

Anorganische Stoffe- Bindungen- Reaktionen

Ein Leitprogramm für die Chemie

Autor:

Dr. Klemens Koch

Fachliche Beratung:

Prof. Dr. Antonio Togni

Leitprogramm *Anorganische Stoffe - Bindungen - Reaktionen*

<i>Adressaten:</i>	Gymnasium
<i>Bearbeitungsdauer:</i>	Fundamentum: 8 Lektionen Additum: 4 Lektionen
<i>Fachliche Vorkenntnisse:</i>	Einteilung der Materie, Reinstoffe und Gemische, Elementarstoffe und Verbindungen, Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem, Reaktionsgleichungen, Unterscheidung exo- und endothermer Reaktionen, Bindungstypen: Atom-, Ionen- und Metallbindung, Elektronegativität, Laborerfahrung mit Instruktionen zu Sicherheit und Material.
<i>Version:</i>	April 2003

Inhaltsverzeichnis

Einführung

- Was sind anorganische Stoffe und wozu sie kennenlernen? 3
- Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm? 4

Fundamentum

- ① Drei anorganische Stoffe mit drei Arten von Bindungen 7
- ② Molekülverbindungen - Atombindung 13
- ③ Metalle - Metallbindung 21
- ④ Ionenverbindungen (Salze) - Ionenbindung 23

Additum

- ⑤ Säuren und Basen 27
- ⑥ Oxidation und Reduktion 31

Anhang für die Lehrkraft

- A. Lösungen der Kontrollaufgaben 33
- B. Kapiteltests mit Lösungen 37
- C. Liste der Medien für die Schüler 50
- D. Chemikalien und Geräte für die Experimente 51
- E. Verwendete und weiterführende Literatur 54

Einführung

● Was sind anorganische Stoffe und wozu sie kennenlernen?

Wasser, Eisen, Salz, Aluminiumoxid, Calciumchlorid, Kohlenstoffmonoxid, Kupfer, Ammoniak, Sauerstoff, Kalk, Phosphat, Nickel, Gips, Silikat...

Vor etwa fünf Milliarden Jahren sammelte sich die Materie, welche heute unsere Erde bildet. Es waren ausschliesslich Stoffe, welche wir heute zu den anorganischen zählen.

Seither hat sich auf der Erde und auch im restlichen Universum chemisch einiges verändert. Eine dieser Veränderungen hat auf der Erde zum Phänomen des Lebens geführt. Dazu wurde das Element Kohlenstoff in teilweise hoch komplexe Verbindungen eingebaut. So entstanden die natürlichen Moleküle des Lebens. Heute werden auch künstliche Kohlenstoffverbindungen hergestellt, z. B. Kunststoffe. Alle diese komplexen Kohlenstoffverbindungen zählen zur organischen Chemie. Sie beschreibt Moleküle aus wenigen einfachen Bausteinen, welche aber vor allem wegen den vielen Bindungsmöglichkeiten von Kohlenstoff eine unglaubliche Komplexität erreichen können.

Die anorganische Chemie beschäftigt sich mit den vielfältigen Möglichkeiten der anderen Elemente des Periodensystems und auch mit einigen einfachen, typisch mineralischen kohlenstoffhaltigen Stoffen wie Kalk, Diamant, Graphit, Calciumcarbid etc.

Der wichtigste anorganische Stoff ist sicher das Wasser. Viele Stoffe lösen sich in Wasser und reagieren untereinander in Wasser. Wasser kann sauer oder basisch werden, wenn etwas darin gelöst wird, oder wenn Reaktionen darin ablaufen.

Andere Stoffe wie Öl, Benzin, Glas, Papier, Iod etc. lösen sich aus verschiedenen Gründen in Wasser kaum auf.

Wasser spielt in der anorganischen Chemie oft eine Schlüsselrolle, es lohnt sich, diesen Stoff noch besser kennenzulernen. Das wird in diesem Leitprogramm zuerst unternommen und dann eine Auswahl von weiteren anorganischen Stoffen vorgestellt, wobei darauf geachtet wurde, die verschiedenen Bindungs- und Reaktionsmöglichkeiten zu illustrieren.

● Wie arbeitet man mit diesem Leitprogramm?

Vermutlich sind Sie sich bislang vor allem den sogenannten *Frontalunterricht* gewohnt: Ihre Lehrerin oder Ihr Lehrer führt etwas Theorie ein, schreibt einiges an die Wandtafel und fragt Sie ab und zu etwas. Und Sie lösen vielleicht zwischendurch mal eine Aufgabe. Die ganze Verantwortung über den Stundenverlauf liegt also beim Lehrer.

Für ein paar Lektionen wird das nun anders! Mit diesen Unterlagen arbeiten Sie ganz allein, und zwar in dem Tempo, das Sie selber festlegen. Nur eine obere Grenze ist festgelegt: Maximal acht Lektionen für das Thema.

Die Theorie wird Schritt für Schritt aufgerollt. Obligatorisch ist das sogenannte *Fundamentum*, das sind die ersten vier Kapitel. Wer schnell vorwärts kommt oder an der Sache interessiert ist, behandelt auch die beiden letzten Kapitel.

Im einzelnen sieht der Ablauf der nächsten acht Lektionen wie folgt aus:

- ① Sie lesen hier, wie der Unterricht die nächsten paar Lektionen lang läuft.
- ② Sie beginnen mit Kapitel ① und studieren den Text bis zur ersten Kontrollaufgabe. *Studieren* heisst in der Regel, den Text zweimal zu lesen. Zuerst verschaffen Sie sich einen groben Überblick, worum es eigentlich geht. Beim zweiten Durchgang legen Sie dann jedes Wort und jede Formulierung auf die Goldwaage. Nur nicht vorschnell aufgeben! Manchmal muss man sich etwas durchbeissen, bis man es ganz „gecheckt“ hat. Dafür kann man dann aber nachher auch richtig stolz auf seine Leistung sein!
- ③ Wenn eine Kontrollaufgabe kommt, bearbeiten Sie allenfalls den vorangehenden Text oder Teile noch einmal, bis Sie wirklich sicher sind. Dann lösen Sie die Kontrollaufgabe **schriftlich**. Nur kurz überlegen und denken, »ja, ja, das könnte ich schon!« genügt (leider!) nicht.
- ④ Sie korrigieren sich selbst! Im Schulzimmer liegt ein Ordner mit den Lösungen aller Kontrollaufgaben auf. Da schauen Sie selbst nach, ob Sie richtig liegen. Wenn ja: Bravo! Sie können den Text weiter studieren, bis zur nächsten Kontrollaufgabe. Wenn nein: Nicht so schlimm. Aber: Sie müssen den vorangegangenen Text noch einmal durcharbeiten. Nur so können Sie die noch vorhandenen Lücken stopfen!
- ⑤ Verstehen Sie dann immer noch nur Bahnhof, so können Sie eine Kollegin oder einen Kollegen fragen. Aber tun Sie das bitte *erst dann*. Geben Sie also nicht vorschnell auf! Nur, wenn auch Ihre Kollegin oder Ihr Kollege nicht weiterhelfen kann, dürfen Sie Ihre Lehrerin oder Ihren Lehrer konsultieren.
- ⑥ Ab und zu ist nicht nur Lesen angesagt: Vielmehr müssen Sie zwischendurch auch einmal ein Experiment durchführen, eine Grafik in einem Buch interpretieren oder sich eine Filmsequenz anschauen. Entsprechende Symbole und Anleitungen im Text

machen Sie darauf aufmerksam. Fahren Sie anschliessend mit der Lektüre in diesen Unterlagen dort weiter, wo die Unterbrechung aufgetreten ist.

- ⑦ Wenn Sie ein Kapitel vollständig abgeschlossen, seinen Inhalt ganz verstanden und alle Kontrollaufgaben richtig gelöst haben, sind Sie reif für den Kapiteltest. Den absolvieren Sie bei Ihrer Lehrerin oder Ihrem Lehrer. Sie müssen sich dabei kurz über die von Ihnen erworbenen Kenntnisse ausweisen. Wenn Sie den Kapiteltest bestehen – *und erst dann!* –, können Sie mit dem nächsten Kapitel weiterfahren. Falls nicht, werden Sie zu einer Wiederholung Ihres Studiums verknurrt, und können *frühestens zehn Minuten später* noch einmal zu einem (anderen!) Test über dasselbe Kapitel antreten. Es lohnt sich also nicht, zu einem Kapiteltest zu erscheinen, bevor Sie die Materie wirklich sehr gut beherrschen.
- ⑧ So geht das weiter, bis die ersten vier Kapitel des *Fundamentums* durch sind. Wenn Sie vor Ablauf der maximal vorgesehenen acht Lektionen den vierten Kapiteltest erfolgreich abgeschlossen haben, dann haben Sie Ihr Soll eigentlich erfüllt. Trotzdem heisst es jetzt aber nicht „ab in die Mensa“! Sie beginnen Sie jetzt auch noch mit der Bearbeitung der beiden letzten Kapitel des *Additums* für Schnelle und speziell Interessierte (so wie Sie!). Das Vorgehen ist dabei haargenau gleich: Selbststudium, Kontrollfragen, Kapiteltest.
- ⑨ Nach dem Durcharbeiten aller sechs Kapitel sind Sie schon recht weit in der Kenntnis anorganischer Stoffe. Aber auch, wenn es nur für die ersten vier Kapitel gereicht haben sollte: Sie haben den Durchblick. Der Stoff des Fundamentums wird später der Prüfungsstoff sein. Haben Sie auch noch das Additum gemeistert, dann wird es Ihnen besonders leicht fallen, in der Prüfung eine gute Note zu erzielen. Das Fundamentum ist aber indiskutabile Pflicht.
- ⑩ Falls Ihnen die vorgesehenen acht Lektionen für die vollständige Bearbeitung des Fundamentums nicht ausreichen, so müssen Sie das Reststudium zu Hause erledigen und sich den noch fehlenden Kapiteltests in der unterrichtsfreien Zeit unterziehen. Das sollte aber eigentlich nicht vorkommen, wenn Sie während der Lektionen voll bei der Sache sind.

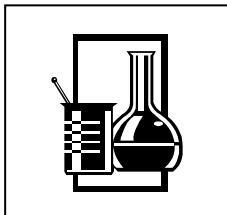
Und nun wünsche ich Ihnen viel Spass. Vergessen Sie nicht: Chemistry is fun!

Zum Schluss noch eine Zusammenstellung der im Text auftauchenden Piktogramme:



Kontrollaufgabe

Hier müssen Sie eine Aufgabe lösen, welche sicherstellt, dass Sie den unmittelbar vorangehenden Text auch wirklich verstanden haben. Lösen Sie solche Aufgaben auf jeden Fall *schriftlich*, und kontrollieren Sie Ihre Lösung anschliessend im Lösungsordner.



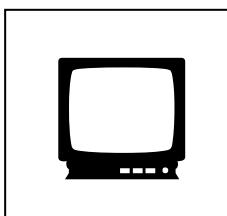
Experiment

Im Schulzimmer oder im Labor ist ein Versuch vorbereitet. Führen Sie ihn je nach Anleitung allein oder zu zweit durch. Lesen Sie die zugehörige Vorschrift *genau* durch und beachten Sie die einschlägigen Sicherheitsvorkehrungen.



Lektüre

Im Schulzimmer oder in der Bibliothek liegt ein Buch für Sie bereit, in dem Sie eine bestimmte Passage studieren müssen. Machen Sie sich ein paar stichwortartige Notizen, damit Sie den Inhalt für die Weiterarbeit abrufbereit haben.



Film

Im Schulzimmer oder in einem Nebenraum steht ein Fernsehgerät bereit. Schauen Sie sich die beschriebene Filmsequenz an und machen Sie sich Notizen dazu. Sie brauchen die Informationen für die Weiterarbeit in diesen Unterlagen.

Fundamentum

❶ Drei anorganische Stoffe mit drei Arten von Bindungen

In diesem Kapitel lernen Sie, ...

... drei wichtige anorganische Stoffe mit drei typischen Bindungsarten kennen: Atombindung, Ionenbindung und Metallbindung.

... wie die unterschiedlichen Eigenschaften dieser drei Stoffe mit den Bindungen darin zusammenhängen.

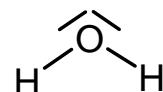
Wasser – eine Molekülverbindung

Wasser ist der wohl wichtigste Stoff auf unserer Welt und auch in der Chemie von grösster Bedeutung. Wenn Raumsonden auf fernen Planeten und Monden nach Lebensspuren suchen, dann suchen sie zuerst einmal nach Wasser. Wasser ist die Grundlage des irdischen Lebens. Darin laufen die biochemischen Reaktionen ab. Die Erde ist ein vom Wasser geprägter Planet, aber auch andere Erscheinungen wie das Wetter, Kontinente wie die Antarktis oder das Bild unseren blauen Planeten aus dem Weltraum sind von Wasser bestimmt.

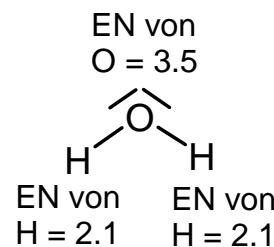
Was wissen Sie bereits über Wasser? In den Wasserteilchen sind Atome mit Atombindungen zu Molekülen verbunden. Die Formel H_2O kannten Sie vermutlich schon lange, bevor Sie mit dem Chemieunterricht begonnen haben. Auch sonst wissen Sie bereits viel von Wasser und seinen Teilchen. Zu Wasser und wässrigen Lösungen gibt es Bibliotheken von Büchern und es wird noch weiter geforscht. Vermutlich werden Sie im ersten Experiment auch eine Ihnen bis jetzt unbekannte Eigenschaft von Wasser sehen.

Zuerst aber einige Modellvorstellungen und Überlegungen zu den Wasserteilchen:

Sie haben bereits gelernt, wie das Wassermolekül als Elektronenstrichformel gezeichnet werden kann:

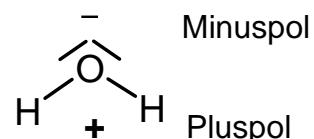


Sie wissen, dass nicht alle Atomrümpe die Außen-
elektronen gleich stark anziehen. Der Atomrumpf ist
der Atomkern mit den inneren Schalen der Atomhülle.
Wie stark die Atomrümpe die Aussenelektronen an-
ziehen, wird mit der Elektronegativitätszahl EN ange-
geben:



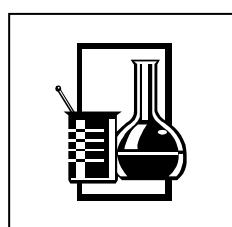
Der Atomrumpf von Sauerstoff hat mit 3.5 nach Fluor mit 4 die höchste Elektronegativitätszahl aller Elemente. Wasserstoff hat unter den Nichtmetallen die kleinste EN.

Aufgrund der hohen Elektronegativität zieht das Sauerstoffatom im Wassermolekül die Elektronen auf seine Seite. Die negative Ladung konzentriert sich auf der O-Seite. Von den H-Atomen werden die Elektronen weggezogen und die positiv geladenen Protonen werden teilweise ihrer Elektronen beraubt: So konzentriert sich die positive Ladung auf der H-Seite des Moleküls. Das Wassermolekül hat einen Plus- und einen Minuspol, es ist ein elektrisches Dipol-Molekül.



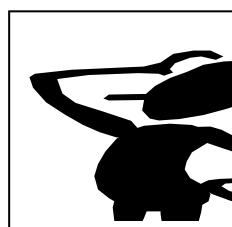
Das Wassermolekül
ist ein Dipolmolekül

Vergleich mit magnetischer Kompassnadel: Eine Kompassnadel ist ein magnetischer Dipol mit einem Nord- und einem Südpol. Der magnetische Nord- und Südpol der Erde zieht diesen Dipol an und dreht die Nadel in eine bestimmte Lage. Mit magnetischen Gegenständen kann die magnetische Dipolnadel zum Drehen gebracht werden. Etwas Ähnliches ist mit den Dipol-Wassermolekülen und elektrisch geladenen Gegenständen möglich:



Experiment 1 Wasser elektrostatisch ablenken

Lassen Sie einen dünnen Strahl Wasser aus einem Wasserhahn laufen. Reiben Sie einen Kunststoffgegenstand (z. B. Ballon, Plastikstab oder -rohr) mit einem Wolllappen. Er wird dabei elektrisch negativ aufgeladen. Halten Sie den elektrisch geladenen Kunststoffgegenstand in die Nähe des Wasserstrahls und beobachten Sie. Achten Sie darauf, dass die Hände, der Kunststoffgegenstand und der Wolllappen trocken bleiben!



Kontrollaufgabe 1

1. Welche Seite der Wassermoleküle im Strahl schaut wohl am häufigsten gegen den negativ geladenen Gegenstand?
2. Wie wird der Wasserstrahl abgelenkt, wenn Sie den geladenen Kunststoffgegenstand von einer anderen Seite, z. B. von hinten in die Nähe des Wasserstrahls halten?
3. Wie würde der Wasserstrahl in der Nähe eines positiv geladenen Gegenstandes abgelenkt?

Natriumchlorid - eine Ionenverbindung

Über 97% des Wassers auf der Erde ist Meerwasser und hat pro Liter 3% bis max. 28% Natriumchlorid gelöst, das heißt 30 bis 280g Natriumchlorid pro Liter Meerwasser. Natriumchlorid lässt sich durch Eindampfen von Meerwasser sehr einfach gewinnen. Dabei lassen sich auch noch andere Salze gewinnen, aber davon später mehr.

Die Natriumchlorid-Teilchen treten paarweise auf. Eines ist ein positiv geladenes Teilchen, ein Kation, das andere ein negativ geladenes, das heisst ein Anion.



Das Ionenpaar in Natriumchlorid ist dem Dipol-Wassermolekül verwandt, was die elektrische Polarität betrifft. Kochsalz löst sich deshalb gut in Wasser.



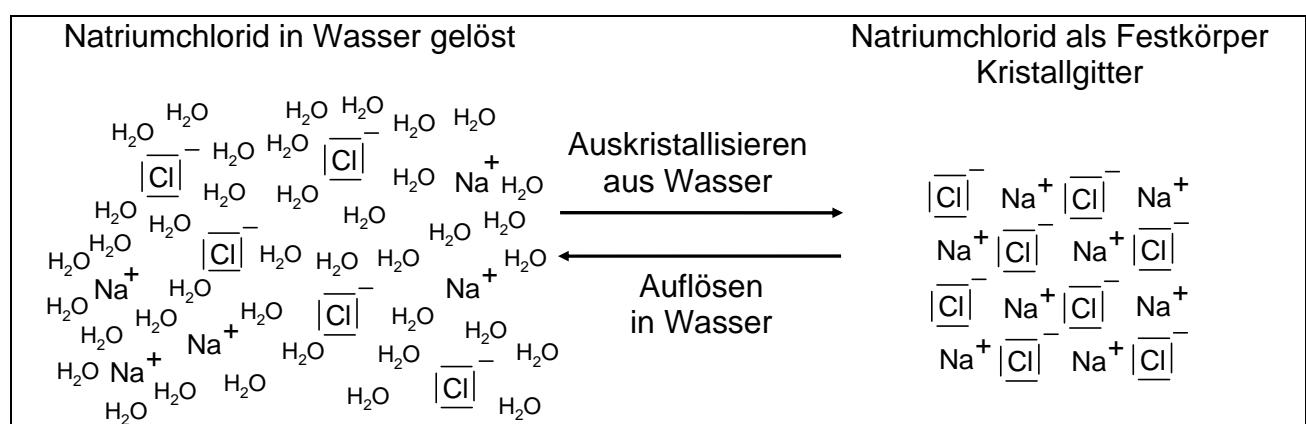
Kontrollaufgabe 2

Wenn sich Kochsalz in Wasser löst, trennen sich die Natrium-Kationen von den Chlorid-Anionen. Beide werden einzeln von Wassermolekülen umgeben.

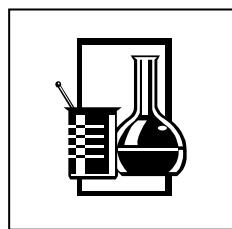


Welche Seite der Wassermoleküle richtet sich gegen das Natrium-Kation? Die O- oder die H-Seite? Und welche Seite richtet sich gegen die Chlorid-Anionen?

Was passiert beim Eindampfen von Kochsalz? Die Teilchen von Natriumchlorid sind in Wasser gelöst, das heisst sie sind allseitig von Wasser umgeben. Wenn das Wasser verdampft, ordnen sich die Kochsalzteilchen einfach und regelmässig im sogenannten Kristallgitter.

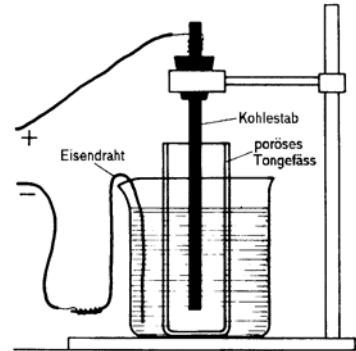


Die in Wasser gelösten Ionen sind elektrisch geladen und beweglich; sie können also den elektrischen Strom leiten.



Experiment 2 Elektrolyse einer Kochsalzlösung Chlor-Alkali-Elektrolyse

Die nebenan abgebildete Apparatur ist vorbereitet: Füllen Sie das Innere der porösen Tonzelle und das Becherglas mit der vorbereiteten Kochsalzlösung. Sie enthält Indikator-Lösungen¹. Verbinden Sie die freien Drahtenden mit den richtigen Polen einer 4.5-Volt-Batterie oder einer anderen Spannungsquelle. Beobachten Sie die Vorgänge an den Elektroden.

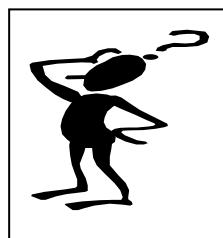


Sie haben eine Chlor-Alkali-Elektrolyse durchgeführt. In dieser wichtigen technischen Reaktion bilden sich in einem Schritt aus Salzwasser Chlorgas, wässrige Natronlauge und Wasserstoffgas. Das sind drei wichtige Stoffe für weiterführende chemische Reaktionen.

- Am Pluspol entsteht Chlor Cl_2 : Den Chloridionen werden Elektronen entzogen und die entstehenden Chloratome vereinigen sich zu Chlormolekülen Cl_2 .
- Am Minuspol entsteht Natronlauge NaOH (aq) und Wasserstoffgas H_2 . Nicht etwa Natrium-Kationen Na^+ (aq) reagieren dort, sondern die reaktiveren Wassermoleküle. Ihr Wasserstoff nimmt Elektronen auf² und die entstehenden Wasserstoffatome werden zu Wasserstoffmolekülen H_2 . Der Rest der Wassermoleküle wird zu Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$. In wässriger Lösung bilden die Hydroxid-Anionen Natronlauge NaOH (aq) zusammen mit den Natrium-Kationen.

Die Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$ und Natronlauge entstehen auch, wenn Natrium mit Wasser reagiert. Diese Reaktion wird auf S. 24 in Kapitel ❸ erklärt.

Chlor wird für chemische Synthesen, aber auch z. B. für die Desinfektion in Schwimmbädern verwendet. Natronlauge wird als stark alkalische Lösung in vielen chemischen Reaktionen verwendet, z. B. zur Neutralisation von Säuren.



Kontrollaufgabe 3

Würde in der Elektrolyse oben statt Natriumchlorid NaCl das Salz Natriumbromid NaBr verwendet, welche Stoffe würden dann an den beiden Elektroden gebildet?

¹ Die Kochsalzlösung enthält zwei Indikator-Lösungen:

i) Kaliumiodid-Stärke-Lösung zeigt mit einer dunklen, blaubraunen Färbung die Entstehung von Chlor an.
ii) Phenolphthalein-Lösung zeigt mit einer Pinkfärbung alkalisches Wasser an.

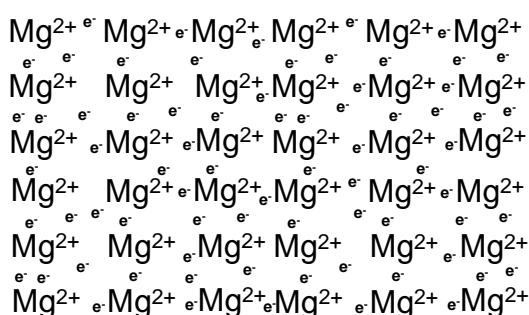
² Im Additum, Kapitel ❸, werden solche Reaktionen genauer erklärt. Der Fachbegriff für das Aufnehmen von Elektronen ist Reduktion. Es ist das Gegenteil einer Oxidation, wo Elektronen abgegeben werden.

Magnesium - ein Metall

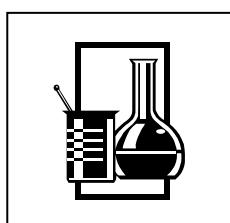
Aus Meerwasser werden auch verschiedene Magnesiumsalze wie Magnesiumchlorid und Magnesiumsulfat gewonnen. Sie enthalten Magnesium nicht als elementaren Stoff, sondern oxidiert mit zweifach positiv geladenen Ionen, doppelt so stark geladen wie Natriumkationen in Natriumchlorid.

Durch eine Elektrolyse von Magnesiumsalzen gelang 1808 dem englischen Chemiker DAVY erstmals die Herstellung von metallischem Magnesium. Es ist ein typisches Metall: Es hat silberweissen Glanz, leitet den elektrischen Strom und wird leicht oxidiert.

Viele Eigenschaften von Magnesium, oder von Metallen allgemein, lassen sich auf ihren Aufbau zurückführen. Magnesium- und Metallatome allgemein haben eine geringe Elektronegativitätszahl und geben die Aussenelektronen leicht ab. Allerdings verlassen die Elektronen nur die Atomhülle des Magnesiumatoms und bleiben dann zwischen den entstandenen Magnesium-Kationen. Dort sind sie frei beweglich und können den elektrischen Strom leiten. Die freien Elektronen zwischendrin halten die Kationen im Kristallgitter zusammen. Die folgende Abbildung zeigt dieses einfache Modell, das man sich von den Metallen machen kann.



Das Modell heisst *Elektronengas-Modell*, weil sich die Elektronen im Kationengitter frei bewegen können, wie Luft in einem Ballon. Die frei beweglichen Elektronen können fast beliebige Energiebeträge aufnehmen und so weisses Licht verschlucken. Deshalb erscheinen Metallpulver dunkelgrau bis schwarz und polierte Metallflächen glänzen, wie wir es auch z. B. von glatten dunklen Flächen kennen.

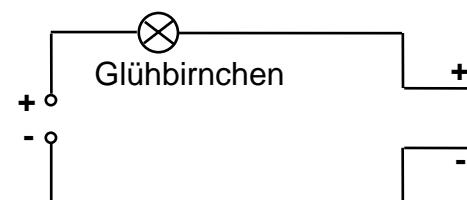


Experiment 3 Elektrische Leitfähigkeit von Stoffen

Messen Sie die Leitfähigkeit von Magnesium mit einem einfachen, unten schematisch dargestellten Leitfähigkeitsmessgerät. Messen Sie auch die Leitfähigkeit eines Kochsalzkristalls, von Salzwasser, von einer Bleistiftmine (enthält Graphit, später auf S. 16 folgen Erklärungen dazu), von korrodierten und blanken Metallgegenständen und von weiteren Stoffen.

Schema:

Spannungsquelle
(Stromquelle)
z. B. Batterie



Lücke im Stromkreis:
Hier wird der Stoff eingefügt,
der auf elektrische Leitfähigkeit
geprüft werden soll.

② Molekülverbindungen - Atombindung

In diesem Kapitel lernen Sie, ...

... einige aus Molekülen aufgebaute Stoffe kennen: Elementare Stoffen aus der Gruppe der Nichtmetalle und Verbindungen davon.

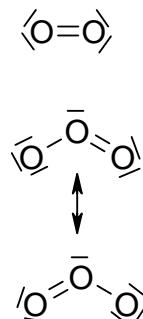
Wasserstoff

Wasserstoff ist ein farbloses, geruchloses und brennbares Gas. Es hat von allen Gasen die geringste Dichte. Wasserstoffmoleküle sind zweiatomig: H_2 .



Sauerstoff

Sauerstoff ist uns in zwei Modifikationen bekannt. Gewöhnlicher Sauerstoff O_2 hat zweiatomige und Ozon O_3 dreiatomige Moleküle. Beides sind farblose Gase und starke Oxidationsmittel. Der gewöhnliche Sauerstoff hilft mit bei den meisten Verbrennungen, beim Rosten von Eisen, bei der Oxidation von anderen Metallen und auch bei unserer Atmung. Er ist zu 21% in der Luft enthalten. Ozon ist ein noch stärkeres Oxidationsmittel und wird z. B. bei der Desinfektion von Badewasser aber auch von Trinkwasser verwendet. Ozon hat einen typischen, an Chlor erinnernden Geruch.



Die Lewisformel von O_2 -Molekülen ist eine vereinfachte Schreibweise, mit genaueren Modellen beschrieben, ist sie komplexer.

Die Lewisformel von O_3 -Molekülen lässt sich auf zwei gleichwertige Arten schreiben. Der Unterschied liegt bei der Elektronenverteilung, genauer der Plazierung von Doppel- und Einfachbindung. Diese Erscheinung, wo Bindungen nicht exakt zugeordnet werden können, wird als Mesomerie bezeichnet. Für solche Fälle „wählt“ die Natur die Zwischenlösung, beim Ozonmolekül liegt diese zwischen den beiden dargestellten Formeln und wird mit dem Mesomerie-Pfeil \longleftrightarrow symbolisiert. Für diese Zwischenlösung müssen die Elektronen beweglich sein. Diese beweglichen Elektronen werden auch beim Graphit wieder auftreten, Sie haben in Kapitel ① ja bereits seine Leitfähigkeit gemessen.

Stickstoff

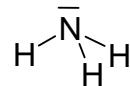
Stickstoff ist ein farbloses, geruchloses Gas, das Verbrennungen erstickt. Es ist zu 78% in der Luft enthalten. Stickstoffmoleküle sind zweiatomig: N_2 . Stickstoff zeigt sehr wenig Reaktionsbereitschaft. Mit der Lewisformel wird das erklärt, weil die Dreifachbindung sehr stark ist und nur mit viel Energie geöffnet werden kann.



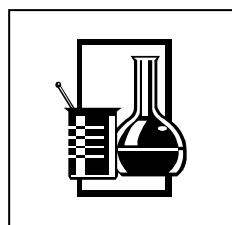
Ammoniak

Ammoniak NH_3 ist ein farbloses, stechend riechendes, unbrennbares Gas. Es kann entstehen, wenn Stickstoffverbindungen unter Luftabschluss abgebaut werden, z. B. in Jauche. Der stechende Anteil am Jauchegeruch wird von Ammoniak verursacht.

Ammoniak ist basisch, also das chemische Gegenteil von sauer. Wird Ammoniak in Wasser gelöst, entsteht eine basische Lösung, oder eine Lauge, wie man auch sagt.



Im Labor wird meistens die wässrige Lösung von Ammoniak verwendet.



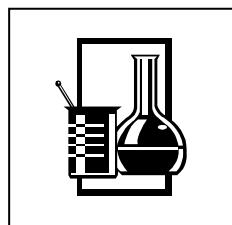
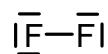
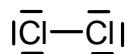
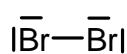
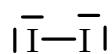
Experiment 1 Geruch von Ammoniak

Öffnen Sie eine Flasche mit verdünnter Ammoniaklösung. Fächeln Sie sich die Luft über der Öffnung zu und schnuppern Sie daran. Woran erinnert Sie dieser Geruch?

Iod, Brom, Chlor und Fluor

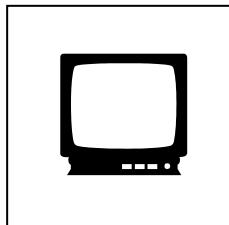
Die Halogene I_2 , Br_2 , Cl_2 und F_2 sind sehr reaktive, giftige, starke Oxidationsmittel. Sie existieren nicht als elementare Stoffe in der Natur, können aber durch Elektrolyse aus Salzen hergestellt werden. Diese Halogenidsalze, also die Salze mit Fluorid-, Chlorid-, Bromid- und Iodid-Anionen können aus Mineralien oder aus Meerwasser gewonnen werden.

Fluorid-, Chlorid- und Iodid-Anionen haben Bedeutung für unsere Ernährung. Sie sind im Speisesalz enthalten oder werden ihm zugesetzt. Chlorid spielt im ganzen Körper in den Zellen eine Rolle, Fluorid bei der Härtung des Zahnschmelzes und Iodid für die Schilddrüse.



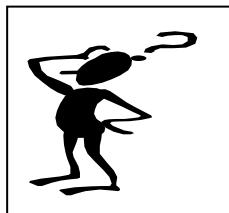
Experiment 2 Iod erhitzen und in Wasser/Benzin lösen

Geben Sie mit einem Spatel einen sehr kleinen Iodkristall in ein Reagenzglas. Erhitzen Sie schwach über der Gasflamme, bis Sie die ersten Dämpfe sehen. Geben Sie nun vorsichtig einige Fingerbreit hoch Wasser dazu. Geben Sie noch einen Fingerbreit Benzin dazu, achten Sie aber darauf, dass keine Flamme mehr in der Nähe brennt. Schwenken Sie das Gemisch vorsichtig. Iodmoleküle sind keine Dipole wie Wassermoleküle. Sie lösen sich schlecht in Wasser, aber gut in Benzin!



Film „Die Halogene“

Im Schulzimmer oder in einem Nebenraum steht ein Fernsehgerät bereit. Schauen Sie sich den Film „Die Halogene“ an und machen Sie sich Notizen dazu. Sie brauchen die Informationen für die Weiterarbeit in diesen Unterlagen.



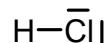
Kontrollaufgabe 1

1. Welches Halogen reagiert am heftigsten, welches am schwächsten mit anderen Stoffen?
2. Welches Halogen hat die höchste, welches die tiefste Elektronegativität?

Welchen Zusammenhang gibt es zwischen der 1. und 2. Frage?

Wasserstoffchlorid

Wasserstoffchlorid HCl, auch Chlorwasserstoff genannt, ist ein ätzendes, stark saures Gas. Die Moleküle sind starke Dipole.



Wasserstoffchlorid löst sich sehr gut in Wasser, diese wässrige Lösung heißt Salzsäure. Dabei werden die Wasserstoffchloridmoleküle nicht einfach als Dipol-Moleküle gelöst, sondern das Molekül wird getrennt in H^+ (aq) und Cl^- (aq). Die wässrige Lösung von Wasserstoffchlorid ist stark sauer, das ist das chemische Gegenteil von basisch. Eine basische Lösung kann bei richtigem Mengenverhältnis eine saure Lösung neutralisieren.

Die anderen Halogene bilden analoge Wasserstoffverbindungen: Wasserstofffluorid HF, Wasserstoffbromid HBr und Wasserstoffiodid HI.

Alle Wasserstoffhalogenide sind sauer. Und in Wasser aufgelöst, geben sie alle saure Lösungen.

Kohlenstoff: Graphit, Diamant und Fullerenen

LAVOISIER, ein französischer Chemiker verbrannte Diamanten kurz vor der französischen Revolution auf öffentlichen Pariser Plätzen. Er richtete dazu mit grossen Linsen gebündeltes Sonnenlicht darauf und zeigte, dass dabei Kohlenstoffdioxid als Abgas entsteht, das selbe wie bei der Verbrennung von Kohle. Diamant besteht also aus Kohlenstoff.

Diamant ist eine Modifikation von elementarem Kohlenstoff, Graphit ist eine andere ebenso reine, kristalline Form von Kohlenstoff. Kohle ist im Wesentlichen wie Graphit aufgebaut, aber weniger rein.

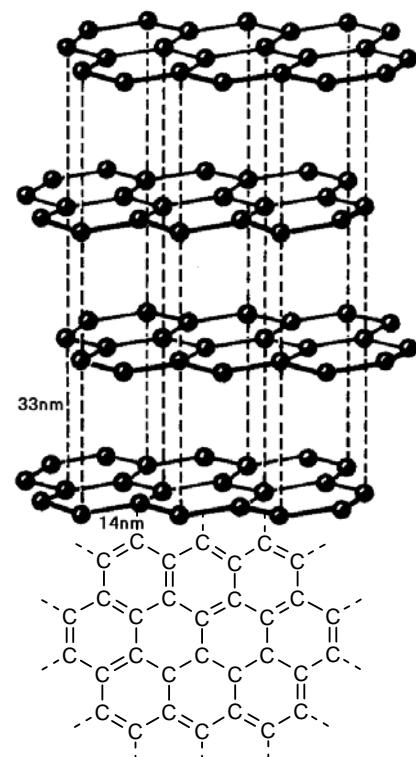
1987 wurden ganz neue Formen von reinem elementarem Kohlenstoff, die Fullerene entdeckt.

Graphit hat die Kohlenstoffatome in Ebenen mit je einer Doppel- und zwei Einfachbindungen untereinander verbunden. Das gibt flache Schichten aus zusammengesetzten Kohlenstoff-Sechsecken. Die Doppelbindungen und Einfachbindungen können vertauscht werden, die Elektronen sind delokalisiert, es herrscht Mesomerie, wie wir es bereits beim Ozon angetroffen haben.

Die Elektronen sind beweglich: Sie haben in einem Experiment von Kapitel ① gemessen, dass Graphit den Strom leitet. Kohlestäbe werden z. B. in Batterien als Elektroden verwendet, z. B. in der Kohle-Zink-Batterie.

Die beweglichen Elektronen können beliebige Energiebeträge aufnehmen: Graphit verschluckt alles Licht und ist schwarz.

Die Schichten halten untereinander nur schwach zusammen. Sie können z. B. beim Graphit im Bleistift leicht abgerieben werden. Griechisch „graphein“ heisst schreiben. Die Härte von Stoffen wird mit der sogenannten Mohs-Skala gemessen. Sie reicht bis zum Höchstwert 10 von Diamant. Graphit ist ein sehr weiches Mineral mit Mohs-Härte 0.5.



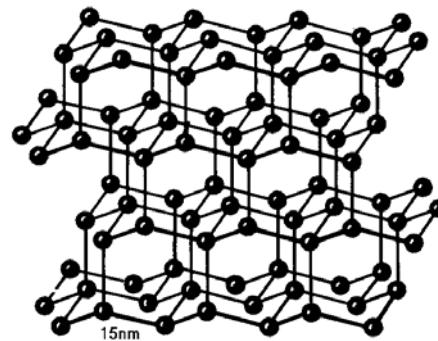
Ebene im Graphit: Die Doppelbindungen und Einfachbindungen sind nicht festgelegt, die Elektronen sind beweglich (delokalisiert).

Diamant bildet einen Kristall, in dem Atome tetraedrisch mit Atombindungen zusammengehalten werden. Er ist eigentlich *ein* riesengrosses Moleköl.

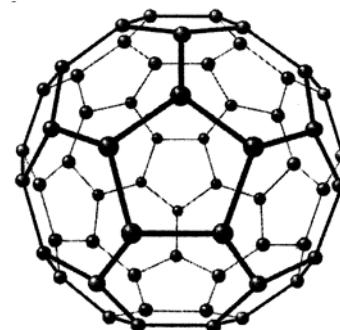
Die C-C-Atombindung ist stark: Diamant ist der härteste, bekannte Stoff. Diamant hat auf der Mohs-Skala den höchsten Wert 10. Glas und Stahl haben etwa die Härte 6-7.

Die Aussenelektronen der Diamant-Kohlenstoffatome sind nicht beweglich, sie sind lokalisiert und werden in den Bindungen zwischen den Atomen festgehalten. Diamant leitet den elektrischen Strom nicht.

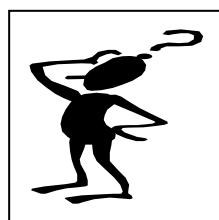
Die lokalisierten Elektronen sind in ihrer Energieaufnahme sehr beschränkt. Sie verschlucken kein Licht: Reiner Diamant ist farblos und durchsichtig. Er bricht das Licht sehr stark. Wird ein geschliffener Diamant von einem Lichtstrahl getroffen, funkelt er in alle Richtungen. Geschliffen als Brillant, wird er in Schmuckstücken verwendet.



Fullerene sind eine dritte, erst 1987 neu entdeckte Form von Kohlenstoff. Ihre Netzstruktur ähnelt den Pavillondächern, welche der amerikanische Architekt Buckminster Fuller für die EXPO 1967 in Montreal baute, daher ihr Name. In Fulleronenstrukturen bilden die C-Atome gewölbte Schalen aus Fünf- und Sechsecken. Das gibt die sogenannten Fussballmoleküle. Das Fullerene-Moleköl C_{60} hat sogar genau das gleiche Oberflächenmuster wie ein Fussball.



Zur Zeit werden das Fullerene C_{60} und andere Fulleronenstrukturen intensiv untersucht. Vermutlich wird die interessante Struktur auch zu interessanten Anwendungen führen.



Kontrollaufgabe 2

Wozu wird Diamant verwendet: In welchem Zusammenhang steht das mit der Struktur?

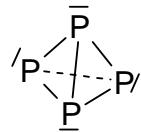
Wozu wird Graphit verwendet: In welchem Zusammenhang steht das mit der Struktur?

Sind die Fullerene im Aufbau näher beim Graphit oder beim Diamant?

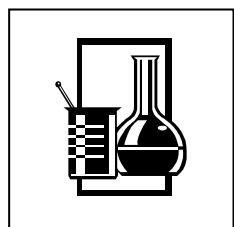
Phosphor

Phosphor existiert in verschiedenen Modifikationen, zwei davon werden hier vorgestellt:

Weisser Phosphor ist ein sehr brandgefährlicher und giftiger Festkörper. Diese Form wird in Brandbomben, sogenannten Napalmbomben eingesetzt. Er besteht aus P_4 -Molekülen. In diesen Molekülen sind die vier Atome tetraedrisch angeordnet.



Roter Phosphor entzündet sich erst bei höheren Temperaturen. Es ist ein schwach giftiger Festkörper. In der Reibfläche von Streichholzschachteln erleichtert er das Entzünden der Streichholzköpfe. Auch im roten Phosphor sind die Phosphoratome immer mit drei anderen verknüpft, allerdings nicht nur innerhalb der Tetraeder mit sich selbst, sondern auch dazwischen, so dass ein dreidimensionales Netzwerk von Phosphoratomen entsteht.



Experiment 3 Roten in weissen Phosphor verwandeln und diesen oxidieren lassen

Vorsicht: Roter Phosphor ist schwach, weisser Phosphor ist sehr stark giftig. Ziehen Sie zum Umgang damit Handschuhe an. Reiben Sie mit einem Messer etwas von der roten phosphorhaltigen Reibfläche einer Zündholzschachtel ab. Geben Sie das abgeriebene Gemenge in ein Reagenzglas und verschliessen Sie das Reagenzglas mit wenig Glaswolle. Halten Sie das Reagenzglas am oberen Ende mit einer Holzklammer und führen Sie das folgende Experiment in einem möglichst dunklen Raum durch: Erhitzen Sie den unteren Teil des Reagenzglases über der Gasflamme. Achten Sie auf die Leuchterscheinungen im oberen Teil des Reagenzglases.

Entsorgung: Geben Sie am Schluss das Reagenzglas der Lehrkraft ab, ohne es zu öffnen.

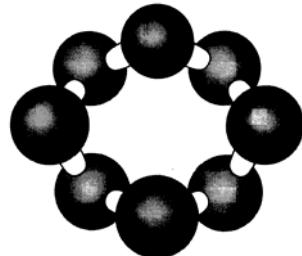
In der Hitze verwandelt sich roter in weissen Phosphor. Dieser reagiert spontan mit Sauerstoff und wird, ohne zu verbrennen, über mehrere Schritte zu Phosphoroxid oxidiert. Einer der Reaktionsschritte erzeugt die Chemilumineszenz: Es ist keine Flamme, sondern ein fahles, kaltes Leuchten. Dieses Leuchten ist dem Entdecker des Phosphors, dem deutschen Alchimisten Henning BRAND sofort aufgefallen und hat zum Namen geführt: Phosphor - lat. *Phosphorus*, Lichtträger.

Die Phosphoreszenz dagegen ist eine rein physikalische Leuchterscheinung. Phosphoreszierende Stoffe leuchten nach Bestrahlung mit Licht im Dunklen nach, was nicht von einer chemischen Reaktion herrührt.

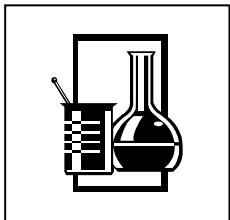
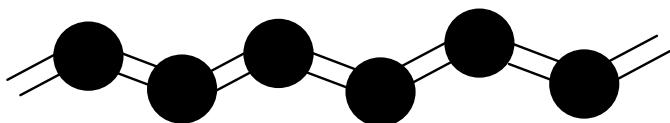
Schwefel

Schwefel kommt in vielen verschiedenen Modifikation vor.

Als häufigste Modifikation kennen wir den gelben, kristallinen α -Schwefel. Seine kleinsten Teilchen sind Moleküle S_8 aus acht Schwefelatomen.



Eine andere Modifikation ist der plastische, "gummige" γ -Schwefel. Die Schwefelatome sind dabei in langen Ketten aufgereiht.



Experiment 4 Schwefelmodifikationen ineinander verwandeln

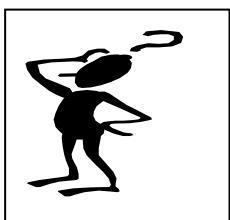
Führen Sie den folgenden Versuch im Abzug durch und tragen Sie einen Arbeitsmantel.

Füllen Sie ein Reagenzglas etwa zu einem Drittel mit kristallinem Schwefel. Packen Sie das Reagenzglas am oberen Ende mit einer Holzklammer. Erhitzen Sie das Reagenzglas über der Gasflamme, bis der Schwefel schmilzt.

Erhitzen Sie noch weiter und beobachten Sie weitere Änderungen. Sollten sich Schwefeldämpfe entzünden, können Sie die Flamme mit dem bereitgelegten Becherglas ersticken.

Giessen Sie den geschmolzenen Schwefel zügig in ein Becherglas mit kaltem Wasser.

Bewahren Sie den entstandenen, plastischen Schwefel einige Tage auf und beobachten Sie seine Umwandlung.



Kontrollaufgabe 3 zum Experiment 4

Berichten Sie Ihre Beobachtungen in einigen Sätzen. Benutzen Sie dazu die Begriffe "amorph", "kristallin", "schmelzen", "verdampfen", "resublimieren" und "plastischer Schwefel".

Schauen Sie die Begriffe, wenn nötig, im Römpf-Chemielexikon nach.

③ Metalle - Metallbindung

In diesem Kapitel lernen Sie, ...

... drei verschiedenartige Metalle kennen.

... mehr oder weniger edle Metalle zu unterscheiden

Starten Sie das Experiment 2, noch bevor Sie hier weiterlesen. Es gibt dort langsame Reaktionen.

Eisen ist heute das am meisten verwendete Metall. Es machte die Industrialisierung und die technische Entwicklung seither erst möglich. Seine Bedeutung begann aber bereits in der Eisenzeit ca. 1000 Jahre vor Christi Geburt. Die Jahrtausende zuvor werden als Bronzezeit bezeichnet. Bronze ist eine Metalllegierung, eine Mischung der Metalle Kupfer und Zinn.

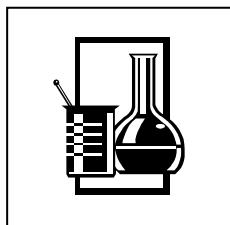
Metalle haben die Entwicklung der menschlichen Kultur geprägt und kulturellen Epochen den Namen gegeben.

Eisen ist so allgegenwärtig, dass viele Leute den Oberbegriff Metall einfach mit Eisen gleichsetzen. Die Metalle sind sich ja auch in Vielem sehr ähnlich, z. B. leiten sie den elektrischen Strom und haben einen typischen Metallglanz, meist grau-silbern. Metalle in Pulverform sind dunkel bis schwarz. Das kann mit der einfachen Elektronengas-Modellvorstellung erklärt werden. Wenn Sie nicht mehr sicher sind, repetieren Sie sie in Kapitel ①.

Metalle sind für viele Aufgaben geeignete Werkstoffe. Ein Problem ist aber die Korrosion: Je nach Umgebung und Behandlung können Metalle zuerst an der Oberfläche und später auch durch und durch chemisch umgewandelt werden, so dass sie mit der Zeit ihre mechanische Festigkeit verlieren.

Für die Korrosion verantwortlich ist die Oxidation: Die Metalle werden von Sauerstoff aus der Luft oder von Wasser angegriffen und oxidiert. Oxidation kann hier noch einfach als Reaktion mit Sauerstoff verstanden werden, ein Oxid ist dann das Verbindungsprodukt von Metall mit Sauerstoff.

Es gibt zwischen den Metallen Unterschiede bei der Oxidationsanfälligkeit, wie folgende Versuche zeigen:

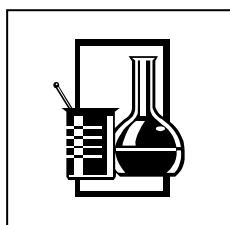


Experiment 1 Kupfer, Magnesium, Platin mit Luft in der Flammenhitze

Achtung: Tragen Sie für das folgende Experiment eine Schutzbrille und schauen Sie höchstens kurz in helle Flammen.

Sie haben Blechstücke, Drähte oder Bänder der drei Metalle zur Verfügung. Halten Sie die drei Metalle mit einer Metallzange in die Gasflamme. Was beobachten Sie?

Falten Sie ein grösseres Kupferblechstück einige mal zusammen und halten Sie es in die Flamme. Falten Sie es nach dem Abkühlen wieder auf. Was beobachten Sie?



Experiment 2 Magnesium, Kupfer und Messing mit Salz- und Salpetersäure

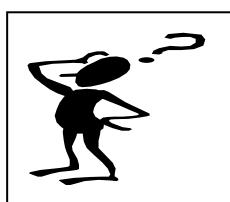
Bereiten Sie je drei Reagenzgläser vor mit circa einem Fingerbreit hoch verdünnter Salz- resp. Salpetersäure.

Geben Sie in die drei Reagenzgläser mit Salzsäure je ein kleines Stück der Metalle Magnesium, Kupfer und Messing.

Geben Sie auch je ein Stück der drei Metalle in die drei Reagenzgläser mit Salpetersäure.

Messing ist eine Legierung aus Kupfer und Zink.

Stellen Sie den Reagenzglasständer mit den sechs Reagenzgläsern in ein warmes Wasserbad.



Kontrollaufgabe

Ordnen Sie die drei Metalle aus Experiment 1: Welches ist das edelste Metall, welches das unedelste?

Was zeigt das Experiment 2 bezüglich dem Unterschied Salz- und Salpetersäure?

Was zeigt das Experiment 2 bezüglich der Zusammensetzung von Messing?

④ Ionenverbindungen (Salze) - Ionenbindung

In diesem Kapitel lernen Sie, ...

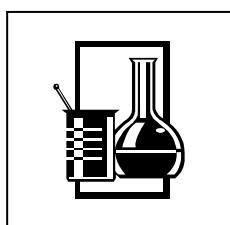
... wie Ionenverbindungen aus Metallen und Nichtmetallen entstehen.

... mehratomige Ionen kennen.

Starten Sie gleich zu Beginn Experiment 1. Die Reaktion ist langsam.

Das Kochsalz Natriumchlorid NaCl hat der ganzen Stoffgruppe der Ionenverbindungen den Namen gegeben. Sie haben seine Eigenschaften im ersten Kapitel etwas genauer kennengelernt.

Natriumchlorid kann aus den Elementen gebildet werden. Natrium und Chlor sind sehr reaktive Stoffe und die Reaktion dazwischen dementsprechend heftig. Etwas weniger gefährlich ist die Reaktion zwischen Magnesium und Brom, vor allem, wenn Brom nicht in reiner Form, sondern als wässrige Lösung eingesetzt wird. So verteilt sich die Reaktionsenergie der exothermen Reaktion besser.



Experiment 1 Magnesium reagiert mit Brom

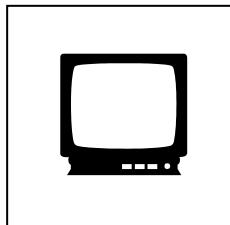
Pipettieren Sie im Abzug einige Fingerbreit hoch Bromwasser in ein Reagenzglas. Bromwasser ist eine wässrige Lösung von Brom in Wasser. Polieren Sie die Oberfläche von einem Stück Magnesiumband mit etwas Stahlwolle. Tauchen Sie das Band in das Bromwasser. Fahren Sie weiter mit der Arbeit in diesem Leitprogramm und beobachten Sie zwischendurch die Entfärbung der Bromlösung. Nötigenfalls etwas erwärmen. Beobachten Sie die Oberfläche des Magnesiumbandes.



Kontrollaufgabe 1 zum Experiment 1

1. Schreiben Sie die Reaktionsgleichung der ablaufenden Reaktion? Welche Teilchen entstehen aus den Magnesiumatomen und welche aus den Bromatomen?
2. Welche Rolle spielt das Wasser bei der Reaktion? Was entsteht, wenn man das Wasser am Schluss eindampft oder verdunsten lässt?

Magnesium bildet zweifach positiv geladene Kationen, wie auch die anderen Erdalkalimetalle Beryllium, Calcium, Strontium und Barium, währenddem die Alkalimetalle einfach positiv geladene Kationen bilden.

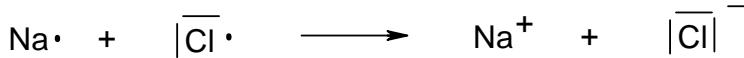


Video „Die Alkalimetalle“

Im Schulzimmer oder in einem Nebenraum steht ein Fernsehgerät bereit. Schauen Sie sich den Video „Die Alkalimetalle“ an und machen Sie sich Notizen dazu. Sie brauchen die Informationen für die Weiterarbeit in diesen Unterlagen.

Mehratomige Ionen

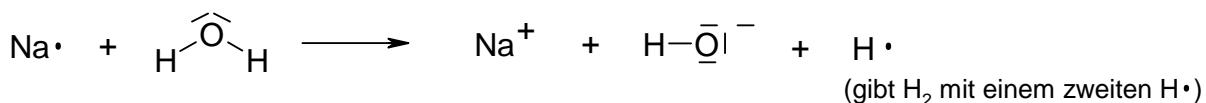
Natrium kann mit dem Nichtmetall Chlor reagieren und Natriumchlorid bilden. Aus den Atomen entstehen die einfachen Natriumkationen und Chloridanionen.



Es gibt auch mehratomig aufgebaute Ionen. Natrium kann zum Beispiel, wie im Video gezeigt, auch mit der Nichtmetallverbindung Wasser reagieren. Auch hier entstehen Natriumkationen und Anionen, letztere aus dem Wassermolekül. Das Anion ist aber dementsprechend etwas komplexer aufgebaut: Es entstehen Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$, welche aus einem Wasserstoff- und einem Sauerstoff-Atomen mit Elektronen-Überschuss bestehen. Nebenbei entsteht Wasserstoffgas.

Ähnlich verlief die Reaktion in der Chlor-Alkali-Elektrolyse in Kapitel 1: Dort kam das Elektron von der negativen Elektrode und nicht vom Natriumatom wie hier.

Die Reaktionsgleichung mit Lewisformeln lautet:



Trifft Natrium auf Wasser, entweicht gasförmiger Wasserstoff. Die Natriumkationen und Hydroxidanionen werden in Wasser gelöst. Diese wässrige Lösung wird als Natronlauge bezeichnet. Natronlauge ist stark basisch, das ist das chemische Gegenteil von sauer. Natronlauge kann zum Beispiel Salzsäure neutralisieren.

Wird Natronlauge eingedampft, bleibt ein weißer, salzartiger Festkörper übrig: Natriumhydroxid NaOH . Es ist eine Ionenverbindung mit allen typischen Eigenschaften.

Natriumhydroxid enthält ein mehratomiges Anion. Es gibt weitere Beispiele von mehratomigen Anionen und auch von Kationen.

Die wichtigsten Beispiele mehratomiger Ionen sind im folgenden aufgeführt. Die im Ion zusammengefügten Atome werden symbolisch durch eine eckige Klammer zusammengehalten.

$[\text{CO}_3]^{2-}$ Carbonat-Anion, z. B. in Kalk, genauer Calciumcarbonat $\text{Ca}^{2+}\text{CO}_3^{2-}$. Kalk wird z. B. im Kalksandstein zum Bauen verwendet. Auch Lebewesen benutzen ihn dazu, z. B. als Bestandteil von Muscheln, Schneckenhäusern, Eierschalen etc.

[PO₄]³⁻ Phosphat-Anion, z. B. in Natriumphosphat Na⁺₃PO₄³⁻. Natriumphosphat wird zum Ablaufen alter Farbe verwendet.

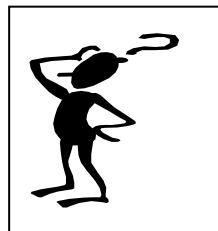
[SO₄]²⁻ Sulfat-Anion, z. B. in Calciumsulfat Ca²⁺SO₄²⁻. Mit Wasser angerührt, entsteht Calciumsulfat-Dihydrat, das als Gips zum Bauen verwendet wird.

[NO₃]⁻ Nitrat-Anion, z. B. in Salpeter, genauer Kaliumnitrat K⁺NO₃⁻. Mit Salpeter, Schwefel und Kohlepulver wird Schiesspulver hergestellt.

[OH]⁻ Hydroxid-Anion, z. B. in Natriumhydroxid Na⁺OH⁻. Das Hydroxid-Anion ist typisch für basische Lösungen.

[H₃O]⁺ Hydronium-Kation. Das Hydronium-Kation ist typisch für saure Lösungen. In Lösung ist es stabil, aber nur in wenigen, erst vor kurzem hergestellten festen Salzen.

[NH₄]⁺ Ammonium-Kation z. B. in Salmiak, genauer Ammoniumchlorid NH₄⁺Cl⁻. Salmiak wird zum Reinigen von Lötstellen verwendet. Beim Erhitzen gibt Salmiak Ammoniakgas ab. Ammoniakgas wird deshalb auch als Salmiakgeist bezeichnet.



Kontrollaufgaben 2

1. Schreiben Sie vier Formeln von Salzen, welche mehratomige Ionen enthalten.
2. Schreiben Sie Formeln von Salzen, welche sich beim Eindampfen des Mineralwassers "Alpina" bilden könnten mit Hilfe der Analyse-Tabelle unten.
3. Vergleichen Sie die Analyse unten mit Analysen anderer Mineralwässer.

Alpina

Hinweis:

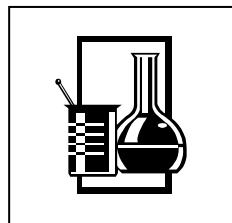
Hydrogencarbonat
oder Bicarbonat ist ein
Carbonat mit einem
Wasserstoff-Kation.
Beim Eindampfen
bildet sich daraus
Carbonat.

Mineralstoff-Analyse/teneur en sels minéraux enteisen/déferrée	(mg/l)
Calcium/calcium/calcio	154.2
Eisen/fer/ferro	0.01
Magnesium/magnésium/magnesio	47.4
Natrium/sodium/sodio	68.4
Kalium/potassium/potassio	3.2
Fluorid/fluorure/cloruro	0.3
Chlorid/chlorure/cloruro	11.1
Bicarbonat/bicarbonate/bicarbonato	776.3
Sulfat/sulfate/solfato	93.9
Nitrat/nitrate/nitrato	<1.0
Kieselsäure/silice/cilice	36.0
Gesamtmineralisation/minéralisation totale/mineralizzazione totale	1191
Analysiert am 3.4.2000 durch das Kantonale Laboratorium Graubünden	

Einige Ionenverbindungen mit mehratomigen Ionen kommen alltäglich vor.

Kalk ist mehr oder weniger reines Calciumcarbonat CaCO_3 . Auch Marmor ist im wesentlichen Calciumcarbonat.

Typisch ist seine Reaktion mit Säuren, damit stellen Geologen fest, ob ein Gestein Kalk enthält oder nicht.



Experiment 2 Reaktion von Kalk CaCO_3 mit Säuren

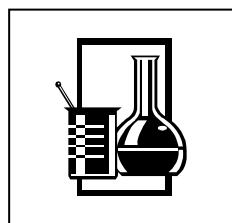
Giessen Sie etwas verdünnte Salzsäure auf Eierschalen, Muscheln, Scheckenhäuschen, verschiedene Gesteinsproben oder Marmor. Sie bestehen zu einem grossen Teil aus Kalk CaCO_3 .

Wieso schäumt es? Welche Produkte entstehen?

Gips ist Calciumsulfat $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ mit zwei, in den Kristallen eingeschlossenen, Wassermolekülen pro Formeleinheit CaSO_4 . Viele Salzkristalle können im Kristallinnern Wassermoleküle binden, vor allem in der Umgebung der Metallkationen. In Kapitel 1 haben Sie in einer Kontrollaufgabe überlegt, wie Wassermoleküle sich an Natriumkationen binden. Die Calciumkationen binden Wassermoleküle noch stärker. Dieses im Kristall eingeschlossene Wasser heisst Kristallwasser. Ein Salz mit Kristallwasser fühlt sich nicht etwa feucht an. Durch Erhitzen kann das Kristallwasser oft als Wasserdampf entfernt werden.

Wird Gips auf etwa 140°C erhitzt („gebrannt“), entsteht gebrannter Gips $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$. Er enthält nur noch ein Wassermolekül pro zwei Formeleinheiten CaSO_4 , also ein halbes pro Formeleinheit.

Wird gebrannter Gips $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ mit Wasser vermischt, entsteht durch Abbinden „normaler“ Gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Die langen fasrigen Gipskristalle bilden eine feste Struktur. So ist Gips ein interessanter Werkstoff für Medizin, Kunst und Baugewerbe.



Experiment 3 Gips - Abbinden

1. Rühren Sie gebrannten Gips (Calciumsulfat $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$) mit Wasser an, füllen Sie ihn in eine Streichholzsachet und drücken Sie eine Münze auf die Oberfläche.
2. Vergleichen Sie die Verdampfungs-Rückstände der beiden Mineralwässer Valser und Henniez. Welcher enthält Gips? Beachten Sie die Angaben zum Ionengehalt auf der Etikette.

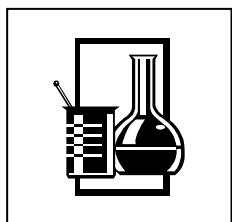
Additum

5 Säuren und Basen

In diesem Kapitel erfahren Sie ...

...Grundkonzepte der Säure/Base-Theorie

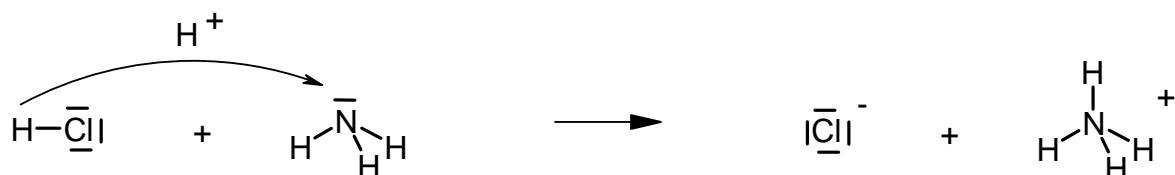
Sie haben von den Molekülverbindungen Wasserstoffchlorid HCl und Ammoniak NH₃ gelesen. HCl ist eine typische Säure, NH₃ ist eine typische Base. Treffen die beiden aufeinander, passiert eine Säure/Base-Reaktion.



Experiment 1 Säure/Base-Reaktion von HCl mit NH₃

Achtung: Konzentrierte Salzsäure HCl (aq) und konzentrierte Ammoniaklösung NH₃ (aq) setzen die ätzenden Gase Wasserstoffchlorid HCl (g) und Ammoniak NH₃ (g) frei. Arbeiten Sie mit Handschuhen, Arbeitsmantel und Schutzbrille im Abzug. Setzen Sie mit je einer Pipette auf den Boden einer Kristallisierschale einen Tropfen konzentrierter Salzsäure einen Zentimeter neben einen Tropfen konzentrierter Ammoniaklösung. Beobachten Sie, was passiert.

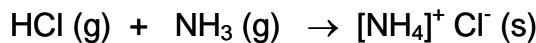
Der weisse Niederschlag hat Salzcharakter. Er ist ein weißer Festkörper, löst sich gut in Wasser und die wässrige Lösung leitet den elektrischen Strom. Man kann sich dieses Reaktionsprodukt mit folgender Reaktion erklären:



Das Wasserstoffatom ohne Elektronen, also ein Wasserstoffkation H⁺ wechselt von Wasserstoffchlorid zu Ammoniak. Das Wasserstoffkation ist ein nackter Atomkern. Wie Sie durch Abzählen der Elektronenpaare feststellen können, bleiben die Elektronen in den Molekülen an Ort. Nach der Wanderung des positiv geladenen Wasserstoffkations H⁺ bleibt ein

Chloratom mit Elektronenüberschuss, also ein Chlorid-Anion übrig. Das Ammoniak-Molekül erhält mit der Bindung an das Wasserstoffkation H^+ eine positive Ladung und wird zum Ammonium-Kation.

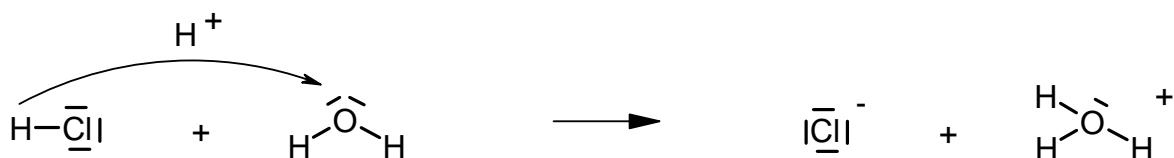
So entsteht die Ionenverbindung Ammoniumchlorid $[NH_4]^+ Cl^- (s)$ mit dem mehratomigen Ammonium-Kation $[NH_4]^+$.



Lektüre

Studieren Sie im aufliegenden Buch „Chemie heute – S I“ auf S. 225 das unterste Reaktionsschema. Studieren Sie dann die anderen Reaktionsschemata und lesen Sie dann hier im Leitprogramm weiter.

Wird die Säure Wasserstoffchlorid $HCl (g)$ in Wasser aufgelöst, entsteht eine saure Lösung. Das Auflösen von Wasserstoffchlorid verläuft nicht so einfach wie z. B. das Auflösen von Zucker in Wasser. Wasserstoffchlorid reagiert mit Wasser, ähnlich wie mit Ammoniak.



Alle Säuren reagieren analog wie HCl : Sie geben Wasserstoffkationen ab. Das Hydronium-Kation $[H_3O]^+$ entsteht also immer, wenn eine Säure ins Wasser kommt. In Kapitel ① haben wir dieses Kation noch vereinfacht als $H^+ (aq)$ bezeichnet.

Dieses Kation ist also das typische Merkmal einer sauren Lösung. Der Säuregrad einer sauren Lösung ist direkt mit der Konzentration dieser Hydronium-Kationen verknüpft.

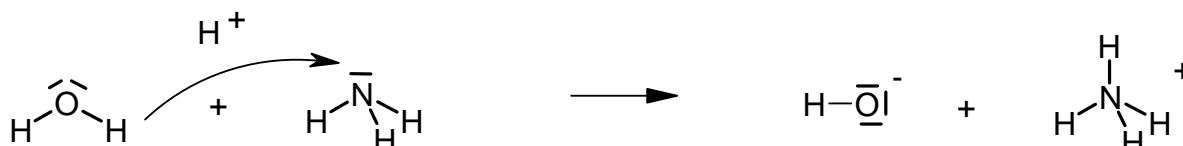
Der Säuregrad wird mit dem pH-Wert angegeben. Für saure Lösungen liegt er unter 7. Lösungen mit einem pH-Wert von 7 sind neutral.

Säuren sind Stoffe, deren Teilchen Wasserstoffkationen H^+ abgeben.

Säuren reagieren mit Wasser: Die Wasserstoffkationen H^+ bilden mit Wassermolekülen Hydronium-Kationen $[H_3O]^+$.

Die Konzentration von Hydronium-Kationen $[H_3O]^+$ bestimmt den Säuregrad der sauren Lösung. Er wird mit dem pH-Wert angegeben.

Wird die Base Ammoniak $NH_3 (g)$ in Wasser gelöst, entsteht eine basische Lösung. Ammoniak reagiert als Base, es nimmt also Wasserstoffkationen auf. Hier wirkt Wasser als Säure und gibt Wasserstoffkationen an Ammoniak.



Aus dem Wassermolekül entsteht nach Abgabe des Wasserstoffkations das Hydroxid-Anion $[\text{OH}]^-$.

Diese Reaktion verläuft allerdings nur teilweise. Aber das spielt nur mengenmässig, nicht grundsätzlich, eine Rolle.

Andere Basen reagieren analog wie NH_3 : Sie nehmen Wasserstoffkationen auf. Immer, wenn eine Base in Wasser kommt, geben Wassermoleküle Wasserstoffkationen ab und es entstehen Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$.

Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$ sind also das typische Merkmal einer basischen Lösung. Eine basische Lösung ist das chemische Gegenteil einer sauren Lösung. Wie basisch die Lösung ist, kann man auch umgekehrt mit dem Säuregrad, also dem pH-Wert angeben. Für basische Lösungen liegt er über 7. Lösungen mit einem pH-Wert von 7 sind neutral.

Basen sind Stoffe, deren Teilchen Wasserstoffkationen H^+ aufnehmen.

Basen reagieren mit Wasser: Sie nehmen von den Wassermolekülen Wasserstoffkationen H^+ auf und bilden Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$.

Die Konzentration von Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$ bestimmt, wie basisch eine Lösung ist. Die Konzentration nimmt zu, wenn die Konzentration von Hydronium-Kationen $[\text{H}_3\text{O}]^+$ abnimmt und umgekehrt. Letztere bestimmt den Säuregrad der sauren Lösung und damit den pH-Wert.

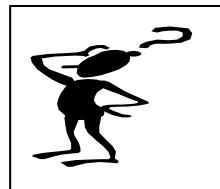
Der pH-Wert von sauren Lösungen liegt unter 7, von basischen Lösungen über 7. Neutrale Lösungen haben den pH-Wert 7.



Lektüre

Betrachten Sie im aufliegenden Buch „Chemie heute – S I“ auf S. 215 die pH-Skala mit Beispielen.

Wenn Sie Genaueres über die Berechnung des pH-Wertes wissen wollen, hilft Ihnen die Lektüre der Seite 214 und die Tabelle auf S. 215.



Kontrollaufgabe 1

Viele Lebensmittel enthalten Wasser: Ist es eher sauer oder basisch?

⑥ Oxidation und Reduktion

In diesem Kapitel erfahren Sie ...

...Grundkonzepte der Redox-Theorie

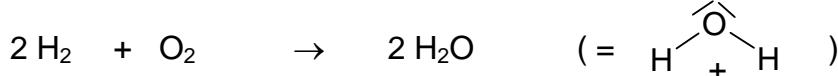
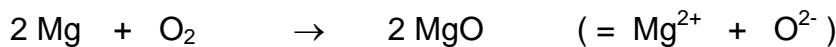
Neben den Säure/Basen-Reaktionen sind die Redoxreaktionen ein weiterer wichtiger Reaktionstyp der anorganischen Chemie.

Bei Säure/Base-Reaktionen werden Wasserstoffkationen ausgetauscht: Die Säure gibt Wasserstoffkationen ab, die Base nimmt Wasserstoffkationen auf.

Bei Redoxreaktionen werden nach einer neueren Definition Elektronen ausgetauscht: Das Reduktionsmittel gibt Elektronen ab, das Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf.

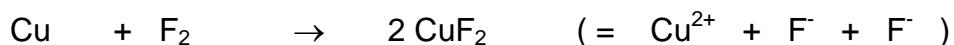
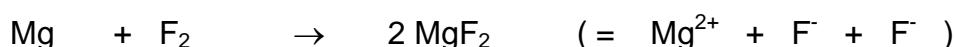
Sie kennen bereits eine andere, ältere Definition von Oxidation: Wird ein Metall oxidiert, verbindet es sich mit Sauerstoff, meist aus der Luft. Sie haben in einem Versuch selber Magnesium und Kupfer oxidiert.

Doch wo liegt der Zusammenhang zwischen den beiden Definitionen, was passiert eigentlich, wenn Sauerstoff mit Stoffen reagiert?



In allen Fällen zieht der Sauerstoff Elektronen weg von den mit ihm verbundenen, benachbarten Atomen. Sauerstoff ist ein Oxidationsmittel, seine Wirkung ist ein Wegziehen von Elektronen.

Andere Stoffe reagieren sehr ähnlich wie Sauerstoff. Mit Fluor verläuft eine Oxidation oder Verbrennung sogar noch viel heftiger.



Für Magnesium, Kupfer und Wasserstoff ist es dasselbe, ob sie mit Sauerstoff oder mit Fluor reagieren: Es werden ihnen Elektronen entzogen. Um diese Gemeinsamkeit zu betonen, hat man den Begriff Oxidation erweitert und bezeichnet neu allgemein einen Elektronenentzug als Oxidation.

Überlegen wir uns die Umkehr der sechs vorgestellten Reaktionen: Von MgO , MgF_2 , CuO , CuF_2 , H_2O und HF wird Sauerstoff, resp. Fluor abgespalten und Mg, Cu oder H_2 freigesetzt. Diese Reaktion bezeichnet man als Reduktion, weil hier Verbindungen in Elemente zerlegt werden. Es sind Umkehrreaktionen von Oxidationen. Magnesium, Kupfer und Wasserstoff erhalten ihre Elektronen wieder zurück.

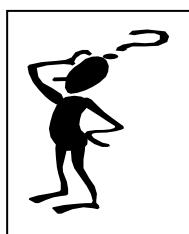
Oxidation: Elektronen gehen weg.

Reduktion: Elektronen kommen dazu.

Weil kein Vorgang ohne den anderen möglich ist, also immer gleichzeitig Oxidation und Reduktion passieren muss, spricht man von Redoxreaktionen.

Das ist die moderne Definition von Oxidation und Reduktion.

Die alte Definition ist darin eingeschlossen: Oxidation ist Reaktion mit Sauerstoff, Reduktion ist Abspaltung von Sauerstoff aus einer sauerstoffhaltigen Verbindung, also einem Oxid.

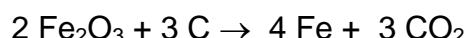


Kontrollaufgabe

Natrium reagiert mit Chlor. Was wird oxidiert, was reduziert?

Allgemein: Wenn Metall- mit Nichtmetallatomen reagieren, was wird oxidiert, was reduziert?

Das Eisenerz Roteisenstein Fe_2O_3 reagiert im Hochofen der Eisenhütte mit Kohle und gibt Eisen:



Was wird hier oxidiert, was reduziert? Wie viele Elektronen werden verschoben?

Anhang

A Lösungen der Kontrollaufgaben

Lösungen zur Kontrollaufgabe 1.1

1. Die „positiv geladene Seite“ der Wassermoleküle, also die H-Atome werden vom negativ geladenen Gegenstand angezogen.
2. Man kann es überlegen oder -noch besser- ausprobieren: Wenn Sie den geladenen Kunststoffgegenstand von einer anderen Seite in die Nähe des Wasserstrahls halten, wird der Wasserstrahl nicht etwa abgestossen, sondern nach wie vor angezogen; die Wassermoleküle können ja frei drehen.
3. Ein positiv geladener Gegenstand würde auch anziehen; die Wassermoleküle können ja frei drehen und sich vom positiv geladenen Gegenstand mit ihrer negativ geladenen Seite, den Sauerstoff-Atomen, anziehen lassen.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 1.2

Eigentlich ist das Problem analog zum Experiment 1.1 und zur Kontrollaufgabe 1.1.

Das Natrium-Kation ist positiv geladen, also wird es die negative Seite des Wassermoleküls, das Sauerstoffatom anziehen. Dieses wird also gegen das Natriumkation gerichtet sein.

Das Chlorid-Anion ist negativ geladen, also wird es die positive Seite des Wassermoleküls, die Wasserstoffatome anziehen. Diese werden also gegen das Chlorid-Anion gerichtet sein.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 1.3

Am Pluspol würde sich Brom statt Chlor bilden. Am Minuspol würde sich wie bei der Kochsalzlösung Natronlauge bilden.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 2.1

Fluor mit Elektronegativität 4 ist am reaktivsten, Iod mit Elektronegativität 2.5 ist am wenigsten reaktiv. Je grösser die Elektronegativität, umso reaktiver.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 2.2

Diamanten werden wegen ihrer Transparenz und ihrer grossen Lichtbrechung als Brillanten in Schmuck verwendet und wegen ihrer Härte für Schneid-, Bohr- und Schleifwerkzeuge. Die Transparenz hängt mit der Lokalisierung der Elektronen und die Härte mit den starken Atombindungen zusammen.

Graphit wird wegen der elektrischen Leitfähigkeit als Elektrode und wegen der leichten Abreibbarkeit und der schwarzen Farbe zum Schreiben verwendet.

Die elektrische Leitfähigkeit kommt von den delokalisierten Elektronen, diese können fast beliebige Energiebeträge aufnehmen und absorbieren deshalb das ganze Spektrum sichtbaren Lichtes: Graphit ist also schwarz. Die Schichtstruktur mit nur schwachen Anziehungskräften zwischen den Schichten ist der Grund für die leichte Abreibbarkeit.

Die Fullerene sind im Aufbau näher beim Graphit als beim Diamant. Sie haben delokalisierte Elektronen. Eine Lösung in Toluol ist violett gefärbt.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 2.3 zum Experiment 4

Beim Erhitzen schmilzt der kristalline, hellgelbe Schwefel und später beginnt er zu verdampfen. Der Schwefeldampf resublimiert am oberen Rand der Reagenzglases, wo es kühler ist. Das Resublimieren ist exotherm, es gibt Wärme ab, das geht besser dort, wo es kühler ist.

Wird flüssiger Schwefel in Wasser gegossen, kühlt der Schwefel sehr schnell ab und die kleinsten Teilchen können sich nicht regelmässig im Kristallgitter anordnen. Der Schwefel wird fest, aber nicht kristallin, sondern amorph. Amorpher Schwefel heisst auch plastischer Schwefel. Er ist gummiartig. Der amorphe Schwefel verwandelt sich innert einigen Tage in kristallinen Schwefel: Die kleinsten Teilchen ordnen sich regelmässig an.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 3.1 zu den Experimenten 3.1 und 3.2

Experiment 1 zeigt: Platin ist das edelste, Magnesium das unedelste der drei Metalle. Kupfer liegt also in der Mitte.

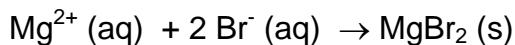
Salpetersäure kann Metalle besser oxidieren. Sie greift auch Kupfer an. Messing wird noch stärker angegriffen und die entstehende blaue Färbung zeigt, dass Messing auch Kupfer enthält.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 4.1 zum Experiment 4.1



Aus den Magnesiumatomen entstehen zweifach positiv geladene Magnesiumkationen. Aus den zwei Bromatomen entstehen zwei einfach negativ geladene Bromid-Anionen.

Das Wasser ist Lösungsmittel. Es nimmt Reaktionswärme auf und kontrolliert, resp. verlangsamt damit die exotherme Reaktion. Wenn das Wasser am Schluss eingedampft wird, entsteht das feste Salz Magnesiumbromid MgBr_2 (s) :



Lösungen zur Kontrollaufgabe 4.2

1. Ammoniumcarbonat $[\text{NH}_4]_2\text{CO}_3$, Aluminiumphosphat AlPO_4 , Kaliumnitrat KNO_3 , Calciumsulfat CaSO_4 , Calciumcarbonat Kalk CaCO_3 , Magnesiumcarbonat MgCO_3 , Natriumsulfat Na_2SO_4
2. Magnesiumchlorid MgCl_2 , Calciumfluorid CaF_2 , Kaliumnitrat KNO_3 , Calciumsulfat CaSO_4 , Calciumcarbonat Kalk CaCO_3 , Magnesiumcarbonat MgCO_3 , Natriumsulfat Na_2SO_4
3. Mineralwässer unterscheiden sich teilweise stark im Sulfat- und damit im Gipsgehalt. Sulfat wirkt leicht abführend, das ist je nach Situation und persönlicher Disposition wohltuend oder unangenehm.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 5.1

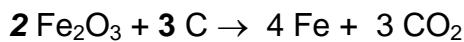
Gemäss Tabelle im Buch und auch nach unserem Empfinden ist das Wasser in Lebensmitteln eher sauer, teilweise sogar sehr sauer. Akalische Lösungen empfinden wir nicht als angenehm.

Die tiefen pH-Werte z. B. von Zitronensaft sind zu relativieren. Jeder Unterschied um eine pH-Einheit entspricht zehn mal mehr oder zehn mal weniger Hydronium-Kationen. Bei pH-Wert 3 hat eine Lösung also immer noch 1000 mal weniger Hydronium-Kationen als verdünnte Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/Liter}$ mit pH-Wert 0.

Lösungen zur Kontrollaufgabe 6.1

Wenn Natrium mit Chlor reagiert, wird Natrium oxidiert (Natriumatome zu Natrium-Kationen) und Chlor reduziert (Chlor-Atome zu Chlorid-Anionen).

Das gilt allgemein: Reagieren Metalle mit Nichtmetallen, werden die Metallatome oxidiert zu Metall-Kationen und die Nichtmetall-Atome reduziert zu Nichtmetall-Anionen.



Das Eisenoxid Fe_2O_3 wird zu Eisen Fe reduziert. Kohlenstoff C wird zu Kohlenstoffdioxid CO_2 oxidiert.

Die Sauerstoffanionen im Eisenoxid sind doppelt negativ geladen. Es sind $2 \cdot 3$ also 6 Anionen, sie haben also zusammen eine negative Ladung von $2 \cdot 3 \cdot (-2) = -12$. Also müssen die $2 \cdot 2 = 4$ Eisenkationen zum Ausgleich zusammen zwölffach positiv geladen sein. Sie nehmen bei der Reduktion 12 Elektronen auf, die 3 Kohlenstoffatome müssen diese 12 Elektronen abgeben; es werden also 12 Elektronen verschoben.

B Kapiteltests mit Lösungen

Kapiteltest 1.1

- Zeichnen Sie die Lewisformel eines Wasserstoffchlorid-Moleküls HCl. Es ist ein Dipol: Auf welcher Seite ist es positiv, auf welcher Seite ist es negativ?
- Aus dem Meerwasser könnte auch Kaliumchlorid gewonnen werden. Nennen Sie drei Eigenschaften, welche Sie von Kaliumchlorid und seiner wässerigen Lösung erwarten.
- Welche Produkte entstünden bei der Elektrolyse einer wässerigen Lösung von Kaliumchlorid?
- Calcium leitet den elektrischen Strom. Erläutern Sie in zwei, drei Sätzen, wie es den Strom leitet.

Kapiteltest 1.2

- Zeichnen Sie die Lewisformel eines Ammoniak-Moleküls NH₃. Es ist ein Dipol: Auf welcher Seite positiv, auf welcher Seite negativ?
- Aus dem Meerwasser könnte auch Natriumiodid gewonnen werden. Nennen Sie drei Eigenschaften, welche Sie von Natriumiodid und seiner wässerigen Lösung erwarten.
- Welche Produkte entstünden bei der Elektrolyse einer wässerigen Natriumiodid-Lösung?
- Aluminium leitet den elektrischen Strom. Erläutern Sie in ein, zwei Sätzen, wie es den Strom leitet.

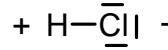
Kapiteltest 1.3

- Zeichnen Sie die Lewisformel eines Wasserstofffluorid-Moleküls HF. Es ist ein Dipol: Auf welcher Seite positiv, auf welcher Seite negativ?
- Aus dem Meerwasser könnte auch Kaliumiodid gewonnen werden. Nennen Sie drei Eigenschaften, welche Sie von Kaliumiodid und seiner wässerigen Lösung erwarten.
- Welche Produkte entstünden bei der Elektrolyse einer wässerigen Kaliumiodid-Lösung?
- Beryllium leitet den elektrischen Strom. Erläutern Sie in ein, zwei Sätzen, wie es den Strom leitet.

Lösungen zum Kapiteltest 1.1

- a) Wasserstoffchlorid HCl.

Auf der Seite des H-Atomes ist das Molekül positiv,
auf der Seite des Cl-Atomes negativ.



- b) Kaliumchlorid ist (aus Analogie zu Natriumchlorid) ein weisser, salzartiger Festkörper, wasserlöslich und in Wasser gelöst den elektrischen Strom leitend.

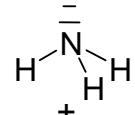
- c) Am Pluspol (Anode) entstünde Chlor, am Minuspol Kalilauge KOH.

- d) Calcium ist wie alle Metalle nach einem einfachen Modell aus einem Kationengitter und dazwischen frei beweglichen Elektronen aufgebaut. Dieses so genannte Elektronengas kann den elektrischen Strom leiten.

Lösungen zum Kapiteltest 1.2

- a) Ammoniak NH₃.

Auf der Seite der H-Atome ist das Molekül positiv,
auf der Seite des N-Atomes negativ.



- b) Natriumiodid ist (aus Analogie zu Natriumchlorid) ein weisser, salzartiger Festkörper, wasserlöslich und in Wasser gelöst den elektrischen Strom leitend.

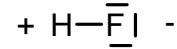
- c) Am Pluspol (Anode) entstünde Iod, am Minuspol Natronlauge NaOH.

- d) Aluminium ist wie alle Metalle nach einem einfachen Modell aus einem Kationengitter und dazwischen frei beweglichen Elektronen aufgebaut. Dieses so genannte Elektronengas kann den elektrischen Strom leiten.

Lösungen zum Kapiteltest 1.3

- a) Wasserstofffluorid HF.

Auf der Seite des H-Atomes ist das Molekül positiv,
auf der Seite des F-Atomes negativ.



- b) Kaliumiodid ist (aus Analogie zu Natriumchlorid) ein weisser, salzartiger Festkörper, wasserlöslich und in Wasser gelöst den elektrischen Strom leitend.

- c) Am Pluspol (Anode) entstünde Iod, am Minuspol Kalilauge KOH.

- d) Beryllium ist wie alle Metalle nach einem einfachen Modell aus einem Kationengitter und dazwischen frei beweglichen Elektronen aufgebaut. Dieses so genannte Elektronengas kann den elektrischen Strom leiten.

Kapiteltest 2.1

- Welche Modifikationen kennen Sie vom Element Sauerstoff? Erläutern Sie den Begriff „Modifikation“ an diesem Beispiel.
- „Sauer“ und „alkalisch“ (resp. „basisch“ statt alkalisch) sind wichtige Begriffe in der Chemie. Nennen Sie eine Molekülverbindung, welche Wasser sauer macht.
- Iod löst sich schlecht in Wasser: Wieso? Beurteilen Sie mit denselben Argumenten, ob sich Stickstoff aufgebaut aus N_2 -Molekülen gut oder schlecht in Wasser löst.
- Aus dem Video „Die Halogene“: Geben Sie eine Reaktion von Halogenen mit anderen Stoffen an, möglichst mit Reaktionsgleichung.

Kapiteltest 2.2

- Welche Modifikationen kennen Sie vom Element Phosphor? Erläutern Sie den Begriff „Modifikation“ an diesem Beispiel.
- „Sauer“ und „alkalisch“ (resp. „basisch“ statt alkalisch) sind wichtige Begriffe in der Chemie. Nennen Sie eine Molekülverbindung, welche Wasser alkalisch macht.
- Iod löst sich schlecht in Wasser: Wieso? Beurteilen Sie mit denselben Argumenten, ob sich Wasserstofffluorid aufgebaut aus HF-Molekülen gut oder schlecht in Wasser löst.
- Aus dem Video „Die Halogene“: Geben Sie eine Reaktion von Halogenen mit anderen Stoffen an, möglichst mit Reaktionsgleichung.

Kapiteltest 2.3

- Welche Modifikationen kennen Sie vom Element Kohlenstoff? Erläutern Sie den Begriff „Modifikation“ an diesem Beispiel.
- „Sauer“ und „alkalisch“ (resp. „basisch“ statt alkalisch) sind wichtige Begriffe in der Chemie. Stoffe mit den beiden Eigenschaften können sich neutralisieren. Nennen Sie je eine sauer wirkende und eine alkalisch wirkende Molekülverbindung, welche sich in geeignetem Verhältnis neutralisieren können.
- Iod löst sich schlecht in Wasser: Wieso? Beurteilen Sie mit denselben Argumenten, ob sich weißer Phosphor aufgebaut aus P_4 -Molekülen gut oder schlecht in Wasser löst.
- Aus dem Video „Die Halogene“: Geben Sie eine Reaktion von Halogenen mit anderen Stoffen an, möglichst mit Reaktionsgleichung.

Lösungen zum Kapiteltest 2.1

- a) Vom Element Sauerstoff haben wir die Modifikationen Ozon O_3 und „normaler“, zweiatomiger Sauerstoff O_2 kennengelernt.
 Modifikationen sind Zustandsformen vor allem von Elementen. Sie sind aus den selben Atomen, aber strukturell unterschiedlich, aufgebaut. Sie unterscheiden sich in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften.
- b) Die Molekülverbindung Chlorwasserstoff macht Wasser sauer.
- c) Iod ist kein Dipol-Molekül und löst sich schlecht in Wasser mit seinen Dipol-Molekülen. Stickstoff-Moleküle N_2 sind auch keine Dipol-Moleküle. Stickstoff löst sich also schlecht in Wasser.
- d) $H_2 + F_2 \rightarrow 2 HF$, $Cu + F_2 \rightarrow CuF_2$, $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$, $2Cu + I_2 \rightarrow 2CuI$,
 Fluor reagiert mit Stanniolpapier, mit Schokolade oder mit Terpentinöl.

Lösungen zum Kapiteltest 2.2

- a) Vom Element Phosphor haben wir die Modifikationen weisser Phosphor P_4 und roter Phosphor ohne scharf festgelegte Formel kennengelernt.
 Modifikationen sind Zustandsformen vor allem von Elementen. Sie sind aus den selben Atomen, aber strukturell unterschiedlich, aufgebaut. Sie unterscheiden sich in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften.
- b) Die Molekülverbindung Ammoniak macht Wasser alkalisch.
- c) Iod ist kein Dipol-Molekül und löst sich schlecht in Wasser mit seinen Dipol-Molekülen. Wasserstofffluorid-Moleküle HF sind starke Dipol-Moleküle. Fluorwasserstoff löst sich gut in Wasser. (Ausserdem reagiert es ähnlich wie Wasserstoffchlorid mit Wasser, was die Löslichkeit noch erhöht.)
- d) $H_2 + F_2 \rightarrow 2 HF$, $Cu + F_2 \rightarrow CuF_2$, $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$, $2Cu + I_2 \rightarrow 2CuI$,
 Fluor reagiert mit Stanniolpapier, mit Schokolade oder mit Terpentinöl.

Lösungen zum Kapiteltest 2.3

- a) Vom Element Kohlenstoff haben wir die Modifikationen Diamant, Graphit und Fullerene kennengelernt.
 Modifikationen sind Zustandsformen vor allem von Elementen. Sie sind aus den selben Atomen, aber strukturell unterschiedlich, aufgebaut. Sie unterscheiden sich in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften.
- b) Z. B. Wasserstoffchlorid und Ammoniak

- c) Iod ist kein Dipol-Molekül und löst sich schlecht in Wasser mit seinen Dipol-Molekülen. Die Moleküle P_4 von weissem Phosphor sind auch keine Dipol-Moleküle. Weisser Phosphor löst sich also schlecht in Wasser.
- d) $H_2 + F_2 \rightarrow 2 HF$, $Cu + F_2 \rightarrow CuF_2$, $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$, $2Cu + I_2 \rightarrow 2CuI$, Fluor reagiert mit Stanniolpapier, mit Schokolade oder mit Terpentinöl.

Kapiteltest 3.1

- a) Nennen Sie ein Beispiel eines edlen Metalles, welches Sie nicht aus diesem Leitprogramm kennen.
- b) Eisen ist kein besonders edles Metall. Welche chemischen Reaktionen belegen diese Aussage?
- c) Im ersten Kapitel haben Sie ein einfaches Modell kennengelernt, das die elektrische Leitfähigkeit von Metallen, z. B. von Eisen erklärt. Im zweiten Kapitel haben Sie die elektrische Leitfähigkeit von Graphit mit einem anderen Modell erklärt bekommen. Erläutern Sie in zwei Sätzen eine Gemeinsamkeit und einen Unterschied zwischen den beiden Modellen.

Kapiteltest 3.2

- a) Für welche Zwecke werden edle Metalle verwendet? Welchen Zusammenhang haben diese Anwendungen mit den Eigenschaften der Edelmetalle?
- b) Zink ist kein besonders edles Metall. Welche chemischen Reaktionen belegen diese Aussage?
- c) Eisenpulver und Graphitpulver sind beide schwarz. Die beiden Phänomene werden mit ähnlichen Modellen erklärt. Erläutern Sie die Gemeinsamkeit der Modelle und die Erklärung für die schwarze Farbe.

Kapiteltest 3.3

- a) Nennen Sie ein Beispiel eines unedlen Metalles, welches Sie nicht aus diesem Leitprogramm kennen.
- b) Silber ist auch ein edles Metall, allerdings weniger edel als Gold oder Platin. Kennen Sie aus dem Alltag eine Reaktion, wo sich das Silber als nicht sehr edel zeigt? Welche Säurelösung, welche Sie in einem Experiment in Kapitel 3 kennengelernt haben, kann auch noch relativ edle Metalle angreifen?
- c) Metalle leiten den Strom gut, solange sie nicht stark oxidiert, resp. korrodiert sind. Erklären Sie die gute Leitfähigkeit von Metallen und die schlechte der Oxidationsprodukte.
(Vielleicht hilft Ihnen folgender Hinweis: Graphit leitet den Strom auch gut. Graphit gibt aber weniger Probleme mit der Korrosion.)

Lösungen zum Kapiteltest 3.1

- a) Gold, Silber, Palladium, Rhuthenium, Rhodium, Osmium, Rhenium, Iridium.
- b) Eisen rostet, das ist ein spezieller Ausdruck für das Oxidieren von Eisen. Eisen oxidiert an der Luft und mit Wasser, vor allem mit salzhaltigem. Eisen reagiert auch mit Salz- und Salpetersäure.
- c) Das Elektronengas-Modell der Metalle und das Mesomerie-Modell mit den beweglichen Elektronen in den Graphitschichten. In beiden Fällen sind Elektronen beweglich, bei den Metallen in allen drei Dimensionen des Raumes, bei Graphit nur in den zwei Dimensionen der Graphitschichten.

Lösungen zum Kapiteltest 3.2

- a) Z. B. Gold für Schmuck, elektrische Kontakte, Dentaltechnik etc. Neben dem Wert dieser Metalle z. B. für Schmuck ist immer die grosse Korrosionsbeständigkeit wichtig.
- b) Zink wird leicht oxidiert und reagiert mit Salz- und Salpetersäure.
- c) Das Elektronengas-Modell der Metalle und das Modell mit den beweglichen Elektronen in den Graphitschichten. In beiden Fällen sind Elektronen leicht beweglich und können fast beliebige Energiebeträge aufnehmen. So können sie alle Farbanteile des sichtbaren Lichtes verschlucken und wirken dann schwarz.

Lösungen zum Kapiteltest 3.3

- a) Aluminium, Zink, Magnesium, Calcium, Natrium, Kalium, Beryllium etc.
- b) Silbergeschirr läuft mit der Zeit dunkel an, es oxidiert, allerdings ist es eine Reaktion mit Schwefel, nicht mit Sauerstoff. Silbergeschirr sollte deshalb nicht für schwefelhaltigen Speisen verwendet werden, sonst läuft es schnell dunkel an.
- c) Das Elektronengas-Modell der Metalle erklärt die elektrische Leitfähigkeit. Die Oxidationsprodukte sind Metalloxide, also Ionenverbindungen. Diese leiten in festem Zustand nicht, sie leiten nur, wenn sie in Wasser gelöst sind. Sie leiten auch im geschmolzenen Zustand, was hier aber nicht von Bedeutung ist.
(Zum Hinweis: Graphit ist relativ „edel“, das heisst, es braucht vor allem eine grosse Aktivierungsenergie, um es zu oxidiieren. Ausserdem ist das Oxidationsprodukt Kohlenstoffdioxid von Kohlenstoff gasförmig. Es leitet den Strom nicht, wie auch andere Molekülverbindungen, und es gibt keine Kruste auf dem Graphit, weil es als Gas entweicht.)

Kapiteltest 4.1

- a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung, wenn Magnesium mit Sauerstoff reagiert.
 - b) Phosphat- und Nitrat-Anionen spielen für die Nährstoffversorgung von Pflanzen eine grosse Rolle. Welche Formeln haben sie?
 - c) Welche chemische Formel hat Kalk? Aus welchen Ionen besteht er? Was entsteht daraus bei der Reaktion mit Säuren?

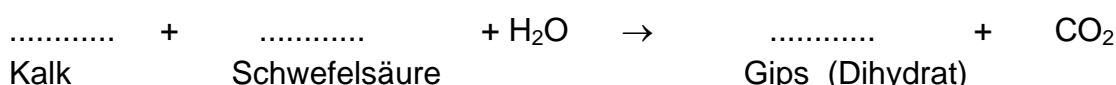
Kapiteltest 4.2

- a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung, wenn Magnesium mit Iod reagiert.
 - b) Stickstoffdünger wird im Ackerbau oft in Form von Ammoniumnitrat auf die Felder gebracht. Welche Formel hat Ammoniumnitrat?
 - c) Welche chemische Formel hat Gips? Aus welchen Ionen besteht er? Was ist der Unterschied zwischen gebranntem und „normalem“, abgebundenem Gips?

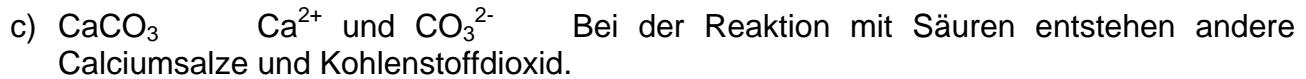
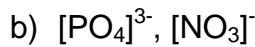
Kapiteltest 4.3

- a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung, wenn Calcium mit Brom reagiert.
 - b) Welche mehratomigen Ionen sind typisch für saure Lösungen? Welche typisch für alkalische Lösungen?
 - c) Saurer Regen greift Kalkbausteine an. Werden schwefelhaltige Brennstoffe verbrannt, können die Abgase im Regen Schwefelsäure bilden. Diese wandelt Kalk in Gips um.

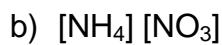
Ergänzen Sie die folgende Reaktionsgleichung mit den Formeln von Kalk und Gips und ergänzen Sie die Gleichung mit der Formel für Schwefelsäure, so dass alle Atome links und rechts in der Reaktionsgleichung in jeweils gleicher Zahl vorhanden sind.



Lösungen zum Kapiteltest 4.1



Lösungen zum Kapiteltest 4.2

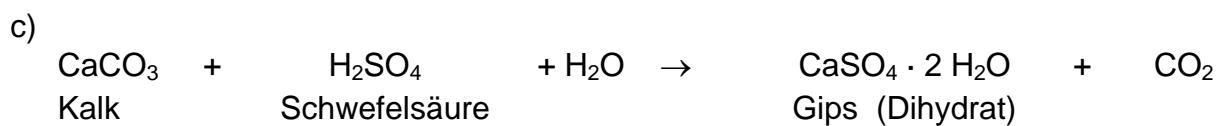
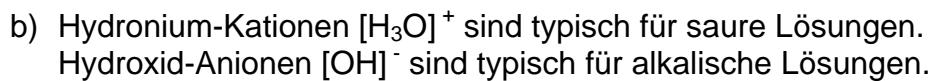


Gebrannter Gips enthält pro zwei Formeleinheiten CaSO_4 ein Molekül Kristallwasser.

Oder auf eine Formeleinheit „gekürzt“: $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$

„Normaler“, abgebundener Gips enthält pro Formeleinheit CaSO_4 zwei Moleküle Kristallwasser: $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Lösungen zum Kapiteltest 4.3



Kapiteltest 5.1

- a) Wasserstoffchlorid reagiert als Säure mit der Base Ammoniak. Erläutern Sie an diesem Beispiel: Was tun Säureteilchen typischerweise, was tun Baseteilchen typischerweise und was passiert bei der Reaktion dazwischen?
- b) Was passiert, wenn Säuren in Wasser kommen? Welche typischen Teilchen entstehen?
- c) Wie hoch liegt der pH-Wert von Salzsäure circa: Grösser als, kleiner als oder etwa gleich 7? Begründen Sie die Antwort!

Kapiteltest 5.2

- a) Wasserstoffchlorid reagiert als Säure mit Wasser als Base. Erläutern Sie an diesem Beispiel: Was tun Säureteilchen typischerweise, was tun Baseteilchen typischerweise und was passiert bei der Reaktion dazwischen?
- b) Was passiert, wenn Basen in Wasser kommen? Welche typischen Teilchen entstehen?
- c) Wie hoch liegt der pH-Wert von Zitronensaft circa: Grösser als, kleiner als oder etwa gleich 7? Begründen Sie die Antwort!

Kapiteltest 5.3

- a) Wasser reagiert als Säure mit der Base Ammoniak. Erläutern Sie an diesem Beispiel: Was tun Säureteilchen typischerweise, was tun Baseteilchen typischerweise und was passiert bei der Reaktion dazwischen?
- b) Säuren und Basen können sich neutralisieren: Erläutern Sie dazu ein Beispiel.
- c) Wie hoch liegt der pH-Wert von Seifenwasser circa: Grösser als, kleiner als oder etwa gleich 7? Begründen Sie die Antwort!

Lösungen zum Kapiteltest 5.1

- a) Wasserstoffchlorid gibt typisch als Säure ein Wasserstoffkation ab, Ammoniak nimmt typisch als Base ein Wasserstoffkation auf. Wasserstoffkationen werden von Säure zu Base übertragen.
- b) Die Säuren geben Wasserstoffkationen an Wassermoleküle ab. Dabei entstehen Hydronium-Kationen $[\text{H}_3\text{O}]^+$.
- c) Salzsäure ist sauer, der pH-Wert liegt also tiefer als 7. pH-Wert 7 ist neutral, saure Lösungen liegen darunter, basische darüber.

Lösungen zum Kapiteltest 5.2

- a) Wasserstoffchlorid gibt typisch als Säure ein Wasserstoffkation ab, Wasser nimmt typisch als Base ein Wasserstoffkation auf. Wasserstoffkationen werden von Säure zu Base übertragen.
- b) Die Basen nehmen Wasserstoffkationen von Wassermolekülen auf. Dabei entstehen aus den Wassermolekülen Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$.
- c) Zitronensaft ist sauer, der pH-Wert liegt also tiefer als 7. pH-Wert 7 ist neutral, saure Lösungen liegen darunter, basische darüber.

Lösungen zum Kapiteltest 5.3

- a) Wasser gibt typisch als Säure ein Wasserstoffkation ab, Ammoniak nimmt typisch als Base ein Wasserstoffkation auf. Wasserstoffkationen werden von Säure zu Base übertragen.
- b) Ammoniak und Wasserstoffchlorid reagieren zu Ammoniumchlorid.
Oder in Wasser: Eine saure Lösung mit Hydronium-Kationen $[\text{H}_3\text{O}]^+$ reagiert mit einer basischen Lösung mit Hydroxid-Anionen $[\text{OH}]^-$. Die beiden Ionen reagieren miteinander: $[\text{H}_3\text{O}]^+ + [\text{OH}]^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- c) Seifenwasser ist alkalisch, der pH-Wert liegt also höher als 7. pH-Wert 7 ist neutral, saure Lösungen liegen darunter, basische darüber.

Kapiteltest 6.1

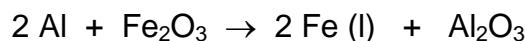
- Aluminium reagiert mit Sauerstoff. Erläutern Sie die alte und die neue Definition von Oxidation und Reduktion an diesem Beispiel.
- Kupfer kann in einem Hochofen durch Reaktion von Kupferoxid CuO und Kohle hergestellt werden: Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Was wird oxidiert, was reduziert? Wie viele Elektronen werden verschoben?

Kapiteltest 6.2

- Lithium reagiert mit Sauerstoff. Erläutern Sie die alte und die neue Definition von Oxidation und Reduktion an diesem Beispiel.
- Friedrich WÖHLER stellte erstmals Aluminium her, indem er Aluminiumchlorid mit Kalium reagieren liess. Als Nebenprodukt entstand Kaliumchlorid. Was wird oxidiert, was reduziert? Wie viele Elektronen werden verschoben?

Kapiteltest 6.3

- Magnesium reagiert mit Sauerstoff. Erläutern Sie die alte und die neue Definition von Oxidation und Reduktion an diesem Beispiel.
- Zum Verschweissen von Eisenbahnschienen wird etwa mit folgender sehr exothermen Reaktion flüssiges Eisen hergestellt:



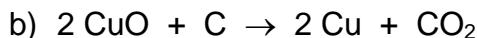
Was wird oxidiert, was reduziert? Wie viele Elektronen werden verschoben?

Lösungen zum Kapiteltest 6.1



Alte Definition: Aluminium verbindet sich mit Sauerstoff, wird oxidiert. Die Umkehrung obiger Reaktion wäre eine Reduktion.

Neue Definition: Aluminium verliert Elektronen, wird also oxidiert, Sauerstoff gewinnt Elektronen, wird reduziert. Bei der Umkehrung obiger Reaktion würden die Aluminiumkationen wieder Elektronen gewinnen, also reduziert werden, die Oxidanionen würden wieder Elektronen verlieren, also oxidiert werden.



Kupferkationen werden reduziert, Kohlenstoffatome oxidiert. Vier Elektronen werden verschoben.

Lösungen zum Kapiteltest 6.2



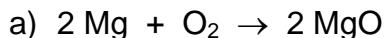
Alte Definition: Lithium verbindet sich mit Sauerstoff, wird oxidiert. Die Umkehrung obiger Reaktion wäre eine Reduktion.

Neue Definition: Lithium verliert Elektronen, wird also oxidiert, Sauerstoff gewinnt Elektronen, wird reduziert. Bei der Umkehrung obiger Reaktion würden die Lithiumkationen wieder Elektronen gewinnen, also reduziert werden, die Oxidanionen würden wieder Elektronen verlieren, also oxidiert werden.



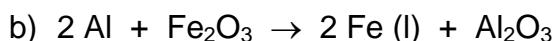
Aluminiumkationen werden reduziert, Kaliumatome werden oxidiert. Drei Elektronen werden verschoben.

Lösungen zum Kapiteltest 6.3



Alte Definition: Magnesium verbindet sich mit Sauerstoff, wird oxidiert. Die Umkehrung obiger Reaktion wäre eine Reduktion.

Neue Definition: Magnesium verliert Elektronen, wird also oxidiert, Sauerstoff gewinnt Elektronen, wird reduziert. Bei der Umkehrung obiger Reaktion würden die Magnesiumkationen wieder Elektronen gewinnen, also reduziert werden, die Oxidanionen würden wieder Elektronen verlieren, also oxidiert werden.



Eisenkationen werden reduziert, Aluminiumatome werden oxidiert. Sechs Elektronen werden verschoben.

C Liste der Medien für die Schüler

1 Bücher

- „Chemie heute – Sekundarbereich I“, Gesamtband, Div. Herausgeber und Mitarbeiter, Schroedel Verlag GmbH, Hannover 2000
- Eine Ausgabe des Römpf-Chemielexikons

2 Videokassetten

- Chemie leicht gemacht - Halogene
FWU (Institut für Film und Bild in Wissenschaft und Unterricht, D-82031 Grünwald, www.fwu.de) 4201199
- Chemie leicht gemacht - Alkalimetalle
FWU (Institut für Film und Bild in Wissenschaft und Unterricht, D-82031 Grünwald www.fwu.de) 4201198

D Chemikalien und Geräte für die Experimente

Generell sind im Labor Schutzbrille und Arbeitsmantel zu tragen.

Experiment 1.1

Dieses Experiment kann man die Schülerinnen und Schüler auch zuhause durchführen lassen.

- Wasserhahn
- Kunststoffgegenstand z. B. Abflussrohr, Rohr aus PVC, Luftballon, Gummistab
- Wolllappen, Wollmütze, Kaninchenfell, Schaffell oder ähnliches

Experiment 1.2

Dieses Experiment kann auch mit relativ einfachem und den Schülern bekanntem Material durchgeführt werden.

- 100mL-Becherglas und eine ca. gleich hohe poröse Tonzelle. Oder beides grösser. Besser sichtbar ist die Reaktion, wenn statt der Tonzelle ein beidseitig offenes Glasrohr verwendet wird, wobei die unteres Seite mit etwas Dialyseschlauch, Schweinsdarm o. ä. semipermeabel verschlossen wird.
- 2 Kabel mit beidseitig Krokodilklemmen („Messstrippen“ z. B. von Createc, CH-3076 Worb, www.createc.ch Art. Nr. 20.0284 oder von Conrad-Elektronik www.conrad.ch, CH-4500 Solothurn).
- Eine Kohlenstoffelektrode oder eine 1.5 mm-Bleistiftmine als Anode/Pluspol und einen Nagel oder einen Eisendraht als Kathode/Minuspol.
- Eine 4.5 V-Flachbatterie oder eine andere Gleichspannungs-Quelle
- Pro Schülergruppe werden 100mL halbgesättigte Kochsalzlösung verwendet. Bei grösseren Gefässen dementsprechend mehr.

Zum Nachweis von Chlor (via Oxidation von Iodid zu Iod und Iod-Stärke-Reaktion) werden der Kochsalzlösung etwas Kaliumiodid- und Stärkelösung zugegeben.

Zum Nachweis der Alkalinität werden der Kochsalzlösung etwas Phenolphthaleinlösung zugegeben.

Experiment 1.3

- Eine 4.5 V-Flachbatterie oder eine andere Gleichspannungs-Quelle
- 3 Kabel mit beidseitig Krokodilklemmen („Messstrippen“). Bezugsquellen vgl. oben in Experiment 1.2.
- Nägel als Elektroden
- Glühbirnchen mit Fassung vom Hobbymarkt, Elektrofachgeschäft oder vom oben erwähnten Elektronikversandhandel.
- Materialien zum Testen: Magnesiumband, Kochsalzkristall, Salzwasser, Kunststoff, Graphit oder Bleistiftmine, korrodierte und blanke Metallgegenstände, evtl. eloxiertes Aluminium etc.

Experiment 2.1

- Eine Flasche verdünnter Ammoniaklösung, z. B. $c(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol/Liter}$.

Experiment 2.2

- Iod (feinkristallin)
- Reagenzgläser mit Holzklammern
- Gasbrenner
- Spritzflasche mit Wasser
- Benzin

Experiment 2.3 Roten in weissen Phosphor verwandeln und diesen dann oxidieren lassen (in einem abgedunkelten Raum durchzuführen)

- Einweg-Handschuhe
- Phosphorhaltige Reibflächen von gebrauchten Streichholzschachteln oder als Ersatz ein Korn roten Phosphor mit Sand vermengt.
- Reagenzgläser mit Holzklammern
- Gasbrenner

Entsorgung: Gläser und Glaswatte in der Gasflamme ausbrennen.

Experiment 2.4 Schwefelmodifikationen ineinander verwandeln (im Abzug durchzuführen)

- Kristalliner Schwefel
- Reagenzgläser (können nachher kaum mehr gereinigt werden) mit Holzklammern
- Gasbrenner
- Kleines Becherglas zum evtl. Löschen/Ersticken
- Grosses Becherglas mit kaltem Wasser
- Beutel oder Behälter, um plastischen Schwefel darin aufzubewahren

Experiment 3.1 Kupfer, Magnesium und Platin in der Flamme

- Kupferblech in Stücken zu ca. 5 cm x 1 cm, Magnesiumband von ca. 5 cm Länge, Ein Stück Platindraht oder Blech
- Gasbrenner
- Metallzange
- Hitzeschutzplatte als Unterlage

Experiment 3.2 Magnesium, Kupfer und Messing mit Salz- und Salpetersäure

- Reagenzglasständer mit 8 Reagenzgläsern
- Magnesiumband von ca. 5 cm Länge, Kupfer-, Bronze- und Messingspäne
- Verdünnte Salz- und Salpetersäure, z. B. $c(HCl)$ oder $c(HNO_3) = 1 \text{ mol/Liter}$
- Heisses Wasserbad für Reagenzglasständer

Experiment 4.1 Magnesium reagiert mit Brom

- Bromwasser (gesättigte Lösung von Brom in Wasser)
- Magnesiumband mit Stahlwolle zum Polieren
- Reagenzglasständer mit Reagenzgläsern
- Heisses Wasserbad für Reagenzglasständer

Experiment 4.2 Reaktion von Kalk CaCO_3 mit Säuren

- Proben mit oder ohne Kalkgehalt: Eierschalen, Muscheln, Scheckenhäuschen, verschiedene Gesteinsproben oder Marmor
- Abtropfschale
- Verdünnte Salzsäure, z. B. $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/Liter}$
- Pipette

Experiment 4.3 Abbinden: Reaktion von gebranntem Gips mit Wasser

- Gebrannter Gips
- Innenteil von gebrauchten Streichholzschachteln
- Münzen oder andere Gegenstände mit interessantem Oberflächenrelief
- Verdampfungs-Rückstände der beiden Mineralwässer Valser und Henniez. Dazu je einen Liter der beiden Mineralwässer in Kristallisierschalen gießen und im Trockenschrank oder Ofen eindampfen. Statt Valser (stark gipshaltig) und Henniez (gipsarm) können auch andere Mineralwässer und z. B. das Leitungswasser (gipsarm) untersucht werden.

Experiment 5.1 Säure/Base-Reaktion von HCl mit NH_3 (im Abzug durchzuführen)

- Konzentrierte Salzsäure HCl (aq) und konzentrierte Ammoniaklösung NH_3 (aq)
- Pipetten mit Erlenmeyer-Kolben zum Abstellen
- Kristallisierschale mit mind. 6 cm Durchmesser

E Verwendete und weiterführende Literatur

- Kurt Waselowsky „225 x Chemie – Ein Experimentierbuch“, Kosmos, Frankh'sche Verlagshandlung, Stuttgart, 1982
- CD Römpf Chemie Lexikon, 9. korrigierte und verbesserte Auflage des Römpf Chemielexikons auf CD-Rom, Version 1.0, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1995
- „Chemie heute – Sekundarbereich I“, Gesamtband, Div. Herausgeber und Mitarbeiter, Schroedel Verlag GmbH, Hannover 2001
- Unterrichtsskript, Klemens Koch, Deutsches Gymnasium Biel, Fassung 2002