

Kapitel 1:

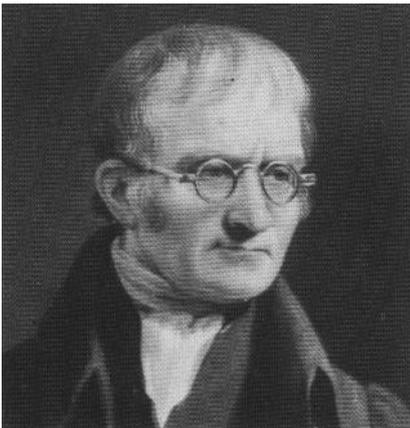
Bausteine der Materie

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 daraufhin, 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 Masseneinheiten Kilogramm oder Gramm an, sondern in der atomaren Masseneinheit u (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 $1 u$	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.

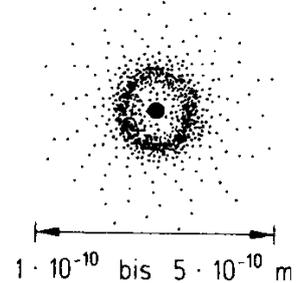
Die Elektronen (e^-) bilden die Hülle des Atoms.

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. ${}^1\text{H}$ 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?

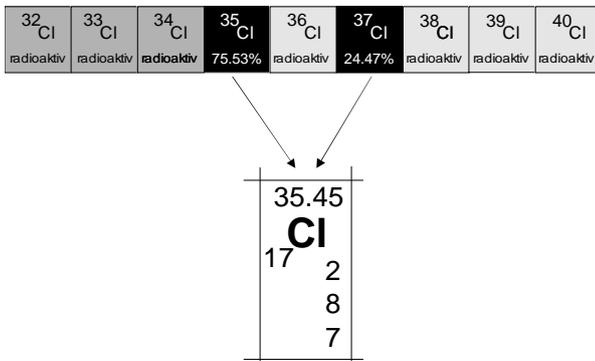
Das Periodensystem der Elemente

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

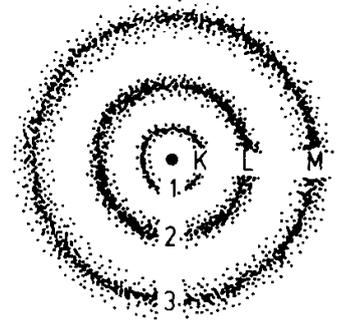
Die Elektronen eines Atoms sind nicht gleichmäßig im Hüllenraum verteilt. Es gibt Bereiche, in denen ihre Aufenthaltswahrscheinlichkeit größer ist als in anderen. Die Bereiche größerer Elektronendichte können als Kugelschalen betrachtet werden, die sich durch ihre Abstände vom Kern unterscheiden (sog. 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

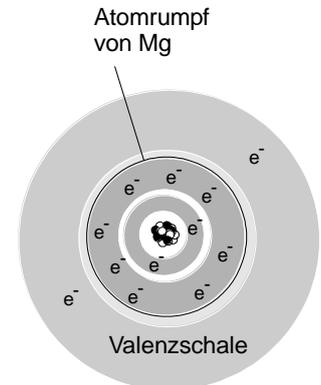
Kapitel 1: Bausteine der Materie

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?

Elektronegativitäten

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

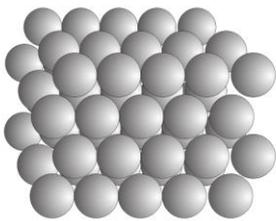
1. Die Ladungssumme von $11 p^+$ und $10 e^-$ ist $+e$. Das Natrium-Ion ist also einfach positiv geladen. (Man gibt ihm übrigens das Symbol Na^+ .) Die Phosphid-Ionen haben eine Ladung von $-3e$, da die Ladungssumme von $15 p^+$ und $18 e^-$ drei negativen Elementarladungen entspricht (P^{3-}). Da die 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.)

Kapitel 2:

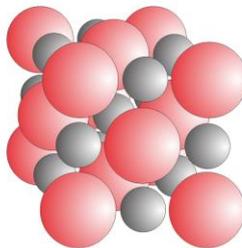
Stoffe und ihre Stoffteilchen

Entgegen einer weit verbreiteten Meinung bestehen die meisten Stoffe (Materie) nicht einfach aus einer Anhäufung einzelner Atome. Dies kommt normalerweise nur bei den Edelgasen He, Ne, Ar, Kr, Xe und Rn vor und näherungsweise bei den metallischen Stoffen. In allen anderen Fällen organisieren sich Atome zuerst zu speziellen Partikeln, welche ihrerseits Eins ans Andere gereiht den Stoff aufbauen. Diese Teilchen, welche in repetitiver Anordnung den Feststoff bilden, nennt man Stoffteilchen. Wenn sie sich verändern, dann wandelt sich auch der Stoff in einen anderen um, es findet eine chemische Reaktion statt. Deshalb erfassen Chemiker chemische Reaktionen mit den Stoffteilchen, die die Stoffe aufbauen. Im folgenden Kapitel werden neben den Edelgasatomen vier weitere Sorten von Stoffteilchen vorgestellt: Die Atome in Metallen, die Ionen in Salzen, die Moleküle in molekularen Stoffen und die Atome in Atomkristallen.

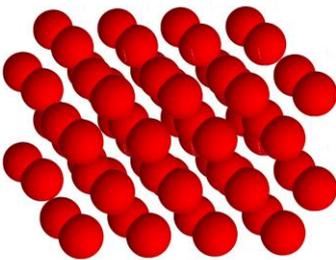
Metall



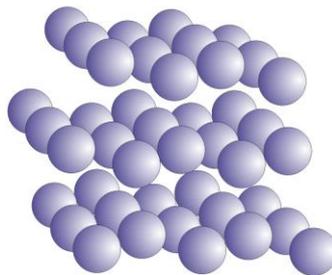
Salz



Molekularer Stoff



Atomkristall



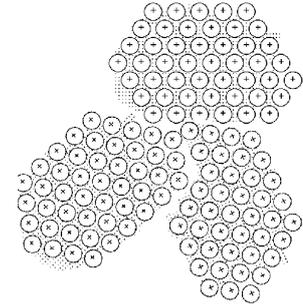
⇒ Metallische Werkstoffe, Mineralien, organische Stoffe, Gläser, Gase in der Atmosphäre, Komplexe etc.

Metalle sind im Alltag allgegenwärtig und werden leicht als solche erkannt. Ihre Erkennungsmerkmale sind ihr typischer Metallglanz, die Lichtundurchlässigkeit und ihre gute Wärmeleitfähigkeit, welche sie kalt anfühlen lässt. Außerdem leiten sie den elektrischen Strom gut.

Unter dem Lichtmikroskop erkennt man, dass Metalle aus kleinsten, von bloßem Auge kaum sichtbaren, innig ineinander verschachtelten Kristallen bestehen. Kristalle sind Stücke eines Stoffes, in denen die Stoffteilchen - in diesem Fall Metallatome (links der treppenförmigen Trennungslinie im PSE) - in höchster Regelmäßigkeit angeordnet sind. Bei Metallen werden diese Kriställchen Körner genannt. Da eine große Zahl solcher Körner zu einem Stück Metall zusammengefügt sind, spricht man auch vom Korngefüge. Durch Vergütungsprozesse wie Erwärmen und anschließendes Abschrecken, aber auch durch Schmieden, Hämmern, Pressen oder Ziehen zu Drähten, lässt sich dieses Korngefüge in gewünschtem Sinn zur Verbesserung der Werkstoffeigenschaften verändern.

Der Zusammenhalt innerhalb und - etwas weniger stark- auch zwischen den Körnern wird durch Valenzelektronen gewährleistet, welche die Metallatome wegen ihren niedrigen EN-Werten nur schwach an den Rumpf zu binden vermögen. Sie bilden das sog. Elektronengas, welches sich zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen aufhält und als eine Art negativer "Klebstoff" zwischen den Rümpfen wirkt. Die Valenzelektronen im Elektronengas können leicht verschoben werden, sofern eine Stromquelle (Batterie, Netz) die Verschiebung der Elektronen erzwingt. Metalle sind daher Elektronenleiter oder elektrisch leitend.

Metalle, welche aus lauter gleichartigen Atomen aufgebaut sind gehören zu den elementaren Stoffen, d.h. zu Stoffen, welche nur Atome derselben Ordnungszahl enthalten. Die Formel Fe besagt, dass das Metall Eisen aus lauter Eisenatomen aufgebaut ist. Oft wird zur Verbesserung der mechanischen Eigenschaften ein anderes metallisches Element beigemischt, wodurch eine Legierung entsteht. Legierungen gehören zu den Verbindungen, weil sie Atome von mehr als einer Ordnungszahl enthalten. Amalgame z.B. sind quecksilberhaltige Legierungen mit Zusätzen von z.B. Silber oder Zinn.



Ein Ausschnitt aus dem Korngefüge eines Metalls mit drei Körnern. Das Elektronengas aus Valenzelektronen ist mit feinen Punkten um die Atomrümpfe herum dargestellt.

L 7

Fragen zu L 7

1. Welche Eigenschaften der Metalle erklärt dieses einfache Metallmodell gut und welche nicht?
2. Woraus bestehen die Stoffteilchen von Metallen?
3. Gibt es bei den Metallen einen Unterschied zwischen den Begriffen Korn und Kristall? Gibt es in einem Stück Würfelzucker auch ein Korngefüge?

Edelgaskonfiguration und Tetraedermodell der Valenzschale

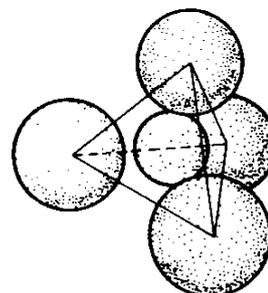
Einzelne, isolierte Atome - mit Ausnahme der Edelgasatome - sind relativ unbeständig, d.h. sie trachten danach, durch eine Veränderung der Zahl der Elektronen in der Valenzschale einen stabileren Zustand anzunehmen. Aufgrund der kleinen EN-Werte geben Hauptgruppen-Metallatome in der Regel Valenzelektronen ab. Die Folge ist die Bildung von Metallkristallen aus Atomrümpfen, welche durch das Elektronengas (aus den Valenzelektronen) zusammengehalten werden. Ein Vergleich der Anordnung (Konfiguration) der noch vorhandenen Elektronen in den Rümpfen der Metallatome der 1. und 2. Hauptgruppe mit Edelgasatomen zeigt, dass sie derjenigen in Edelgasatomen entspricht, welche von Natur aus eine erhöhte Stabilität aufweisen. Auch Nichtmetallatome müssten nach dieser stabileren Edelgaskonfiguration (acht e^- in der Valenzschale, bzw. zwei bei He) streben können, allerdings wegen der hohen EN-Werte durch Aufnahme von zusätzlichen Elektronen.

Für das bessere Verständnis der Vorgänge in der Valenzschale von Nichtmetallatomen, muss das einfache Modell über den Aufbau von Elektronenschalen erweitert werden. Elektronenschalen beinhalten sog. Orbitale, das sind Räume, in denen sich max. zwei Elektronen bevorzugt aufhalten können. Weil sich Elektronen gegenseitig abstoßen, nehmen die Orbitale innerhalb einer Elektronenschale den größtmöglichen Abstand voneinander ein.

Die obere Abbildung rechts veranschaulicht, welche Modellvorstellung man sich vom Aufbau einer Valenzschale von Nichtmetallatomen mit mindestens vier Valenzelektronen macht. (H und He haben nur ein Orbital, Das Element Bor deren drei.)

Orbitale können nur ein Elektron oder höchstens zwei Elektronen (sog. Elektronenpaar) enthalten. Ab vier Valenzelektronen gibt es in der Regel keine leeren Valenzorbitale, da alle Orbitale immer zuerst mit 1 e^- besetzt werden, bevor ein Orbital mit 2 e^- besetzt wird. Gemäß einer Schreibweise nach Lewis (1916) symbolisiert man Einzelelektronen durch einen Punkt (\bullet) (halbbesetztes Orbital). Elektronenpaare werden mit einem Strich ($—$) gekennzeichnet (besetztes Orbital).

Beispiele für solche Lewissymbole (s. auch PSE oben rechts):



Die innenliegende kleine Kugel stellt die Gesamtheit aller - viel kleineren - Orbitale der Elektronenschalen des Atomrumpfes dar. Die vier anderen Kugeln sind die Orbitale der Valenzschale. Diese liegen wegen der gegenseitigen Abstoßung in den Ecken eines Tetraeders.

L 8

Fragen zu L 8

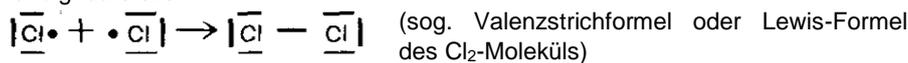
1. Welche Edelgasatome besitzen die gleichen Elektronenkonfigurationen wie die Atomrümpfe von Li, Al, Ba und Fe?
2. Warum geben Metallatome Elektronen aus der Valenzschale ab, Nichtmetallatome hingegen nehmen Elektronen in die Valenzschale auf zum Erreichen der Edelgaskonfiguration?
3. Für welche Atome trifft das Lewissymbol $\lfloor \cdot$ zu? Welches Symbol müsste für das Element O gelten? Welche für He und Ne?

Molekulare Stoffe I - Die kovalente Bindung

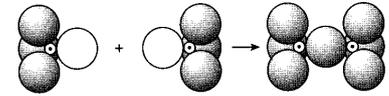
Der Elementarstoff Chlor ist bei Raumtemperatur ein gelbgrünes Gas von stechendem, erstickendem Geruch. Chlorgas ist giftig; es greift Schleimhäute und die Lunge sehr rasch an. Chlorgas wurde im I. Weltkrieg als Kampfstoff eingesetzt.

Chlorgas besteht nicht aus Einzelatomen Cl, sondern aus Teilchen, in denen 2 Chloratome miteinander verbunden sind. Diese zweiatomigen Gebilde sind elektrisch neutral, stellen also hinsichtlich ihrer Elementarteilchen die Summe der beiden Chloratome dar. Diesen Teilchen gibt man das Symbol Cl₂. Der Index 2 gibt an, dass zwei Atome Cl dieses Teilchen bilden; man bezeichnet es als Chlor-Molekül.

Das Zustandekommen von Chlormolekülen kann wie folgt verstanden werden: Nichtmetallatomarten haben eine große Elektronegativität und damit ein Bestreben, ihre Valenzschale durch Aufnahme zusätzlicher Elektronen zur Edelgaskonfiguration zu ergänzen. Chloratome haben ein halbbesetztes Orbital, es fehlt ihnen für die Edelgaskonfiguration noch ein Elektron. Halbbesetzte Orbitale suchen deshalb begierig andere halbbesetzte Orbitale, mit denen sie sich zu besetzten Orbitalen vereinigen (wird auch als „Überlappung“ bezeichnet). Dies lässt sich bildlich wie rechts oben stehend abgebildet darstellen (halbbesetzte Orbitale heller). Da nun das neu entstandene besetzte Orbital von beiden Atomrümpfen angezogen wird, halten die beiden Cl-Atome zusammen. Die oben stehende Abbildung lässt sich vereinfacht wie folgt darstellen:



Der auf diese Weise zustande kommende Zusammenhalt (Bindung) wird kovalente Bindung (oft auch Elektronenpaarbindung oder Atombindung) genannt. Das Präfix ko bedeutet zusammen und valent leitet sich von den Valenzelektronen ab. Kovalente Bindung bedeutet also eine Bindung, die aufgrund gemeinsamer Orbitale zustande kommt, Orbitale, die gleichzeitig in der Valenzschale beider Atome vorliegen und die die Atome gemeinsam (zusammen) beanspruchen. Moleküle sind demnach mehratomige, elektrisch neutrale Stoffteilchen, die durch kovalente Bindungen zusammengehalten werden.



L 9

Fragen zu L 9

1. In welchem Punkt entspricht ein Metallkristall nicht der Definition eines Moleküls?
2. Warum haben beide Atome des Chlormoleküls Edelgaskonfiguration?
3. Welche Moleküle treten in elementarem Wasserstoff auf? (Elementarer Wasserstoff ist ein Stoff, in dessen Stoffteilchen nur H-Atome vorkommen.) Welche in elementarem Brom?

Molekulare Stoffe II - Moleküle mit Einfachbindungen

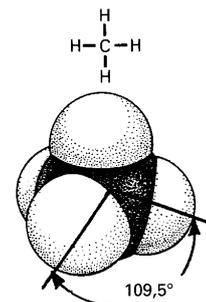
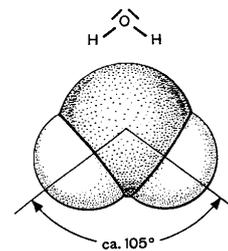
Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

Gemäß *L Molekulare Stoffe I - Moleküle* lässt sich eine mögliche Zusammensetzung von Molekülen vorhersagen, in dem man die Lewissymbole für Atome verwendet und jeweils Einzelelektronen (Punkte) zu Paaren vereinigt, so dass keine Einzelelektronen übrig bleiben. Die Lewisformeln der Moleküle, im Folgenden zur besseren Unterscheidung Valenzstrichformeln genannt, enthalten die Elementsymbole der Atome, die das Molekül bilden, sowie die Elektronenpaare der Valenzschalen. Dabei werden die Elektronenpaare, die die kovalenten Bindungen bilden, von Atom zu Atom gezeichnet, was den durch sie bewirkten Zusammenhalt symbolisiert. Die übrigen („einsamen“) Elektronenpaare werden an die Atomsymbole angelehnt

Werden zwei Nichtmetallatome durch ein gemeinsames Elektronenpaar zusammengehalten, so wird diese Art von kovalenter Bindung als Einfachbindung bezeichnet. Wir wollen nun einige wichtige Moleküle mit Einfachbindungen hinsichtlich der gegenseitigen Anordnung der Atome untersuchen, weil davon die Stoffeigenschaften der molekularen Stoffen, d. h. von den Stoffen, die aus den jeweiligen Molekülen bestehen, in hohem Masse bestimmt werden.

Das Wassermolekül H_2O ist gewinkelt, weil sich die vier Valenz-Orbitale gegenseitig abstoßen und daher die größtmögliche Entfernung voneinander einnehmen. Da sich aber die beiden Orbitale, die die H-Atome binden, von den beiden einsamen Orbitalen unterscheiden, ist die Anordnung nicht mehr exakt tetraedrisch, was für unsere Bedürfnisse jedoch nicht von Bedeutung ist. Unter der Valenzstrichformel steht die Abbildung des Wassermoleküls im Kalottenmodell, das beste Bild, das man sich von solchen Molekülen machen kann, da es die ungefähren Volumina der Atome darstellt. (150'000'000-fache Vergrößerung).

Genau tetraedrisch ist aber das Methanmolekül CH_4 gebaut, da alle 4 kovalenten Einfachbindungen genau gleichwertig sind und deswegen die H-Atome genau in den Ecken eines Tetraeders um das C-Atom angeordnet sind. Die Molekularverbindung Methan ist ein farb- und geruchloses Gas von hohem Heizwert; es ist der überwiegende Bestandteil (95%) der Erdgase.



L 10

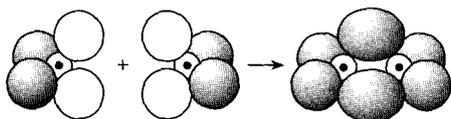
Fragen zu L 10

1. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Ammoniakmoleküls NH_3 und geben Sie an, wie dieses Molekül gebaut sein muss.
2. Machen Sie dasselbe für das Molekül Ethan C_2H_6 .
3. Liegen die 4 Bindungsorbitale des Chloroformmoleküls CHCl_3 genau in den Ecken eines Tetraeders?

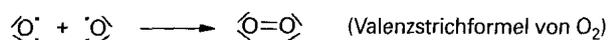
Molekulare Stoffe III - Moleküle mit Doppelbindungen

So wie sich zwei Ecken zweier gleichgroßer Tetraeder berühren können (nebenstehende Abbildung), können zwei halbbesetzte Orbitale zweier Atome zu besetzten Orbitalen (Elektronenpaaren) überlappen.

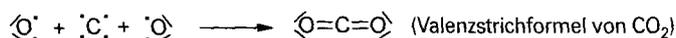
Elementarer Sauerstoff besteht aus zweiatomigen Molekülen O_2 . Ihr Zustandekommen kann so erklärt werden, dass sich je zwei halbbesetzte Orbitale zweier Sauerstoffatome (helle Kugeln) zu zwei besetzten Orbitalen vereinigen (überlappen):



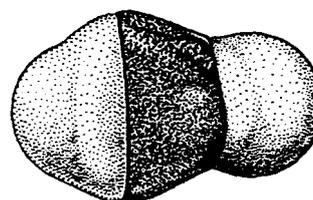
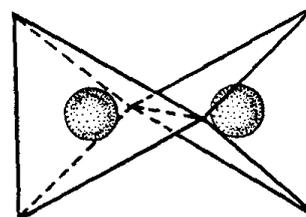
Dieser Vorgang lässt sich mit der Elektronenschreibweise nach dem Tetraedermodell wie nachstehend beschreiben:



Rund 21 % der Luftteilchen sind Sauerstoffmoleküle O_2 . Ein weiterer Luftbestandteil (etwa 0,036%, aber für die Fotosynthese lebenswichtig!) ist das Kohlenstoffdioxidgas CO_2 , das gewöhnlich abgekürzt als Kohlendioxid bezeichnet wird:



Wie die nebenstehende Kalotte des CO_2 -Moleküls richtig zeigt, sind die Doppelbindungselektronensysteme um 90° gegeneinander verdreht, wie dies das Tetraedermodell auch erwarten lässt.



L 11

Fragen zu L 11

1. Das Gas Ethen hat die Formel C_2H_4 .
Zeichnen Sie die Valenzstrichformel seiner Moleküle, und geben Sie an, wie die Atome räumlich angeordnet sind.
2. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Moleküls Phosgen $COCl_2$.
3. Das Allen-Molekül hat die Formel C_3H_4 und zwei Doppelbindungen. Zeichnen Sie seine Valenzstrichformel, und beschreiben Sie die räumliche Anordnung der Atome

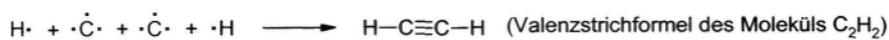
Molekulare Stoffe IV – Moleküle mit Dreifachbindungen

So wie sich drei Ecken zweier gleichgroßer Tetraeder berühren können (nebenstehende Abbildung), können sich drei halbbesetzte Orbitale zweier Atome zu drei besetzten Orbitalen (Elektronenpaaren) durchdringen oder überlappen.

Das einfachste (weil zweiatomige) Molekül mit einer Dreifachbindung ist das Stickstoffmolekül N_2 . Diese Moleküle machen rund 78% der Luftteilchen aus. Somit ist Stickstoff (N_2) der mengenmäßig dominierende Luftbestandteil, gefolgt vom Sauerstoff (O_2) mit rund 21 %. Das Zustandekommen von zweiatomigen Molekülen N_2 aus den Stickstoffatomen N lässt sich wie folgt verstehen:

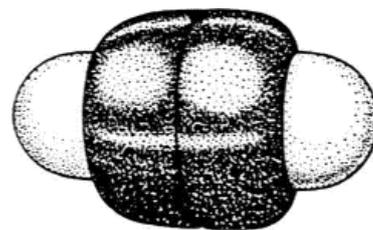
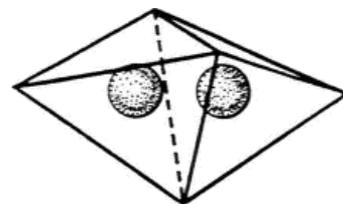


Ethin (Acetylen) C_2H_2 enthält ebenfalls eine Dreifachbindung. Auch bei diesem Molekül lässt sich die Valenzstrichformel mit der Tetraedermodellvorstellung von den Valenzschalen der Atome konstruieren:



Wie das Tetraedermodell richtig prognostiziert, liegen die 4 Atome des Acetylenmoleküls auf einer Geraden (vergleichen Sie mit der oben stehenden Abbildung der beiden sich berührenden Tetraeder); dies veranschaulicht auch die nebenstehende Kalotte des Acetylenmoleküls.

Acetylen ist ein farbloses Gas, das (mit reinem Sauerstoff O_2 gemischt) mit einer sehr hellen und heißen (bis 3300 °C) Flamme verbrennt. Solche Acetylenflammen werden in mechanischen Werkstätten zum Schweißen und Schneiden von Stahl verwendet.



L 12

Fragen zu L 12

1. Welche Valenzstrichformel hat das Molekül C_3H_4 , das eine Dreifachbindung hat?
2. Welches ist das einfachste Molekül, das nur aus C- und H-Atomen besteht und das sowohl eine Doppelbindung als auch eine Dreifachbindung enthält?
3. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln der Moleküle HCN (Cyanwasserstoff), CH_2O (Formaldehyd) und C_2H_5F (Fluorethan).

Molekulare Stoffe V – Bindungswinkel

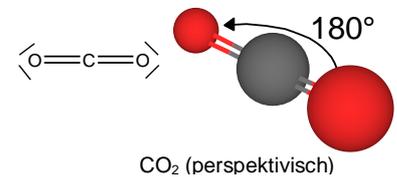
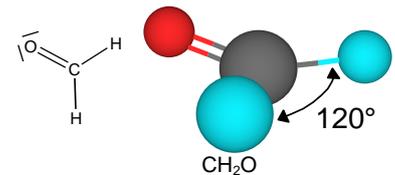
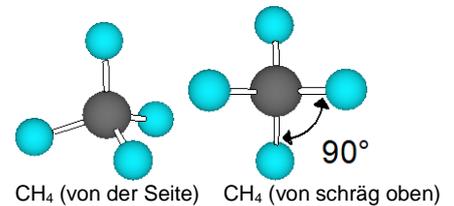
Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

Erfahrungsgemäss macht das Zeichnen der Valenzstrichformeln mit korrekten Bindungswinkeln grosse Schwierigkeiten. Obwohl das Problem in den vorangehenden Lernschritten mehrmals angesprochen wurde, soll hier noch einmal ausdrücklich auf diese Schwierigkeiten eingegangen werden.

Die Grundlage der Molekülgeometrie ist das Tetraedermodell der Valenzschale. Es besagt, dass vier Valenzorbitale tetraedrisch um den Atomrumpf angeordnet sind. Die Winkel zwischen zwei Bindungen ergeben sich bei Einfachbindungen aus der Anordnung der bindenden Valenzorbitale. Sie schliessen bei gleichen gebundenen Atomen einen Winkel von 109.5° ein. Sind vier Substituenten (angebundene Atome) vorhanden, stellt sich das Problem der dreidimensionalen Darstellung in der Papierebene. In der Regel wird der Molekülteil so in die Ebene projiziert, dass in der Projektion vier gleich grosse Bindungswinkel von 90° resultieren (nebenstehende Abbildungen ganz oben).

Ist eine der Bindungen eine Doppelbindung, wird ebenfalls so projiziert, dass die drei Bindungswinkel gleich gross sind, ungefähr 120° (nebenstehende Abbildung, Mitte). Bei zwei Doppelbindungen oder einer Einfach- und einer Dreifachbindung ergibt sich ein Winkel von 180° . Dieser Molekülteil ist also gestreckt (nebenstehende Abbildung, unten).

Merken Sie sich folgende einfache Regel: Einfach, Doppel- und Dreifachbindungen, sowie nichtbindende (einsame) Elektronenpaare können als jeweils eine Elektronengruppe angesehen werden (was sie in Wirklichkeit natürlich nicht sind!). Diese Elektronengruppen werden beim Darstellen in der Ebene so um den Atomrumpf herum verteilt, dass sie (wegen der Abstoßung) den grösstmöglichen Abstand voneinander einnehmen. Bei grösseren Molekülen ergeben sich oft mehrere richtige Darstellungsarten, da Einfachbindungen (und nur die!) frei drehbar sind (s. auch Frage 3 von diesem Lernschritt).



L 13

Fragen zu L 13

1. Zeichnen Sie zwei mögliche Valenzstrichformeln des Wassermoleküls, dem zwei unterschiedliche Projektionen in der Ebene zugrunde liegen.
2. Welche geometrische Figur bilden die Atomrümpfe im Molekül NH₃ und auf wie viele mögliche Arten kann man seine Valenzstrichformel darstellen (mit projizierten Winkeln von 90° zwischen den Orbitalen)?
3. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln der Moleküle CH₂CHCHCH₂ und CH₂CHCCH. (C-Atome in einer C-Kette sind einzeln aufgeführt mit der jeweiligen Anzahl der H-Atome, die daran hängen).

Molekulare Stoffe VI – Spezielle Moleküle

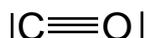
Von verschiedenen Atomen weiß man heute, dass die Verteilung der Valenzelektronen im isolierten Atom nicht dieselbe ist wie im gebundenen Zustand. Offenbar beschreibt das Lewissymbol die isoliert betrachtete Elektronenverteilung von Atomen in bereits bestehenden Molekülen. Das Modell ist deshalb so leistungsfähig, weil die meisten nichtmetallischen Elemente in Molekülen immer auf ähnliche Weise eingebunden werden. Kohlenstoff z.B. geht in den meisten Fällen vier Bindungen ein, deshalb wurden ihm vier Einzelelektronen in vier tetraedisch angeordneten Orbitalen zugeschrieben.

Es gibt nun aber Moleküle wie die im Luftschadstoff Kohlenmonoxid CO, welche Kohlenstoff in anderer Art und Weise gebunden haben. Ihre Existenz lässt sich mit dem Lewismodell nicht vorhersagen. Experimentelle Befunde zeigen, dass im CO-Molekül eine Dreifachbindung zwischen den Atomen vorliegt. Obschon das Lewismodell als Erklärung dieses Moleküls versagt, muss aus Stabilitätsgründen die Edelgasregel gelten. Diese hält man mit dem nachstehend beschriebenen Verfahren ein.

Es wird ausdrücklich darauf hingewiesen, daß die folgende Vorgehensweise nur gewählt werden soll, wenn mit den Lewissymbolen kein stabiles Molekül (alle Atome Edelgaskonfiguration), konstruiert werden kann.

Zuerst wird die Summe der Valenzelektronen aller beteiligter Atome durch zwei dividiert; damit erhält man die Anzahl der Valenzelektronenpaare. Diese sind durch ausprobieren so zu verteilen, dass jedes Atom Edelgaskonfiguration erhält!

Im CO Molekül ist die Summe der Valenzelektronen zehn; daher sind fünf Elektronenpaare gemäß der Edelgasregel zu verteilen, was nur auf die nachstehend dargestellte Weise möglich ist:



L 14

Fragen zu L 14

1. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Moleküls Ozon O₃. (Hinweis: Die O-Atome sind nicht ringförmig miteinander verbunden.) Welche Gestalt hat das Molekül?
2. N₂O ist das Stoffteilchen von Lachgas, welches als Narkosegas Verwendung findet. Die Atomreihenfolge ist NNO. Wie sieht die Valenzstrichformel aus?
3. Welches Problem ergibt sich bei der Konstruktion der Valenzstrichformel von Stickstoffmonoxid NO, welches in Verbrennungsmotoren aus Luftstickstoff und Luftsauerstoff entsteht?

Ionenverbindungen I - Einfache Ionen

Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

Bisher haben wir Stoffe kennen gelernt, welche entweder nur aus metallischen Elementen aufgebaut werden (Metalle) oder aber nur aus nichtmetallischen (molekulare Stoffe, Atomkristalle, Edelgase). Es gibt jedoch eine große Anzahl Stoffe, die sowohl aus metallischen als auch aus nichtmetallischen Elementen bestehen: Die Ionenverbindungen oder Salze.

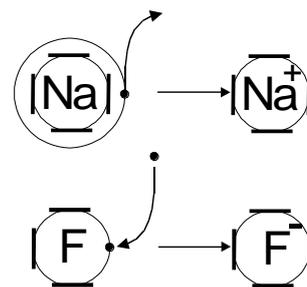
Man stellt nun fest, dass in Ionenverbindungen der Hauptgruppenelemente die daran beteiligten metallischen Elemente in Form ihrer Atomrümpfe mit Edelgaskonfiguration vorliegen. Diese beständigen, positiv geladenen Teilchen werden als positive Ionen bezeichnet.

Die Bildung positiver Ionen aus den Metallatomen ist wegen der kleinen EN der Metallatome leicht nachvollziehbar. Metall-Ionen haben dieselben Namen wie die Elemente, also z. B. Natrium-Ion Na^+ , Aluminium-Ion Al^{3+} usw.

Nichtmetallatome erreichen wegen ihren hohen EN-Werten die beständigen Edelgaskonfigurationen durch Aufnahme von Fremdelektronen, bis die Elektronenkonfiguration des Edelgases dieser Periode erreicht wird. Ihre Ladung entspricht der Anzahl Elektronen, welche sie zu diesem Zweck aufnehmen müssen. Es entstehen dabei negative Ionen. Als Ion wird folglich einfach ein geladenes Teilchen bezeichnet. Die Namen der einfachen Nichtmetallionen - entstanden aus einem Nichtmetallatom – setzen sich zusammen aus einem Teil der lateinischen Bezeichnung des Elementes, ergänzt durch die Endung "-id". Merken Sie sich die folgenden Namen:

V. Hauptgruppe	VI. Hauptgruppe	VII. Hauptgruppe
N^{3-} : Nitrid-Ion	O^{2-} : Oxid-Ion	F^- : Fluorid-Ion
P^{3-} : Phosphid-Ion	S^{2-} : Sulfid-Ion	Cl^- : Chlorid-Ion
		Br^- : Bromid-Ion
		I^- : Iodid-Ion

Wasserstoffatome H erreichen durch Aufnahme eines Fremdelektrons die Edelgaskonfiguration des Heliums; es entstehen dadurch die Hydrid-Ionen H^- , welche man sich ebenfalls merken muss.



Die Entstehung eines Na^+ - und eines F^- -Ions mit der daraus folgenden Edelgaskonfiguration. (Die Kreise symbolisieren beteiligte Elektronenschalen.)

L 15

Fragen zu L 15

1. Welche Gemeinsamkeit haben Nitrid-, Oxid- und Fluorid-Ionen?
2. Worauf beruht der Größenunterschied von Fluor-Atomen und Fluorid-Ionen?
3. Welche drei Ionen haben Heliumkonfiguration?

Ionenverbindungen II – Formeln

Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

Als Stoffteilchen von Ionenverbindungen (Stoffe, die aus positiv und negativ geladenen Ionen bestehen) oder Salzen haben wir bisher nur sog. einatomige Ionen kennen gelernt, d. h. Ionen, die durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen aus einem einzigen Atom entstanden sind. - Von anderen Ionenarten wird später die Rede sein.

Obwohl Salze aus elektrisch geladenen Stoffteilchen bestehen, sind diese Verbindungen ungeladene (elektrisch neutrale) Feststoffe. Das bedeutet, dass die Summe aller positiven Ionenladungen gleichgroß ist wie die Summe aller negativen Ionenladungen. Man spricht vom Gesetz der Ladungsneutralität.

Salze, bei denen die Ladungen der beiden Ionenarten gleichgroß sind, bestehen demzufolge aus gleichviel positiven wie negativen Ionen. Ein Beispiel dafür ist das Kochsalz, das aus den Natrium-Ionen Na^+ und den Chlorid-Ionen Cl^- besteht und das daher Natriumchlorid genannt wird. Man gibt dem Natriumchlorid die Formel NaCl , was bedeutet, dass auf jedes Na^+ -Ion ein Cl^- -Ion entfällt. Man schreibt in der chemischen Formelsprache die Ionenladungen in Salzformeln zwar nicht hin, aber wir können Salzformeln vorläufig daran erkennen, dass darin Symbole von metallischen und nichtmetallischen Elementen auftreten.

Sind die Ladungen der beiden Ionenarten nicht gleichgroß, so kann das kleinste ganzzahlige Verhältnis der beiden Ionenarten wegen des Gesetzes der Ladungsneutralität nicht mehr 1:1 sein. So müssen z. B. im Salz Calciumchlorid, das aus den Calcium-Ionen Ca^{2+} und Chlorid-Ionen Cl^- besteht, pro Ca^{2+} -Ion zwei Cl^- -Ionen vorliegen, d. h. das kleinste ganzzahlige Verhältnis von Ca^{2+} zu Cl^- muss 1 zu 2 betragen. Diesen Sachverhalt bringt man mit der Formel CaCl_2 zum Ausdruck; der Index 1 wird in der chemischen Formelsprache immer weggelassen (man schreibt also nicht Ca_1Cl_2 !).

Bei Salzformeln wird immer zuerst die positive Ionenart angegeben. Die Benennung der Salze erfolgt so, dass man die Namen der positiven und negativen Ionenarten zusammenhängt, wobei auch hier die positive Ionenart zuerst genannt wird. Das Teilchenverhältnis in der Salzformel (Stoffformel) wird bei der Benennung weggelassen, wenn es aus den eindeutigen Ladungen der Ionen nachträglich bestimmbar ist: Kaliumsulfid und nicht Dikaliumsulfid.

Name	Kalium-sulfid	Aluminium-oxid
Stoffformel	K_2S	Al_2O_3
Formeln der Stoffteilchen	K^+ und S^{2-}	Al^{3+} und O^{2-}
Verhältnis der Stoffteilchen	2:1	2:3

L 16

Fragen zu L 16

1. Welche Formeln haben Magnesiumoxid, Aluminiumhydrid und Kaliumnitrid?
2. Wie heißen die Salze Rb_2S , CaH_2 , AlCl_3 , MgF_2 und Ca_3P_2 ?
3. Welche der nachstehend angegebenen Verbindungen können keine Salze aus einatomigen Ionen sein: CH_4 , H_2O , LiH , NH_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ und CsCl ?

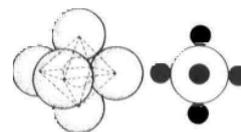
Ionenverbindungen III – Das Kochsalzgitter

Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

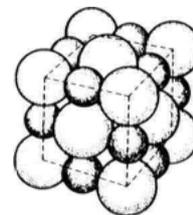
Salze sind bei Raumtemperatur fest, weil zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen starke Anziehungskräfte wirken. Da diese elektrostatischen Kräfte die Ionen zusammenhalten (binden), spricht man von der sog. Ionenbindung.

Einatomige Ionen der Hauptgruppenelemente kann man sich als Kügelchen vorstellen, deren elektrische Ladung allseitig gleichstark wirkt. Daher versucht jedes positive Ion, möglichst viele negative Ionen um sich herum anzulagern und umgekehrt. Da die positiven Ionen generell kleiner als die negativen Ionen sind (siehe Tabelle mit den Atom- und Ionenradien), bestimmen in der Regel die positiven Ionen, wie viele (größere) negative Ionen angelagert werden können. Beim Kochsalz sind um ein Na^+ -Ion sechs Cl^- -Ionen angeordnet, die das kleinere Na^+ -Ion umhüllen (obere Abbildung links). Dabei liegen die Zentren der sechs Cl^- -Ionen in den Ecken eines Oktaeders (das gestrichelt eingezeichnet ist). Solche Baueinheiten aus einem Zentralteilchen (hier Na^+ -Ion) und seinen nächsten Nachbarn (hier Cl^- -Ionen, Liganden genannt), dienen der Veranschaulichung. Sie existieren in der Regel nicht im isolierten Zustand.

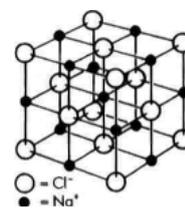
Obwohl um ein (größeres) Cl^- -Ion etwa 21 (kleinere) Na^+ -Ionen angeordnet werden könnten, ist im festen Kochsalz jedes Cl^- -Ion ebenfalls von sechs Na^+ -Ionen umgeben, weil das Kochsalz aus gleichvielen Na^+ und Cl^- -Ionen besteht. Da sich diese sechs Na^+ -Ionen gegenseitig abstoßen, nehmen sie den größtmöglichen Abstand auf der Oberfläche des Cl^- -Ions ein und ihre Zentren liegen daher ebenfalls in den Ecken eines Oktaeders (obere Abbildung rechts). Dieses Bauprinzip ergibt einen räumlich hoch geordneten Zustand, einen Ionenkristall. Verbindet man die Zentren von benachbarten Ionen mit Linien, erhält man ein Gitter. Aus dieser Darstellung wird die gegenseitige räumliche Lage der Gitterbausteine (hier Ionen) besonders deutlich ersichtlich, denn Gittermodelle gestatten auch einen Blick ins Innere eines Kristalls. Heute wird der Begriff "Gitter" für die charakteristische räumliche Anordnung der Bausteine in einem Kristall verwendet.



Oktaedrische Anordnung der entgegengesetzt geladenen Ionen im Kochsalzgitter



Kugelmodell eines Kochsalzkristalls



Gittermodell eines Kochsalzkristalles

L 17

Fragen zu L 17

1. Welche Ladung hat die zuoberst links abgebildete oktaedrische Baueinheit im Kochsalzgitter?
2. Warum besitzt die zuoberst rechts abgebildete Baueinheit auch sechs Liganden (Na^+ -Ionen), obwohl bedeutend mehr um das Zentral-Ion Platz hätten?
3. Welche der folgenden Stoffe besitzen sicher kein Kochsalzkristallgitter?
 K_2S , MgO , Al_2O_3 , KCl

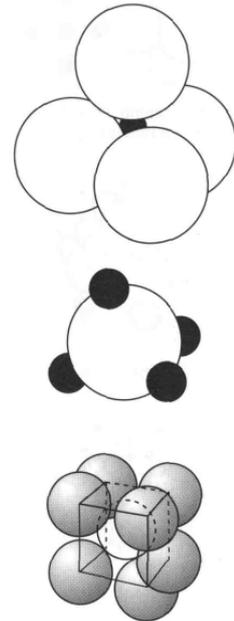
Ionenverbindungen IV – Andere Salzkristalle

Kristalle sind Feststoffe, in denen die Bausteine räumlich hochgeordnet sind, d. h. ein sog. Gitter bilden. Je nach Gittertyp, d.h. der Art und Weise der Anordnung der Gitterbausteine, haben Kristalle typische Formen, die durch ebene Flächen und scharfe Kanten sowie identische Winkel zwischen den Flächen charakterisiert sind.

Werden beide Gitterbausteine eines Ionenkristalls von je sechs entgegengesetzt geladenen Liganden umgeben, so liegt der sog. Steinsalztyp vor (auch Kochsalztyp genannt). Sind nun aber die positiven Ionen im Verhältnis zu den negativen Ionen noch kleiner als im Kochsalz (Steinsalz), so lassen sich um ein positives Ion nur noch 4 negative Liganden anordnen, wie dies die nebenstehende Abbildung zeigt.

Die Zentren dieser 4 Liganden liegen in den Ecken eines Tetraeders (Anordnung höchstmöglicher Symmetrie). Bei einer Ionenverbindung mit dem Ionenverhältnis 1:1 muss die negative Ionenart ebenfalls von 4 positiven Ionen in Tetraederecken umgeben sein (Abbildung in der Mitte). Ein Beispiel dafür ist das Zinksulfid ZnS (Ionen Zn^{2+} und S^{2-}); man spricht vom Zinksulfid-Gittertyp.

Sind aber die positiven Ionen im Verhältnis zu den negativen Ionen größer als beim Kochsalz, so haben um ein positives Ion 8 negative Liganden Platz; diese acht Liganden liegen in den Ecken eines Würfels um das Zentral-Ion (Abbildung unten). Ist das Ionenverhältnis in einem solchen Salz 1:1, so haben auch die negativen Ionen acht Liganden, die in den Ecken eines Würfels liegend angeordnet sind. Ein Beispiel dafür ist das Cäsiumchlorid CsCl (Ionen Cs^{+} und Cl^{-}), weswegen man vom Cäsiumchlorid-Gittertyp spricht.



L 18

Fragen zu L 18

1. Wie viele direkt benachbarte Liganden haben die Ionen in ZnS, NaCl und CsCl. Woran liegt es, dass nicht alle gleichviele besitzen?
2. MgO kristallisiert im Steinsalz-Gittertyp; beschreiben Sie das Gitter von MgO.
3. Im CaF_2 haben die Ca^{2+} -Ionen acht Liganden. Beschreiben Sie den Gitterbau dieses Salzes und geben Sie die Zahl der Liganden der F^{-} -Ionen an?

Ionenverbindungen V – Mehratomige Ionen

Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

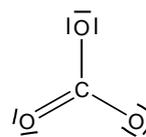
In diesem Kapitel wurde bereits mehrmals darauf hingewiesen, dass die Stabilität (geringe Reaktionsbereitschaft) der Stoffteilchen stark davon abhängt, ob die in den Stoffteilchen vorhandenen Atome Edelgaskonfiguration besitzen oder nicht. Die Edelgaskonfiguration kann je nach Elektronegativität auf unterschiedliche Art angestrebt werden. Nichtmetallatome bilden dazu entweder negative Ionen oder sie teilen sich Valenzelektronen mit anderen Nichtmetallatomen und bilden Moleküle.

In mehratomigen Ionen kommen gleich beide Fälle vor. Mehrere Nichtmetallatome bilden dabei molekülähnliche Partikel, in denen die Atome die Edelgaskonfigurationen nur durch Aufnahme von zusätzlichen Elektronen oder durch Abgabe von Elektronen erreichen. Sie werden daher oft auch Molekül-Ionen oder Komplex-Ionen genannt. Zu diesen Ionen gehört das Carbonat-Ion CO_3^{2-} , ein Stoffteilchen von Kalk (CaCO_3 , Calciumcarbonat). Bei der Konstruktion der Valenzstrichformel ist folgendermaßen vorzugehen:

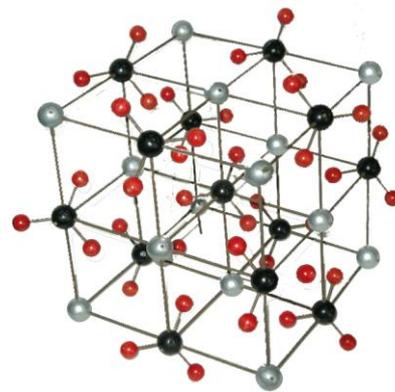
1. Größtmögliche Symmetrie erreichen Moleküle und mehratomige Ionen durch die Anordnung der weniger häufig vorkommenden Atome in der Mitte des Stoffteilchens, möglichst regelmäßig umgeben von den häufiger vorkommenden Atomen (Symmetrieregeln).
2. Die Gesamtzahl der Valenzelektronen der am Stoffteilchen beteiligten Atome, korrigiert um die fehlenden/zusätzlichen Elektronen bei positiven/negativen Ladungen, wird durch zwei geteilt. Man erhält die Anzahl der Elektronenpaare. Diese werden gemäß Edelgasregel auf die Atome verteilt (Edelgasregel).
3. Die Atome sind praktisch nie ringförmig angeordnet. Häufige Ausnahmen sind kohlenstoffreiche Ringmoleküle in der organischen Chemie, auf welche wir momentan nicht eingehen (Ringregel).

Unbedingt einprägen muss man sich das Ammonium-Ion NH_4^+ , ein nichtmetallisches positives mehratomiges Ion. Es kommt in Salzen vor, die keine Metall-Ionen enthalten.

Wie bei Ionenverbindungen aus einfachen Ionen werden in den Verbindungsformeln die positiven Ionen zuerst geschrieben. Bei Formelindizes größer als 1 müssen in der Verbindungsformel Klammern gesetzt werden: Bsp. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ für die Ionenverbindung aus den Ionen NH_4^+ und CO_3^{2-} im Verhältnis 2:1.



Carbonation (CO_3^{2-})



Kristallgitter von CaCO_3 aus Ca^{2+} und CO_3^{2-}

L 19

Fragen zu L 19

1. Welche Ladungen besitzen die mehratomigen Ionen in den folgenden Verbindungen:
 CaSO_4 , NH_4ClO , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
2. Welche Valenzstrichformeln haben die folgenden Ionen: PO_4^{3-} (Phosphat-Ion), NH_4^+ (Ammonium-Ion), ClO_2^- (Chlorit-Ion)?
3. Welche Valenzstrichformeln haben die negativen Ionen in folgenden Stoffen:
 KCN (Kaliumcyanid), Na_2SO_3 (Natriumsulfit)?

Atomkristalle I - Diamant und Grafit

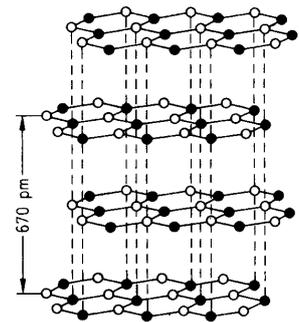
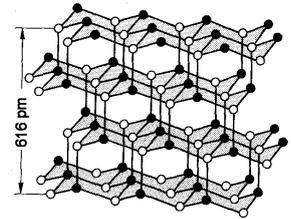
Elementarer Kohlenstoff kommt in zwei unterschiedlichen Zustandsformen vor: Als Diamant und als Grafit.

In reiner Form ist Diamant ein glasklarer Feststoff. Es handelt sich um das härteste Mineral. Der Name Diamant kommt von griechisch *adamas* (Stahl) und bedeutet „unbezwingbar“. Wie das obere nebenstehende Bild zeigt sind im Innern des Diamanten alle C-Atome tetraedrisch von vier weiteren C-Atomen umgeben, mit denen sie durch je eine Einfachbindung verbunden sind. In diesem sog. Atomkristall sind also alle Atome kovalent miteinander verbunden, im Gegensatz zu molekularen Stoffen, bei denen nur die Atome innerhalb eines Moleküls kovalent gebunden sind. Beim Abspalten von Teilen dieses Atomkristalls müssen sehr viele kovalente Bindungen gespalten werden; dies ist der Grund für die große Härte und Verschleißfestigkeit des Diamanten.

Obwohl Grafit ebenfalls nur aus C-Atomen aufgebaut ist, hat er doch völlig andere Eigenschaften als der Diamant: Es handelt sich um einen schwarzgrau glänzenden, undurchsichtigen und schmierig-weichen Feststoff aus vielen kleinen Kriställchen, der den elektrischen Strom gut leitet (Elektronenleiter).

Im Grafitkristall liegt ein Schichtgitter vor: Die C-Atome binden drei Nachbaratome kovalent, wobei die Winkel genau 120° betragen. Es liegen planare (ebene) Schichten vor, in denen die C-Atome wabenförmig angeordnet sind. Die Kantenlänge der regulären Sechsecke beträgt 142 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$); innerhalb dieser Schichten sind also die kovalenten Bindungen stärker als im Diamant (154 pm). Pro C-Atom ist also gewissermaßen ein Elektron „überzählig“, womit man die elektrische Leitfähigkeit längs den Schichten erklären kann; senkrecht zu den Schichten ist sie $10\,000$ mal schlechter! Zwischen den Schichten (Abstände 335 pm) wirken schwächere Bindekräfte (s. später *L van der Waals'sche Kräfte*), so dass die Schichten leicht gegenseitig verschiebbar sind.

Sowohl Diamant wie auch die Schichten im Grafit könnten eigentlich als Riesenmoleküle betrachtet werden. Da die Größe der Moleküle jedoch nicht einheitlich ist, drückt ihre Formel nur aus, aus welchen Bausteinen die Atomkristalle bestehen. Die Stoffformel für Diamant wie auch für Grafit ist C. Die beiden sind zwei Modifikationen des selben Elementarstoffes Kohlenstoff.



L 20

Fragen zu L 20

1. Warum ist Diamant im Gegensatz zu Grafit ein Isolator, d.h. er leitet den elektrischen Strom nicht?
2. Die elektrische Leitfähigkeit von Grafit beweist, dass "freie" Elektronen in einer Schicht vorliegen müssen. Wenigstens formal kann jedoch von einer Schicht eine Valenzstrichformel mit Edelgaskonfiguration für alle C-Atome gezeichnet werden. Wie sieht ein Ausschnitt daraus aus?
3. Grafit leitet den Strom in allen Raumrichtungen gleich gut. Worauf beruht der Unterschied zum einzelnen Grafitkristall?

Atomkristalle II - Quarz

Der in der Erdkruste dominierende Atomkristall ist der Quarz, da er in Form kleiner Kriställchen rund 12% der wichtigen Gesteine Granit (körnige Struktur) und Gneis (schiefrige Schichtungen) ausmacht. Auch gewöhnlicher Sand besteht vor allem aus Quarz.

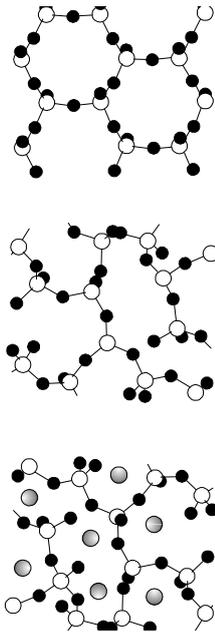
Größere Quarzkristalle nennt man „Bergkristalle“. Das Wort Kristall stammt übrigens von griech. kryos = Eis, weil die alten Griechen den Bergkristall für eine verdichtete Form von Eis hielten. Reine Bergkristalle (sechseckige Prismen, die oben pyramidenförmig zulaufen) sind farblos. Durch „Verunreinigungen“ mit Schwermetallionen entstehen gefärbte Bergkristalle wie Amethyst (violett), Rauchquarz (honigfarben), Rosenquarz (rosa), Morion (schwarz) usw.

Quarz ist wie der Diamant ein Atomkristall (die nebenstehend oberste Abbildung ist ein Ausschnitt daraus). Er wird gebildet durch Silicium und Sauerstoffatome im Verhältnis 1:2. Dieser Sachverhalt wird mit der Formel SiO_2 erfasst. Ein Siliciumatom (o) ist dabei tetraedrisch von vier Sauerstoffatomen (●) umgeben, welche ihrerseits eine Brücke zwischen den Siliciumatomen bilden.

Der folgende Abschnitt bezieht sich auch auf die Bildsequenz unten, wo mit keilförmigen Bindungen (breit vorne, schmal hinten) die Positionen der Atome im Raum wiedergegeben werden.

Wird Quarz erhitzt, so beginnt er ab 1705 °C zu schmelzen, wobei die Schmelze mit steigenden Temperaturen dünnflüssiger wird. Dies beruht darauf, dass sich größere und kleinere Atomgruppen des Kristalls ablösen, die ihrerseits aufgespalten werden. Kühlt man nun eine solche Schmelze ohne besondere Maßnahmen ab, so erstarrt sie zu Quarzglas (nebenstehend mittlere Abbildung), in dem die Gitterbruchstücke ungeordnet beisammen liegen. Es existiert zwar noch eine Nahordnung (SiO_4 -Tetraeder, die über gemeinsame O-Atome miteinander verknüpft sind), aber die Fernordnung des Atomgitters fehlt. Er ist amorph (=gestaltlos).

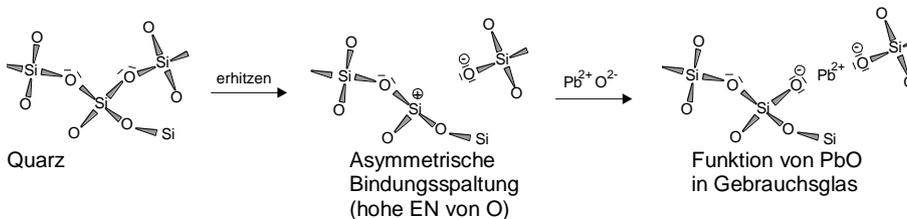
Quarzglas wird nur für spezielle Zwecke gebraucht, weil seine Herstellung zu teuer ist (u.a. wegen den hohen Schmelztemperaturen). Normales Gebrauchsglas (nebenstehend unterste Abbildung) wird durch Zusammenschmelzen von Quarzsand, Soda Na_2CO_3 und Kalk CaCO_3 sowie weiteren Zusatzstoffen wie Pro erhalten, was bereits bei tieferen Temperaturen gelb glühende, zähflüssige Glasschmelzen ergibt, die beliebig verformbar sind.



L 21

Fragen zu L 21

1. Erkennt man an der Formel SiO_2 , dass es sich dabei nicht um die Formel von einem Molekül handelt?
2. Was ist das Gegenteil von amorph?
3. Warum ist die Dichte von Quarz mit 2.6 kg/L größer als die von Quarzglas (2.0 - 2.2 kg/L)?



Stoffteilchen

Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

In der Einleitung zu diesem Kapitel wurden Stoffteilchen folgendermaßen beschrieben: Stoffteilchen sind diejenigen Teilchen eines Stoffes, welche in repetitiver Anordnung den Feststoff bilden. Tatsächlich ist eine allumfassende Definition fast unmöglich, da es viele Grenzfälle gibt, bei denen eine Abgrenzung nicht einfach ist. Wir wollen uns in diesem Lehrgang auf folgende Definition abstützen:

Ein Stoffteilchen eines Reinstoffes ist das kleinstmögliche Teilchen, welches sich bei einer Aggregatzustandsänderung (s. Kap 3, Lernschritt „die Wärmebewegung“) oder einem Auflösungsvorgang (s. Kap 4, L Löslichkeit von Flüssigkeiten, L Ion-Dipolbindung) von seinen Nachbarteilchen ablösen kann, ohne dass sich dabei die wesentlichen chemischen Eigenschaften des Stoffes verändern.

Mit dieser Definition gelangen wir zu folgenden Stoffteilchensorten:

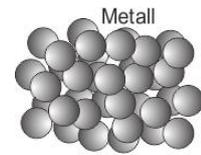
Metallische Stoffe: Beim Schmelzen brechen nicht nur die Bindungen zwischen den Körnern, sondern auch zwischen den Atomen. Intakt bleiben einzelne Atome, welche noch Stoffeigenschaften tragen. Die Stoffteilchen sind atomar. Bsp: Die Stoffteilchen des Stoffes Eisen (Fe) sind Eisenatome (Fe).

Molekulare Stoffe: Es sind die Moleküle, die die chemischen Stoffeigenschaften tragen. Wenn die Moleküle in Atome gespalten werden, verliert der Stoff seine Eigenschaften. Bsp: Der Stoff Wasser (H_2O) hat Moleküle H_2O als Stoffteilchen.

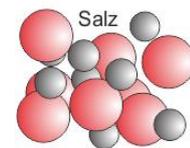
Atomkristalle: Wird ein Diamant geschmolzen, werden zwangsläufig C-C Bindungen gespalten, bei maximaler Bindungsspaltung bleiben noch einzelne C-Atome. Die Stoffteilchen des Stoffes Diamant (C) sind also C-Atome (C).

Komplizierter ist es bei Salzen. Salzschnmelzen zeigen elektrische Leitfähigkeit. D.h. es liegen einzelne geladene Teilchen Na^+ und Cl^- vor, welche wir nun als (zwei unterschiedliche) Stoffteilchen bezeichnen müssten. Sie liegen auch in der wässrigen Salzlösung vor. Andererseits hat man beim Verdampfen von Kochsalz einzelne $NaCl$ -„Moleküle“ nachgewiesen. Es wird nun in der Literatur häufig so gehandhabt, dass feste Salze mit den Formeleinheiten bezeichnet werden, also $NaCl$, die gelösten Ionen hingegen mit ihren Ionenformeln Na^+ und Cl^- . Will man mit der Formel den Stoff bezeichnen, wird in jedem Fall die Formeleinheit (hier $NaCl$) verwendet.

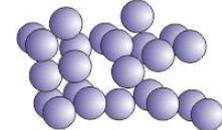
Wir fassen zusammen: Die Formeln der Stoffteilchen bestimmen die Formel des Stoffes, der aus diesen Stoffteilchen besteht. Eine Ausnahme bilden die Ionenverbindungen, bei denen sich Stoffteilchenformeln von den Stoffformeln unterscheiden, es sei denn, das Salz liege im festen Zustand vor.



Molekularer Stoff



Atomkristall



L 21.5

Fragen zu L21.5

1. Vergleichen Sie die Abbildungen der flüssigen Stoffe in diesem Lernschritt mit denjenigen in der Einleitung zu diesem Kapitel (feste Stoffe). Umrahmen Sie die intakt gebliebenen Einheiten und markieren Sie damit die jeweiligen Stoffteilchen.
2. Welcher Art sind die Stoffteilchen in den folgenden Stoffen (Ionen, Moleküle etc.) und welche Formel haben sie?: Goldmetall, $MgCl_2$, $CaSO_4$, $C_6H_{12}O_6$, Graphit
3. Quarz wird geschmolzen. Dabei brechen Bindungen. Welche Sorten von Bindungen liegen in Quarz vor und was sind demzufolge die Stoffteilchen von Quarz?

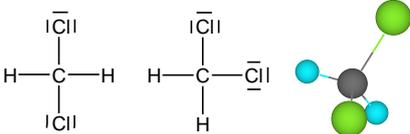
Erfolgskontrolle zu Kapitel 2

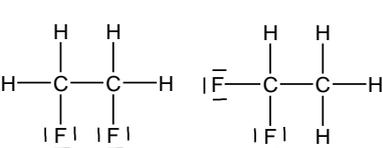
1. Metalle brechen in der Regel entlang der Korngrenzen. Wie ist dieser Sachverhalt mit dem Elektronengasmodell zu erklären?
2. Stimmt die Aussage, Metalle sind dann besonders beständig (edel), wenn ihre Atomrümpfe durch Abgabe der Valenzelektronen ans Elektronengas Edelgaskonfiguration erreichen können? Konsultieren Sie zur Beantwortung dieser Frage das PSE.
3. Wie viele Moleküle mit der Formel CH_2Cl_2 gibt es? Zeichnen Sie ihre Valenzstrichformeln.
4. Es gibt zwei verschiedene Moleküle mit der Summenformel (fasst alle Atome ungeachtet ihrer Verknüpfung zusammen) $\text{C}_2\text{H}_4\text{F}_2$. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln dieser Moleküle.
5. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln der beiden Moleküle mit der Summenformel C_3H_4 .
6. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Moleküls SO_2 .
7. Welche der nachstehend in der Formelschreibweise aufgeführten Stoffe gehören zu den Salzen, welche zu den Legierungen und welche zu den Molekularstoffen? CaF_2 , Ca_3Al_2 , Na_2S , CH_3Br , AlN , N_2H_4 , CuAu_2 .
8. Aus welchen Ionen (Formeln inkl. Ladung angeben) bestehen die Salze von [EK 2-7]?
9. Welche Ionen kommen in den Stoffen NH_4Cl und $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ vor und welche Valenzstrichformeln haben die darin vorkommenden mehratomigen Ionen?
10. Warum lassen sich Metalle verformen (dabei "rutschen" die dichtest gepackten Kugelschichten im Metallkristall aneinander vorbei), während Salze bei Krafteinwirkung zerbröseln? (Kugeln "rutschen" nicht aneinander vorbei).
11. Zu welcher Sorte von Stoffen gehören Diamant, Grafit und Quarz und was ist das besondere an dieser Stoffsorte?
12. Welche verschiedenen Sorten von Stoffteilchen haben Sie in diesem Kapitel kennen gelernt?

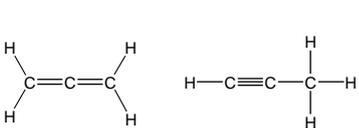
Antworten Erfolgskontrolle Kapitel 2

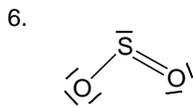
1. Auch die Körner müssen untereinander durch das Elektronengas zusammengehalten werden. Zwischen den Körnern ist der Abstand von Rumpf zu Rumpf größer und das Elektronengas verdünnt, was zu einem geringeren elektrostatischen Zusammenhalt führt.

2. Diese Aussage stimmt für die Hauptgruppen-Metallatome der ersten und zweiten Hauptgruppe. Sie gilt nicht für die Metallatome der Nebengruppen. Dort befinden sich die außerordentlich beständigen Metalle Gold und Platin, deren Rümpfe gar keine Edelgaskonfiguration erreichen können. Die Edelgaskonfiguration ist folglich ein zwar erstrebenswerter Zustand, aber nicht alleinige Bedingung für Stabilität.

3.  Es gibt nur ein Molekül mit dieser Formel, da beide in Frage kommenden Valenzstrichformeln dasselbe Molekül in unterschiedlicher Projektion in die Ebene darstellen

4.  Es gibt die beiden Möglichkeiten:
- beide F am gleichen C-Atom
- an jedem C-Atom ein F-Atom.

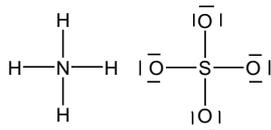
5. 



7. CaF_2 , Ca_3Al_2 , Na_2S , CH_3Br , AlN , N_2H_4 , CuAu_2 .
Salz Leg. Salz Mol. Salz Mol. Leg.
(nur metallische Elemente = Legierung, nur nichtmetallische = mol. Stoff, metallische und nichtmetallische = Salz)

8. Ca^{2+} und F^- , Na^+ und S^{2-} , Al^{3+} und N^{3-}

9. NH_4^+ und Cl^- ,
 Al^{3+} und SO_4^{2-}



10. Bei den Salzen wird die Ordnung der abwechselnd angeordneten positiven und negativen Ionen aufgehoben. Kommen gleichgeladene Ionen nebeneinander zu liegen, bricht der Kristall auseinander.

11. Sie gehören zu den Atomkristallen, welche eigentlich aus nur einem Stoffteilchen bestehen, da alle Atome kovalent miteinander verbunden sind.

12. Metallatome in metallischen Stoffen, Moleküle in molekularen Stoffen, Ionen in Ionenverbindungen und Atome in Atomkristallen. Letztere werden als Stoffteilchen bezeichnet, weil Atomkristalle sonst nur eines davon hätten (Frage 11) und diese erst noch von Kristall zu Kristall in der Größe variieren würden.

Kapitel 3:

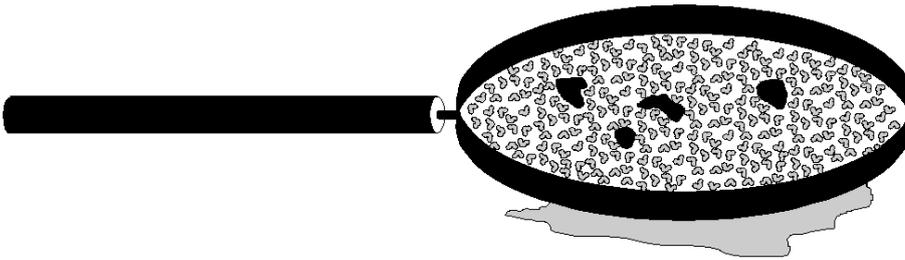
Die Bewegung der Stoffteilchen

In den bisherigen beiden Kapiteln ging es allein um die Charakterisierung der Bausteine der Materie. Zuerst wurden die Teilchen beschrieben, aus welchen die Atome bestehen, anschließend wurde gezeigt, wie Atome die Stoffteilchen bilden, welche in ihrer Vielzahl die Stoffe aufbauen.

Wären die Stoffteilchen ähnlich unbeweglich wie die Ziegel eines Hauses, wären viele Effekte in der Natur nicht beobachtbar: Flüssigkeiten, Feststoffe, Gase, Luftdruck, ja sogar jegliche Umwandlung eines Stoffes in einen andern wäre nicht möglich, wenn nicht die Stoffteilchen in ständiger Bewegung wären. Diese Bewegung wurde zuerst vom Physiker Brown beobachtet und wird deshalb auch Brownsche Bewegung genannt. Diese Entdeckung war damals eine Sensation und die Aristokratie riss sich darum, sich dieses Phänomen von Brown vorführen zu lassen.

Zu sehen war unter dem Mikroskop das Zittern von Rußteilchen in Wasser. Dieses Zittern erklärt man sich damit, dass noch kleinere, nicht sichtbare Teilchen (Wassermoleküle) in ungeordneter Bewegung an die größeren Rußteilchen stoßen, welche von allen Seiten gestoßen eine Zitterbewegung ausführen.

In diesem Kapitel geht es nun darum, diese für die Chemie wichtige Eigenschaft der Stoffteilchen und einige mit diesem Phänomen gekoppelten Eigenschaften der Stoffe näher zu erläutern



⇒ Wärmeübertragung,
Wärmeausdehnung, Flüssigkristalle,
Zusammensetzung der Luft

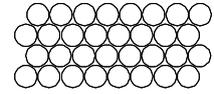
Die Aggregatzustände

Kapitel 3: Die Bewegung der Stoffteilchen

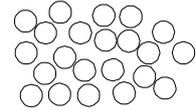
Wasser ist flüssig, Kochsalz ist fest, Luft (78% N₂, 21% O₂, wenig Edelgase, CO₂ und weitere Stoffe) ist ein Gasgemisch. Diese Einteilung nehmen wir oft etwas allzu leichtfertig vor. Es gibt auch Wassergas, besser Wasserdampf oder festes Wasser (Eis). Wie Wasser können viele Stoffe sowohl im festen als auch im flüssigen und gasförmigen Zustand vorkommen. Weil es sich in allen Zuständen chemisch um den gleichen Stoff handelt, müssen auch die Stoffteilchen dieselben sein. Offenbar unterscheiden sich die drei möglichen Zustände der Stoffe in der Art und Weise, wie sich die Stoffteilchen zum Stoff "versammeln". Einen bestimmten Zustand der Materie nennt man Aggregatzustand (ital. aggregare = ansammeln).

Die Ansammlungen der Stoffteilchen in den drei Aggregatzuständen (Phasen) fest, flüssig und gasförmig sehen wie nebenstehend abgebildet aus. (Die Kügelchen sind je nach Stoffart entweder Atome in Metallen, Atome in Edelgasen, ganze Moleküle in molekularen Stoffen oder Ionen/mehratomige Ionen in Ionenverbindungen).

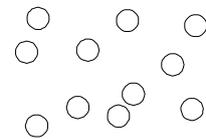
Viele Reinstoffe (Stoffe, welche nur die in der Stoffformel vorkommenden Teilchen enthalten) sind im festen Zustand kristallin. Da die Stoffteilchen in Feststoffen ihre Positionen nicht wechseln, müssen anziehende Kräfte zwischen den Stoffteilchen, sog. Kohäsionskräfte, dafür sorgen, dass die Teilchen auf ihren Gitterplätzen bleiben. Im Fall der Salzkristalle sind diese Kräfte bereits bekannt: Es handelt sich um die anziehenden elektrostatischen Kräfte zwischen positiven und negativen Ionen. Bei Metallkristallen handelt es sich um die anziehenden Kräfte, hervorgerufen durch das frei bewegliche Elektronengas. Die Kräfte, welche zwischen Molekülen und Edelgasatomen wirken, werden im nächsten Kapitel behandelt. In einer Flüssigkeit können die Stoffteilchen ihre Positionen wechseln und voneinander abgleiten, was die Beweglichkeit von Flüssigkeiten erklärt. Trotzdem müssen immer noch (geringere) Kräfte zwischen den Stoffteilchen wirken, weil auch Flüssigkeitstropfen einen inneren Zusammenhalt haben. Erst in Gasen scheint es keinen inneren Zusammenhalt mehr zu geben. Gase sind leicht beweglich und müssen in allseits abgeschlossen Gefäßen aufbewahrt werden.



fest : engl. solid (s)



flüssig : engl. liquid (l)



gasförmig : engl. gaseous (g)

L 22

Fragen zu L 22

1. Warum lassen sich feste und flüssige Stoffe kaum zusammendrücken?
2. In welchem Aggregatzustand ist der Stoff in der Regel am dichtesten?
3. Als Dampf bezeichnet man ein (absolut durchsichtiges) Gas, welches bei Raumtemperatur zu einer Flüssigkeit kondensieren kann. Nebel hingegen sind feinstverteilte Wassertröpfchen in der Luft, an denen das Licht gestreut wird. Ist das, was wir in der Regel als Dampf bezeichnen (z.B. über einer dampfenden Suppe) wirklich Dampf?

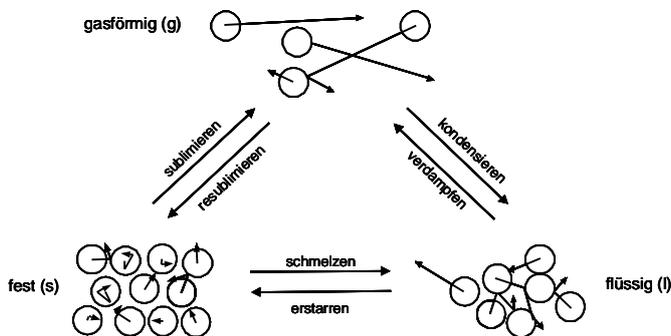
Die Wärmebewegung

Bei Atmosphärendruck ist Wasser bis 0°C fest, von $0 - 100^{\circ}\text{C}$ flüssig und oberhalb von 100°C gasförmig. Definierte Positionen an Gitterplätzen nehmen Stoffteilchen nur bei niedrigen Temperaturen, bei wenig Wärme, ein. Die Aggregatzustände sind also temperaturabhängig (und druckabhängig). Wird die Temperatur erhöht, vermögen die herrschenden anziehenden Kräfte die Teilchen nicht mehr auf ihren Positionen zu halten, der Stoff wird flüssig, er schmilzt. (Die Bezeichnungen für die anderen Phasenübergänge können der untenstehenden Abbildung entnommen werden).

Aggregatzustandsänderungen bei Änderung der Temperatur sind nur ein Indiz dafür, dass Wärme etwas mit der Bewegung der Teilchen zu tun hat. Weitere Experimente können belegen, dass die Bewegung der Stoffteilchen das ist, was wir als Wärme empfinden und dass die Temperatur ein Maß für die Stärke der Bewegung der Stoffteilchen ist. Je wärmer ein Stoff ist, desto stärker sind die Bewegungen der darin enthaltenen Teilchen. Bewegen sich Stoffteilchen praktisch nicht, so hat der Stoff die kälteste mögliche Temperatur. Sie beträgt -273.15°C und wird als absoluter Nullpunkt bezeichnet. Absolute Temperaturen werden in Kelvin [K] gemessen, wobei das Temperaturintervall von 1 K einem Temperaturintervall von 1°C entspricht. Die Kelvin-Skala kennt keine Minustemperaturen. Was wir als 0°C bezeichnen, ist in der Kelvin-Skala bereits $+273.15\text{ K}$ (gerundet $+273\text{ K}$).

Natürlich bewegen sich bei einer bestimmten Temperatur nicht alle Teilchen gleich schnell. Sie stoßen fortwährend aneinander, werden gebremst und beschleunigt. Maßgebend für die Temperatur ist deshalb die mittlere Geschwindigkeit der Teilchen. Bei einem bestimmten Stoff sieht die Bewegung der Teilchen in den drei Aggregatzuständen wie unten abgebildet aus: (Die Geschwindigkeit ist proportional zu der Länge der Pfeile).

In jedem Aggregatzustand hat es ganz langsame, aber auch ganz schnelle Stoffteilchen. Im festen Aggregatzustand sind die langsamen häufiger, im gasförmigen die ganz schnellen.



L 23

Fragen zu L 23

1. Welche absolute Temperaturen haben zwei Körper von -20°C und 25°C ?
2. Beim Verdampfen von Wasser ($\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$) erfolgt eine sprunghafte Volumenzunahme um einen Faktor von mehr als 1000. Um welchen Faktor vergrößert sich die mittlere Distanz zwischen zwei Wassermolekülen beim Phasenübergang in jeder Raumdimension ungefähr?
3. Kann man mit den in diesem Lernschritt gemachten Angaben erklären, warum Wasser auch bei Raumtemperatur verdunstet (Wäsche trocknen!), obwohl der Phasenübergang flüssig-gasförmig erst beim Kochen bei 100°C in großem Maße erfolgt?

Schmelz- und Siedepunkte

Kapitel 3: Die Bewegung der Stoffteilchen

Bei Reinstoffen (die Stoffe enthalten nur die in der Stoffformel vorkommenden Stoffteilchen) erfolgen die Phasenübergänge beim Schmelzen und Verdampfen in einem engen Temperaturbereich. Man spricht von scharfen Schmelz- und Siedepunkten. Bei der Schmelztemperatur (Schmelzpunkt) verliert ein fester Stoff seine definierte Gestalt und wird zur Flüssigkeit. Bei der Siedetemperatur entstehen an vielen Orten in der Flüssigkeit Dampfblasen, welche aufsteigen, die Oberfläche durchstoßen und das charakteristische Brodeln verursachen. Weil die Phasenübergänge bei kleinen Stoffmengen fast schlagartig erfolgen, können sie auf Bruchteile eines Grades genau gemessen werden. Schmelz- und Siedepunkt eines Stoffes sind in der Chemie von großer Bedeutung, weil sie einerseits Informationen über die Kohäsionskräfte im Stoff liefern, andererseits Aufschluss geben über die Reinheit des Stoffes oder sogar die Identifizierung eines Stoffes ermöglichen.

Beim Phasenübergang werden ein Teil der herrschenden Kohäsionskräfte überwunden. Wir kennen die Ursache der Kohäsionskräfte bis jetzt nur bei Ionenverbindungen und Metallen (Anziehung zwischen positiven und negativen Ionen, bzw. Anziehung zwischen den positiven Atomrümpfen und dem negativen Elektronengas). Es dürfte einleuchten, dass die anziehenden Kräfte zwischen den Ionen z.B. nicht bei allen Salzen gleich groß sind. Stärker geladene Ionen führen zu stärkeren Kohäsionskräften. Die Größe der Ionen wird eine Rolle spielen, weil die Größe den Abstand zwischen den Ladungen mitbestimmt. Bei Komplex-Ionen (Molekül-Ionen) spielt zudem die Gestalt eine Rolle, weil "sperrige" Ionen schlecht stapelbar sind und damit vergrößert sich der Abstand der Ladungen ebenfalls. Kurz: Die Kohäsionskräfte sind von Stoff zu Stoff verschieden und hiermit oft auch die Schmelz- und Siedepunkte. In der nebenstehenden Tabelle sind die wichtigsten die Schmelz- und Siedepunkte beeinflussenden Faktoren und ihre Auswirkungen auf die Schmelz- und Siedepunkte zusammengefasst.

Vor allem die Siedepunkte der Stoffe werden uns in den nächsten Lernschritten wertvolle Informationen über die Ladungen in den Stoffteilchen und die damit verbundenen Kohäsionskräfte liefern.

Schmelzpunkt

Ursache	Wirkung
Kohäsionskräfte groß	hoher Schmelzpunkt
Luftdruck hoch	wenig Auswirkung
Verunreinigungen im Stoff	Schmelzpunktniedrigung, weil das Gitter gestört wird.
Gestalt der Stoffteilchen	Je symmetrischer desto höher der Schmelzpunkt

Siedepunkt

Ursache	Wirkung
Kohäsionskräfte groß	hoher Siedepunkt
Luftdruck hoch	Siedepunkterhöhung
Verunreinigungen im Stoff	Siedepunkt verändert sich während dem Siedevorgang
Gestalt der Stoffteilchen	wenig Auswirkung

L 24

Fragen zu L 24

1. Warum lassen Siedepunkte von Reinstoffen bei gleichen atmosphärischen Bedingungen bessere Rückschlüsse auf die Ladung von Stoffteilchen zu als die Schmelzpunkte. Hinweis: Arbeiten Sie dazu mit der obigen Tabelle.
2. Welche der nachstehend aufgeführten Teilchen verdampfen aus siedendem Wasser, die Moleküle H_2 und O_2 , einzelne Atome O und H oder Moleküle H_2O ?
3. Vergleichen Sie die Kohäsionskräfte in Eis und Kochsalz.

Erfolgskontrolle zu Kapitel 3

1. Welcher Vorgang ist mit (l) → (s) gemeint? Geben Sie zwei übliche Namen dafür an.
2. Wie nennt man die Kräfte, die zwischen den Stoffteilchen in NaCl(s) und NaCl(l) wirken? Worauf beruhen diese Kräfte?
3. Der gewöhnliche „Äther“, der Diethylether (früher als Narkosemittel verwendet) siedet bei 35,5 °C (Normaldruck), der gewöhnliche Alkohol bei 78 °C. Welcher der beiden Stoffe ist somit leichter verdampfbar („flüchtiger“)?
4. Wo verläuft die sog. Diffusion (Durchmischung der Stoffteilchen auf Grund der Wärmebewegung) rascher, in Gasen oder in Flüssigkeiten? Begründen Sie Ihre Angaben.
5. Kochsalz NaCl schmilzt bei 801 °C, Kaliumchlorid KCl bei 776 °C. Welches der beiden Kristallgitter hat somit die größere Stabilität?
6. Betrachten Sie die Größe der Ionen der Salze von der vorangehenden Frage in der Tabelle mit den Atom- und Ionenradien und versuchen Sie, damit die unterschiedliche Gitterstabilität zu erklären.
7. Woran erkennt man dass ein Stoff rein ist? (Bedingung: Stoffteilchen sind in allen drei Aggregatzuständen beständig.)
8. Woran erkennt man, dass eine Flüssigkeit siedet?
9. Wovon hängt der Siedepunkt einer reinen Flüssigkeit ab?
10. Warum wird die verbleibende Flüssigkeit kälter, wenn Teilchen aus ihr verdunsten?
11. In welchem Aggregatzustand ist das Volumen (Raumerfüllung des Stoffs) bestimmt, die Gestalt (Form) jedoch leicht veränderbar?
12. Wie sind die Stoffteilchen aufgebaut, welche aus siedendem Wasser verdampfen?

Antworten Erfolgskontrolle Kapitel 3

1. Der Übergang vom flüssigen in den festen Aggregatzustand (Erstarren, Gefrieren).
2. Es sind in beiden Fällen Kohäsionskräfte, wobei man sie bei einem kristallinen Feststoff in der Regel als Gitterkräfte bezeichnet. Sie beruhen in beiden Fällen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen den Ionen (sog. Ionenbindung).
3. Leichter verdampfbar (flüchtig) ist der Stoff mit dem niedrigeren Siedepunkt, also der Diethylether.
4. Die Diffusion erfolgt in Gasen viel rascher. Sofern es sich um gleiche Stoffteilchen bei gleichem herrschendem Druck handelt, sind diese im Gaszustand schneller und können sich zudem ungehinderter bewegen.
5. Das Kristallgitter des Kochsalzes, da der Schmelzpunkt höher ist.
6. Die beiden Salze bestehen aus einfach geladenen Ionen. Die negativen Ionen (Cl^-) sind in beiden Fällen dieselben. Also kann der Unterschied nur auf den positiven Ionen beruhen. Da K^+ größer als Na^+ ist, verteilt sich beim K^+ die positive Ladung auf eine größere Oberfläche, womit hier die Ladung pro Flächeneinheit kleiner ist als beim Na^+ und damit die Kräfte zwischen K^+ und Cl^- etwas kleiner sind als zwischen Na^+ und Cl^- .
7. Reine Stoffe (die sich beim Erwärmen nicht zersetzen!) erkennt man daran, dass sie scharfe Schmelztemperaturen (daher Schmelzpunkte genannt) und konstant bleibende Siedetemperaturen (-punkte) haben (reines Wasser wird trotz fortwährendem Heizen beim Sieden nicht wärmer).
8. Eine siedende Flüssigkeit brodelte, weil fortwährend Dampfkuugeln des betreffenden Stoffes durch die Oberfläche austreten.
9. Von den Kohäsionskräften (je größer die sind, umso höher ist auch der Siedepunkt und umso kleiner die Flüchtigkeit oder Verdampfbarkeit) und vom Außendruck (der Siedepunkt sinkt mit abnehmendem Außendruck).
10. Weil dadurch die energiereichen Teilchen weggehen, so dass die mittlere Bewegungsenergie (Temperatur) der zurückbleibenden Teilchen kleiner wird.
11. Im flüssigen; ein Liter Wasser nimmt „von selbst“, d. h. bereits unter dem Einfluss der Schwerkraft, die Form des jeweiligen Gefäßes an. Demgegenüber sind im festen Aggregatzustand sowohl Volumen (bei konstanter Temperatur, sonst Wärmeausdehnung) als auch die Form bestimmt. Beim Gas endlich sind sowohl Volumen als auch Form unbestimmt; sie werden durch das Gefäß festgelegt.
12. Es sind die Stoffteilchen des Wassers, also die Moleküle H_2O und nicht etwa einzelne H-Atome oder O-Atome!

