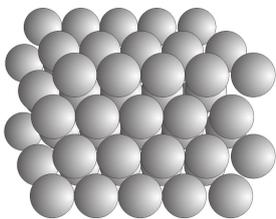


## Kapitel 2:

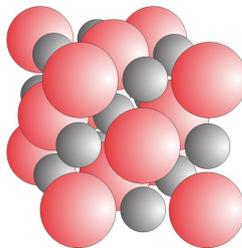
# Stoffe und ihre Stoffteilchen

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.

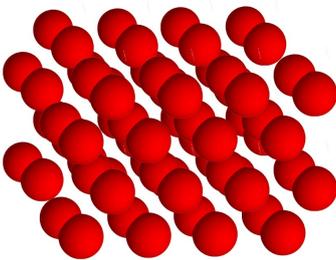
Metall



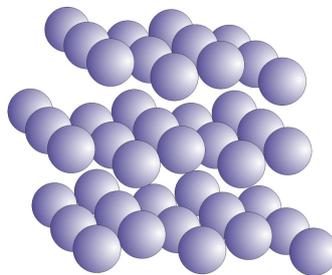
Salz



Molekularer Stoff



Atomkristall



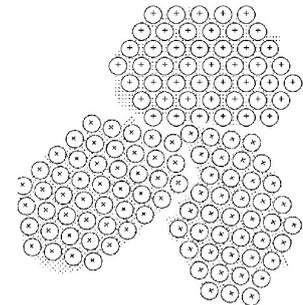
⇒ Metallische Werkstoffe, Mineralien, organische Stoffe, Gläser, Gase in der Atmosphäre, Komplexe etc.

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.

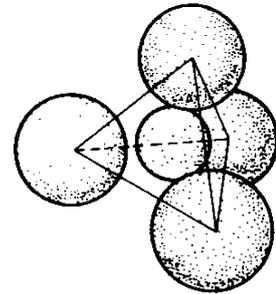
## L 7

### 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.



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.

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 ( $\text{—}$ ) gekennzeichnet (besetztes Orbital).

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



## L 8

### Fragen zu L 8

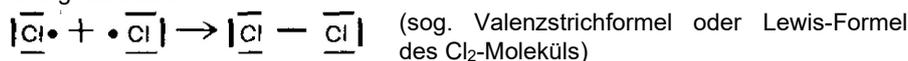
1. Welche Edelgasatome besitzen die gleichen Elektronenkonfigurationen wie die Atomrümpfe von Li, Al, Ba und Fe?
2. Warum geben Metallatome Elektronen aus der Valenzschale ab, Nichtmetallatome hingegen nehmen Elektronen in die Valenzschale auf zum Erreichen der Edelgaskonfiguration?
3. Für welche Atome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

# Molekulare Stoffe I - Die kovalente Bindung

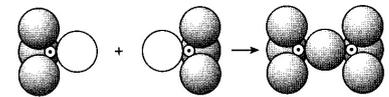
Der Elementarstoff Chlor ist bei Raumtemperatur ein gelbgrünes Gas von stechendem, erstickendem Geruch. Chlorgas ist giftig; es greift Schleimhäute und die Lunge sehr rasch an. Chlorgas wurde im I. Weltkrieg als Kampfstoff eingesetzt.

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 Cl<sub>2</sub>. 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

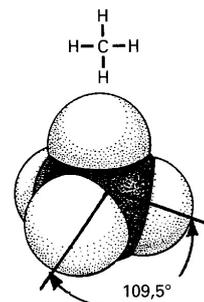
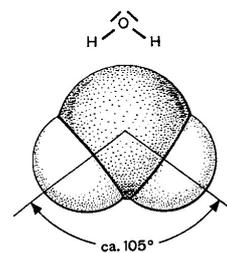
## Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

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  $\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{CH}_4$  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

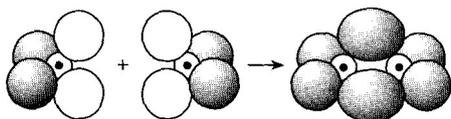
### Fragen zu L 10

1. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Ammoniakmoleküls  $\text{NH}_3$  und geben Sie an, wie dieses Molekül gebaut sein muss.
2. Machen Sie dasselbe für das Molekül Ethan  $\text{C}_2\text{H}_6$ .
3. Liegen die 4 Bindungsorbitale des Chloroformmoleküls  $\text{CHCl}_3$  genau in den Ecken eines Tetraeders?

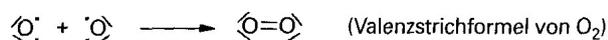
# Molekulare Stoffe III - Moleküle mit Doppelbindungen

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

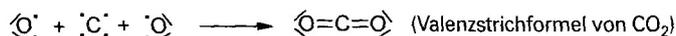
Elementarer Sauerstoff besteht aus zweiatomigen Molekülen  $O_2$ . Ihr Zustandekommen kann so erklärt werden, dass sich je zwei halbbesetzte Orbitale zweier Sauerstoffatome (helle Kugeln) zu zwei besetzten Orbitalen vereinigen (überlappen):



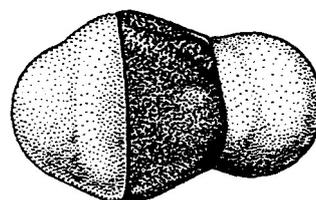
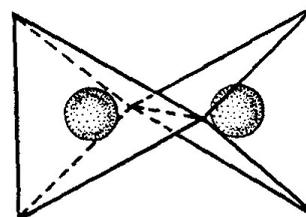
Dieser Vorgang lässt sich mit der Elektronenschreibweise nach dem Tetraedermodell wie nachstehend beschreiben:



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  $90^\circ$  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

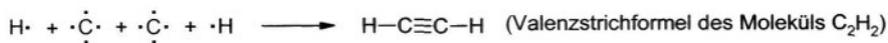
# Molekulare Stoffe IV – Moleküle mit Dreifachbindungen

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:

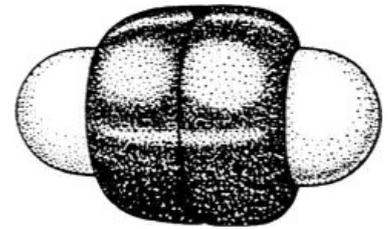
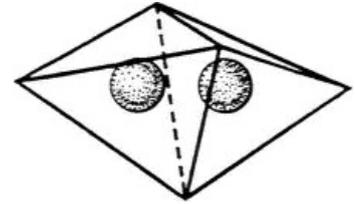


Ethin (Acetylen)  $C_2H_2$  enthält ebenfalls eine Dreifachbindung. Auch bei diesem Molekül lässt sich die Valenzstrichformel mit der Tetraedermodellvorstellung von den Valenzschalen der Atome konstruieren:



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

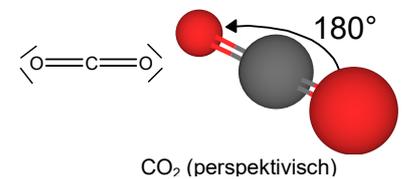
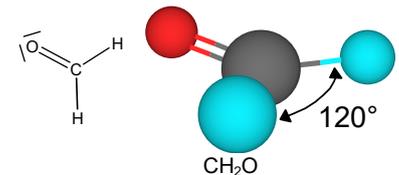
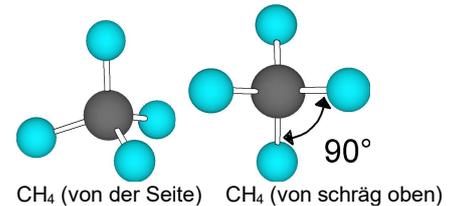
## Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

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  $109.5^\circ$  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  $90^\circ$  resultieren (nebenstehende Abbildungen ganz oben).

Ist eine der Bindungen eine Doppelbindung, wird ebenfalls so projiziert, dass die drei Bindungswinkel gleich groß sind, ungefähr  $120^\circ$  (nebenstehende Abbildung, Mitte). Bei zwei Doppelbindungen oder einer Einfach- und einer Dreifachbindung ergibt sich ein Winkel von  $180^\circ$ . 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 NH<sub>3</sub> und auf wie viele mögliche Arten kann man seine Valenzstrichformel darstellen (mit projizierten Winkeln von  $90^\circ$  zwischen den Orbitalen)?
3. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln der Moleküle CH<sub>2</sub>CHCHCH<sub>2</sub> und CH<sub>2</sub>CHCCH. (C-Atome in einer C-Kette sind einzeln aufgeführt mit der jeweiligen Anzahl der H-Atome, die daran hängen.

# Molekulare Stoffe VI – Spezielle Moleküle

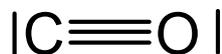
Von verschiedenen Atomen weiß man heute, dass die Verteilung der Valenzelektronen im isolierten Atom nicht dieselbe ist wie im gebundenen Zustand. Offenbar beschreibt das Lewissymbol die isoliert betrachtete Elektronenverteilung von Atomen in bereits bestehenden Molekülen. Das Modell ist deshalb so leistungsfähig, 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 tetraedrisch 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 O<sub>3</sub>. (Hinweis: Die O-Atome sind nicht ringförmig miteinander verbunden.) Welche Gestalt hat das Molekül?
2. N<sub>2</sub>O 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

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.

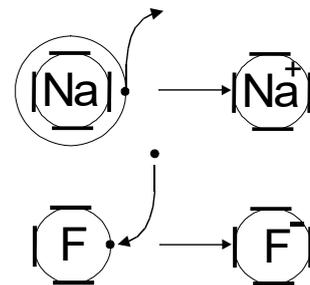
Man stellt nun fest, dass in Ionenverbindungen der Hauptgruppenelemente die daran beteiligten metallischen Elemente in Form ihrer Atomrümpfe mit Edelgaskonfiguration vorliegen. Diese beständigen, positiv geladenen Teilchen werden als positive Ionen bezeichnet.

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  $\text{Na}^+$ , Aluminium-Ion  $\text{Al}^{3+}$  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            |
|--------------------------------|------------------------------|-----------------------------|
| $\text{N}^{3-}$ : Nitrid-Ion   | $\text{O}^{2-}$ : Oxid-Ion   | $\text{F}^-$ : Fluorid-Ion  |
| $\text{P}^{3-}$ : Phosphid-Ion | $\text{S}^{2-}$ : Sulfid-Ion | $\text{Cl}^-$ : Chlorid-Ion |
|                                |                              | $\text{Br}^-$ : Bromid-Ion  |
|                                |                              | $\text{I}^-$ : Iodid-Ion    |

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



Die Entstehung eines  $\text{Na}^+$ - und eines  $\text{F}^-$ -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  $\text{Na}^+$  und den Chlorid-Ionen  $\text{Cl}^-$  besteht und das daher Natriumchlorid genannt wird. Man gibt dem Natriumchlorid die Formel  $\text{NaCl}$ , was bedeutet, dass auf jedes  $\text{Na}^+$ -Ion ein  $\text{Cl}^-$ -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  $\text{Ca}^{2+}$  und Chlorid-Ionen  $\text{Cl}^-$  besteht, pro  $\text{Ca}^{2+}$ -Ion zwei  $\text{Cl}^-$ -Ionen vorliegen, d. h. das kleinste ganzzahlige Verhältnis von  $\text{Ca}^{2+}$  zu  $\text{Cl}^-$  muss 1 zu 2 betragen. Diesen Sachverhalt bringt man mit der Formel  $\text{CaCl}_2$  zum Ausdruck; der Index 1 wird in der chemischen Formelsprache immer weggelassen (man schreibt also nicht  $\text{Ca}_1\text{Cl}_2$ !).

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                  | $\text{K}_2\text{S}$             | $\text{Al}_2\text{O}_3$              |
| Formeln der Stoffteilchen    | $\text{K}^+$ und $\text{S}^{2-}$ | $\text{Al}^{3+}$ und $\text{O}^{2-}$ |
| 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  $\text{Rb}_2\text{S}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{MgF}_2$  und  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ?
3. Welche der nachstehend angegebenen Verbindungen können keine Salze aus einatomigen Ionen sein:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{LiH}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  und  $\text{CsCl}$ ?

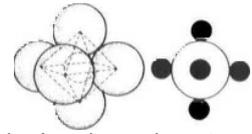
# Ionenverbindungen III – Das Kochsalzgitter

## Kapitel 2: Stoffe und ihre Stoffteilchen

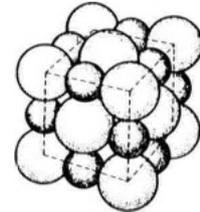
Salze sind bei Raumtemperatur fest, weil zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen starke Anziehungskräfte wirken. Da diese elektrostatischen Kräfte die Ionen zusammenhalten (binden), spricht man von der sog. Ionenbindung.

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  $\text{Na}^+$ -Ion sechs  $\text{Cl}^-$ -Ionen angeordnet, die das kleinere  $\text{Na}^+$ -Ion umhüllen (obere Abbildung links). Dabei liegen die Zentren der sechs  $\text{Cl}^-$ -Ionen in den Ecken eines Oktaeders (das gestrichelt eingezeichnet ist). Solche Baueinheiten aus einem Zentralteilchen (hier  $\text{Na}^+$ -Ion) und seinen nächsten Nachbarn (hier  $\text{Cl}^-$ -Ionen, Liganden genannt), dienen der Veranschaulichung. Sie existieren in der Regel nicht im isolierten Zustand.

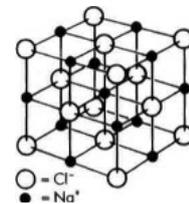
Obwohl um ein (größeres)  $\text{Cl}^-$ -Ion etwa 21 (kleinere)  $\text{Na}^+$ -Ionen angeordnet werden könnten, ist im festen Kochsalz jedes  $\text{Cl}^-$ -Ion ebenfalls von sechs  $\text{Na}^+$ -Ionen umgeben, weil das Kochsalz aus gleichvielen  $\text{Na}^+$  und  $\text{Cl}^-$ -Ionen besteht. Da sich diese sechs  $\text{Na}^+$ -Ionen gegenseitig abstoßen, nehmen sie den größtmöglichen Abstand auf der Oberfläche des  $\text{Cl}^-$ -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

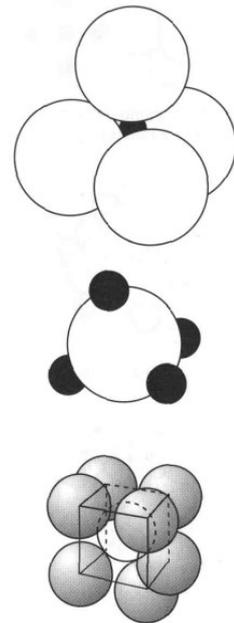
1. Welche Ladung hat die zuoberst links abgebildete oktaedrische Baueinheit im Kochsalzgitter?
2. Warum besitzt die zuoberst rechts abgebildete Baueinheit auch sechs Liganden ( $\text{Na}^+$ -Ionen), obwohl bedeutend mehr um das Zentral-Ion Platz hätten?
3. Welche der folgenden Stoffe besitzen sicher kein Kochsalzkristallgitter?  
 $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KCl}$

# 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

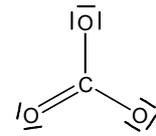
In diesem Kapitel wurde bereits mehrmals darauf hingewiesen, dass die Stabilität (geringe Reaktionsbereitschaft) der Stoffteilchen stark davon abhängt, ob die in den Stoffteilchen vorhandenen Atome Edelgaskonfiguration besitzen oder nicht. Die Edelgaskonfiguration kann je nach Elektronegativität auf 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 Partikeln, 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  $\text{CO}_3^{2-}$ , ein Stoffteilchen von Kalk ( $\text{CaCO}_3$ , Calciumcarbonat). Bei der Konstruktion der Valenzstrichformel ist folgendermaßen vorzugehen:

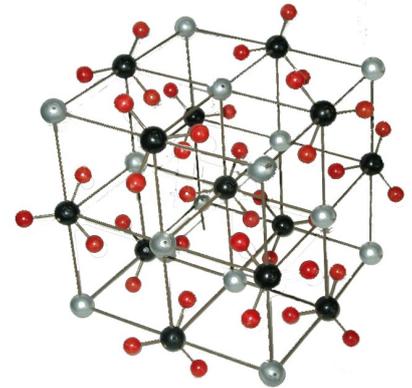
1. Größtmögliche Symmetrie erreichen Moleküle und mehratomige Ionen durch die Anordnung der weniger häufig vorkommenden Atome in der Mitte des Stoffteilchens, möglichst regelmäßig umgeben von den häufiger vorkommenden Atomen (Symmetrieregeln).
2. Die Gesamtzahl der Valenzelektronen der am Stoffteilchen 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  $\text{NH}_4^+$ , 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  $\text{NH}_4^+$  und  $\text{CO}_3^{2-}$  im Verhältnis 2:1.



Carbonation ( $\text{CO}_3^{2-}$ )



Kristallgitter von  $\text{CaCO}_3$  aus  $\text{Ca}^{2+}$  und  $\text{CO}_3^{2-}$

# L 19

## Fragen zu L 19

1. Welche Ladungen besitzen die mehratomigen Ionen in den folgenden Verbindungen:  
 $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
2. Welche Valenzstrichformeln haben die folgenden Ionen:  $\text{PO}_4^{3-}$  (Phosphat-Ion),  $\text{NH}_4^+$  (Ammonium-Ion),  $\text{ClO}_2^-$  (Chlorit-Ion)?
3. Welche Valenzstrichformeln haben die negativen Ionen in folgenden Stoffen:  
 $\text{KCN}$  (Kaliumcyanid),  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (Natriumsulfit)?

# Atomkristalle I - Diamant und Grafit

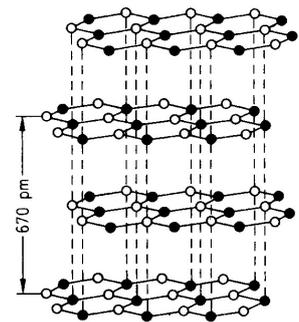
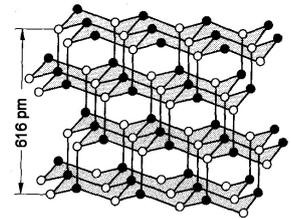
Elementarer Kohlenstoff kommt in zwei unterschiedlichen Zustandsformen vor: Als Diamant und als Grafit.

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  $120^\circ$  betragen. Es liegen planare (ebene) Schichten vor, in denen die C-Atome wabenförmig angeordnet sind. Die Kantenlänge der regulären Sechsecke beträgt  $142 \text{ pm}$  ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ ); innerhalb dieser Schichten sind also die kovalenten Bindungen stärker als im Diamant ( $154 \text{ pm}$ ). 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  $335 \text{ pm}$ ) 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 desselben 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.

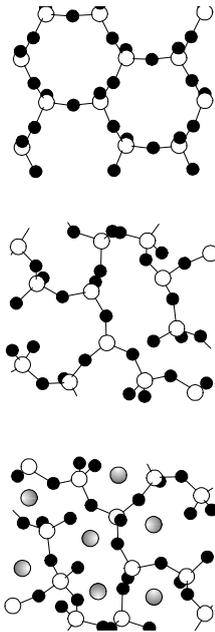
Größere Quarzkristalle nennt man „Bergkristalle“. Das Wort Kristall stammt übrigens von griech. kryos = Eis, weil die alten Griechen den Bergkristall für eine verdichtete Form von Eis hielten. Reine Bergkristalle (sechseckige Prismen, die oben pyramidenförmig zulaufen) sind farblos. Durch „Verunreinigungen“ 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  $\text{SiO}_2$  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 ( $\text{SiO}_4$ -Tetraeder, die über gemeinsame O-Atome miteinander verknüpft sind), aber die Fernordnung des Atomgitters fehlt. Er ist amorph (=gestaltlos).

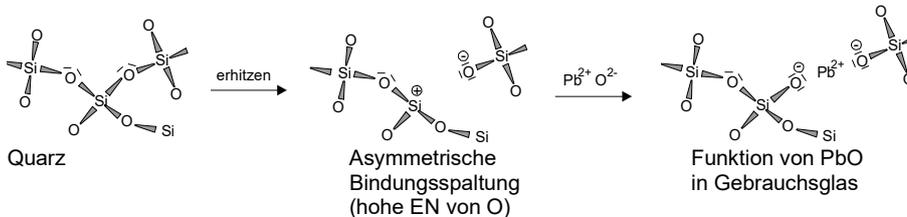
Quarzglas wird nur für spezielle Zwecke gebraucht, weil seine Herstellung zu teuer ist (u.a. wegen den hohen Schmelztemperaturen). Normales Gebrauchsglas (nebenstehend unterste Abbildung) wird durch Zusammenschmelzen von Quarzsand, Soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und Kalk  $\text{CaCO}_3$  sowie weiteren 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  $\text{SiO}_2$ , 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:

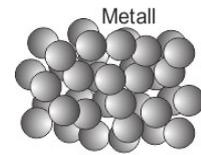
**Metallische Stoffe:** Beim Schmelzen brechen nicht nur die Bindungen zwischen den Körnern, sondern auch zwischen den Atomen. Intakt bleiben einzelne Atome, welche noch Stoffeigenschaften tragen. Die Stoffteilchen sind atomar. Bsp: Die Stoffteilchen des Stoffes Eisen (Fe) sind Eisenatome (Fe).

**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.

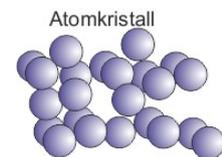
**Atomkristalle:** Wird ein Diamant geschmolzen, werden zwangsläufig C-C Bindungen gespalten, bei maximaler Bindungsspaltung bleiben noch einzelne C-Atome. Die Stoffteilchen des Stoffes Diamant (C) sind also C-Atome (C).

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



# 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?



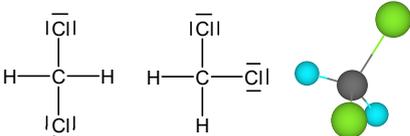
## Erfolgskontrolle zu Kapitel 2

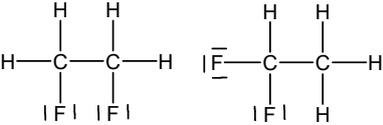
1. Metalle brechen in der Regel entlang der Korngrenzen. Wie ist dieser Sachverhalt mit dem Elektronengasmodell zu erklären?
2. Stimmt die Aussage, Metalle sind dann besonders beständig (edel), wenn ihre Atomrümpfe durch Abgabe der Valenzelektronen ans Elektronengas Edelgaskonfiguration erreichen können? Konsultieren Sie zur Beantwortung dieser Frage das PSE.
3. Wie viele Moleküle mit der Formel  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  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  $\text{C}_3\text{H}_4$ .
6. Zeichnen Sie die Valenzstrichformel des Moleküls  $\text{SO}_2$ .
7. Welche der nachstehend in der Formelschreibweise aufgeführten Stoffe gehören zu den Salzen, welche zu den Legierungen und welche zu den Molekularstoffen?  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{Al}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{Br}$ ,  $\text{AlN}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CuAu}_2$ .
8. Aus welchen Ionen (Formeln inkl. Ladung angeben) bestehen die Salze von [EK 2-7]?
9. Welche Ionen kommen in den Stoffen  $\text{NH}_4\text{Cl}$  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?

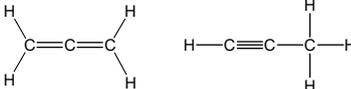
## Antworten Erfolgskontrolle Kapitel 2

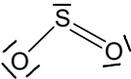
1. Auch die Körner werden untereinander durch das Elektronengas zusammengehalten. Dort ist der Abstand von Rumpf zu Rumpf größer und das Elektronengas verdünnt, was zu einem geringeren elektrostatischen Zusammenhalt führt.

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.

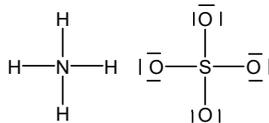
5. 

6. 

7.  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{Al}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{Br}$ ,  $\text{AlN}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CuAu}_2$ .  
Salz Leg. Salz Mol. Salz Mol. Leg.  
(nur metallische Elemente = Legierung, nur nichtmetallische = mol. Stoff, metallische und nichtmetallische = Salz)

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

9.  $\text{NH}_4^+$  und  $\text{Cl}^-$ ,  
 $\text{Al}^{3+}$  und  $\text{SO}_4^{2-}$



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.