

2 Luft und Luftinhaltsstoffe

Bauwerke sind den ständigen Einflüssen der Atmosphäre mit den in ihr natürlich enthaltenen Gasen Sauerstoff, Stickstoff und Kohlendioxid, wechselnden Mengen an Wasserdampf, aber auch Luftschadstoffen wie Schwefeldioxid, Stickoxiden und Ozon sowie Staubpartikeln unterschiedlichster Herkunft ausgesetzt. Insbesondere die sauren Gase SO_2 und NO_x machen der Bausubstanz schwer zu schaffen, da sie sich in Gegenwart von Feuchtigkeit in Säuren umwandeln, die die zumeist basischen Baustoffe angreifen, chemisch umwandeln und eventuell zerstören können. Es ist daher für den Bauingenieur von Vorteil, genauere Kenntnisse über die Zusammensetzung und die Eigenschaften der atmosphärischen Luft und die darin ablaufenden Prozesse zu besitzen, um sie gezielt etwa im Rahmen von Bautenschutzmaßnahmen anwenden zu können.

2.1 Zusammensetzung und Eigenschaften von Luft

Etwa 80% der gesamten Luft sind in der Troposphäre enthalten. Die Troposphäre ist die unterste atmosphärische Schicht. Sie erstreckt sich bis in ca. 12 km Höhe. In der Troposphäre leben wir Menschen, hier spielt sich das Wettergeschehen – und auch das Bauge-schehen ab.

Tab. 2.1 enthält die mittlere Zusammensetzung von trockener Luft [16]. Sie besteht zu 99,03% (Volumenprozent!) aus Stickstoff und Sauerstoff. An dritter Stelle folgt nicht, wie oft angenommen, Kohlendioxid CO_2 , sondern das Edelgas Argon mit einem Volumenanteil von 0,934%. Alle anderen Bestandteile liegen unter 0,1%. Sie werden als **Spurengase** bezeichnet. Ihre Konzentration wird nicht mehr in Prozent, sondern in der Regel in **ppm** (parts per million, Teile von einer Million; $1 \text{ ppm} = 10^{-6} \Rightarrow 1 \text{ mg pro kg bzw. } 1 \text{ ml pro m}^3$) oder in **ppb** (parts per billion, Teile von einer Milliarde, $1 \text{ ppb} = 10^{-9} \Rightarrow 1 \text{ } \mu\text{g pro kg beziehungsweise } 1 \text{ } \mu\text{l pro m}^3$) angegeben.

Bestandteil	Formel	Volumenanteil (in %)
Stickstoff	N_2	78,084 %
Sauerstoff	O_2	20,946 %
Argon	Ar	0,935 %
Kohlendioxid	CO_2	0,0354 % (354 ppm) ^{a)}
Neon	Ne	18,18 ppm
Helium	He	5,24 ppm
Methan	CH_4	1,7 ... 1,8 ppm ^{a)}
Krypton	Kr	1,14 ppm
Wasserstoff	H_2	0,56 ppm
Distickstoffmonoxid	N_2O	0,31 ppm ^{a)}
Xenon	Xe	87 ppb
Kohlenmonoxid ^{b)}	CO	30 ... 250 ppb
Ozon ^{b)}	O_3	10 ... 100 ppb
Stickstoffdioxid	NO_2	10 ... 100 ppb
Schwefeldioxid	SO_2	< 1 ... 50 ppb

Tabelle 2.1

Mittlere Zusammensetzung von trockener Luft in der Troposphäre (Bezugsjahr 1992, [16])

a) *Gehalte 2015:*
 $\text{CO}_2 > 400 \text{ ppm (!)}$
 $\text{CH}_4 \sim 1,85 \text{ ppm}$
 $\text{N}_2\text{O} > 0,326 \text{ ppm}$

[Quelle: Umweltbundesamt 2015]

b) *starke zeitliche Fluktuationen*

Wasserdampf ist in Tab. 2.1 nicht aufgeführt, da sich die Angaben nur auf trockene Luft beziehen. Der Wasserdampf bleibt bei der Diskussion der Luftzusammensetzung meist

unberücksichtigt, da sein Volumenanteil starken Schwankungen unterliegt. Er erstreckt sich von Bruchteilen eines Prozentes an kalten, klaren Wintertagen bis zu etwa 4% an schwülheißen Sommertagen.

Luft ist ein farbloses Gasgemisch mit einer Normdichte von 1,293 g/l (0°C und 1,013 bar). Die Normdichte der Luft lässt sich *näherungsweise* aus den Normdichten der beiden Hauptbestandteile Sauerstoff ($\rho = 1,43 \text{ g/l}$) und Stickstoff ($\rho = 1,25 \text{ g/l}$) unter Berücksichtigung ihrer Volumenanteile berechnen: $\rho(\text{Luft}) = 0,78 \cdot 1,25 + 0,21 \cdot 1,43 = 1,28 \text{ g/l}$.

Die **spezifische Wärmekapazität** c_p (p steht für konstanten Druck) von Luft ist mit einem Wert von $1010 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$ etwa 2- bis 4-mal so groß wie die von Metallen (z.B. Cu 381, Fe 450 und Ag 230; alle Werte in $\text{J/kg} \cdot \text{K}$), beträgt aber nur etwa ein Viertel vom Wert des Wassers ($4180 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$).

Luft besitzt ein äußerst geringes Wärmeleitvermögen. Das spezifische Wärmeleitvermögen eines Stoffes wird durch die **Wärmeleitfähigkeit** λ (auch: Wärmeleitzahl) charakterisiert. Die Wärmeleitfähigkeit gibt an, welche Wärmemenge pro Stunde durch 1 m^2 einer Schicht des Stoffes strömt, wenn das Temperaturgefälle in Richtung des Wärmestroms 1 K/m beträgt. Die Einheit der Wärmeleitfähigkeit lautet $\text{W/m} \cdot \text{K}$ bzw. $\text{W/cm} \cdot \text{K}$, weiterhin gebräuchlich sind die Einheiten $\text{J/cm} \cdot \text{s} \cdot \text{K}$ bzw. $\text{J/m} \cdot \text{h} \cdot \text{K}$. Die Wärmeleitfähigkeit für Luft beträgt $0,025 \text{ W/m} \cdot \text{K}$ (Vergleich: Cu 400, Al 237, Fe 81; flüssiges H_2O 0,59; Argon 0,0177; Krypton 0,0095; Glas 0,7...1,4; Ziegelmauerwerk 0,4...1,2; Betonbauteile 0,4...1,4 und Wärmedämmstoffe 0,03...0,15; alle Werte in $\text{W/m} \cdot \text{K}$).

Luft kann in Abhängigkeit von der Temperatur unterschiedliche Mengen an Wasserdampf aufnehmen, die als **Luftfeuchtigkeit** oder Luftfeuchte bezeichnet werden. Den Höchstgehalt an Wasserdampf in einem Kubikmeter Luft bei einer bestimmten Temperatur T , gemessen in g/m^3 , bezeichnet man als **Sättigungsgehalt** (auch: Sättigungskonzentration).

Unter der **absoluten Luftfeuchtigkeit** versteht man die Masse an H_2O -Dampf in Gramm, die bei der Temperatur T tatsächlich in 1 m^3 Luft enthalten ist. Dagegen versteht man unter der **relativen Luftfeuchtigkeit** das Verhältnis von absoluter Luftfeuchtigkeit zum Sättigungsgehalt. Sie wird in Prozent angegeben. Abb. 2.1 zeigt die Temperaturabhängigkeit der Sättigungskonzentration. Als *Faustregel* gilt für den unteren Temperaturbereich:

$10^{\circ}\text{C} \sim 10\text{g H}_2\text{O pro m}^3$ bzw. $30^{\circ}\text{C} \sim 30\text{g H}_2\text{O pro m}^3$ Luft.

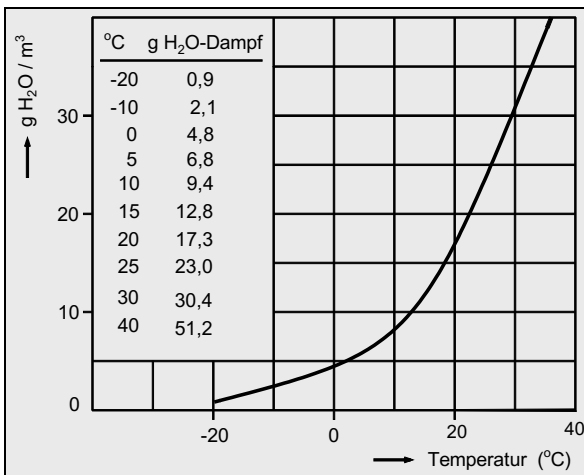


Abbildung 2.1

Wasserdampf-Sättigung der Luft in Abhängigkeit von der Temperatur

Löslichkeit der Gase in Wasser. Die Löslichkeit von Gasen in Wasser ist nicht nur für das pflanzliche und tierische Leben von großer Bedeutung, sie spielt auch für zahlreiche baurelevante Vorgänge wie den kalklösenden Angriff von Regenwasser oder Korrosionsprozesse an Baumetallen eine wichtige Rolle.

Für eine genauere Betrachtung des Lösungsvorganges von Gasen in Wasser ist es von grundsätzlicher Bedeutung, ob das betreffende Gas neben seiner physikalischen Löslichkeit eine chemische Reaktion mit dem Wasser eingeht oder nicht. Die Löslichkeit eines Gases in einer Flüssigkeit wird durch das *Henry-Daltonsche Gesetz* beschrieben:

Die Löslichkeit eines Gases in einer Flüssigkeit verhält sich bei gegebener Temperatur T proportional zum Partialdruck p des Gases über der Lösung.

Der Begriff Partialdruck bezieht sich auf Mischungen von Gasen. Unter dem **Partialdruck** eines Gases in einem Gasgemisch versteht man den Druck, den dieses Gas ausüben würde, wenn es sich in dem Volumen allein befände. Es gilt: $p_i = x_i \cdot p_{\text{Ges.}}$, mit p_i = Partialdruck des Gases i , x_i = Stoffmengenanteil des Gases i und $p_{\text{Ges.}}$ = Gesamtdruck. Für den Stoffmengenanteil x_i der Komponente i gilt: $x_i = n_i / n_{\text{Ges.}} = V_i / V_{\text{Ges.}} = p_i / p_{\text{Ges.}}$.

Der Gesamtdruck einer Gasmischung ist gleich der Summe der Partialdrücke der Komponenten A, B, C, ... der Mischung: $p = p_A + p_B + p_C + \dots$ (Dalton 1801).

Das Verhältnis zwischen der Konzentration des jeweiligen Gases i in der Lösung $c(i, H_2O)$ und seinem Partialdruck $p(i)$ entspricht der Henry-Konstanten $K_H(i)$:

$$\boxed{K_H(i) = \frac{c(i, H_2O)}{p_i}} \quad \text{Henry-Dalton-Gesetz} \quad (2-1)$$

K_H ist von der Art des Gases und der Flüssigkeit sowie von der Temperatur abhängig. Die Einheit ist mol/l · atm bzw. mol/l · bar.

Beispiel: Wie viel ml Sauerstoff lösen sich bei Wechselwirkung von Luft mit einem Liter Wasser bei 20°C und Normaldruck?

Entsprechend einem Sauerstoff-Volumenanteil von 20,95% (daraus folgt bei einem Gesamt-Luftdruck von 1,013 bar ein O₂-Partialdruck von 0,21 bar) und einer Henry-Konstanten von $K_H = 1,3 \cdot 10^{-3}$ mol/l·bar (20°C) errechnet sich die O₂-Konzentration zu $2,76 \cdot 10^{-4}$ mol/l. Das entspricht einer Löslichkeit von 8,85 mg (~ 6 ml) Sauerstoff pro Liter Wasser.

$$c(\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}) = K_H(\text{O}_2) \cdot p(\text{O}_2) = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 0,21 \cdot 1,013 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{bar}} \cdot \text{bar} \right] = 2,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow 8,85 \text{ mg O}_2 \text{ pro Liter} \Rightarrow 6,2 \text{ ml O}_2 \text{ pro Liter H}_2\text{O}; \text{ mit } p(\text{O}_2) = x(\text{O}_2) \cdot p.$$

Das Henry-Dalton-Gesetz wird nur von verdünnten Lösungen hinreichend gut erfüllt. Für Gase, die chemisch mit dem Lösungsmittel Wasser reagieren, wie z.B. HCl, NH₃, SO₃ und CO₂, gilt dieses Gesetz nicht.

Betrachtet man die Löslichkeit der „reinen“ Gase, so ist die des Sauerstoffs etwa doppelt so hoch wie die des Stickstoffs. Noch höher liegt die Löslichkeit des Kohlendioxids. Bei 20°C lösen sich etwa 0,9 l CO₂ in einem Liter Wasser (Tab. 2.2)

Die relativ hohe Sauerstoffkonzentration ist von großer biologischer Bedeutung für das tierische Leben im Wasser. Sie besitzt aber auch eine erhebliche technische Bedeutung. Sauerstoffhaltige Wässer ermöglichen die Metallkorrosion. Je höher der O₂-Gehalt, umso

schneller laufen die Korrosionsprozesse ab. Andererseits können geringe Sauerstoffkonzentrationen in Gegenwart bestimmter Salze wie Carbonate, Silicate und Phosphate zur Ausbildung schützender Deckschichten führen, die wiederum der Metallkorrosion entgegenwirken.

Tab. 2.2 Löslichkeit ausgewählter Gase in Wasser (20°C, in ml/l)

Löslichkeiten ausgewählter Gase in Wasser (ml/l)	N₂	O₂	CO₂
Löslichkeit der „reinen“ Gase	15,5	31	878
Löslichkeit der Gase bei Wechselwirkung von Luft mit H ₂ O	11	6	0,3

Für alle Gase gilt: Mit zunehmender Temperatur nimmt die Löslichkeit ab.

2.2 Luftinhaltsstoffe und Luftschadstoffe

2.2.1 Natürliche Luftinhaltsstoffe und ihre Verbindungen

- **Stickstoff N₂** ist mit einem Volumenanteil von 78,08% Hauptbestandteil der Luft. In gebundener Form kommt er vor allem in Nitraten, z.B. Kalisalpeter KNO₃, Chilesalpeter NaNO₃, und in organischen Verbindungen (Eiweißstoffe, Harnstoff) vor. Stickstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, das selbst weder brennt noch die Verbrennung anderer Stoffe unterhält. Bei Normaltemperatur ist N₂ sehr reaktionsträge (*inert*), was mit der stabilen Dreifachbindung zwischen den N-Atomen zu erklären ist. Stickstoff ist in grün gekennzeichneten Stahlflaschen im Handel.

Die für das Bauwesen wichtigsten Stickstoffverbindungen sind *Ammoniak* und die *Nitrate*. Die Wasserstoffverbindung **Ammoniak NH₃** ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das bei höheren Konzentrationen in der Atemluft (> 100 ppm) die Schleimhäute angreift. In Wasser ist Ammoniak außerordentlich gut löslich. Bei 20°C löst 1 Liter H₂O 702 Liter NH₃. Das entspricht einem NH₃-Gehalt der Lösung von 35%. Die gebildete *Ammoniaklösung* reagiert schwach alkalisch, da das in Wasser gelöste Gas in geringem Maße unter Bildung von Ammonium- und Hydroxidionen protolysiert (Gl. 2-2). Das Gleichgewicht liegt fast vollständig auf der linken Seite des physikalisch gelösten Ammoniaks.



In einer 0,1 mol/l wässrigen Ammoniaklösung liegen bei 20°C weniger als 1% (!) der NH₃-Moleküle entsprechend Gl. (2-2) protolysiert vor. Mit Säuren bildet NH₃ *Ammoniumsalze*, z.B. mit Salpetersäure Ammoniumnitrat (NH₃ + HNO₃ → NH₄NO₃). Ammoniumsalze zeigen in wässriger Lösung aufgrund der Protolyse eine saure Reaktion (Kap. 3.9.4).

Nitrate sind die Salze der **Salpetersäure** HNO₃. In beiden Verbindungen besitzt Stickstoff mit der Oxidationsstufe +V die höchstmögliche Oxidationsstufe eines Elements der fünften Hauptgruppe. Daraus resultiert die oxidierende Wirkung der Salpetersäure. Salpetersäure ist eine starke Säure, die wie Salzsäure HCl in Wasser praktisch vollständig protolysiert vorliegt. Es gilt: c(HNO₃) = c(H₃O⁺). Durch Einwirkung salpetersaurer bzw. nitrathaltiger Wasser auf poröse mineralische Baustoffe wie Ziegel, Mörtel und Beton kann es zu Nitrat- bzw. Salpeterausblühungen kommen (Mauersalpeter Ca(NO₃)₂, Kap. 6.3.8.3).

- **Sauerstoff (Oxygenium)** tritt in zwei Modifikationen auf: Im „normalen“ Sauerstoff liegen zweiatomige Moleküle O_2 , in der als Ozon bezeichneten Modifikation dagegen dreiatomige Moleküle O_3 vor.

Unter normalen Bedingungen ist elementarer **Sauerstoff** O_2 ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas. Sauerstoff brennt selbst nicht, unterhält aber die Verbrennung. In flüssiger Form oder in dicken Schichten zeigt Sauerstoff eine hellblaue Farbe. O_2 kommt in blau gekennzeichneten Stahlflaschen in den Handel.

Bei der Deutung der Elektronenstruktur des Sauerstoffmoleküls versagt das einfache Lewis-Konzept (Kap. 1.4.1):



Das Molekül Sauerstoff ist ein Biradikal. Es besitzt zwei ungepaarte Elektronen, die sehr wesentlich seine physikalisch-chemischen Eigenschaften bestimmen. Die radikalische Natur gibt nur die rechte Lewis-Formel exakt wieder. Sie verletzt allerdings die Oktettregel und kann den Doppelbindungscharakter zwischen den O-Atomen nicht widerspiegeln.

Die linke Form gibt zwar den experimentell ermittelten Doppelbindungscharakter der Bindung zwischen den O-Atomen korrekt wieder, die radikalische Natur des O_2 -Moleküls kommt jedoch nicht zum Ausdruck.

***Radikale** sind Teilchen (Atome, Ionen oder Moleküle), die über ein oder mehrere ungepaarte Elektronen verfügen. Sie sind energiereich, reaktiv und meist nur kurzlebig.*

Das Beispiel Sauerstoff zeigt, dass das einfache Lewis-Modell nicht in allen Fällen in der Lage ist, die reale Elektronenstruktur chemischer Verbindungen in adäquater Weise zu beschreiben. Erst die Anwendung der Wellenmechanik führt hier zu einem tieferen Verständnis der Bindungsverhältnisse (s. Lehrbücher der Allgemeinen und Anorganischen Chemie [7–9]).

In seinen Verbindungen kann das Sauerstoffatom die Edelgaskonfiguration durch Aufnahme von 2 Elektronen unter Ausbildung des **Oxidions** O^{2-} oder durch Ausbildung von zwei kovalenten Bindungen wie im H_2O - oder im CO_2 -Molekül erreichen. Da der Sauerstoff in nahezu allen Verbindungen der elektronegativer Partner ist, liegt er meist in der Oxidationsstufe -II vor. In Peroxiden wie H_2O_2 oder BaO_2 realisiert Sauerstoff die seltenere Oxidationsstufe -I.

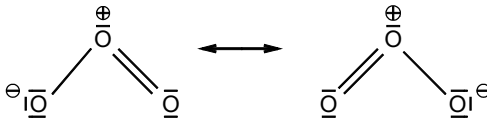
Ozon O_3 ist bei Raumtemperatur ein blassblaues Gas mit einem charakteristischen stechenden Geruch, der noch bei einer Konzentration von 0,02 ppm wahrnehmbar ist. Durch seine Aggressivität gegenüber organischen Verbindungen ist es in höheren Konzentrationen für Lebewesen toxisch. Es vernichtet niedere Organismen wie Bakterien, Pilze und Viren und schädigt das Blattgrün (Waldschäden). Beim Menschen führt es zu Schädigungen der Atemwege und Schleimhäute und ruft Schwindelgefühle hervor.

Ozon ist eines der stärksten Oxidationsmittel. Sein Oxidationsvermögen übertrifft das des Sauerstoffs deutlich und erreicht fast das des atomaren Sauerstoffs O, der durch Zerfall von Ozon entsteht ($O_3 \rightarrow O_2 + O$). Die Oxidationskraft des atomaren Sauerstoffs wird nur noch von Fluor F_2 übertroffen.

Wegen seiner stark oxidierenden und keimtötenden Wirkung wird O_3 zur Luftverbesserung und -desinfektion sowie zur Entkeimung von Trink- und Schwimmbadwasser eingesetzt.

Ozon gehört zu den **Photooxidantien** (= photochemisch, also durch Sonnenlicht erzeugte Oxidationsmittel). Photooxidantien, insbesondere Ozon, sind die Hauptbestandteile des so genannten Sommersmogs. Sie bleichen Fassaden aus, machen Gummi brüchig und sind unter anderem für die Waldschäden verantwortlich.

O₃ ist ein gewinkeltes Molekül (Bindungswinkel 116,7°) mit zwei gleich langen O-O-Abständen. In der Valenzstrich-Schreibweise nach Lewis kann man - unter Berücksichtigung der Oktettregel - zwei gleichwertige Formeln aufstellen:

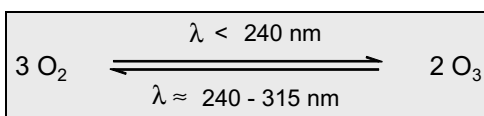


Eine ähnliche Situation tritt auch bei den Stickoxiden NO und NO₂ (Kap. 2.2.2) auf. Für sich betrachtet gibt jede dieser beiden Formeln die experimentelle Realität nur ungenügend wieder. Die Bindungen zwischen den O-Atomen sollten laut Formel verschiedene Bindungslängen aufweisen, denn eine Doppelbindung zwischen zwei gleichen oder zwei verschiedenen Atomen ist immer kürzer, als die entsprechende Einfachbindung. Die experimentellen Befunde weisen jedoch, wie bereits betont, auf zwei gleich lange Bindungen im O₃-Molekül hin.

Um dieses scheinbar widersprüchliche Problem zu lösen, gibt man beide Formeln an und schreibt, wie oben dargestellt, einen Doppelpfeil zwischen ihnen. Diese Art der Darstellung bezeichnet man als **Mesomerie** oder Resonanz, die einzelnen Formeln werden **mesomere Grenzformeln** oder Grenzstrukturen genannt. Die tatsächliche Elektronenstruktur eines Moleküls ergibt sich als „Überlagerung“ beider Grenzformeln. Es liegt demnach weder eine Einfach- noch eine Doppelbindung, sondern ein mittlerer Bindungsgrad vor. Die endständigen O-Atome des O₃-Moleküls tragen jeweils eine (gleich große!) negative und das mittlere O-Atom eine positive Partialladung. Die Partialladungen elektrisch neutraler Moleküle müssen sich zu null ergänzen.

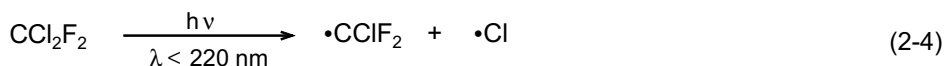
In der Realität existiert natürlich nur eine Sorte von Ozonmolekülen mit einer zugehörigen Elektronenstruktur. Es liegt an den begrenzten Ausdrucksmöglichkeiten der Lewis-Formeln, wenn zur Beschreibung der Bindungsverhältnisse eines Moleküls zwei oder mehrere mesomere Grenzformeln notwendig sind, von denen jede einzelne für sich ein falsches Bild vermittelt. Dass sie trotzdem häufig benutzt werden, hat mehrere Gründe. Sie sind einfach und bequem aufzuschreiben. Sie gestatten uns qualitative Aussagen zur Molekülgeometrie und geben uns Auskunft über die Position von Partialladungen sowie die radikalischen Eigenschaften eines Moleküls.

Die gesamte Ozonmenge der Atmosphäre verteilt sich zu etwa 90% auf die Stratosphäre (ca. 12...50 km Höhe) und zu etwa 10% auf die Troposphäre. In 15...40 km Höhe über der Erdoberfläche befindet sich der sogenannte **Ozongürtel** mit dem O₃-Maximum bei etwa 25 km Höhe. Dieser Ozongürtel schirmt infolge der spezifischen Absorptionseigenschaften von O₃ tierische und pflanzliche Organismen gegen den größten Teil der lebensgefährlichen, energiereichen UV-Strahlen ab.



Würde der Schutz durch das stratosphärische Ozon wegfallen, käme es beim Auftreffen der energiereichen UV-B-Strahlung ($\lambda = 280 \dots 315 \text{ nm}$) oder der noch energiereicheren UV-C-Strahlung ($\lambda < 280 \text{ nm}$) auf organische Materie zu einer Spaltung von Molekülbindungen. Die Folge wären signifikante pathologische Veränderungen der Zelle bis hin zu ihrer Zerstörung.

Der Einfluss des Menschen auf das in der Stratosphäre ablaufende Gleichgewicht der Bildung und des Abbaus von Ozon (Gl. 2-3) besteht vor allem darin, Substanzen zu produzieren, die unmittelbar oder mittelbar die Rückreaktion von Gl. (2-3) beeinträchtigen bzw. verhindern, indem sie O_3 auf anderem Wege abbauen. Bei diesen Ozon abbauenden Substanzen handelt es sich in erster Linie um Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW, Kap. 7.1.2) und Stickoxide. Die chemisch außerordentlich stabilen FCKW gelangen nach einem Zeitraum von etwa 10 Jahren aus den unteren Atmosphärenschichten in die Stratosphäre. Hier werden die C-Cl-Bindungen durch energiereiche UV-Strahlung gespalten und die entstehenden Chlorkradikale katalysieren den O_3 -Abbau (Gl. 2-4).



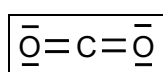
Ozon, hier als Sauerstoffmodifikation unter der Kapitelüberschrift „Natürliche Luftinhaltsstoffe“ besprochen, müsste eigentlich im Kap. 2.2.2 Luftschadstoffe behandelt werden.

• **Kohlendioxid (Kohlenstoffdioxid) CO_2 .** Das Kohlendioxid der Luft spielt in der Bauchemie eine zentrale Rolle, wie die Beispiele Kalkhärtung, Korrosion von Beton oder Natursteinen durch Regenwasser (kalklösender Angriff), Korrosion von Baumetallen und Härte des Wassers zeigen.

CO_2 ist ein farbloses Gas, das nicht brennt und die Verbrennung nicht unterhält. Es besitzt einen etwas säuerlichen Geruch und Geschmack. Da sein Litergewicht mit einem Wert von 1,9768 g/l anderthalbmal so groß wie das der Luft ist, sammelt es sich in geschlossenen Räumen wie Höhlen, Grotten oder Garkellern am Boden an. CO_2 ist an sich nicht giftig, führt aber durch Verdrängung der Luft - und damit des zur Atmung lebensnotwendigen Sauerstoffs - zum Erstickten. Dies ist besonders bei Maßnahmen zur schnelleren Erhärtung von Kalkputzen in geschlossenen Räumen (Koks- oder Propanöfen) zu beachten.

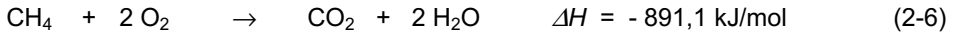
Kohlendioxid ist in Wasser gut löslich. Bei 20°C lösen sich 0,9 Liter CO_2 in 1 Liter Wasser. Die Löslichkeit nimmt mit ansteigender Temperatur ab (Tab. 2.3) und mit steigendem Druck zu. Bei einer Druckerhöhung auf 25 bar lösen sich bei 20°C bereits 16,3 Liter CO_2 in einem Liter Wasser. Handelsübliche Mineralwässer werden unter einem Druck von 2 bis 3 bar mit CO_2 versetzt und in Flaschen abgefüllt (mit „Kohlensäure“ versetzte Mineralwässer). Zwischen dem gasförmigen und dem gelösten CO_2 stellt sich ein Gleichgewicht ein: $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{aq})$. Beim Öffnen der Flasche wird der Druck plötzlich auf 1,013 bar abgesenkt und das komprimierte Gas wird entspannt.

Bei 20°C kann Kohlendioxid durch einen Druck von 50 bar verflüssigt werden. In dieser Form ist es in grau gekennzeichneten Stahlflaschen („Kohlensäureflaschen“) im Handel.



CO_2 ist ein lineares Molekül. Die Oxidationsstufe des C-Atoms im CO_2 beträgt +IV, damit hat der Kohlenstoff die maximale Oxidationsstufe eines Elements der vierten Hauptgruppe erreicht.

Kohlendioxid entsteht bei der vollständigen Verbrennung von Kohlenstoff und C-haltigen Verbindungen (Gl. 2-5, 2-6). Beim Kalkbrennen fällt es als Nebenprodukt an (s. Kap. 6.3.1).



Verbrennt man Kohlenstoff bzw. Kohle bei hohen Temperaturen (1000°C) und begrenzter Zufuhr von Sauerstoff, entsteht Kohlenmonoxid CO (Gl. 2-7).

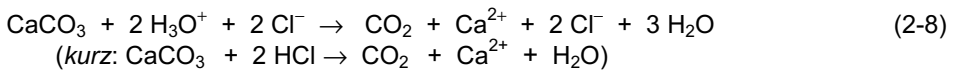


Temperatur (°C)	Löslichkeit in Liter CO ₂ pro l H ₂ O
0	1,713
10	1,190
20	0,880
25	0,757
30	0,665
40	0,530
60	0,360

Tabelle 2.3

Löslichkeit von CO₂ in
Wasser (p = 1,013 bar)

Im chemischen Laboratorium erhält man CO₂ durch Zersetzung von Carbonaten mit Mineralsäuren, z.B. HCl (Gl. 2-8). Leitet man das freigesetzte CO₂ in Barytwasser Ba(OH)₂ oder Kalkwasser Ca(OH)₂ ein, fällt erneut Carbonat aus (Gl. 2.8, 2.9 ⇒ **Carbonatnachweis**, s.a. Kap. 8).



CO₂ ist der „Rohstoff“ für die Bildung organischer Materie wie Zucker, Stärke und Cellulose durch die Photosynthese der grünen Pflanzen. Mensch und Tier bauen die organischen Stoffe unter Aufnahme des dazu notwendigen Sauerstoffs ab (Atmung), die dabei gewonnene Energie wird zur Aufrechterhaltung der Lebensprozesse benötigt. Der Mensch atmet täglich im Mittel 350 Liter CO₂ aus, der CO₂-Volumenanteil der Atemluft liegt bei etwa 4%. Die natürlichen CO₂-Zyklen einschließlich der später zu besprechenden Sedimentations- und Lösevorgänge sind in Abb. 2.2 gezeigt.

Kohlendioxid gehört neben dem Wasserdampf, Ozon, Lachgas (Distickstoffmonoxid N₂O), Methan CH₄ und den FCKW zu den **Treibhausgasen**. Sie absorbieren einen großen Teil der von der Erde kommenden Wärmestrahlung und speichern sie als Wärmeenergie. Anschließend geben sie die Wärme in alle Richtungen ab, eben auch zurück zur Erdoberfläche, was zu einer Durchschnittstemperatur auf unserer Erde von +15°C führt. Ohne die atmosphärischen Treibhausgase läge die mittlere Durchschnittstemperatur auf der Erde um 33°C tiefer, also nicht bei +15°C sondern bei -18°C. Die natürlichen Treibhausgase, allen voran Wasserdampf und Kohlendioxid, ermöglichen das Leben auf der Erde in seiner jetzigen Form. Sie mildern die großen Temperaturschwankungen, die sonst zwischen Tag und Nacht auftreten würden (**natürlicher Treibhauseffekt**).

Der Vergleich mit einem Treibhaus (Gewächshaus), wo die Sonnenenergie in Form von Wärme „eingefangen“ wird, ist folgendermaßen zu verstehen: Während in einem Gewächshaus das Sonnenlicht durch das Glasdach eindringen kann, wird ein Entweichen der warmen Luft weitgehend verhindert. Die Funktion des Glasdaches übernehmen in der At-

mosphäre die Treibhausgase. Sie absorbieren die Wärmestrahlung und regulieren damit das Klima.

Infolge der ständig anwachsenden Erdbevölkerung und der damit verbundenen Zunahme landwirtschaftlicher und industrieller Aktivitäten wie der Waldrodung, der Erschließung neuer landwirtschaftlicher Nutzflächen, der Brandrodung, dem Aufbringen mineralischer Dünger, der ungehemmten Verbrennung fossiler Brennstoffe und Holz sowie der Produktion halogenierter Kohlenwasserstoffe wächst die Emission klimawirksamer Gase ständig an. Diese *zusätzlich* freigesetzten Treibhausgase reichern sich in der Atmosphäre an und sind nach weitgehender Übereinstimmung der Fachleute für die bereits zu beobachtende und künftig zu erwartende Erwärmung der Erdatmosphäre verantwortlich ($\Rightarrow$ **anthropogener**, vom Menschen verursachter **Treibhauseffekt**).

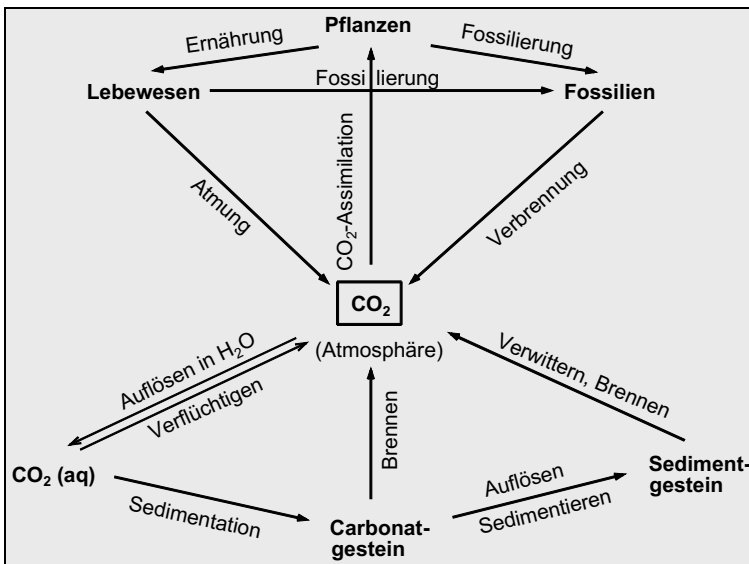
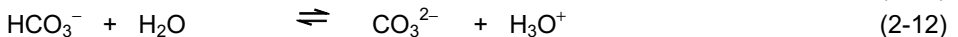
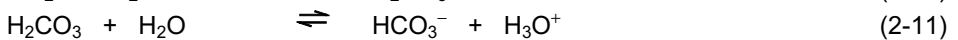


Abbildung 2.2 CO₂-Zyklen in der Natur

Kohlensäure und Carbonate. Die wässrige Lösung von Kohlendioxid reagiert schwach sauer, ihr pH-Wert hängt von der Menge des gelösten CO₂ ab. CO₂ ist das Säureanhydrid der Kohlensäure H₂CO₃ (Gl. 2-10 bis 2-12).



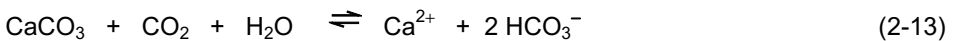
Das Gleichgewicht (2-10) liegt weitgehend auf der linken Seite. Mehr als 99% der Gesamtmenge des gelösten Kohlendioxids liegt physikalisch gelöst als hydratisierte CO₂-Moleküle vor. Nur ein äußerst geringer Anteil der gelösten CO₂-Moleküle setzt sich mit H₂O zu Kohlensäure um. Damit liegen in der Lösung praktisch keine H₂CO₃-Moleküle vor, sondern überwiegend durch Protolyse (2-11) gebildete H₃O⁺- und HCO₃⁻-Ionen. Bezieht man den Anteil des physikalisch gelösten, hydratisierten CO₂ in die Säurekonstante (Kap. 3.9.3) ein, erhält man einen pK_S-Wert von 6,35. Kohlensäure ist demnach eine schwache anorganische Säure.

Es ist chemisch nicht korrekt, wenn, wie es umgangssprachlich häufig geschieht, Kohlendioxid selbst als Kohlensäure bezeichnet wird. Genauso unkorrekt ist es, wenn man im Falle CO₂-haltiger Wässer von Kohlensäurelösungen spricht, obwohl es sich praktisch überwiegend um physikalisch gelöstes CO₂ handelt. *Kohlensäure lässt sich aus wässriger Lösung nicht isolieren.*

Als zweibasige Säure bildet H₂CO₃ zwei Arten von Salzen, **Hydrogencarbonate** (früher: Bicarbonate) mit dem Anion HCO₃⁻ und **Carbonate** mit dem Säurerestion CO₃²⁻. Das Carbonation ist eine starke Anionbase (Kap. 3.9.4).

Carbonate lösen sich mit Ausnahme der Alkalimetallcarbonate (Na₂CO₃, K₂CO₃) schwer in Wasser. Das Hydrogencarbonation bildet mit Alkalimetallen (Ausnahme: Li) feste Verbindungen, die sich in der Hitze zum Carbonat zersetzen. Mit den Erdalkalimetallen bilden sich lediglich Lösungen der Hydrogencarbonate. Dampft man diese Lösungen ein, fallen die jeweiligen Carbonate aus. **Ein Salz Ca(HCO₃)₂ kann nicht isoliert werden!**

Von großer praktischer Bedeutung ist die Auflösung des CaCO₃ (bzw. des Kalksteins) durch Einwirkung CO₂-haltiger Wässer unter Bildung von Hydrogencarbonat (**Kalkstein-Kohlensäure-Gleichgewicht**, auch: Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht, Gl. 2-13).



Dieses Gleichgewicht, das in analoger Weise für MgCO₃ gilt, bildet die Grundlage für zahlreiche praktische Problemstellungen wie den kalklösenden Angriff, die temporäre Wasserhärte einschließlich Kesselsteinbildung, die Sedimentierung von Erdalkalimetallcarbonaten im Meerwasser, ja selbst für die Ausbildung von Stalaktiten und Stalagmiten in Kalk(stein)-Tropfsteinhöhlen.

In diesem Zusammenhang sollen einige Begriffe erläutert werden, die im Bauwesen, der Wasserchemie bzw. -analytik und der Kraftwerkschemie benutzt werden, um die Funktion der Kohlensäure in Gl. (2-13) klarer zu fassen. Im Falle des im Wasser physikalisch gelösten Kohlendioxids spricht man von **freier Kohlensäure**, die löslichen Hydrogencarbonate des Calciums und Magnesiums bezeichnet man dagegen als **gebundene Kohlensäure**. Um eine bestimmte Menge an Erdalkalimetallionen (und damit eine bestimmte Carbonathärte, Kap. 3.7) in Lösung zu halten und die Abscheidung der schwerlöslichen Carbonate zu verhindern, ist eine ganz bestimmte Menge freies CO₂ notwendig. Sie wird als zugehörig bezeichnet (**freie zugehörige Kohlensäure**). Enthält das Wasser gerade diese zur Stabilisierung der vorliegenden HCO₃⁻- und Ca²⁺-Konzentrationen erforderliche Menge an CO₂, befindet sich das Wasser im Kalkstein-Kohlensäure-Gleichgewicht. Reicht bei harten Wässern das vorhandene CO₂ zur Stabilisierung des Hydrogencarbonats nicht aus, scheidet sich Kalkstein ab.

Unter der **freien überschüssigen Kohlensäure** (auch: aggressive Kohlensäure) versteht man schließlich den Mehranteil an CO₂, der über die Aufrechterhaltung des Kalkstein-Kohlensäure-Gleichgewichts hinaus in einem Wasser vorhanden ist. Gelangt ein Wasser mit freier überschüssiger Kohlensäure in Kontakt mit Kalkstein- oder Dolomitschichten, werden die Carbonate unter Bildung von Ca- oder Mg-Hydrogencarbonaten gelöst. Freie überschüssige Kohlensäure verhält sich aggressiv gegenüber Kalkstein bzw. Kalk und Beton.

2.2.2 Luftschadstoffe und Möglichkeiten zu ihrer Vermeidung, REA-Gips

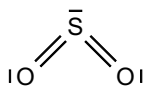
Die aggressive, die Bausubstanz angreifende Wirkung der atmosphärischen Luft ist in erster Linie auf die Luftschadstoffe Schwefeldioxid und die Stickoxide zurückzuführen. Auf

Quellen, Eigenschaften und Reaktionen dieser Schadgase soll im Weiteren näher eingegangen werden.

- **Schwefeldioxid SO_2** gelangt überwiegend durch Verbrennung schwefelhaltiger fossiler Brennstoffe (Kohle, Erdöl), aber auch durch industrielle Prozesse wie die Eisen- und Stahlerzeugung, die Schwefelsäureproduktion und die Erdölaufarbeitung in größeren Mengen in die Atmosphäre. Dazu kommen Emissionen aus natürlichen Quellen (Ozeane und Sümpfe, Vulkanismus).

SO_2 ist ein stechend riechendes, farbloses, giftiges, korrodierend wirkendes Gas. Es entsteht als unmittelbares Verbrennungsprodukt des Schwefels, ist selbst jedoch nicht brennbar. Die Dichte des SO_2 beträgt $\rho = 2,928 \text{ g/l}$ (0°C , 1,013 bar). SO_2 ist damit ca. 2,3-mal schwerer als Luft. Bei 20°C und 1,013 bar lösen sich 39,4 l SO_2 pro Liter Wasser. Damit ist seine Wasserlöslichkeit etwa 45-mal höher als die des CO_2 .

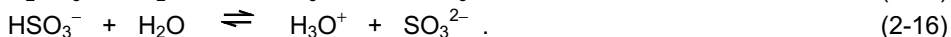
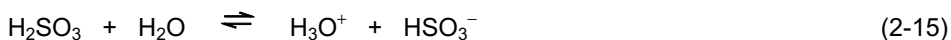
Das SO_2 -Molekül besitzt eine gewinkelte Struktur (Bindungswinkel $119,5^\circ$) mit zwei S-O-Bindungen gleicher Bindungslänge. Der relativ kurze S-O-Bindungsabstand (143 pm) weist auf das Vorliegen von zwei Doppelbindungen hin. Damit ergibt sich die folgende Lewis-Struktur für SO_2 :



Die wässrige Lösung von Schwefeldioxid reagiert sauer, es bildet sich **schweflige Säure H_2SO_3** . SO_2 ist demnach das Säureanhydrid der H_2SO_3 (Gl. 2-14).



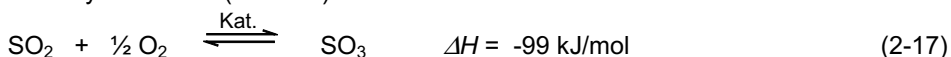
Ähnlich wie bei der Lösung von CO_2 in Wasser, liegt das Gleichgewicht weitgehend auf der linken Seite. Die Lösung enthält eine kleine (nicht bekannte!) Menge schwefliger Säure. Reine H_2SO_3 ist instabil und kann nicht isoliert werden. Schweflige Säure ist eine mittelstarke Säure, sie protolysiert in zwei Stufen (Gl. 2-15, 2-16):



Damit bildet die schweflige Säure zwei Arten von Salzen, die *Hydrosulfite* (Bisulfite) mit dem Anion HSO_3^- und die *Sulfite* mit dem Säurerestion SO_3^{2-} . Aufgrund seines Vermögens, in Anwesenheit von Feuchtigkeit H_3O^+ -Ionen zu bilden, bezeichnet man SO_2 auch als *saures Gas*. Weitere saure Gase sind CO_2 , NO_2 und Chlorwasserstoff (HCl).

Schwefeldioxid, schweflige Säure und Sulfite zeichnen sich durch ihr **Reduktionsvermögen** aus, wobei sie selbst zu Sulfat oxidiert werden. Dabei geht der Schwefel von der Oxidationsstufe +IV in die Oxidationsstufe +VI über.

- **Schwefeltrioxid SO_3** . Die exotherme Oxidation von SO_2 zu SO_3 läuft nur in Anwesenheit von Katalysatoren ab (Gl. 2-17).



Schwefeltrioxid bildet mit Wasser **Schwefelsäure** H_2SO_4 . SO_3 ist demzufolge das Säureanhydrid der H_2SO_4 . Von der zweibasigen Schwefelsäure leiten sich ebenfalls zwei Arten von Salzen ab, *Hydrosulfate* HSO_4^- und *Sulfate* SO_4^{2-} .

Die katalytische Oxidation von SO_2 zu SO_3 bildet das Kernstück der industriellen Schwefelsäureproduktion. In der Atmosphäre übernehmen Rußpartikel bzw. Metallstäube die Funktion des Katalysators. Mit dem H_2O der Luft bildet sich Schwefelsäure, die sofort zu Tropfen kondensiert (*Schwefelsäurenebel* bzw. -aerosole).

Konzentrierte H_2SO_4 wirkt stark **hygroskopisch** (wasserentziehend). Deshalb wird sie im chemischen Laboratorium als Trocknungsmittel für Chemikalien genutzt. Schwefelsäure ist eine *oxidierende Säure*, da neben den Hydroniumionen auch das Sulfation als Oxidationsmittel reagieren kann. Zwar ist ihre Oxidationskraft geringer als die der Salpetersäure, trotzdem ist sie insbesondere bei höheren Temperaturen in der Lage, Metalle wie Cu, Ag und Hg zu lösen. Die Reaktion der Schwefelsäure mit Wasser ist stark *exotherm*. Beim Verdünnen von reiner oder konz. H_2SO_4 mit Wasser ist es deshalb notwendig, die Säure in dünnem Strahl, oder noch besser tropfenweise, unter Umrühren in das Wasser einzutragen. Gibt man umgekehrt H_2O in die Schwefelsäure, kann es durch die starke Wärmeentwicklung zum Herausspritzen der Säure (Vorsicht: Verätzungen!), vielleicht sogar zum Springen des Glasgefäßes kommen.

- **Stickoxide (Stickstoffoxide)** ist eine Sammelbezeichnung für die gasförmigen Oxide des Stickstoffs (s. Tab. 1.2). Im Umgangssprachgebrauch, vor allem aber bei der Diskussion umweltchemischer Themen, versteht man unter Stickoxiden das Stickstoffmonoxid (NO) und das Stickstoffdioxid (NO_2), allgemeine Formel NO_x . Für beide N-Verbindungen ist auch die Trivialbezeichnung „nitrose Gase“ üblich. NO und NO_2 sind über die Gleichgewichtsreaktion (Gl. 2-18) miteinander verknüpft und treten deshalb stets gemeinsam auf. Mehr als 90% der anthropogen emittierten Stickoxide gehen auf Verbrennungsvorgänge der Energieerzeugung und des Kfz- und Flugzeugverkehrs zurück. Bei Temperaturen über 1000°C entsteht aus dem Stickstoff des Brennmaterials oder der Verbrennungsluft und dem Luftsauerstoff zunächst NO, das schnell zu NO_2 oxidiert wird.

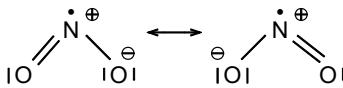
Stickstoffmonoxid NO ist ein farbloses, giftiges, nicht brennbares Gas. Es lässt sich aufgrund der inerten Natur des Stickstoffs nur bei hohen Temperaturen (elektrischer Lichtbogen, Verbrennungsmotor) aus den Elementen herstellen und das auch nur mit geringen Ausbeuten. Technisch gewinnt man Stickstoffmonoxid durch katalytische Oxidation von Ammoniak (*Ostwald-Verfahren*).

NO besitzt ein ungepaartes Elektron, d.h. es ist ein radikalisches Molekül (s.u.). Kommt Stickstoffmonoxid mit Luft in Berührung, entstehen sofort braunrote Dämpfe von NO_2 (Gl. 2-18). Bei der ablaufenden Oxidationsreaktion erhöht sich die Oxidationszahl des Stickstoffs von +II (NO) auf +IV (NO_2).



Stickstoffdioxid NO_2 ist ein braunrotes, charakteristisch riechendes, stark giftiges Gas. Sein MAK-Wert beträgt 9 mg/m^3 (~ 5 ppm). Bei Temperaturenniedrigung wird das Gas allmählich farblos, während bei Erwärmung des Gases über die Zimmertemperatur hinaus die Intensität der braunroten Farbe zunimmt. Hintergrund dieser Farbänderung ist eine Dimerisierung (Zusammenlagerung zweier Moleküle) bei tiefen Temperaturen.

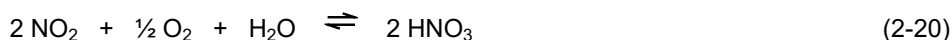
Wie die folgenden Grenzformeln (NO_2 , rechts) zeigen, verfügt auch Stickstoffdioxid über ein ungepaartes Elektron. NO_2 ist ebenfalls ein aggressives, radikalisches Molekül.

NO:**NO₂**

Stickstoffdioxid wird als *gemischtes Säureanhydrid* bezeichnet, da bei Lösung von NO₂ in Wasser sowohl **salpetrige Säure HNO₂** (Salze: Nitrite) als auch **Salpetersäure HNO₃** (Salze: Nitrate) entstehen (Gl. 2-19).



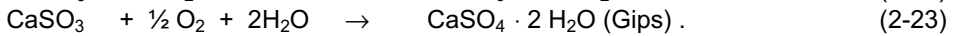
In Gegenwart von Sauerstoff löst sich NO₂ zu Salpetersäure (Gl. 2-20).



Die sauren Gase SO₂ und NO_x bzw. die aus ihnen gebildeten Säuren H₂SO₄ und HNO₃ sind Hauptbestandteile des sogenannten **Sauren Regens** (Zusammensetzung: H₂SO₄ 83%, HNO₃ 12% und HCl 5% [16]). Von Saurem Regen spricht man, wenn der pH-Wert unter 5,5 liegt. CO₂-gesättigtes Regenwasser besitzt bereits einen pH-Wert von ca. 5,6. Es wird mitunter als „*Sauberer Regen*“ bezeichnet. Saurer Regen führt zu einer Versauerung der Oberflächengewässer und, besonders bei kalkarmen Böden mit einer geringen Pufferkapazität, zu einer Bodenversauerung - eine Ursache für die sogenannten Neuartigen Waldschäden [16, 17]. Saurer Regen schädigt auch *Baustoffe* und damit *Bauwerke* in starkem Maße. Sowohl carbonathaltige Putze und Betone als auch Natursteine wie kalkig gebundene Sandsteine werden angegriffen (Kap. 6.3.8). Metalle korrodieren unter dem Einfluss saurer Gase bzw. des Sauren Regens schneller, Gläser und Glasgemälde alter Bauwerke werden zerstört. Aufgrund unterschiedlichster Maßnahmen wie der Entschwefelung (s.u.) und Entstickung von Rauchgasen sowie der KfZ-Abgaskatalyse stieg der pH-Wert des Regenwassers von 4,2...4,5 (80er Jahre, Ballungsgebiete!) allmählich an. Heute liegen die Werte mitunter sogar über pH = 6. *Regenwasser reagiert immer schwach sauer!*

Rauchgasentschwefelung - REA-Gips. Von den heute in der BRD aufgrund gesetzlicher Verordnungen und Vorschriften angewandten Methoden und Verfahren zur Luftreinhaltung soll nur die Reinigung des Rauchgases in Rauchgasentschwefelungsanlagen (REA) angeführt werden.

Mit etwa 90% Marktanteil hat sich heute das *Kalk-/Kalkstein-Waschverfahren* durchgesetzt. Ob Kalk (CaO) oder Kalkstein (CaCO₃) eingesetzt wird, hängt in der Regel von den örtlichen Gegebenheiten ab. Die Herstellung von CaO ist energieintensiv. Damit liegt der Preis der Waschflüssigkeit im Fall des natürlichen Kalksteins ungleich günstiger als beim gebrannten Kalk. Dem stehen eine geringere Löslichkeit und Reaktionsfähigkeit, ein erhöhter Verschleiß durch die größere Härte und ein höherer spezifischer Verbrauch beim Kalkstein gegenüber. Diese Fakten muss der Betreiber der REA-Anlage genau gegeneinander abwägen. Vom ökologischen Standpunkt sollte der Kalkstein gegenüber dem energieintensiven Branntkalk bevorzugt werden. Mit Blick auf die Qualität und die Verwendungsmöglichkeiten des anfallenden Gipses (s.u.) ist dem reineren Kalk gegenüber dem mehr oder weniger verunreinigten Kalkstein der Vorzug zu geben. Durch Einsprühen einer Kalk- bzw. Kalksteinsuspension in den Abgasstrom wird das Schwefeldioxid wirkungsvoll gebunden (Sprühabsorption).



Das primär entstehende Calciumsulfid CaSO_3 (2-21, 2-22) fällt als Sulfitschlamm im Kalkwaschturm an. Durch Einblasen von Luft (O_2) in die Suspension läuft unter ständigem Umrühren die Oxidation zum Sulfat ab (2-23). Nach dem Zentrifugieren und dem anschließenden Wasch- und Filtrierprozess werden die Gipskristalle als feuchtes, feinteiliges Produkt mit ca. 10% Feuchte erhalten (**REA-Gips**). Eine weitgehend mechanische Entwässerung erspart Energie beim Brennen des Gipses und natürlich Transportkosten. Es werden Schwefelabscheidungsgrade von über 95% erreicht.

Tabelle 2.4 Zusammensetzung von Naturgips und REA-Gips [Bundesverband für Kraftwerksnebenprodukte e.V. (BKV), 2003]

Komponente (%)	Naturgips	REA-Gips
Gipsgehalt ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)	81,2	96,7
MgO gesamt	0,06	0,03
Na_2O wasserlöslich	0,034	0,032
K_2O wasserlöslich	0,006	0,007
Fe_2O_3 gesamt	0,19	0,12
HCl- unlösl. Bestandteile	0,20	0,35
SO_2	0,02	0,03
Fluorid	0,001	0,002
Chlorid wasserlöslich	0,0072	0,0073
pH-Wert	7,4	7,2

Nach Jahren intensiver wissenschaftlich-technischer Forschungsarbeit wurde inzwischen der Nachweis erbracht, dass die Unterschiede zwischen Natur- und REA-Gips im Hinblick auf die chemische Zusammensetzung, auf den Gehalt an Spurenelementen und organischen Verbindungen sowie auf die radioaktive Belastung unerheblich sind - und zwar sowohl von Steinkohle- als auch von Braunkohle-REA-Gips (Tab. 2.4). REA-Gipse sind hochwertige Sekundärrohstoffe, sie liegen mehlfein oder briktiert vor.

Im Jahr 2010 lag die Produktion an REA-Gips in Deutschland bei 6,3 Mio. t, davon stammen ca. 1,5 Mio. t aus Steinkohlekraftwerken und ca. 4,8 Mio. t aus Braunkohlekraftwerken (Quelle: VGB Powertech e.V.). Der überwiegende Teil des REA-Gipses (76%) stammt demnach aus Braunkohlekraftwerken. Die Inlandnachfrage lag 2010 bei etwa 4,7 Mio. t REA-Gips. Davon werden 79,2% vom Baugewerbe verarbeitet, z.B. für die Produktion von Gipsplatten, Baugipsen (Putzgips), Gips-Wandplatten, Spezialgipsen, Fließestrich und als Sulfatträger für die Zementindustrie. Etwa 16 % des REA-Gipses werden exportiert.

Mit dem Umbau der Energieerzeugung wird die Stromerzeugung in Stein- und Braunkohlekraftwerken langfristig zurückgehen, was naturgemäß einen stark negativen Einfluss auf die verfügbare Menge an REA-Gips hat. Um das verringerte Aufkommen auszugleichen, werden die Exporte zurückgefahren und perspektivisch wieder mehr Naturgips gefördert werden müssen.

Bauchemie für das Bachelor-Studium

Modern – Kompetent – Kompakt

Benedix, R.

2017, X, 300 S. 86 Abb., Softcover

ISBN: 978-3-658-18495-7