



ZUSAMMENFASSUNG ATOMAUFBAU UND PERIODENSYSTEM

Zusammenfassung zur Chemie-Prüfung über den
Atomaufbau und das Periodensystem.

Exposee

Zusammenfassung zur Chemie-Prüfung vom 05.04.2018 über den Atomaufbau und das
Periodensystem.

RaviAnand Mohabir
ravianand.mohabir@stud.altekanti.ch
<https://dan6erbond.github.io>

Inhalt

| | |
|---|---|
| 1 Die Entwicklung der Atommodelle (Kap. 3.1) | 3 |
| 1.1 Sie können die Entwicklung der Atommodelle skizzieren (Dalton, Thomson Becquerel, Marie und Pierre Curie, Rutherford und Bohr)..... | 3 |
| 1.1.1 Dalton | 3 |
| 1.1.2 Thomson Becquerel..... | 3 |
| 1.1.3 Marie und Pierre Curie | 3 |
| 1.1.4 Rutherford | 3 |
| 1.1.5 Bohr | 4 |
| 1.2 Sie wissen, wie sich Dalton die Atome und ihre Anordnung vorgestellt hat. | 4 |
| 1.3 Sie kennen die drei Arten von Strahlen..... | 5 |
| 1.3.1 α -Strahlen | 5 |
| 1.3.2 β -Strahlen | 5 |
| 1.3.3 γ -Strahlen | 5 |
| 1.4 Sie wissen, was Halbwertszeit ist und können kleine Berechnungen anstellen. | 5 |
| 1.5 Sie kennen den Rutherford'schen Streuversuch und seine Bedeutung (Atomaufbau). | 5 |
| 1.6 Sie kennen das Bohr'sche Schalenmodell, die Bezeichnung der Schalen und wie man die Anzahl der Elektronen berechnet. | 6 |
| 1.7 Sie wissen was eine Spektralanalyse ist und worauf sie beruht. | 6 |
| 1.8 Sie können Atome in Bohr'schen Schalenmodell darstellen..... | 6 |
| 1.9 Sie können das Bohr'sche Schalenmodell und die Flammenfärbung (Schüler Experiment) in den richtigen Zusammenhang bringen. | 6 |
| 2 Atomkern und Atomhülle (Kap. 3.2 und 3.4) | 6 |
| 2.1 Sie kennen den Aufbau der Atome: Atomkern, Elektronenhülle; und deren Grössenverhältnis. 6 | |
| 2.2 Sie wissen, was eine Elementarladung ist..... | 7 |
| 2.3 Sie kennen die Masse und Ladung von Proton, Neutron und Elektron. | 7 |
| 2.4 Sie kennen die verschiedenen Quantenzahlen (eigene Notizen, Buch S. 46 «Orbitale»)..... | 7 |
| 2.5 Sie wissen, was ein Orbital oder eine Ladungswolke ist. | 8 |
| 2.6 Sie können erklären, was Nuklide und Isotope und Reinelemente sind und können Beispiele nennen..... | 8 |
| 2.6.1 Nuklide..... | 8 |
| 2.6.2 Isotope..... | 8 |
| 2.6.3 Reinelemente | 8 |
| 2.7 Sie beherrschen die Schreibweise für Nuklide..... | 8 |
| 2.8 Sie können die C-14 Altersbestimmungsmethode erläutern. | 9 |
| 2.9 Sie können erklären, wieso Atome unterschiedliche Grössen haben und wieso die Grössen von Ionen und ihren zugehörigen Atomen unterschiedlich ist..... | 9 |

| | |
|--|----|
| 3 Periodensystem der Elemente (PSE; Kap. 3.3) | 9 |
| 3.1 Sie wissen, wie das Periodensystem aufgebaut ist. | 9 |
| 3.2 Sie kennen das Periodensystem und können alle Informationen daraus ablesen und interpretieren. Sie können für ein Element alle verfügbaren Informationen aus dem PSE (Periodensystem) lesen. | 10 |
| 3.3 Sie kennen die verschiedenen Hauptgruppen mit ihren speziellen Merkmalen. | 10 |
| 3.4 Sie kennen die chemischen Symbole der ersten Perioden und der Gruppen 1, 2 und 17 auswendig. | 10 |
| 3.5 Sie wissen, wie und wieso (Begründung formulieren können) sich das chemische Verhalten (Eigenschaften und Reaktionsfähigkeit) innerhalb der Alkali- der Erdalkali- und der Halogengruppe verändert. | 11 |
| 4 Elektronegativität (Kap. 3.5)..... | 11 |
| 4.1 Sie können die Definition der EN formulieren und wissen, dass der EN Wert einheitslos und relativ (F:4) ist..... | 11 |
| 4.2 Sie wissen aus welchen zwei Größen die EN zusammengesetzt ist. | 11 |
| 4.3 Sie kennen die zwei Einflussfaktoren der EN und können sie zur Erklärung des EN Wertes eines Elements anwenden..... | 11 |

Status: ☐ in Bearbeitung ☒ Beendet



1 Die Entwicklung der Atommodelle (Kap. 3.1)

1.1 Sie können die Entwicklung der Atommodelle skizzieren (Dalton, Thomson Becquerel, Marie und Pierre Curie, Rutherford und Bohr).

1.1.1 Dalton

Dalton stellte sich die Atome als kleine, massive unzerstörbare Kugeln vor und nahm an, dass alle Atome eines Elements die gleichen Eigenschaften haben. Chemische Reaktionen betrachtete er als Umgruppierungen der Atome. Mit dieser Vorstellung konnte er die Mengengesetze (Erhaltung der Masse, konstantes Massenverhältnis) erklären.

1.1.2 Thomson Becquerel

Die Untersuchung elektrischer Entladungen in Gasen führte zur Entdeckung eines negativ geladenen Teilchens, das wesentlich leichter ist als ein Atom. Thomson nannte es Elektron und konnte zeigen, dass es ein Bestandteil der Atome ist. Die Vorstellung, dass die Atome unzerstörbar sind, musste also aufgegeben werden.

1896 entdeckte er, dass Uran eine unsichtbare Strahlung aussendet, die eine in lichtdurchlässiges Papier eingepackte Fotoplatte schwärzen kann.

1.1.3 Marie und Pierre Curie

Marie und Pierre Curie untersuchten den Effekt, welcher Thomson erkannt hatte, näher und entdeckten 1898 im Uranerz zwei neue, noch wesentlich stärkere strahlende Elemente, das Polonium (Po) und Radium (Ra).

1.1.4 Rutherford

1903 fand Rutherford die Ursache für diese rätselhafte Strahlung: Die Atome dieser Elemente zerfallen. Der radioaktive Zerfall verläuft bei einzelnen radioaktiven Elementen unterschiedlich rasch und ist nicht zu beeinflussen.

1911 untersuchte er das Verhalten von α -Strahlen bei der Durchdringung dünner Metallfolien führte Rutherford zu grundlegend neuen Vorstellungen vom Aufbau der Atome.

Nach seinem Streuversuch ging man davon aus, dass die Atome aus einem Atomkern und einer Atomhülle bestehen.

Rutherford konnte danach auch die Grösse des Atomkerns abschätzen. Er nahm auch an, dass an chemischen Reaktionen nur die Elektronenhülle des Atoms beteiligt ist, der Atomkern hingegen unverändert bleibt.



1.1.5 Bohr

Bohr konnte die Verteilung der Elektronen in der Atomhülle erklären. Diese gingen bei seinen Überlegungen vom Licht aus, das leuchtende Gase aussendet.

Lässt man das Licht der Sonne oder einer Glühbirne auf ein Prisma fallen, entsteht ein Spektrum, in dem alle Farben vorhanden sind, ein kontinuierliches Spektrum. Weisses Licht ist ein Gemisch von Lichtwellen verschiedener Wellenlängen.

Gase oder Metaldämpfe jedoch senden, wenn man ihnen durch eine Flamme oder eine elektrische Entladung genügend Energie zuführt, nur Lichtstrahlen ganz bestimmter Farben (Wellenlängen) aus. Wird dieses Licht auf ein Prisma gerichtet, sind nur einzelne farbige Linien zu erkennen (Linienspektrum). Man spricht von einem Emissionsspektrum.

Werden umgekehrt Gase oder Metaldämpfe mit weissem Licht (in dem Lichtstrahlen aller Wellenlängen vertreten sind) bestrahlt, absorbieren sie genau jene Wellenlängen, die sie auch aussenden können (Absorptionsspektrum).

Den Umstand, dass Atome nur Licht ganz bestimmter Wellenlänge (nur ganz bestimmte Energiebeträge) aussenden oder aufnehmen können, erklärte Bohr mit folgender Annahme:

Die Atomhülle besteht aus Elektronen, die sich mit grosser Geschwindigkeit im Raum um den Atomkern bewegen.

Zwischen der Energie der Elektronen und ihrem Abstand vom Atomkern besteht ein Zusammenhang: Je grösser der Abstand eines Elektrons vom Kern ist, desto grösser ist auch seine Energie. Oder, anders ausgedrückt: Je grösser die Energie eines Elektrons, desto weiter ist es vom Atomkern entfernt.

Durch die Energiezufuhr wird ein äusseres Elektron gegen die Anziehungskraft des Kerns auf ein höheres Energieniveau. Schon kurz danach fällt es auf ein niedrigeres Energieniveau zurück. Die dabei frei werdende Energie wird in Form von Licht bestimmter Wellenlänge abgegeben. Da nur bestimmte Energieniveaus der Elektronen erlaubt sind, kann das Atom nur ganz bestimmte Energieproportionen (Energiequanten) aufnehmen oder abgeben.

Bohr dachte sich diese Energieniveaus als kreisförmige Bahnen (Elektronenschalen), auf denen sich die Elektronen um den Kern bewegen. Er stellte weiteres fest, dass sich in einer Schale (auf einem Energieniveau) maximal $2n$ (n = Nummer der Schale) Elektronen befinden können, in der jeweils äussersten aber nur höchstens acht Elektronen.

Diese AussenElektronen bestimmen die chemischen Eigenschaften. Die Schalen selbst bezeichnete er mit Grossbuchstaben, beginnend mit K, dann L, M, N.

1.2 Sie wissen, wie sich Dalton die Atome und ihre Anordnung vorgestellt hat.

S. [Lernziel 1.1.1](#)



1.3 Sie kennen die drei Arten von Strahlen.

1.3.1 α -Strahlen

α -Strahlen sind zweifach positiv geladene Teilchen (Helium-Kerne: ${}^4_2\text{He}$). Beim α -Zerfall verringert sich die Ordnungszahl um zwei, die Massenzahl um vier. α -Strahlen haben an der Luft nur eine Reichweite von wenigen Zentimetern und werden bereits durch ein Blatt Papier abgeschirmt.

1.3.2 β -Strahlen

β -Strahlen sind Elektronen mit hoher Geschwindigkeit (bis 90% der Lichtgeschwindigkeit), die durch den Zerfall eines Neutrons in ein Proton, ein Elektron und ein Antineutrino ($\bar{\nu}_e$) entstehen. Beim β -Zerfall vergrößert sich die Ordnungszahl des Atoms um eins, die Massenzahl bleibt gleich. β -Strahlen können einige Millimeter dicke Metallschichten durchdringen.

1.3.3 γ -Strahlen

γ -Strahlen sind keine Teilchenstrahlen, sondern elektromagnetische Strahlen, die mehrere Zentimeter dicke Bleiplatten durchdringen können.

1.4 Sie wissen, was Halbwertszeit ist und können kleine Berechnungen anstellen.

Der radioaktive Zerfall verläuft bei einzelnen radioaktiven Elementen unterschiedlich rasch und ist nicht zu beeinflussen.

Die Beständigkeit eines radioaktiven Stoffes wird durch seine Halbwertszeit angegeben.

Die Halbwertszeit ist jene Zeit, nach der die Hälfte des ursprünglich vorhandenen radioaktiven Materials zerfallen ist.

Sie beträgt zum Beispiel für Uran-238 4,5 Milliarden Jahren, für Iod-131 acht Tage und für Meitnerium-276 nur 720 Millisekunden.

Die radioaktiven Strahlen selbst sind unsichtbar, können aber eine Fotoplatte schwärzen und bringen, wenn sie auftreffen, manchen Stoffe zum Leuchten.

1.5 Sie kennen den Rutherford'schen Streuversuch und seine Bedeutung (Atomaufbau).

Im Streuversuch wurde eine Goldfolie mit α -Strahlen beschossen. Da es sich um Teilchenstrahlen handelt, müsste jedes α -Teilchen an den bis dahin für undurchdringlich erklärten Atomen stark abgelenkt werden; nur sehr wenige würden die Folie durchdringen können. Das Gegenteil trat jedoch ein: Fast alle α -Teilchen durchdrangen die Goldfolie.

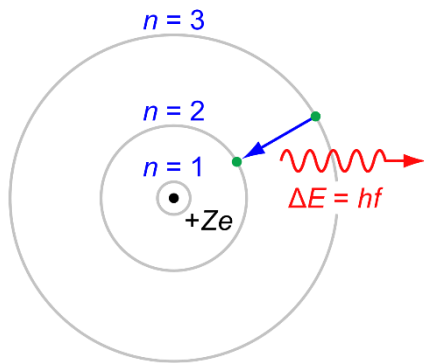
Die Vorstellung, dass Atome undurchdringliche, feste Teilchen sind, konnte somit nicht länger aufrechterhalten werden. Danach ging man davon aus, dass die Atome aus einem Atomkern und einer Atomhülle bestehen.

Im Atomkern befinden sich positiv geladene Teilchen, die Protonen, und praktische gleich schwere ungeladene Teilchen, die Neutronen.

In der Atomhülle bewegen sich die wesentlich leichteren Elektronen, wobei Rutherford noch keine konkreten Aussagen über die Radien von Elektronenbahnen und die Energieverteilung treffen konnte. Ihre elektrische Ladung ist gleich gross wie die der Protonen, hat aber entgegengesetztes Vorzeichen. In einem elektrisch neutralen Atom ist daher die Zahl der Protonen gleich der Zahl Elektronen.

1.6 Sie kennen das Bohr'sche Schalenmodell, die Bezeichnung der Schalen und wie man die Anzahl der Elektronen berechnet.

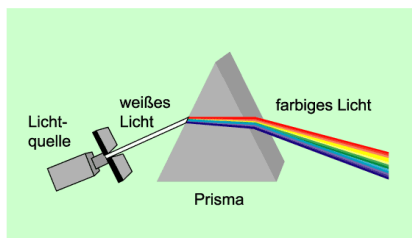
S. [Lernziel 1.1.5](#)



1.7 Sie wissen was eine Spektralanalyse ist und worauf sie beruht.

Die Spektralanalyse nutzt den Umstand, dass jedes Element ganz bestimmte, charakteristische Spektrallinien aussendet, durch die es identifiziert werden kann. Sie ist zu einem wertvollen Hilfsmittel in vielen Bereichen der Wissenschaft geworden.

Aus den Spektrallinien, die eine Probe aussendet oder absorbiert, kann auf die Art der in ihr vorhandenen Elemente geschlossen werden. Die Intensität der jeweiligen Linien gibt Aufschluss über die Menge des Elements. Dabei muss zunächst die Probe in den gasförmigen Zustand gebracht werden, z.B. durch Einsprühen der Probe in eine Gasflamme.



Bei Elementen, die intensive Spektrallinien aussenden, kann mit einem Flammenfotometer die Intensität einer bestimmten Linie gemessen werden. Andere Elemente geben sich zu erkennen, indem sie Licht, das ihren Spektrallinien entspricht, absorbieren. Sie können mit einem Atomabsorptionsspektrometer bestimmt werden.

Diese Verfahren haben besonders in der Spurenanalyse grosse Bedeutung erlangt, da sich damit Elemente bis zu Anteilen von einem Millionstel (ppm) oder einem Milliardstel (ppb) bestimmen lassen.

1.8 Sie können Atome in Bohr'schen Schalenmodell darstellen.

Individuelle Lösungen

1.9 Sie können das Bohr'sche Schalenmodell und die Flammenfärbung (Schüler Experiment) in den richtigen Zusammenhang bringen.

S. [Lernziel 1.1.5](#)

2 Atomkern und Atomhülle (Kap. 3.2 und 3.4)

2.1 Sie kennen den Aufbau der Atome: Atomkern, Elektronenhülle; und deren Grössenverhältnis.

Der Atomkern ist um vier Grössenordnungen kleiner als das dazugehörige Atom. In ihm ist jedoch nahezu die gesamte Masse eines Atoms konzentriert.

Die Masse eines Elektrons ist vergleichsweise gering und beträgt nur 1/1836 der Masse eines Protons. Die Elektronen liefern daher praktisch keinen Beitrag zur Gesamtmasse eines Atoms.

2.2 Sie wissen, was eine Elementarladung ist.

Auch bei der elektrischen Ladung ist es sinnvoll, eine dem atomaren Bereich angepasste Einheit festzulegen: Die Ladung eines Protons oder Elektrons wird als (positive oder negative) Elementarladung bezeichnet.

Jedes Proton besitzt eine positive Elementarladung und trägt damit zur Ladung des Kerns bei. Die Protonenzahl wird daher auch Kernladungszahl genannt. Bspw. haben Kohlenstoffatome sechs Protonen im Kern und damit die Kernladungszahl 6.

2.3 Sie kennen die Masse und Ladung von Proton, Neutron und Elektron.

Protonen, Neutronen und Elektronen lassen sich durch folgende Eigenschaften charakterisieren:

| Eigenschaften | Kern | | Hülle |
|---------------|----------------|---------|----------------|
| | Proton | Neutron | Elektron |
| Symbol | p ⁺ | n | e ⁻ |
| Masse | ~1u | ~1u | Fast nichts |
| Ladung | Positiv | Neutral | Negativ |

2.4 Sie kennen die verschiedenen Quantenzahlen (eigene Notizen, Buch S. 46 «Orbitale»).

Nach dem Bohr'schen Atommodell entspricht jede Elektronenschale einem ganz bestimmten diskreten Energieniveau (Hauptenergieniveau).

Beim Übergang eines Elektrons von einem höheren auf ein niedrigeres Niveau wird eine definierte Energiemenge ($E = h \cdot f$) abgegeben.

Mit dieser Annahme konnte das Linienspektrum des Wasserstoffs (ein Elektron) vollständig interpretiert werden. Die Grenzen des Modells zeigten sich jedoch bei zwei und mehr Elektronen, da die zugehörigen Linienspektren kompliziert wurden.

Sommerfeld verfeinerte das Modell, indem er elliptische Elektronenbahnen annahm. Nach seinen Berechnungen ergaben sich dadurch mehrere diskrete Energiezustände (Untere Energieniveaus), die er mit den Zahlen 0, 2, 3 usw. bzw. mit den Buchstaben s, p, d und f kennzeichnete.

Die Zahlen, die die Energieniveaus in der Atomhülle beschreiben, werden als Quantenzahlen bezeichnet. Die Hauptquantenzahl n kennzeichnet das Hauptenergieniveau eines Elektrons. Sie kann die Werte $n = 1, 2, 3...$ annehmen. Die Nebenquantenzahl l beschreibt die Untere Energieniveaus.



2.5 Sie wissen, was ein Orbital oder eine Ladungswolke ist.

Orbitale entsprechen diskrete Energieniveaus und werden durch die Quantenzahlen charakterisiert.

Die Schrödinger Gleichung ermöglicht die exakte Berechnung der Orbitale des Wasserstoffatoms. Bei allen anderen Atomen mit mehreren Elektronen wird sie wegen der Kräfte zwischen Elektronen so kompliziert, dass sie nur näherungsweise lösbar ist.

Als Ergebnis erhält man neben der Hauptquantenzahl l eine weitere Quantenzahl, die Magnetquantenzahl m_l . In einem Magnetfeld zeigen die Unterniveaus (mit Ausnahme des s-Niveaus) eine weitere Aufspaltung. Es gibt jeweils ein s-, drei p- fünf d- und sieben f-Niveaus. Die Magnetquantenzahlen entsprechen somit der Anzahl der energetisch gleichwertigen Orbitale.

Zur vollständigen Beschreibung der Eigenschaften eines Elektrons ist noch eine vierte Quantenzahl erforderlich, die nicht aus der Schrödinger Gleichung erfolgt, die Spinquantenzahl m_s .

Es wurde festgestellt, dass die Elektronen eine Rotation um die eigene Achse ausführen. Sie besitzen einen Spin. Die Rotation kann im gleichen oder im entgegengesetzten Sinn wie der Bahnumlauf erfolgen. Der Spinquantenzahl werden die Werte $+1/2$ und $-1/2$ zugeordnet.

Die Grösse der jeweiligen Orbitale nimmt mit steigender Hauptquantenzahl (durch eine Ziffer angegeben) zu, die Nebenquantenzahlen s, p, d und f charakterisieren die Form der Orbitale.

s-Orbitale haben die Form einer Kugelschale.

Der Raum in welchem sich die Elektronen in der jeweiligen Schale befindet, wird Orbital/Ladungswolke genannt.

2.6 Sie können erklären, was Nuklide und Isotope und Reinelemente sind und können Beispiele nennen.

2.6.1 Nuklide

Einzelne Atomarten verschiedener Elemente heissen Nuklide. Isotope sind Nuklide mit gleicher Kernladungszahl.

Beispiele: Uran
Element mit 238 Neutronen,
Uran Element mit 235
Neutronen

2.6.2 Isotope

Atome eines Elements, die sich durch die Zahl der Neutronen unterscheiden, werden Isotope genannt.

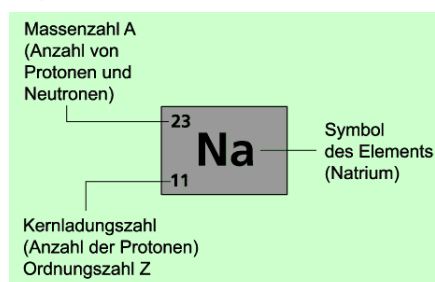
Beispiel: Uran
Element mit 235 Neutronen
(Uran-235)

2.6.3 Reinelemente

Reinelemente bestehen nur aus einer Atomsorte.

Beispiele: Beryllium,
Fluor, Natrium, Aluminium,
Iod

2.7 Sie beherrschen die Schreibweise für Nuklide.



2.8 Sie können die C-14 Altersbestimmungsmethode erläutern.

Für die Archäologie hat die Radiocarbon-Methode grosse Bedeutung für die Altersbestimmung von Fundstücken. Das Verfahren nutzt den Umstand, dass in der Atmosphäre durch die kosmische Strahlung ständig kleine Mengen an radioaktiven ^{14}C gebildet und von Pflanzen bei der Photosynthese zusammen mit «normalem» CO_2 aufgenommen werden. Mit dem Absterben der Pflanzen endet dieser Vorgang, der ^{14}C -Gehalt nimmt mit einer Halbwertszeit von 5730 Jahren ab. Durch einen Vergleich des ^{14}C -Gehalts eines pflanzlichen Überrests mit dem einer lebenden Pflanze kann das Alter der Probe bestimmt werden.

2.9 Sie können erklären, wieso Atome unterschiedliche Grössen haben und wieso die Grössen von Ionen und ihren zugehörigen Atomen unterschiedlich ist.

Die Masse der Atome nimmt im Periodensystem in jeder Periode (Zeile) von links nach rechts zu. Ihr Radius nimmt jedoch von links nach rechts ab, obwohl die Atome gleich viele Elektronenschalen besitzen, da die zunehmende Ladung des Kernes die Elektronenhülle näher an sich zieht.

Bei den Elementen einer Gruppe (Spalte) hingegen nimmt wegen der grösser werdenden Orbitale der Radius von oben nach unten zu (z.B. von Lithium bis Caesium).

Bei der Abgabe von Elektronen (Bildung positiv geladener Ionen) nimmt der Radius ab, weil die äussere Orbitale wegfallen und die jetzt überschüssige Kernladung eine stärkere Anziehungskraft auf die Hülle ausübt.

3 Periodensystem der Elemente (PSE; Kap. 3.3)

3.1 Sie wissen, wie das Periodensystem aufgebaut ist.

Die Anordnung der Elemente im PSE spiegelt den Aufbau ihrer Atome wider.

Das Wasserstoffatom ist das am einfachsten aufgebaute Atom. Sein Kern besteht aus nur einem Proton, in seiner Atomhülle befindet sich ein Elektron. Jedes Hinzufügen eines Protons zum Kern führt zu einem neuen Element, wobei die Kerne aller anderen Elemente stets auch Neutronen enthalten. Ein Proton (und zwei Neutronen) zusätzlich ergeben das Element Helium usw.

Beim jeweiligen Elementsymbol stehen zwei Zahlen:

- Die kleinere, ganze Zahl ist die Ordnungszahl. Sie ist gleichzeitig die Kernladungszahl und gibt die Anzahl der Protonen im Kern und der Elektronen in der Hülle an.
- Die grössere (Dezimal-)Zahl gibt die relative Atommasse an.
- Elemente mit ähnlichen Eigenschaften befinden sich in der gleichen Spalte. Diese Spalten werden als Gruppen bezeichnet.

In der meistverwendeten Darstellungsweise umfasst das PSE 18 Gruppen. Nach einer älteren Bezeichnungsweise werden die langen Gruppen als Hauptgruppen bezeichnet und mit römischen Ziffern von I bis VIII nummeriert. Die mittleren, kürzeren Gruppen werden Nebengruppen genannt.

Für die Elemente der 1., 2. sowie 13. bis 18. Gruppe gilt: Die Einerstelle der Gruppennummer entspricht der Zahl der AussenElektronen.

Die Zeilen im PSE werden Perioden genannt. Auch ihre Nummern haben eine Bedeutung.

Die Periodennummer entspricht der Anzahl der mit Elektronen besetzten Schalen.

3.2 Sie kennen das Periodensystem und können alle Informationen daraus ablesen und interpretieren. Sie können für ein Element alle verfügbaren Informationen aus dem PSE (Periodensystem) lesen.

| | | | |
|--|-------------|----------|-------------------|
| Ordnungszahl | 1 | 1,008 | Atommasse in u |
| Dichte | 0,09 g/L | H | Elementsymbol |
| | Wasserstoff | | Name |
| Elektronegativität | 2,1 | -253 °C | Siedetemperatur |
| Atomradius | 37,3 | -259 °C | Schmelztemperatur |
| in pm (10 ⁻¹² m) | I A (1) | | |
| Gruppe: A = Hauptgruppe, B = Nebengruppe | | | |

3.3 Sie kennen die verschiedenen Hauptgruppen mit ihren speziellen Merkmalen.

- Alkalimetalle: geben ein Elektron ab um den Edelgas-Zustand zu erreichen, gehen sehr schnell in Reaktionen ein
- Erdalkalimetalle: geben zwei Elektronen ab um den Edelgas-Zustand zu erreichen
- Erdmetalle: geben drei Elektronen ab um den Edelgas-Zustand zu erreichen
- Kohlenstoff-Gruppe: nehmen vier Elektronen auf um den Edelgas-Zustand zu erreichen
- Stickstoff-Gruppe: nehmen drei Elektronen auf um den Edelgas-Zustand zu erreichen
- Sauerstoff-Gruppe: nehmen zwei Elektronen auf um den Edelgas-Zustand zu erreichen
- Halogene: nehmen ein Elektron auf um den Edelgas-Zustand zu erreichen, gehen sehr schnell in Reaktionen ein
- Edelgase: besitzen schon den Edelgas-Zustand, «perfekte» Konstellation der Valenzelektronen

3.4 Sie kennen die chemischen Symbole der ersten Perioden und der Gruppen 1, 2 und 17 auswendig.

1 2 17

| | | |
|-------------------------------|--------------------------------|----------------------------|
| 1 H Wasserstoff 1,01 | | |
| 3 Li Lithium 6,94 | 4 Be Beryllium 9,01 | |
| 11 Na Natrium 22,99 | 12 Mg Magnesium 24,31 | 9 F Fluor 19,00 |
| 19 K Kalium 39,10 | 20 Ca Calcium 40,08 | 17 Cl Chlor 35,45 |
| 37 Rb Rubidium 85,47 | 38 Sr Strontium 87,62 | 35 Br Brom 79,90 |
| 55 Cs Cäsium 132,91 | 56 Ba Barium 137,33 | 53 I Iod 126,90 |
| 87 Fr Francium ~223 | 88 Ra Radium ~226 | 85 At Astat ~210 |

Ri

3.5 Sie wissen, wie und wieso (Begründung formulieren können) sich das chemische Verhalten (Eigenschaften und Reaktionsfähigkeit) innerhalb der Alkali- der Erdalkali- und der Halogensgruppe verändert.

Die Reaktionsfähigkeit der Hauptgruppen 1,2 und 13 nehmen von oben nach unten weiter zu, da die Elektronen weiter vom Kern entfernt sind und deswegen nicht so stark angezogen werden.

Bei den Hauptgruppen 14 bis 17 ist es genau umgekehrt, da sie Elektronen aufnehmen nimmt die Anziehungskraft des Kerns von unten nach oben im PSE zu da die Elektronen näher am Kern sind.

4 Elektronegativität (Kap. 3.5)

4.1 Sie können die Definition der EN formulieren und wissen, dass der EN Wert einheitslos und relativ (F:4) ist.

Wenn sich Atome verbinden, hängt es von der Ionisierungsenergie und ihrer Elektronenaffinität ab, wie sich die Elektronen der äussersten Schale zwischen ihnen verteilen. Diese beiden Werte wurden in die Elektronegativität zusammengefasst. Sie gibt die Fähigkeit eines Atoms an, Elektronen innerhalb einer Bindung an sich zu ziehen.

Je höher die EN, umso Reaktionsfreudiger ist ein Element. Fluor ist mit einem EN-Wert von 4.0 das reaktionsfreudigste Element im PSE.

4.2 Sie wissen aus welchen zwei Grössen die EN zusammengesetzt ist.

Mittelwert aus Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität.

Ionisierungsenergie: Gibt den benötigten Energiebetrag an um ein Elektron gegen die Anziehungskraft des Kerns des Atoms zu entfernen.

Elektronenaffinität: Gibt den benötigten Energiebetrag an um dem Atom ein Elektron hinzuzufügen.

4.3 Sie kennen die zwei Einflussfaktoren der EN und können sie zur Erklärung des EN Wertes eines Elements anwenden.

S. [Lernziel 4.1](#) & [Lernziel 4.2](#)

