwei Elektronen beim Helium) voll besetzte Außenschale haben. Dies ist ein besonders stabiler Zustand, den alle Atome anstreben. Bei chemischen Reaktionen versuchen die Atome daher eine Außenschale wie die der Edelgase zu erreichen. Man spricht auch von der Edelgasregel oder Oktettregel (Oktett = acht Stück). Eine Ausnahme bildet hierbei das Helium. Helium steht in der 1. Periode, hat also nur eine Schale. Da die erste Schale nur maximal zwei Elektronen aufnehmen kann, hat Helium bereits mit zwei Elektronen eine voll besetzte Außenschale.

Die farblose und geruchlosen Edelgase haben so niedrige Siedetemperaturen, dass sie bereits weit unter 0°C gasförmig sind. Im Gegensatz zu anderen gasförmigen Elementen liegen in den Edelgasen einzelne Atome vor. (Zur Erinnerung: In Sauerstoff liegen O_2-Moleküle als kleinste Bausteine vor.) Eine wichtige gemeinsame Eigenschaft der Edelgase ist, dass sie nicht brennbar sind. Diese Eigenschaft macht die Edelgase interessant für viele technische Anwendungen, bei denen hohe Temperaturen oder die Anwesenheit von Sauerstoff eine Rolle spielen.

Helium: Das Gas ist nach dem griechischen Sonnengott Helios benannt und hat eine niedrige Dichte (0,000 178 5 $\frac{g}{cm^3}$). Es wird aus Erdgas gewonnen. Verwendung findet Helium als Ballongas, zusammen mit Sauerstoff als Atemgas beim Tauchen und in Helium-Neon-Lasern. Wenn Helium elektrischen Strom leitet, leuchtet es milchig rosa.

Neon: Es ist das am wenigsten reaktive aller Elemente. Neon wird gerne als Füllgas in Neonröhren verwendet und ist ebenfalls ein wichtiger Bestandteil von Helium-Neon-Lasern.

Argon: Sein Name wird vom altgriechischen Wort für „träge" abgeleitet. Argon ist das billigste inerte (= reaktionsträge) Gas, weil es in der Erdatmosphäre in relativ großen Mengen (fast 1 %) vorhanden ist. Seine Anwendungen beruhen darauf, dass das Gas auch bei hohen Temperaturen nicht reagiert. Als Schutzgas wird Argon beim Schweißen und bei der Herstellung von Legierungen aus sehr unedlen Metallen verwendet. Zudem ist es Bestandteil von Energiesparlampen und Leuchtstoffröhren. Bei der Erzeugung von flüssigem Sauerstoff und flüssigem Stickstoff (durch Destillation), ist Argon eines der Nebenprodukte.

Krypton: Da es ein schlechter Wärmeleiter ist und die Temperatur des Glühfadens mehr als 3 000 °C betragen kann, wird Krypton häufig als Füllgas von Glühlampen verwendet. So ergibt sich eine bessere Lichtausbeute als bei der Füllung mit Argon oder Stickstoff. Zusätzlich wird es bei Leuchtstoffröhren (also auch Energiesparlampen) genutzt. Wenn Krypton elektrischen Strom leitet, leuchtet es bläulich weiß.

Xenon: Dieses Edelgas wird in Xenon-Kurz-Bogenlampen in Kinoprojektoren oder Suchscheinwerfern sowie in Gasentladungslampen von Autoscheinwerfern oder Blitzlichtgeräten verwendet. Wenn Xenon elektrischen Strom leitet, leuchtet es blassviolett. Von Xenon sind einige Verbindungen mit Flour bekannt.

Radon: Radon ist radioaktiv und kommt als natürliche Strahlungsquelle in Gesteinen vor, z. B. Granit. Dies ist eine der Ursachen dafür, dass in Kellern eine hohe Radonkonzentration vorkommen kann. Da es ein Zerfallsprodukt von Uran ist, haben Thermalquellen oft hohe Radonwerte, da das Wasser durch die beim Zerfall abgegebene Wärme erhitzt wird.

VORSCHAU

netzwerk lernen

zur Vollversion

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

Station 8

Name: _____

Die Edelgase (2)

Hinweis: Beantworte die Aufgaben auf einem Zusatzblatt.

Aufgabe 1

Nenne sechs gemeinsamen Eigenschaften von Edelgasen.

Aufgabe 2

Ergänze die Tabelle mithilfe deines Chemiebuchs.

Eigenschaften	Helium	Neon	Argon	Krypton	Xenon	Radon
Siedetemperatur						
Dichte						

Aufgabe 3

Begründe, mithilfe der Siedetemperaturen (aus Aufgabe 2), warum alle Edelgase bei Zimmertemperatur gasförmig sind.

Aufgabe 4

In der Technik werden Edelgase durch fraktionierte Destillation von flüssiger Luft gewonnen. Flüssige Luft hat eine Temperatur von ca. -190 °C. Gib an, in welcher Reihenfolge man die Edelgase bei der fraktionierten Destillation in flüssiger Luft auffangen kann.

Aufgabe 5

Im Jahr 1962 wurde eine unerwartete Entdeckung gemacht. Forscher konnten eine Xenonverbindung nachweisen. Inzwischen sind mehrere Xenonverbindungen bekannt, an denen meisten das Element Fluor beteiligt ist.

a) Begründe, warum die Entdeckung einer Xenonverbindung die chemische Fachwelt damals so erstaunt hat.

b) Begründe, warum ausgerechnet das Element Fluor an den Xenonverbindungen beteiligt ist.

Aufgabe 6

Gib an, welche Eigenschaften Helium zu einem geeigneten Füllgas von Heißluftballonen machen.

Aufgabe 7

Beschreibe mithilfe des Schalenmodells, wodurch sich ein Heliumatom von den Atomen aller anderen Edelgase unterscheidet.

VORSCHAU

Anja Dombrowski: Lernzirkel Periodensystem und Atommodell
© Auer Verlag

netzwerk lernen

zur Vollversion