

Kapitel 1:

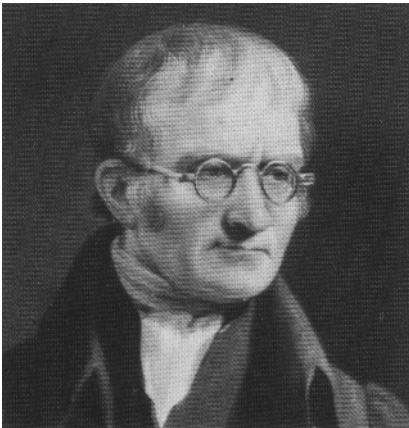
Bausteine der Materie

Demokrit, ein griechischer Philosoph nahm bereits vor mehr als 2500 Jahren an, dass die Materie aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Bausteinen besteht. Er nannte sie deshalb Atome (atomos, griechisch für unteilbar).

Zu Beginn des 19. Jahrhunderts führte der englische Naturforscher Dalton Experimente durch, welche diese Vorstellung unterstützten. Er zeigte, dass Stoffe aus einer beschränkten Anzahl verschiedenartiger Atome aufgebaut sind und dass sich durch Umgruppierung der Atome die Stoffe teilweise ineinander umwandeln ließen.

Mittlerweile weiß man, dass sich Atome in Elementarteilchen weiter zerteilen lassen. Mit geeigneten Versuchsanordnungen lassen sich die Elementarteilchen sogar noch weiter unterteilen. Je kleiner die Bruchstücke werden, desto weniger verhalten sie sich wie die uns vertraute Materie. Es deutet einiges darauf hin, dass es kleinste, nicht weiter teilbare Teilchen, die sich mit unseren Vorstellungen von Teilchen decken, nicht gibt.

Es werden im folgenden Kapitel nur diejenigen Teilchen vorgestellt, die für diesen Kurs von Bedeutung sind. Es sind dies die Atome, sowie deren Bestandteile die Elementarteilchen Protonen, Neutronen und Elektronen. Aus den Atomen entstehen schlussendlich die Stoffteilchen, welche in den nachfolgenden Kapiteln zur Sprache kommen.



John Dalton (1766-1844)

⇒ Radioaktivität, Altersbestimmung, Kernkraft, Nuklearwaffen, Prinzip der Farbigkeit

Die Bausteine der Atome

Kapitel 1: Bausteine der Materie

Die kleinsten Teilchen, aus denen die Materie (stoffliche Welt) besteht, nennt man Elementarteilchen ("Grundbausteine der Materie"). Für die Chemie sind die Neutronen, die Protonen und die Elektronen besonders wichtig.

Elementarteilchen sind unvorstellbar klein. Daher gibt man ihre Massen nicht in den üblichen Masseinheiten Kilogramm oder Gramm an, sondern in der atomaren Masseneinheit u (von engl. unit). $1 u$ entspricht $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Ihre elektrischen Ladungen (falls vorhanden) sind nicht weiter unterteilbar, man nennt diese Ladungen Elementarladungen.

Ihre Eigenschaften im Überblick:

Name	Symbol	Masse	Ladung
Proton	p^+	etwa $1 u$	+e (positive Elementarladung)
Elektron	e^-	etwa $1/2000 u$	-e (negative Elementarladung)
Neutron	n^0	etwa $1u$	ungeladen (elektrisch neutral)

Die elektrische Ladung eines Körpers, der aus Elementarteilchen aufgebaut ist, entspricht der Summe der Elementarladungen seiner Elementarteilchen. So hat ein Körper, bestehend aus $1 p^+$, $1 e^-$ und $1 n^0$, die Gesamtladung Null.

Elektrisch geladene Körper üben Kräfte aufeinander aus. Solche Kräfte heißen elektrostatische Kräfte. Diese Kräfte wirken auch über Distanz, d.h. die Körper müssen sich nicht berühren. Sie nehmen aber mit zunehmender Distanz der Körper sehr schnell ab. Zwei Körper ziehen einander an, wenn ihre Gesamtladungen ungleiche Vorzeichen besitzen (- und +) und sie stoßen sich ab, wenn sie gleiche Vorzeichen besitzen (beide + oder beide -). Je größer die Beträge der beteiligten Ladungen sind, desto größer sind auch die anziehenden oder abstoßenden Kräfte.

L 1

Fragen zu L 1

1. Welche Masse in u hat ein Körper, welcher aus $14 n^0$, $13 p^+$ und $10 e^-$ besteht? Geben Sie zudem die Ladung des Körpers an.
2. Tritt zwischen einem Neutron und einem Proton eine anziehende oder eine abstoßende Kraft auf?
3. Welche elektrostatische Kraft (Anziehung oder Abstoßung) tritt zwischen dem Teilchen aus Frage 1 und einem Teilchen, bestehend aus $12 n^0$, $11 p^+$ und $10 e^-$ auf?

Atome

Kapitel 1: Bausteine der Materie

Atome sind ungeladene Teilchen, die aus Neutronen, Protonen und Elektronen bestehen.

Die Neutronen (n^0) und Protonen (p^+) bilden den Kern der Atome. Daher nennt man diese beiden Elementarteilchen Nukleonen (nucleus: lat. Kern). Die Nukleonen werden durch die sehr starken Kernkräfte zusammengehalten.

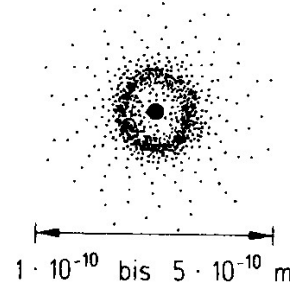
Die Elektronen (e^-) bilden die Hülle des Atoms.

Atome sind unvorstellbar klein; sie können nicht einmal im Elektronenmikroskop direkt erkannt werden.

Die Durchmesser der verschiedenen Atomarten liegen zwischen $1 \cdot 10^{-10}$ und $5 \cdot 10^{-10}$ m. Die Kerndurchmesser sind noch einmal um ein Vielfaches kleiner; sie machen weniger als den zehntausendsten Teil des Atomdurchmessers aus!

Da die Masse der Elektronen vernachlässigbar klein ist, folgt aus den oben stehenden Angaben, dass praktisch die gesamte Masse eines Atoms im sehr kleinen Kern konzentriert ist; die gegenüber dem Kern sehr große Elektronenhülle ist außerordentlich massearm! Somit bestehen Feststoffe (in ihnen berühren sich die aneinander liegenden Atome) praktisch aus masselosem Raum, in dem die sehr kleinen Atomkerne, in denen die Masse konzentriert ist, weit auseinander liegen.

Es gibt verschiedene Arten von Atomen, die so genannten chemischen Elemente. Die Elemente haben einen eigenen Namen und einen Buchstabencode, das Atomsymbol. Man unterscheidet sie auf Grund der Anzahl Protonen in ihrem Kern. Die Zahl der Protonen wird Ordnungszahl genannt und wird links unter das Atomsymbol geschrieben, z.B. ^1H für das Element Wasserstoff (engl. Hydrogen). Die Ordnungszahl heißt so, weil die chemischen Elemente nach aufsteigender Ordnungszahl im Periodensystem der Elemente [s. nächster Lernschritt] eingeordnet werden.



L 2

Fragen zu L 2

1. Welchen Durchmesser hätte ein Atom, wenn dessen Kern so groß wie ein Fußball wäre (Durchmesser ca. 22 cm)?
2. Was ist ein chemisches Element?
3. Der Atomkern enthält keine negativ geladenen Teilchen. Verantwortlich für den Zusammenhalt des Kerns sind die so genannten Kernkräfte. Welche Kräfte, welche im Kern herrschen, müssen betragsmäßig größer sein, die Kernkräfte oder die elektrostatischen Abstoßungskräfte zwischen Protonen?

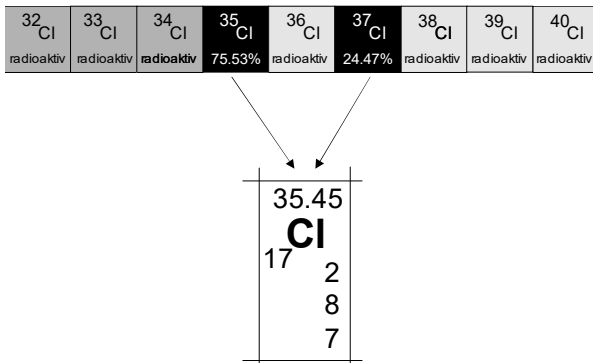
Das Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem der Elemente PSE (auf Zusatzseite) ist eine geordnete Zusammenstellung der bekannten Elemente. Die Atomarten sind von links nach rechts innerhalb einer Periode (Zeile im PSE) nach aufsteigender Ordnungszahl eingeordnet. Nach Abschluss einer Periode steht das folgende Element als erstes in der darunter liegenden Periode. Elemente, die sich in derselben Gruppe (Spalte im PSE) befinden, zeigen oft ein ähnliches chemisches Verhalten. Damit erklärt sich die vertikale Ordnung im PSE.

Die treppenförmige Trennungslinie im rechten Teil des PSE trennt die metallischen Elemente (links) von den nichtmetallischen Elementen (rechts). Enthält ein Stoff nur metallische Elemente, hat er die typischen Eigenschaften der Metalle (s. später im *L Metalle*). Die Elemente, welche die Trennungslinie berühren, bilden Stoffe, welche zum Teil metallische, zum Teil auch nichtmetallische Eigenschaften besitzen. Es sind halbmetallische Elemente.

Die Zahlenkolonnen unterhalb der Atomsymbole enthalten Informationen über den Aufbau der Elektronenhülle. Bei den Zahlen oberhalb der Atomsymbole handelt es sich um die Atommassen in *u*.

Die Atommasse ist nicht eine ganze Zahl, wie man auf Grund der Massen der relevanten Kernbausteine (je ca. 1 u) vermuten könnte, da die chemischen Elemente oft aus verschiedenen Isotopen bestehen (iso: griech. gleich, topos: griech. Ort). Isotope eines Elements haben zwar alle die gleiche Protonenzahl, aber eine unterschiedliche Neutronenzahl. Unten abgebildet ist eine Zusammenstellung der neun bekannten Isotope des Elementes Chlor. Die Zahlen links über den Atomsymbolen sind die Massenzahlen. Die Massenzahl gibt die Anzahl Nukleonen im Kern eines Nuklids (= Atom mit bekannter Massenzahl) an. Nur die Isotope ³⁵Cl und ³⁷Cl (sprich Chlor-35 und Chlor-37) sind stabil. Ihre prozentualen Anteile in natürlich vorkommendem Chlor sind angegeben. Alle anderen Chlor-Isotope hat man zwar entdeckt, doch ihre Kerne zerfallen mit der Zeit. Sie senden dabei energiereiche Strahlung aus, sie sind radioaktiv (=strahlungsaktiv). Die Atommasse von natürlich vorkommendem stabilem Chlor ist die nach Häufigkeit gewichtete Durchschnittsmasse der beiden stabilen Chlorisotope. Diese Durchschnittsmasse ist im PSE eingetragen.



L 3

Fragen zu L 3

1. Wie viele Perioden und Gruppen gibt es im PSE? Wie werden sie nummeriert?
2. Wie lautet die Kurz-Schreibweise für das Atom, welches neben 6 Elektronen noch 6 Protonen und 8 Neutronen enthält?
3. Nicht alle Elemente haben mehrere Isotope. In welchen Fällen kann man - nach Einsichtnahme im PSE - ganz sicher sein, dass ein Element mehrere stabile Isotope besitzt?

Elektronenschalen

Kapitel 1: Bausteine der Materie

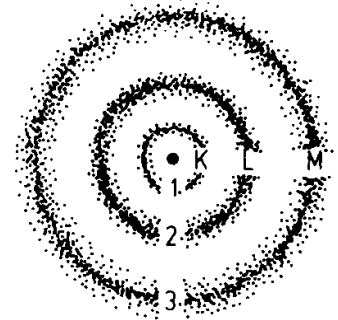
Die Elektronen eines Atoms sind nicht gleichmäßig im Hüllenraum verteilt. Es gibt Bereiche, in denen ihre Aufenthaltswahrscheinlichkeit größer ist als in anderen. Die Bereiche größerer Elektronendichte können als Kugelschalen betrachtet werden, die sich durch ihre Abstände vom Kern unterscheiden (sog. Schalenmodell der Elektronenhülle). Die nebenstehende Abbildung stellt einen Schnitt durch ein Schalenmodell eines Atoms mit drei Elektronenschalen dar. Atome haben zwischen einer bis sieben Elektronenschalen. Diese werden von innen nach außen von 1 bis 7 nummeriert oder mit K, L, M, N, O, P und Q bezeichnet.

Im PSE sind für die Atome der chemischen Elemente die Zahl der Elektronenschalen sowie die Zahl der Elektronen pro Schale angegeben. Vergleichen Sie die nachstehenden Angaben für zwei Atome mit je drei Elektronenschalen (entsprechend der nebenstehenden Abbildung) mit dem Periodensystem:

1. Bei Natrium-Atomen (Na) besteht die 1. Schale (K-Schale) aus $2 e^-$, die 2. Schale (L-Schale) aus $8 e^-$ und die 3. Schale (M-Schale) aus $1 e^-$.
2. Bei Chlor-Atomen (Cl) besteht die 1. Schale aus $2 e^-$, die 2. Schale aus $8 e^-$ und die 3. Schale aus $7 e^-$.

Vorerst werden nur die Elemente der sog. Hauptgruppen des PSE besprochen (Spalten, welche mit den römischen Zahlen I – VIII gekennzeichnet sind), weil hier die Eigenschaften der Atome mit einfachen Modellvorstellungen erfasst werden können. In den Nebengruppen (zwischen den Hauptgruppen II und III) ist die Besetzung der Schalen mit Elektronen oft unregelmäßig, d.h. Elektronen können sich bereits in höheren Schalen aufhalten, obwohl innen liegende Schalen noch freie Plätze für Elektronen hätten. Solche Unregelmäßigkeiten erschweren Vorhersagen über das chemische Verhalten der betreffenden Elemente mit einfachen Modellen.

Modelle sind Bilder aus der Erfahrungswelt des Alltags, mit denen in der Chemie der direkten Sinneswahrnehmung nicht zugängliche Mikrokosmos verständlich gemacht (veranschaulicht) wird.



Die Punkte geben mögliche Aufenthaltsorte von Elektronen an. An Orten mit höherer Punktedichte ist die Aufenthaltswahrscheinlichkeit von Elektronen größer.

L 4

Fragen zu L 4

1. Welche Gemeinsamkeit haben die Elektronenhüllen der Atome derselben Periode?
2. Welche Gemeinsamkeit haben die Elektronenhüllen der Atome derselben Hauptgruppe?
3. Welche Elektronen werden vom Kern stärker gebunden, die der 1. oder die der 3. Schale?

Valenzelektronen

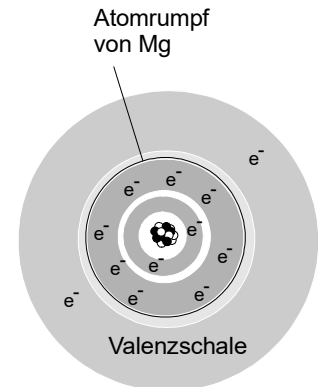
Kapitel 1: Bausteine der Materie

Bei Hauptgruppenelementen wird bei chemischen Reaktionen (Stoffumwandlungen) nur die äußerste Elektronenschale ihrer Atome verändert. Dieser äußersten Elektronenschale kommt somit für die chemischen Eigenschaften eines Elements eine besonders große Bedeutung zu. Man bezeichnet diese Elektronenschale als Valenzschale und ihre Elektronen als Valenzelektronen (von lat. valere = Wert sein; Valenzelektronen sind für das chemische Verhalten von besonderem Wert).

Der Atomkern und die Elektronen, die nicht zur Valenzschale gehören, bilden den sog. Atomrumpf. Atomrümpfe von Hauptgruppenelementen werden bei chemischen Reaktionen nicht verändert; somit stellen solche Atomrümpfe besonders stabile Gebilde dar. Für das Verständnis des Verhaltens von Hauptgruppenelementen ist es zweckmäßig, ihre Atome in die Komponenten stabiler Atomrumpf und veränderbare Elektronenschale zu unterteilen.

Atome sind elektrisch neutrale (ungeladene) Gebilde, da die Zahl der Protonen im Kern gleich der Zahl der Elektronen in der Hülle ist. Bei Atomrümpfen aber fehlen die Valenzelektronen; daher sind Atomrümpfe immer positiv geladen (sie enthalten weniger Elektronen in der Hülle als Protonen im Kern). Zur Konkretisierung dieses Sachverhalts betrachten wir das Magnesium (Mg):

Magnesium-Atome haben 12 Protonen im Kern und 12 Elektronen in der Hülle (drei Schalen mit 2, 8 und 2 Elektronen). Magnesium-Atomrümpfe haben auch 12 Protonen im Kern, aber nur noch 10 Elektronen in der Hülle (zwei Schalen mit 2 und 8 Elektronen). Somit ist die Gesamtladung der Magnesium-Atomrümpfe $+2e$. Man sagt, die Magnesium-Atomrümpfe seien doppelt positiv geladen und gibt ihnen das Symbol Mg^{2+} .



L 5

Fragen zu L 5

1. Beschreiben Sie den Aufbau natürlicher Phosphor-Atomrümpfe detailliert (Kernbausteine, Strukturierung der Elektronenhülle) und geben Sie das Symbol dieses Atomrumpfs an.
2. Welche Symbole haben die Atomrümpfe der 2. Periode des PSE?
3. Elemente der gleichen Hauptgruppe des PSE zeigen in chemischer Hinsicht gewisse gemeinsame Merkmale. Worauf muss diese „chemische Verwandtschaft“ beruhen?

Die Elektronegativität (EN) ist eine Zahl ohne Einheit, die ein Maß dafür ist, wie stark ein Atomrumpf Valenzelektronen zu sich heranzieht. Die EN-Werte wichtiger Hauptgruppenelemente sind unter dem PSE in der kleinen Tabelle angegeben.

Man stellt fest, dass die EN-Werte in einer Periode von links nach rechts zunehmen, z. B. in der 2. Periode von Li (EN = 1,0) zu F (EN = 4,1). Der EN-Wert von Ne (Edelgas, bildet keine Verbindungen) hat für uns keine Bedeutung. Worauf beruht nun diese Zunahme der EN in einer Periode von links nach rechts?

Der Grund dafür ist der, dass die positiven Ladungen der Atomrümpfe von links nach rechts zunehmen, womit die Valenzelektronen immer stärker angezogen werden, d.h. sich immer näher am Atomrumpf aufhalten. Weil die Valenzschale den größten Teil des Atomvolumens ausmacht, drückt sich dieses Verhalten auch in einer Abnahme der Atomradien von links nach rechts in einer Periode aus. (Vergl. dazu die Tabelle der Atom- und Ionenradien).

Betrachtet man die EN-Werte in einer Hauptgruppe, zum Beispiel der VII. Hauptgruppe von F bis I, so stellt man fest, dass diese von oben nach unten abnehmen (von 4,1 für F nach 2,2 für I), obwohl alle Atomrümpfe der VII. Hauptgruppe dieselbe positive Ladung (+7e) haben. Der Grund für die Abnahme der EN von oben nach unten ist der, dass die Atome von Periode zu Periode immer eine Schale mehr besitzen, womit der Abstand zwischen den Valenzelektronen und dem Atomkern (der für den positiven Ladungsanteil des Rumpfes verantwortlich ist) zunimmt.

In der untenstehenden Tabelle, welche einen Ausschnitt aus dem PSE darstellt, sind die metallischen Elemente mit einem hellgrauen Hintergrund versehen. Es fällt auf, dass die treppenförmige Trennungslinie, welche metallische und nichtmetallische Elemente voneinander trennt, diagonal im PSE steht. (vgl. auch mit PSE). Die diagonale Trennungslinie bildet die Grenze zwischen den niedrigen EN-Werten der metallischen Elemente und den höheren EN-Werten der nichtmetallischen Elemente.

L 6

Elektronegativitätswerte wichtiger Hauptgruppenelemente

			H: 2.2			
Li: 1.0	Be: 1.5	B: 2.0	C: 2.5	N: 3.1	O: 3.5	F: 4.1
Na: 1.0	Mg: 1.2	Al: 1.5	Si: 1.7	P: 2.1	S: 2.4	Cl: 2.8
K: 0.9	Ca: 1.0					Br: 2.7
						I: 2.2

Fragen zu L 6

1. Welches Hauptgruppenelement im PSE muss die kleinste Elektronegativität haben?
2. Ein Vergleich mit der Tabelle der Atom- und Ionenradien zeigt, dass die im PSE von links nach rechts zunehmenden EN-Werte mit einer Abnahme der Atomradien innerhalb einer Periode einhergehen. Die Abnahme wird aber gegen rechts immer schwächer. Warum wohl?
3. Ein Element hat den EN-Wert 1.4. Handelt es sich hier eher um ein metallisches oder eher um ein nichtmetallisches Element?

Erfolgskontrolle zu Kapitel 1

1. Natrium-Ionen bestehen aus 11 p^+ , 12 n^0 und 10 e^- ; Phosphid-Ionen aus 15 p^+ , 16 n^0 und 18 e^- . Welche elektrostatische Kraft (Anziehung oder Abstoßung) tritt zwischen Natrium- und Phosphid-Ionen auf.
2. Vanadium hat zwei beständige Isotope, ^{50}V und ^{51}V . Welches der beiden Isotope ist das häufiger vorkommende (mit Hilfe der Angaben im PSE bestimmbar) und aus welchen Elementarteilchen besteht es?
3. Kann man mit Hilfe des PSE bestimmen, ob ein Element nur ein einziges stabiles Isotop besitzt?
4. Welche Gemeinsamkeiten haben die Isotope eines bestimmten chemischen Elements?
5. Wie erkennt man im PSE, ob ein Element kein einziges stabiles Isotop besitzt? Wie nennt man die besondere Eigenschaft, welche instabile Isotope haben?
6. Bei chemischen Reaktionen finden Veränderungen in der Elektronenhülle (z.B. Abgabe von Elektronen) bevorzugt in der Valenzschale statt. Was unterscheidet die Elektronen der Valenzschalen von denjenigen in weiter innen liegenden Schalen, so dass Veränderungen bevorzugt in der Valenzschale stattfinden?
7. Warum macht man die Unterteilung in einen Rumpf und eine Valenzschale?
8. Wo im PSE sind die Elemente mit den größten Atomradien eingeordnet, wo diejenigen mit den kleinsten und was ist der Grund hierfür?
9. Stimmt die Aussage, dass metallische Elemente im Mittel größere Atomradien besitzen als nichtmetallische?
10. Handelt es sich bei einem Element um einen Stoff?

Antworten Erfolgskontrolle Kapitel 1

1. Die Ladungssumme von $11 p^+$ und $10 e^-$ ist $+1e$. Das Natrium-Ion ist einfach positiv geladen (Symbol Na^+). Die Phosphid-Ionen haben eine Ladung von $-3e$, das ist die Ladungssumme von $15 p^+$ und $18 e^-$ (P^{3-}). Da die beiden Ionenarten entgegengesetzt geladen sind, erfolgt eine Anziehung.
2. Im PSE ist bei Vanadium eine Atommasse von 50.94 u eingetragen. ^{51}V ist offenbar das häufiger vorkommende Isotop, weil die gewichtete, durchschnittliche Atommasse des Elementes Vanadium sehr viel näher bei der Atommasse von ^{51}V (ca. 51 u) als bei derjenigen von ^{50}V (ca. 50 u) liegt. Seine Ordnungszahl ist 23, es besitzt also 23 Protonen, 28 Neutronen ($51-23$) und 23 Elektronen (gleiche Anzahl wie Protonen, wenn es sich um ein Atom handelt.)
3. Nein, man kann nicht. Die Atommasse müsste dann sehr nahe bei einer ganzen Zahl liegen, was aber auch bei mehreren vorkommenden Isotopen auftreten kann, wenn neben einem hauptsächlich vorkommenden Isotop die übrigen in verschwindend kleiner Zahl vorkommen, oder wenn der Durchschnitt der verschiedenen Isotopenmassen per Zufall ganzzahlig ist.
4. Alle Isotope eines chemischen Elements haben gleich viele Protonen im Kern (Ordnungszahl) und – da Atome elektrisch neutral sind – ebenso viele Hüllenelektronen. Sie haben auch dasselbe Atomsymbol.
5. Weil die Atommasse die nach Häufigkeit des Vorkommens gewichtete Durchschnittsmasse der stabilen Isotope ist, haben solche Elemente häufig keinen Eintrag bei den Atommassen. (Ausnahme: Extrem langlebige Isotope wie bei Uran, bei denen sich die Atommasse im Beobachtungszeitraum kaum ändert.)
6. Sie sind wegen dem größeren Abstand vom Atomkern viel schwächer gebunden, was z.B. eine Abgabe erleichtert.
7. Atomrümpfe werden bei Hauptgruppenelementen nicht verändert, sie sind besonders stabil. Weil die Chemie sich mit Stoffveränderungen befasst, sind die stabilen Teile eines Atoms weniger interessant. Deshalb unterteilt man das Atom in Atomrumpf und Valenzschale und konzentriert sich nur noch auf die Valenzschale.
8. Links unten befinden sich diejenigen mit den größten Atomradien, rechts oben diejenigen mit den kleinsten Atomradien. Diejenigen links unten besitzen die größte Anzahl Elektronenschalen und wegen den geringen EN-Werten werden die Elektronen der Valenzschale auch am schwächsten zum Kern hingezogen. Bei den Elementen rechts oben im PSE verhält es sich gerade umgekehrt.
9. Ja. Metallische Elemente befinden entweder links oder unterhalb der treppenförmigen Trennungslinie im PSE. In der vorangehenden Antwort steht die Begründung für den im Mittel größeren Atomdurchmesser.
10. So wie der Begriff hier verwendet wird nicht. Das Periodensystem der Elemente ist eine Tabelle der Atomsorten. (Die Atomsorten können in verschiedenen Kombinationen viele unterschiedliche Stoffteilchen und damit auch Stoffe bilden. Historisch gesehen ist ein Element aber ein Stoff, der sich nicht weiter aufspalten lässt. Heute wird dafür auch der Begriff Elementarstoff gebraucht.)