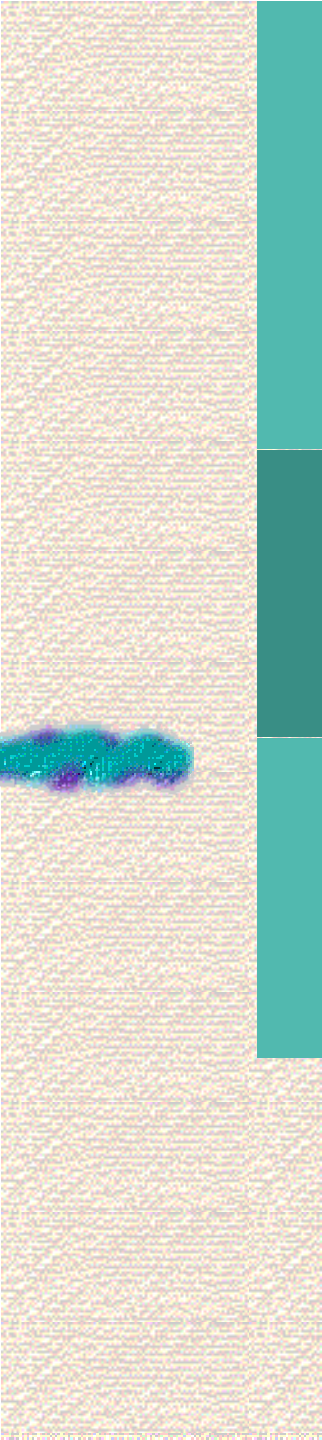




# *Lexikon*



*(alle physikalischen  
Angaben beziehen sich  
auf Normbedingungen)*



# Quecksilber

- *Dichte: 13,53 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: -39 °C*
- *Siedepunkt: 357 °C*

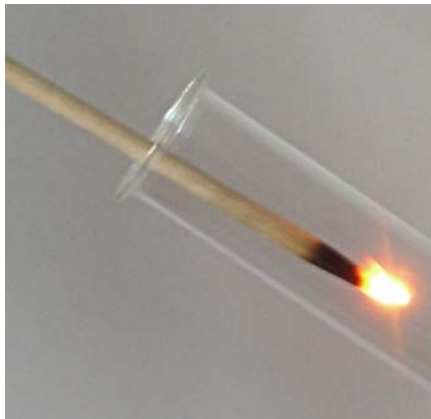


- *Quecksilber ist neben Brom das einzige Element, das bei Raumtemperatur flüssig vorliegt.*
- *Es kommt in der Natur vor allem als Quecksilbersulfid (Zinnober) vor, aus dem es durch Rösten gewonnen wird:  
 $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$*
- *Quecksilber bildet mit anderen Metallen Legierungen, die Amalgame genannt werden. Von besonderer Wichtigkeit ist das Silberamalgam, das heutzutage häufig für Zahnfüllungen verwendet wird.*
- *Aufgrund seiner hohen Giftigkeit wird die Verwendung von Quecksilber heute weitgehendst vermieden. Zum Einsatz kommt es nach wie vor in Thermometern und Barometern, großtechnisch spielt es bei der Chloralkali-elektrolyse eine wichtige Rolle.*

# Sauerstoff

- *Dichte: 1,43 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: -219 °C*
- *Siedepunkt: -183 °C*

- *Sauerstoff ist das am weitesten verbreitete Element: In der Luft liegt Sauerstoff elementar vor, der Volumenanteil beträgt 21 %. Im Wasser und in Gesteinen findet er sich in gebundener Form. Sein Gesamtanteil in der Erdhülle beträgt fast 50 %.*
- *Großtechnisch wird reiner Sauerstoff im „Linde-Verfahren“ gewonnen: Luft wird bei 200 bar komprimiert und gekühlt, um sie zu verflüssigen, anschließend wird sie destilliert.*



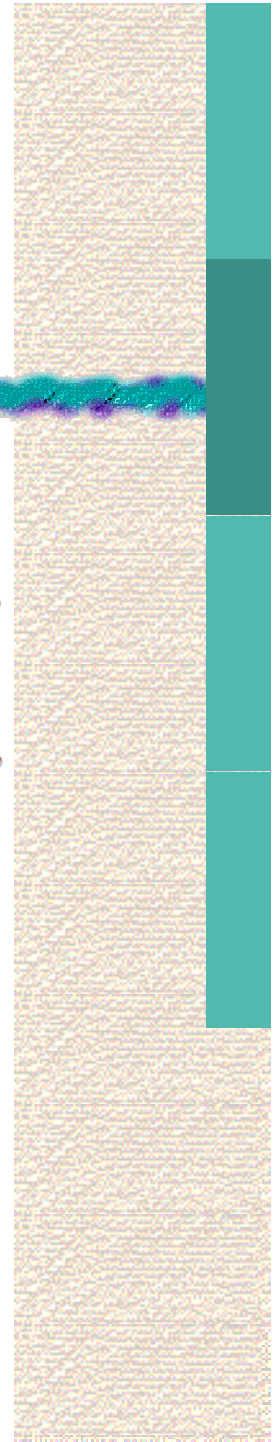
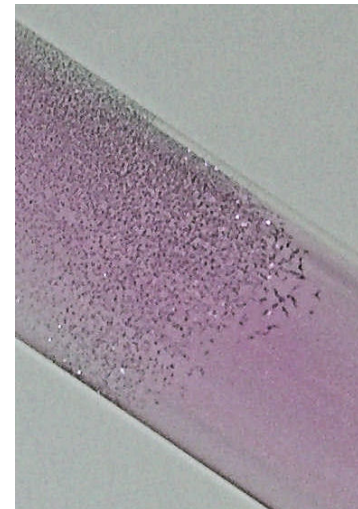
- *Da Sauerstoff die Verbrennung unterhält, kann er durch die „Glimmspanprobe“ leicht nachgewiesen werden: ein glimmender Holzspan flammt in reinem Sauerstoff hell auf.*
- *Sauerstoff hat eine fundamentale Bedeutung für das Leben auf der Erde.*

# Iod I

- **Dichte:**  $4,94 \text{ g/cm}^3$
- **Schmelzpunkt:**  $114 \text{ }^\circ\text{C}$
- **Siedepunkt:**  $185 \text{ }^\circ\text{C}$

- *Iod ist in der Natur weit verbreitet, tritt jedoch nur gebunden auf.*
- *Im festen Zustand bildet Iod einen violett-schwarzer, metallisch glänzenden Feststoff, im flüssigen Zustand ist es braun, seine Gase sind stark violett.*
- *Bereits bei Raumtemperatur ist Iod leicht flüchtig. Erhitzt man Iod, so sublimiert es. Nur bei sehr schneller Temperaturerhöhung ist es möglich, flüssiges Iod zu erhalten.*
- *Die Herstellung von Iod erfolgt großtechnisch mit Hilfe von Schwefliger Säure  $\text{HSO}_3$  aus Iodat  $\text{IO}_3^-$ . Es ist aber auch möglich, Iod aus Tangasche zu gewinnen.*

*Ioddämpfe und  
resublimiertes Iod  
im Reagenzglas*



# Iod II

- **Dichte:**  $4,94 \text{ g/cm}^3$
- **Schmelzpunkt:**  $114 \text{ }^\circ\text{C}$
- **Siedepunkt:**  $185 \text{ }^\circ\text{C}$

- ***Iod ist ein wichtiges Nachweisreagenz: Die Iodmoleküle lagern sich bei Zugabe von Stärke in dessen schraubenförmige Struktur ein, so dass sich die Lösung dunkelblau verfärbt.***
- ***Iod wirkt desinfizierend und wird daher als Tinktur in der Medizin eingesetzt. Weiterhin verwendet man radioaktive Iodisotope zur Diagnostik und Therapie von Schilddrüsenerkrankungen. Außerdem lässt sich mit diesen der Knochenmineralgehalt bestimmen.***
- ***Im Organismus ist Iod Bestandteil der Schilddrüsenhormone. Zum Schutz vor Iodmangelkrankungen wie z.B. Kropfbildung wird dem Speisesalz Iod in Form von Iodid  $\text{I}^-$  zugesetzt.***
- ***Da bei Nuklearexplosionen und -unfällen auch radioaktive Iodisotope freigesetzt werden, werden große Vorräte an Iodtabletten in der Nähe der deutschen Kernkraftwerke gelagert, um eine Aufnahme dieser Isotope ggf. zu verhindern.***

# Kupfer I

- *Das wichtigste Ausgangsmaterial zur Gewinnung von Kupfer ist der Kupferkies  $\text{CuFeS}_2$ . Dabei wird zunächst das enthaltene Eisen abgetrennt, man erhält Kupfersulfid.*
- *Gewinnung des Kupfers:*
  - *Röstarbeit:*  
 $2 \text{Cu}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$
  - *Reaktionsarbeit:*  
 $\text{Cu}_2\text{S} + 2 \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{Cu} + \text{SO}_2$
- *Man erhält Rohkupfer, der nun noch elektrolytisch gereinigt wird.*

- *Dichte:  $8,92 \text{ g/cm}^3$*
- *Schmelzpunkt:  $1083 \text{ }^\circ\text{C}$*
- *Siedepunkt:  $2595 \text{ }^\circ\text{C}$*



*Kupfer-  
kies*

- *Kupfer gehört zu den ersten Metallen, die bereits vor etwa 10000 Jahren genutzt wurden.*
- *In der Alchemie wurde Kupfer wegen seiner Weichheit mit Venus / Weiblichkeit assoziiert.*

# Kupfer II

- **Dichte:** 8,92 g/cm<sup>3</sup>
- **Schmelzpunkt:** 1083 °C
- **Siedepunkt:** 2595 °C

- **Verwendung findet Kupfer in vielen Bereichen des täglichen Lebens: für elektrische Leitungen wegen seiner hohen elektrischen Leitfähigkeit, wegen seiner hervorragenden Wärmeleitfähigkeit in Kochgeschirr, Heizrohren, Kühlschlangen usw. und aufgrund seiner Widerstandsfähigkeit an der Luft als Dachbedeckung.**
- **Da Kupfer aufgrund seiner Weichheit ein leicht zu bearbeitendes Metall ist, wurde es schon früh in der Drucktechnik für die sog. „Kupferstiche“ genutzt.**
- **Kupfer ist ein wichtiger Bestandteil vieler Legierungen wie Messing (Kupfer, Zink), Bronze (Kupfer, Zinn) und Neusilber (Kupfer, Zink, Nickel)**



# Essigsäure I

- *Dichte: 1,05 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 16 °C*
- *Siedepunkt: 118 °C*



- *Lösungen aus Essigsäure und Wasser bezeichnet man als Essig. Im Handel werden Haushaltsessig (5%ig) in verschiedenen Geschmacksrichtungen und Essigessenz (25%ig) angeboten.*
- *Da reine Essigsäure schon bei 16 °C erstarrt, wird diese häufig auch „Eisessig“ genannt. Sie ist eine farblose Flüssigkeit und wirkt stark ätzend.*



# Essigsäure II

- *Dichte: 1,05 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 16 °C*
- *Siedepunkt: 118 °C*

- *Essigsäure lässt sich mit Hilfe von Bakterien herstellen. In diesem als „Fermentation“ bezeichneten Vorgang wird durch Gärungsprozesse Ethanol (Trinkalkohol) in Essigsäure umgesetzt. Großtechnisch wird sie aber durch die Umsetzung von Methanol mit Kohlenmonoxid gewonnen.*
- *Essig findet im Haushalt vielfältige Verwendung als Würzmittel in Salaten und Marinaden, aber auch als Konservierungsmittel für Obst und Gemüse, Fisch und Fleisch. Weiterhin ist er als umweltschonendes Reinigungsmittel (v.a. wegen seiner Kalklösekraft und seiner antimikrobiellen Wirkung) gebräuchlich.*

# Kupferacetat

- **Dichte:** 1,88 g/cm<sup>3</sup>
- **Schmelzpunkt:** 115 °C
- **Siedepunkt:** -- (Zersetzung bei 240 °C)

- *Kupferacetat lässt sich leicht aus Essig und Kupfer herstellen. Wirken Essigdämpfe auf Kupfer ein, so entsteht darauf zunächst sog. „Grünspan“, der sich im flüssigen Essig löst und Kupferacetat bildet.*
- *Aufgrund der Kupferacetatbildung sollten säurehaltige Speisen nicht in Kupfergefäßen aufbewahrt werden.*
- *Kupferacetat wird hauptsächlich zur Farbenherstellung eingesetzt: es ist ein Farbpigment, das je nach Lösungsmittel in den Farben Grün bis Blau auftritt. Weiterhin ist es ein wichtiges Zwischenprodukt bei der Herstellung des „Schweinfurter Grüns“, einer giftigen Kupfer-arsenit-acetat-Verbindung.*



# Silber I

- *Dichte: 10,49 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 962 °C*
- *Siedepunkt: 2212 °C*

- *Silber liegt in der Natur vor allem als Silbersulfid (Silberglanz) vor, das zur Gewinnung zunächst mit Natriumcyanid versetzt wird. Es bilden sich silberhaltige Komplexe, die anschließend elektrolytisch getrennt werden.*



*Silberglanz*

- *Hauptsächlich fällt Silber als Nebenprodukt bei der Gewinnung von anderen Metallen an.*
- *Silber findet man in vielen Gegenständen des täglichen Gebrauchs wie Essbesteck, Schmuck und Geldmünzen. Seine ausgezeichneten Reflexionseigenschaften macht man sich bei der Spiegelherstellung zunutze.*

# Silber II

- **Dichte:**  $10,49 \text{ g/cm}^3$
- **Schmelzpunkt:**  $962 \text{ }^\circ\text{C}$
- **Siedepunkt:**  $2212 \text{ }^\circ\text{C}$

- **Die hohe elektrische Leitfähigkeit und Wärmeleitfähigkeit prädestiniert Silber zur Verwendung in der Elektronikbranche.**
- **Da Silber in reinem Zustand sehr weich ist, wird es zur Festigkeitssteigerung vor der weiteren Bearbeitung legiert (meist mit Kupfer). Je nach Verwendung enthalten diese Legierungen einen Silberfeinanteil zwischen 800/1000 und 925/1000 (Sterling-Silber).**
- **In der Medizin wird Silber als keimtötendes Mittel eingesetzt.**



*reines Silber,  
leicht geklopft*

*Silber-  
schmuck*



# Silberoxid

- *Dichte: 7,14 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: --*
- *Siedepunkt: --*

- *Wird zu einer Silbersalzlösung eine Lauge gegeben, so fällt Silberoxid als dunkelbrauner Niederschlag aus:*



- *Beim Erhitzen auf 300 °C zerfällt Silberoxid vollständig in seine Elemente:*



- *Aufgrund seiner hohen Wärmeleitfähigkeit ist Silberoxid Bestandteil der Wärmeleitpaste zur Weiterleitung der Prozessorwärme an den Kühlkörpern im Computer.*



# Natriumchlorid I

- *Dichte: 2,16 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 801 °C*
- *Siedepunkt: 1465 °C*

- *Natriumchlorid ist bekannter unter dem Namen „Kochsalz“.*
- *Gewonnen wird Natriumchlorid entweder aus Salzstöcken (dort findet man es als „Steinsalz“ = „Halit“) oder durch Eindunsten von Meerwasser.*



*Ausschnitt aus  
einem Halit*

# Natriumchlorid II

- *Dichte: 2,16 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 801 °C*
- *Siedepunkt: 1465 °C*

- *Verwendung findet Natriumchlorid in erster Linie zur Würzung von Speisen. Weiterhin ist es als Konservierungsmittel („Pökeln“), als Regeneriersalz für Geschirrspülmaschinen und Wasseraufbereitungsanlagen und als Streumittel im Winter gebräuchlich.*
- *In der Medizin werden 0,9 %ige Kochsalzlösungen zur Auffüllung des Blutvolumens genutzt. Dieses ist isoosmotisch mit dem Blutplasma.*
- *Bei Zufuhr von mehr als 1 g reinem Kochsalz pro kg Körpergewicht tritt der Tod durch Dehydratation ein.*

# Kaliumnitrat

- *Dichte: -*
- *Schmelzpunkt: 339 °C*
- *Siedepunkt: -*

- *Kaliumnitrat ist ein wichtiges Düngesalz und Bestandteil des Schwarzpulvers.*
- *Kaliumnitrat wird auch Salpeter genannt.*
- *Seine oxidierende Wirkung zeigt sich beim Erhitzen:*
- $2 \text{KNO}_3 \rightarrow 2 \text{KNO}_2 + \text{O}_2$



# Chlor I

- *Dichte: 3,21 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: -102 °C*
- *Siedepunkt: -34 °C*

- *Chlor bildet bei Raumtemperatur ein gelbgrünes, stechend riechendes, giftiges Gas.*
- *In der Natur liegt Chlor nicht elementar vor, sondern stets als Chloridanion in Salzverbindungen.*
- *Großtechnisch wird Chlor aus wässrigen Natriumchloridlösungen in der sog. „Chloralkali-Elektrolyse“ gewonnen:*  
$$2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{NaOH} + \text{Cl}_2$$
- *Chlorknallgasreaktion: Chlor reagiert mit Wasserstoff sehr heftig zu Chlorwasserstoff*



# Chlor II

- *Dichte: 3,21 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: -102 °C*
- *Siedepunkt: -34 °C*

- *Chlor wird vor allem als Bleichmittel in der Papierindustrie und als Desinfektionsmittel für Trink- und Schwimmbadwasser eingesetzt.*
- *Chlor ist beim Einatmen schon in geringen Mengen giftig. Bereits Konzentrationen von 0,001 % in der Atemluft bewirken eine Reizung der Atemwege, bei 0,5 % tritt rasch der Tod ein.*
- *Im Organismus wird Chlorid hauptsächlich zur Aufrechterhaltung des osmotischen Drucks der Körperzellen und zur Produktion von Magensäure benötigt. Die Aufnahme von Chlorid erfolgt in erster Linie mit dem Kochsalz.*

# Natrium I

- *Dichte: 9,68 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 98 °C*
- *Siedepunkt: 883 °C*

- *Natrium ist ein weiches, silberglänzendes, hochreaktives Metall.*
- *Mit Luftfeuchtigkeit oxidiert Natrium sofort: schneidet man ein Natriumstück an, bildet sich auf der metallisch glänzenden Oberfläche eine Hydroxidkruste.*
- *Die großtechnische Herstellung erfolgt durch Schmelzflusselektrolyse von wasserfreiem Natriumchlorid.*
- *Natrium ist eines der häufigsten Elemente der Erdkruste, es liegt stets in Salzverbindungen vor.*



# Natrium II

- *Dichte: 9,68 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 98 °C*
- *Siedepunkt: 883 °C*

- *Verwendung findet metallisches Natrium in der Beleuchtungstechnik für Natriumdampf-Entladungslampen, die gelbes Licht ausstrahlen, und als Kühlmittel in Kernreaktoren.*
- *Natriumionen sind für verschiedene Funktionen im Körper von entscheidender Bedeutung, vor allem für die Aufrechterhaltung des osmotischen Drucks der Körperzellen und für die Übertragung von Nervenimpulsen. Sie werden hauptsächlich mit dem Kochsalz aufgenommen, mit dem Speisen gewürzt werden, wobei 5 Gramm Kochsalz etwa 2 Gramm Natrium enthalten. Dies entspricht dem täglich notwendigen Bedarf.*

# Aluminium I

- *Dichte: 2,75 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 660 °C*
- *Siedepunkt: 2330 °C*

- *Aluminium wird aus Bauxit gewonnen: im „Bayer-Verfahren“ wird zunächst Aluminiumoxid gewonnen, welches durch anschließende Schmelzflusselektrolyse getrennt wird.*
- *Aufgrund seiner geringen Dichte findet Aluminium in der Verpackungs- und Lebensmittelindustrie, im Fahrzeugbau, in der Luft- und Raumfahrtindustrie und in Überlandleitungen als Leitungsmaterial Verwendung.*
- *Als Legierung mit Kupfer, Magnesium, Silizium, Eisen, Chrom und anderen Metallen erreicht Aluminium eine ähnliche Festigkeit wie Stahl.*



# Aluminium II

- *Dichte: 2,75 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 660 °C*
- *Siedepunkt: 2330 °C*

- *wichtige Verbindungen des Aluminiums:*
  - *Aluminiumoxid (Tonerde oder Korund): Schleif- und Poliermittel*
  - *Kaliumaluminiumsulfat (Alaun): Blutstillen*
  - *Aluminiumacetat (essigsäure Tonerde): für entzündungshemmende Umschläge*
  - *aluminiumorganische Verbindungen: Einsatz als Katalysatoren und in der Halbleitertechnik*
- *Obwohl Aluminium in vielen Lebensmitteln Verwendung findet (z.B. in Weißmehl als Bleichmittel oder in Salz und Gewürzen als Antiklumpmittel), kann es in höherer Dosierung Gesundheitsschäden begünstigen, z.B. Blutarmut (Anämie), Leber- und Nierenschädigungen. Es stört den Stoffwechsel verschiedener Spurenelemente und Mineralsalze. Unsere tägliche Aluminiumaufnahme von etwa 25 mg wird jedoch als unbedenklich eingestuft.*

# Blei I

- *Dichte: 11,34 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 327 °C*
- *Siedepunkt: 1751 °C*

- *Blei wird vorwiegend aus Bleisulfid (Bleiglanz) gewonnen:*
  - *In Sinteranlagen wird zunächst beim Rösten der Schwefel entfernt, das Bleisulfid reagiert zu Bleioxid:*  
$$2 \text{PbS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{PbO} + 2 \text{SO}_2$$
  - *Danach wird das Bleioxid im Schachtofen mit Hilfe von Koks reduziert. Koks verbrennt zu Kohlenstoffmonoxid, welches das Bleioxid zu Blei reduziert:*  
$$\text{PbO} + \text{CO} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}_2$$
- *Heute ist das Recycling die bedeutendste Quelle für die Bleigewinnung.*

*Bleiglanz*



# Blei II

- *Dichte: 11,34 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 327 °C*
- *Siedepunkt: 1751 °C*

- *Verwendung findet Blei heutzutage hauptsächlich als chemischer Energiespeicher in Bleiakkumulatoren, wegen seiner hohen Dichte als Gewicht (z.B. beim Tauchen) und als Schutz gegen Röntgenstrahlung.*



- *Aufgrund seiner Giftigkeit wird die Verwendung von Blei und seiner Verbindungen heute weitgehendst eingeschränkt. Metallisches Blei ist nicht akut giftig, reichert sich jedoch im Körper an und kann so zu einer chronischen Vergiftung, zu Fruchtschädigung und Zeugungsunfähigkeit führen.*



# Bleidichlorid

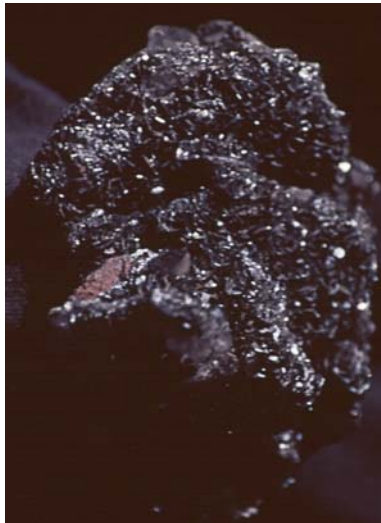
- *Dichte: 5,85 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 498 °C*
- *Siedepunkt: 954 °C*

- *Bleidichlorid liegt bei Raumtemperatur als weißes Pulver vor.*
- *Lässt man es aus der Schmelze erstarren, so bildet sich eine hornartige Masse, das sog. „Hornblei“.*
- *Bleidichlorid ist ein schwer lösliches Salz. Bei Zugabe von Salzsäure zu einer beliebigen wasserlöslichen Bleisalzverbindung wird es aus der Lösung ausgefällt.*
- *Genau wie metallisches Blei zeigt Bleidichlorid nur in hoher Dosierung eine akute Giftwirkung. Bei geringer Zuführung kommt es aber ebenso zur Anreicherung im Körper mit den damit verbundenen Folgeschäden.*

# Zink I

- *Dichte: 7,14 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 419 °C*
- *Siedepunkt: 909 °C*

- *Zink kommt in der Natur in Form von sulfidischen und oxidischen Erzen vor: Zinkblende ZnS und Zinkspat ZnCO<sub>3</sub>.*
- *Aus dem Rohmaterial wird Zinkoxid gewonnen, welches entweder im geschlossenen Destilliergefäß (dem „Muffelofen“) mit Kohle zu Zink reduziert oder – nach Behandlung mit Schwefelsäure – als Zinksulfat elektrolytisch gespalten wird.*



- *Von großer Bedeutung ist das Verzinken als Rostschutz. Wird Eisen – ganz oder teilweise – mit einer Zinkschicht versehen, so korrodiert es nicht. Stattdessen wird das Zink zu Zn<sup>2+</sup>-Ionen oxidiert und damit verbraucht.*

*Zinkblende*

# Zink II

- *Dichte: 7,14 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: 419 °C*
- *Siedepunkt: 909 °C*

- *Wegen seiner hohen mechanischen Belastbarkeit werden viele Gussteile in der Automobil- und Sanitärindustrie aus Zink gefertigt, aber auch in der Feingeräte- und Elektrotechnik sowie in der Spielzeugbranche wird es häufig genutzt.*
- *Zink hat eine große biologische Bedeutung: Es ist ein essenzielles Spurenelement und Bestandteil vieler Eiweißstoffe im Körper. Außerdem erfüllt es eine wichtige Funktion in der Immunabwehr.*



# Salpetersäure

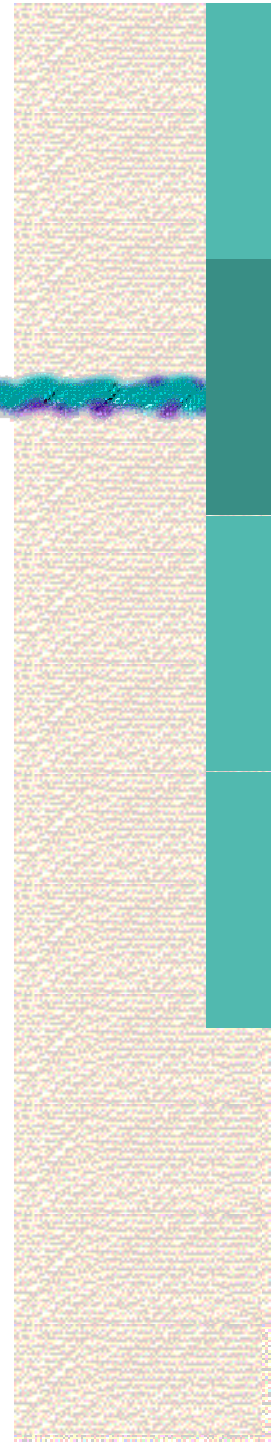
- *Dichte: 1,52 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: - 41 °C*
- *Siedepunkt: 84 °C*

- *Die reine Salpetersäure ist farblos.*
- *Aus 70-98 %-iger rauchender Salpetersäure entweichen beim Öffnen der Flasche braune Stickoxide.*
- *Konzentrierte Salpetersäure wurde als Scheidewasser der Edelmetalle Gold und Silber benutzt.*
- *Gold löst sich nur in einer Mischung aus Salpetersäure und konzentrierter Salzsäure, genannt „Königswasser“.*

# Verdünnte Salpetersäure

- *Dichte: -*
- *Schmelzpunkt: -*
- *Siedepunkt: -*

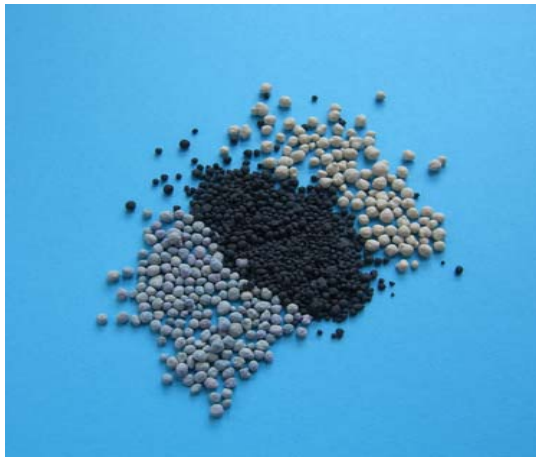
- *Eine wässrige Lösung von Salpetersäure bildet Hydronium- und Nitrationen.*
- *Sie reagiert nur mit unedlen Metallen.*
- *Die Hydroniumionen werden dabei zu Wasserstoff reduziert.*
- *Die jeweiligen Metallsalze der Salpetersäure können nach dem Auskristallisieren gewonnen werden.*



# Nitrate als Düngemittel

- *Dichte: -*
- *Schmelzpunkt: -*
- *Siedepunkt: -*

- *Pflanzen benötigen Stickstoffdünger. Zur Verfügung stehen folgende Mineraldüngemittel:*
  - *Kaliumnitrat (Salpeter), Ammoniumsulfat, Calciumnitrat*
  - *ein Gemisch aus Ammonium- und Calciumnitrat.*



- *Nitrat wird in den Pflanzen zu Ammoniak reduziert, bevor es wieder in organische N-Verbindungen eingebaut wird.*

# Nitrate

- *Dichte: -*
- *Schmelzpunkt: -*
- *Siedepunkt: -*

## *Salze der Salpetersäure*

- *Die Natrium- und Kaliumsalze der Salpetersäure sollten nur in geringen Mengen in Lebensmitteln und in Trinkwasser vorhanden sein.*
- *Der Grund dafür ist, dass die Nitrate im Darm durch Bakterien zu Nitrit reduziert werden.*
- *Ausführliche Information befindet sich im Text-Teil zum Versuch: Nitrate, Salze der Salpetersäure.*



# Stickstoff- Oxide

- *Dichte ( $\text{NO}_2$ ): - g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: - 10 °C*
- *Siedepunkt: 22,4 °C*

- *Nitrose Gase, z.B. NO und NO<sub>2</sub>, entstehen bei jeder Verbrennung durch die Reaktion der Luftbestandteile Stickstoff und Sauerstoff.*
- *Je größer die Verbrennungswärme, desto höher der Anteil an Stickoxiden.*
- *Stickstoffoxide entstehen auch bei Gewittern in der Atmosphäre.*
- *Wunderkerzen, die viele Nitrate enthalten, erzeugen beim Abbrennen große Mengen nitroser Gase.*



# Ammoniak I

- *Dichte: 0,68 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: - 77 °C*
- *Siedepunkt: - 33 °C*

- *Ammoniak gehört in der Industrie zu den wichtigen anorganischen Großprodukten. Jährlich werden über 100 Millionen Tonnen produziert.*
- *Technisch sehr bedeutende Bereiche sind beispielsweise die Produktion synthetischer Düngemittel sowie die Erzeugung von Explosivstoffen, Salpetersäure oder Sulfonamide (Arzneimittel).*
- *Die Herstellung erfolgt heute über das Haber-Bosch-Verfahren nach der Grund-Gleichung:*



# Ammoniak II

- *Dichte: 0,68 g/cm<sup>3</sup>*
- *Schmelzpunkt: - 77 °C*
- *Siedepunkt: - 33 °C*

- *Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes Gas mit der Formel NH<sub>3</sub> das sich sehr gut in Wasser löst.*
- *Eine gesättigte wässrige Lösung enthält bei 0 °C rund 45 Gewichtsprozent Ammoniak – bei Raumtemperatur sind es 30 Prozent.*
- *Ammoniaklösungen zeigen schwach basische Eigenschaften: Die Verbindung kann in umkehrbarer Weise Protonen unter Bildung von Ammoniumionen aufnehmen.*



# Ammonium- verbindungen

- *Dichte: -*
- *Schmelzpunkt: -*
- *Siedepunkt: -*

- *Sammelbezeichnung für chemische Verbindungen, an denen das Ammoniumion  $\text{NH}_4^+$  beteiligt ist.*
- *Ammoniumionen entstehen u.a. durch Anlagerung von Protonen an Ammoniakmoleküle, die sich beispielsweise in wässriger Lösung befinden.*

*Ammoniumsulfat  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  und Ammoniumnitrat  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  nutzt man als Hauptkomponente für Düngemittel. Besonders Ammoniumnitrat (Abbildung) im reinen Zustand neigt zur Explosion und wird deshalb, wenn auch im geringeren Maß, als Sprengmittel im Bergbau verwendet.*



# Ammonium- chlorid (Salmiak)

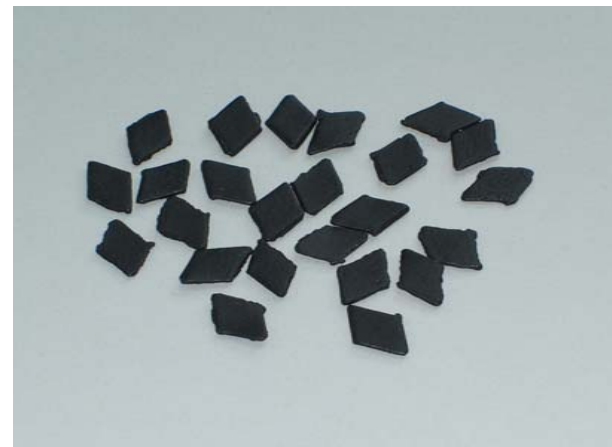
- *Dichte: -*
- *Sublimation*
- *Zersetzung*

- *Von technischer Bedeutung sind insbesondere die Verbindungen mit anorganischen Säuren, die man durch Reaktion der entsprechenden Säure mit Ammoniak erhält – z.B. die Bildung von Ammoniumchlorid, Salmiak genannt.*



- *Salmiak ist wegen seines stechenden Geruchs bekannt und wird in der Metall verarbeitenden Industrie sowie in der Textilindustrie als Hilfsstoff eingesetzt.*

*Ammoniumchlorid findet sich auch als Wirkstoff in Salmiakpastillen zum Lutschen. Der Inhaltsstoff fördert den Speichelfluss und ist somit hilfreich bei trockenem Mund und Zäh fließendem Schleim bei Erkältungen.*



## Ammoniumcarbonat (Hirschhornsalz)

- *Dichte: -*
- *Sublimation*
- *Zersetzung*

- *Ammoniumcarbonat wird technisch durch Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Ammoniakwasser hergestellt.*
  - *Ab etwa 60 °C zerfällt es in die Gase Ammoniak und Kohlenstoffdioxid.*
- 
- *Eine Mischung aus Ammoniumcarbonat  $((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3)$  und -hydrogencarbonat  $(\text{NH}_4\text{HCO}_3)$  ist unter dem Namen Hirschhornsalz als Backtriebmittel bekannt.*