

Zur Herstellung künstlicher Mineralwässer darf, soweit nicht destilliertes Wasser verwendet wird, in Orten mit öffentlichen Wasserleitungen nur Leitungswasser, in anderen Orten nur reines Trinkwasser, d. h. Wasser aus Quellen oder Brunnen, benutzt werden, das sich bei der chemischen und bakteriologischen Untersuchung als reines, tadelloses Trinkwasser erweist. Die zur Verwendung kommenden Wässer (mit Ausnahme der aus öffentlichen Leitungen stammenden) sind jährlich einer chemischen, event. auch bakteriologischen Untersuchung zu unterstellen.

C. Leone¹ sowie J. Sohnke² haben nachgewiesen, daß die Zahl der Bakterien in mit Kohlensäure gesättigtem Wasser allmählich abnimmt.

Die zur Benutzung kommenden Salze müssen den Anforderungen des Arzneibuches entsprechen.

Die Herstellung der künstlichen Mineralwässer darf nur in sauberen Räumlichkeiten und nur unter Benutzung sauberer, gut verzinnter Apparate, Gefäße, Leitungen etc. geschehen.

Vergl. G. Popp, Ztschr. öff. Chem. 1900. 6, 124. 419. — E. Evers, Pharm.-Ztg. 1900. 45, 376. — Balneolog. Ztg. 1900. 11, 87. — Beschlüsse des Verb. selbständiger öff. Chem. Deutschlands. Ztschr. öff. Chem. 1901. 7, 443.

Die Luft.

Literatur: von Fodor, Hygienische Untersuchungen über Luft, Boden und Wasser. Braunschweig 1881. — Fr. Renk, Die Luft; Handb. d. Hyg. u. Gewerbekrankh. von M. von Pettenkofer und H. von Ziemssen. I. T. 2. Abt. 2. Heft. Leipzig 1886. — Artikel „Luft“ in Flügges Hygienische Untersuchungsmethoden, König, Chem. d. menschl. Nahr.- und Genußm., Uffelman, Handb. der Hygiene; in den Lehrbüchern der Hygiene von M. Rubner, G. Weyl, W. Praussnitz etc.; in G. Lunge, Chemisch-technische Untersuchungsmethoden, Bd. I. — K. B. Lehmann, Methoden der praktischen Hygiene.

Bestandteile der Luft.

Unsere Erde ist bis zu einer Höhe von ca. 10 geogr. Meilen mit einer gasförmigen, unsichtbaren Hülle, der atmosphärischen Luft, umgeben. Dieselbe besteht im wesentlichen aus einer fast gleichmäßigen Mischung (nicht chemischen Verbindung) von Sauerstoff und Stickstoff³; dazu treten wechselnde Mengen von Kohlensäure und Argon⁴ (sowie sehr geringe Mengen anderer seltener Gase wie: Helium, Neon, Krypton und Xenon), außerdem Wasserdampf, geringe Mengen von Ammoniak, salpetriger Säure und Salpetersäure, meist auch Ozon und Wasserstoff-superoxyd.

¹ Arch. f. Hyg. 1886, 168. — ² Ztschr. für Mineralwasserfabr. 1876, 273. — ³ Der Sauerstoff wurde 1774 von Priestley, der Stickstoff 1775 von Lavoisier entdeckt; letzterer erkannte auch zuerst, daß die atmosphärische Luft aus einer Mischung dieser beiden Gase bestehe. — ⁴ Vergl. die Literatur in den Vereinb. für das Deutsche Reich III, 109.

Die Menge des in der Luft vorhandenen Stickstoffes beträgt rund 79 Volumprozent, diejenige des Sauerstoffes rund 21 Volumprozent. Das Mengenverhältnis dieser beiden Gase in der Luft schwankt innerhalb sehr enger Grenzen. Nach von Jolly¹, welcher die Luft in München mehrere Monate hindurch mittels eines Kupfereudiometers sowohl, als mittels der Wägemethode untersuchte, betrug die größte Differenz im Sauerstoffgehalte derselben 0.48 Vol.-Proz. (20.53—21.01); andere Forscher hatten noch geringere Differenzen zu verzeichnen. Regnault² fand bei 120 Untersuchungen, welche an verschiedenen Punkten der Erde (Lyon, Madrid, Berlin, Toulon, Genf, Guallamba, auf der Südsee, in den Polarmeeren, auf dem Gipfel des Pichincha) angestellt wurden, 20.85—21.00 Volumprozent Sauerstoff, im Mittel aller Versuche 20.96 Volumprozent.

Dieselben Mengen (20.86—21.00%) fand Hempel³ in 203 Versuchen, die in Tromsø, Para, Dresden, Bonn und Cleveland ausgeführt wurden.

Wie der Gehalt der Luft an Sauerstoff, ist auch der Gehalt derselben an Stickstoff ein nahezu konstanter und liegt zwischen 79.0 und 79.5 Volumprozent.

Der Grund für diese Konstanz liegt hauptsächlich in der Wechselbeziehung zwischen Tier und Pflanze. Das Tier nimmt Sauerstoff auf und atmet Kohlensäure aus, die Pflanze atmet Kohlensäure ein, zerlegt sie in Kohlenstoff und Sauerstoff und gibt letztere wieder an die Atmosphäre ab.

Der Gehalt der Luft an Kohlensäure (im Freien) beträgt nach Untersuchungen von J. Reiset⁴, A. Müntz und E. Aubin⁵, Spring und Roland⁶, A. Petermann und J. Graffiau⁷ im Mittel 0.0294 Volumprozent, nach A. Lévy und P. Miquel⁸, deren Beobachtungen sich über 12 Jahre erstrecken, 0.0293 Volumprozent. Derselbe ist im freien Felde niedriger als in Städten, nach anhaltendem Regen niedriger als bei heiterem Himmel, an der Küste niedriger als im Binnenlande. Erhöht wird der Kohlensäuregehalt durch dichte, langsam eintretende Niederschläge (Nebel, Schnee), infolge geringerer Luftströmung und behinderter Diffusion in die oberen Luftschichten.

Die Menge des in der Luft enthaltenen Argons wird im Mittel zu 0.63 Volumprozent angegeben.⁹

Der Wassergehalt der atmosphärischen Luft wechselt nach Temperatur und Jahreszeit, nach Witterung und Örtlichkeit außerordentlich und beträgt zwischen 0 und 30 g pro 1 Kubikmeter Luft. Kalte

¹ Abhandl. d. königl. bayr. Akadem. d. Wissenschaft. II. Kl. XIII. Bd., 1878.
² Siehe Renk l. c. 7. — ³ Biedermanns Ctrbl. 17, 2. — ⁴ Compt. rend 1879. 88, 1007. — ⁵ Compt. rend. 1881. 92, 247 u. 1229. — ⁶ Biedermanns Ctrbl. 1886. 15, 290. — ⁷ Biedermanns Ctrbl. 1892. 21, 793. — ⁸ Annuaire de l'Observatoire Municipal de Montsouris pour l'an 1891. — ⁹ Erdmann, Lehrb. d. anorg. Chem. 1900, 220.

Luft enthält weniger Wasserdampf als warme Luft. Jedem Temperaturgrad entspricht eine gewisse Wassermenge, welche die Luft aufnehmen kann; enthält letztere das Maximum an Wasserdampf, so nennt man sie „mit Wasserdampf gesättigt“; diejenige Temperatur, bei welcher dies eintritt, wird als „Taupunkt“ bezeichnet; jede nun eintretende Abkühlung dieser mit Wasser gesättigten Luft hat eine Kondensierung des Wasserdampfes, eine „Taubildung“, zur Folge. Ein Kubikmeter Luft kann folgende Mengen Wasserdampf aufnehmen:

bei -20°C.	$= 1.064\text{ g}$	bei $+5^{\circ}\text{C.}$	$= 6.791\text{ g}$
„ -15 „	$= 1.571\text{ „}$	„ $+10\text{ „}$	$= 9.372\text{ „}$
„ -10 „	$= 2.300\text{ „}$	„ $+15\text{ „}$	$= 12.763\text{ „}$
„ -5 „	$= 3.860\text{ „}$	„ $+20\text{ „}$	$= 17.164\text{ „}$
„ $\pm 0\text{ „}$	$= 4.874\text{ „}$	„ $+25\text{ „}$	$= 22.867\text{ „}$
		„ $+30\text{ „}$	$= 30.139\text{ „}$

Für gewöhnlich besitzt die Luft jedoch nicht diesen höchstmöglichen Feuchtigkeitsgrad; eine Sättigung mit Wasserdampf tritt nur selten und stets nur auf kurze Zeit ein. Diejenige Feuchtigkeitsmenge, welche die Luft zu einer bestimmten Zeit enthält, ausgedrückt in Gramm Wasser pro 1 cbm Luft, nennt man die „absolute Feuchtigkeit“; das Verhältnis dieser zu der höchstmöglichen, in Prozenten ausgedrückt, die „relative Feuchtigkeit“. Hygienisch wichtiger¹ ist das „Sättigungsdefizit“, d. i. die Differenz zwischen absoluter Feuchtigkeit und vollkommener Sättigung der Luft für eine bestimmte Temperatur. Enthält die Luft z. B. bei $+15^{\circ}\text{C.}$ nicht 12.76 g Wasser pro 1 cbm, sondern nur 8.65 g, so ist die absolute Feuchtigkeit $= 8.65\text{ g}$, die relative Feuchtigkeit $= 8.65 : 12.76$ oder $67.79 : 100$, d. h. die Luft enthält 67.79% des höchstmöglichen Wassergehaltes; das Sättigungsdefizit beträgt $12.76 - 8.65 = 4.11$.

Die absolute Feuchtigkeit der Luft steigt im Binnenlande von Sonnenaufgang bis Mittag, fällt dann bis Abend, steigt nun wieder bis zur Nacht, um dann zum zweiten Male zu sinken. Am Meere nimmt der Feuchtigkeitsgehalt am Tage mit steigender Temperatur zu, mit fallender ab. Südwestwinde bringen die größte, östliche Winde die geringste absolute Feuchtigkeit mit sich.

Die relative Feuchtigkeit ist meist bei Sonnenaufgang am höchsten, um Mittag am geringsten, ist im Winter größer als im Sommer, bei Süd- und Westwinden größer als bei Nord- und Ostwind, in der Ebene größer als auf hohen Bergen, im Walde größer als im Freien.

Das Sättigungsdefizit steigt mit der Temperatur, ist daher morgens am geringsten, um Mittag am größten.

Das in der Atmosphäre enthaltene Ammoniak stammt von der auf der Erdoberfläche vor sich gehenden Zersetzung stickstoffhaltiger

¹ Ein Kubikmeter Luft von 60% relativer Feuchtigkeit besitzt ein größeres Sättigungsdefizit, ein größeres Wasseraufnahmevermögen bei $+20^{\circ}$ als bei $+10^{\circ}\text{C.}$

organischer Substanzen; es verbindet sich in der Luft mit Kohlensäure, salpetriger Säure und Salpetersäure zu kohlen saurem, salpetrigsaurem und salpetersaurem Ammon.

A. Levy¹ fand in Montsouris in den Jahren 1881—1890 zwischen 0.018 und 0.023 mg, Fodor² in Budapest in den Jahren 1878 und 1879 zwischen 0.0251 und 0.0558 mg Ammoniak in 1 cbm Luft.

Salpetersäure und salpetrige Säure sind (an Ammoniak gebunden) in geringen Mengen stets in der Luft nachweisbar; auch diese Stoffe sind wesentlich Zersetzungs- bzw. Oxydationsprodukte organischer Stoffe; geringe Mengen derselben werden unter dem Einflusse elektrischer Entladungen gebildet. Zuverlässige quantitative Bestimmungen liegen, wie es scheint, nicht vor.

Ozon, O₃, eine besondere Modifikation des Sauerstoffes, 1840 von Schönbein entdeckt, wird in der Luft durch elektrische Entladungen gebildet. Die Behauptung von Scoutetten³, Bellucci⁴, Gorup-Besanez⁵ u. a., daß an Orten, wo eine stärkere Wasserverdunstung stattfindet (Küste, feuchte Wiesen, Gradierwerke), auch eine größere Menge Ozon entstehe, weist Em. Schöne⁶ als irrig zurück und erklärt die von diesen Forschern beobachtete stärkere Ozonreaktion mit Jodkalipapier — die Brauchbarkeit dieser Reaktion überhaupt vorausgesetzt — damit, daß die Intensität der Färbung des Jodkalipapiers mit der relativen Feuchtigkeit der Luft wächst. Völlig trocknes Ozon wirkt auf Jodkalium gar nicht ein; ein geringerer Ozongehalt bei großer relativer Feuchtigkeit ruft eine tiefere Färbung hervor, als ein höherer Ozongehalt bei größerer Trockenheit.

Ozon wird ferner bei allen Verbrennungsprozessen, bei langsamer Oxydation von Alkohol, Äther, Terpentinöl, Schwefelwasserstoff, schwefliger Säure etc. gebildet (Schönbein). Endlich entsteht Ozon wahrscheinlich auch durch die Tätigkeit der Pflanzen unter der Einwirkung des Sonnenlichtes.

Das dritte O-Atom des Ozonmoleküls ist nur locker gebunden und verbindet sich daher gern mit leicht oxydablen Körpern. Ammoniak geht durch Einwirkung von Ozon in salpetrige Säure über, auch Staub wirkt zerstörend auf Ozon ein (Palmieri⁷, Wolffhügel⁸); daher ist die Wohnungsluft ozonfrei.

Die zahlreichen Angaben über das Vorkommen und die Menge des Ozons in der atmosphärischen Luft sind bedeutungslos, da die angewandte Methode keineswegs einwandfrei ist. Ein Stückchen Filtrierpapier, das mit Jodkalistärkekleister befeuchtet und dann getrocknet ist, färbt sich in ozonhaltiger Luft braun bzw. angefeuchtet blau, indem das Ozon aus Jodkali Jod frei macht, welches die bekannte Verbindung mit Stärke

¹ Annuaire de l'Observatoire de Montsouris. 1891. — ² Fodor, Hygien. Untersuchungen etc. 75. — ³ C. r. 42, 941 u. 43, 216. — ⁴ Berl. Ber. 1875. 8, 905 u. 1876. 9, 581. — ⁵ Ann. Chem. Pharm. 161, 232. — ⁶ Berl. Ber. 1880. 13, 1510. — ⁷ C. r. 1872, 1266. — ⁸ Ztschr. f. Biologie 11, 408.

eingeht. Allein, abgesehen von einer möglichen Verflüchtigung des freigesetzten Jodes, enthält die Luft Bestandteile, welche ebenfalls Jodkali zersetzen und das Ozonpapier färben (Wasserstoffsuperoxyd, salpetrige Säure, direktes Sonnenlicht etc.); andererseits wird die durch Ozon bewirkte Blaufärbung durch verschiedene Substanzen (schweflige Säure, Schwefelwasserstoff, organische Substanzen etc.) wieder zerstört.

E. Schöne¹ hat die Gegenwart von Ozon in der Luft überhaupt in Frage gestellt. Einmal besitzen wir keine chemische Reaktion, welche die Anwesenheit desselben in der Luft beweisen kann; die einzig sichere weder dem Wasserstoffsuperoxyd noch den Stickoxyden zukommende Reaktion, die Bildung von Silbersuperoxyd auf reinem Silberblech, wurde nie erhalten (Fremy², E. Schöne³, Weltzien⁴). Schöne hat ferner den Gehalt der Luft an Wasserstoffsuperoxyd quantitativ bestimmt und gleichzeitig den Ozongehalt mittels Thalliumoxydulpapier ermittelt. (Auf letzteres wirken salpetrige Säure und Chlor nicht ein, wohl Schwefelwasserstoff und Wasserstoffsuperoxyd. Die Färbung des Thalliumoxydulpapieres durch Ozon oder Wasserstoffsuperoxyd⁶ ist unabhängig vom Feuchtigkeitsgehalte der Luft.) Die Versuchsreihen stimmen so überein, daß es nicht nötig ist, außer dem Wasserstoffsuperoxyd noch ein anderes oxydierendes Agens (Ozon) in der Luft anzunehmen.

L. Jlosvay de N. Jlosva⁶ bezweifelt das Vorkommen von Ozon sowohl, wie Wasserstoffsuperoxyd in der Luft, weil durch Schwefelsäure und 40 proz. Natronlauge gewaschene Luft keinerlei Reaktion auf die beiden Stoffe zeigte, im Gegensatze zu ozonisierter Luft.

E. Schöne⁷ hat die Behauptungen Jlosvays bezüglich des Wasserstoffsuperoxyds widerlegt; er hält seine Ansicht aufrecht, daß Wasserstoffsuperoxyd ein normaler Bestandteil der Luft sei.

W. N. Hartley⁸, welcher die Absorption der Sonnenstrahlen in der Atmosphäre studierte, ist dagegen der Ansicht, daß das Ozon ein konstanter Bestandteil der höheren Atmosphäre und dort in größerer Menge vorhanden ist als an der Erdoberfläche; nach ihm ist die blaue Farbe der Atmosphäre dem Ozon zuzuschreiben.

Wasserstoffsuperoxyd, H_2O_2 , 1818 von Thénard entdeckt, ist ein konstanter Bestandteil der Luft. Wie Ozon gibt auch Wasserstoffsuperoxyd sein lockergebundenes O-Atom leicht ab, in Wasser und freien Sauerstoff zerfallend; allein auch die H-Atome sind nur lose gebunden, weshalb das Wasserstoffsuperoxyd auch gewisse reduzierende Wirkungen äußern kann.

¹ Berl. Ber. 1880. 13, 1503. — ² C. r. 61, 939. — ³ l. c. — ⁴ Jahresb. (Vieweg & Sohn) 1866, 261. — ⁵ Vergl. Schönbein. Journ. f. prakt. Chem. 1864. 93, 38; und E. Schöne, Ann. d. Chem. 1879, 196, 58. — ⁶ Bull. de la Soc. chim. de Paris 1889. Ser. 3. t. 2, 360; Berl. Ber. 1894. 27, 920. — ⁷ Berl. Ber. 1893. 26, 3011; Ztschr. analyt. Chem. 1894. 33, 137; Berl. Ber. 1894. 27, 1233. — ⁸ Journ. chem. soc. 220, 111; Berl. Ber. 1884. 14, 1390.

Nach Em. Schöne¹ spielt bei der Entstehung des atmosphärischen Wasserstoffsuperoxyds das Sonnenlicht eine hervorragende Rolle. Derselbe hat den Gehalt der atmosphärischen Niederschläge an Wasserstoffsuperoxyd in zuverlässiger Weise bestimmt und folgende Resultate erzielt: Unter 130 Proben Regenwasser fanden sich nur vier, in denen es nicht gelang, Wasserstoffsuperoxyd nachzuweisen, ohne Zweifel aber deshalb, weil die Prüfung erst nach mehr als 12 Stunden angestellt wurde; unter 29 Schneeproben waren es 12, in denen keine sichere Reaktion erhalten wurde; die gefundene Wasserstoffsuperoxydmenge betrug 0.04—1.0 mg in 1 Liter. Der Gehalt des Regens an Wasserstoffsuperoxyd ist um so geringer, je kleiner die Tropfen sind, in denen er fällt. Nach längerer trockener Witterung ist der zuerst fallende Regen ärmer an H_2O_2 , wie der nachfolgende (Zersetzung durch Staub). Natürlicher Tau und Reif enthielten kein H_2O_2 . Bei Südwest-, West- und Nordwestwind sind die Niederschläge reicher an H_2O_2 , als bei anderen Windrichtungen. So fand E. Schöne bei NO-Wind in 1 Liter Regen 0.008 mg, bei O-Wind 0.038, bei SW-Wind 0.284, bei W-Wind 0.244 und bei NW-Wind 0.221 mg Wasserstoffsuperoxyd. In den Monaten Juli, Juni, dann Mai und August zeigte die Luft den höchsten Gehalt an Wasserstoffsuperoxyd, in den anderen Monaten den geringsten.

Verunreinigungen der Luft.

1. Staub und Keime. Der Luftstaub ist je nach der Größe seiner Bestandteile mehr oder weniger leicht wahrnehmbar. Der mit bloßem Auge sichtbare Staub wird durch den Wind, durch Kehrbesen etc. aufgewirbelt und fällt bei ruhiger Luft rasch wieder zu Boden. Einen großen Teil des Luftstaubes sieht man nur dann, wenn derselbe in einem dunklen Zimmer von einem Sonnenstrahle beleuchtet wird; es sind dies die sog. Sonnenstäubchen, welche sehr leicht sind und sich meistens nicht zu Boden setzen.

Die Bestandteile des Luftstaubes sind anorganischer wie organischer Natur; zu den anorganischen gehören feiner Sand, Ton, Kalkerde, Kochsalz (an der Küste), Asche, Steinkohlenpartikelchen etc., zu den organischen Ruß, Stärkekörnchen, Pollenkörner, Pflanzenfasern (Blatthaare, Holzzellen, Baumwollfasern), Tierhaare (Wolle) etc.

Fodor² untersuchte die Luft im Freien während eines ganzen Jahres, 5 m über dem Erdboden; er fand folgende Mengen Staub in 1 cbm Luft: im Frühling 0.35, im Sommer 0.55, im Herbst 0.43, im Winter 0.24 mg. Wie zu erwarten, ist die Luft in den feuchteren Wintermonaten staubfreier als in den trockneren Sommermonaten.

¹ Berl. Ber. 1874. 7, 1693; 1878. 11, 482. 561. 874. 1028; 1893. 26, 3011.
— Vergl. auch S. Kern, Chem. News 1878. 37, 35, sowie A. Bach, Berl. Ber. 1894. 27, 341. — ² Fodor, Hyg. Unters. üb. Luft, Boden u. Wasser. 1881. 94.

In Wohn- und Fabrikgebäuden ist der Staubgehalt natürlich ein viel größerer; die Luft in Fabrikräumen enthält manchmal gesundheits-schädliche Bestandteile (arsenige Säure, Bleioxyd etc.); auch in der Luft von Wohnräumen können giftige Bestandteile (Tapetenstaub, Schweinfurtergrün) vorhanden sein. Hesse¹ fand in einer Wohn- und Kinderstube 1.6 mg, im Hadernsaal einer Papierfabrik 3.77—24.9 mg, in einer Filzschuhfabrik 106.0—175.0 mg Staub pro 1 cbm Luft; C. Arens² im Laboratorium (dem Wohnzimmer vergleichbar) 1.4 mg, in einer Roßhaarspinnerei 10.0, einer Mahlmühle 22.0—28.0, einer Zementfabrik (während der Arbeit) 224.0 mg Staub pro 1 cbm Luft.

Besondere Beachtung verdienen die in der Luft schwebenden unsichtbaren Bestandteile, die Luftkeime, die Sproß- und Spaltpilze, unter denen sich unter Umständen auch pathogene Arten vorfinden können. Die Anzahl der Keime in der Außenluft wechselt sehr nach Witterung, Jahreszeit und Örtlichkeit. Petri³ fand in der Luft des Hofes beim hygienischen Institute in Berlin 0—1071 Bakterien nebst 215—810 Schimmelpilzen, über dem Dache des Instituts 330—510 Bakterien nebst 1190—1240 Schimmelpilzen, Uffelmann⁴ am Ostseestrande bei Warnemünde im Sommer 1887 zwischen 50—300 Keime pro 1 cbm Luft. Die Seeluft, 100 km von der Küste, ist völlig keimfrei, ebenso die Luft über sehr hohen Bergen. Nach starkem Regen nimmt die Zahl der Spaltpilze ab, die der Schimmelpilze zu; im Sommer enthält die Luft mehr Keime als im Winter.

Der Keimgehalt der Luft in Wohnungen schwankt außerordentlich, je nach Lüftung, nach Heizung, nach Kehren etc. Uffelmann fand in seiner Wohnung zwischen 2600 und 12 500, Petri in den Räumen des hygienischen Institutes in Berlin bis 900 Bakterien in 1 cbm Luft.

2. Gasförmige Verunreinigungen der Luft. Hierher gehören einerseits solche Gase, welche sonst in der reinen Luft nicht vorkommen, andererseits aber auch die in abnormaler Menge in der Luft auftretenden konstanten Bestandteile. So kann die Außenluft größere Mengen Kohlensäure, Ammoniak, Schwefelwasserstoff, Kohlenwasserstoffe aus Dungstätten und Abortgruben aufnehmen; schweflige Säure, Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure, Fluorwasserstoffsäure, Arsenwasserstoffgas aus Fabrikanlagen; unangenehm riechende Gase aus Poudrettefabriken, Abdeckereien, schlecht gehaltenen Schlachthäusern, Leimfabriken etc. Der Wohnungsluft werden größere Mengen Kohlensäure durch die Ausatmungsluft, durch Garkeller zugeführt, Kohlensäure, Kohlenoxyd, Kohlenwasserstoffe durch Heizung und Beleuchtung etc.

Die Untersuchung der Luft.

Die Untersuchung der Luft beschränkt sich meistens auf den Nachweis und die event. quantitative Bestimmung von abnormalen Bei-

¹ Dingl. Journ. 1881. 240, 52. — ² Arch. f. Hyg. 1894. — ³ Ztschr. f. Hyg. 1887. — ⁴ Arch. f. Hyg. 1888, 300.

mengungen oder von abnormen Mengen der der Luft eigentümlichen Bestandteile.

1. **Sauerstoff und Stickstoff.** Diese Gase werden nur selten und dann nach gasanalytischen Methoden bestimmt; bezüglich der Ausführung verweise ich auf die Spezialwerke.¹

2. **Wasserdampf.** Die Bestimmung der Luftfeuchtigkeit geschieht mittels meteorologischer Instrumente (Psychrometer von August, Hygroskop von Daniell, Haarhygrometer von Saussure, Klinkerfues oder Kopp).

3. **Kohlensäure.** Verfahren nach von Pettenkofer. Einem gemessenen Luftquantum (5—6 Liter) wird eine gewisse Menge (100 ccm) titriertes Barytwasser zugesetzt; dieses absorbiert die Kohlensäure, und der Überschuß an Barytwasser wird mit titrierter Oxalsäure zurückgemessen. An Lösungen sind erforderlich:

a) eine Oxalsäurelösung, von der 1 ccm = 1 mg CO_2 entspricht. 1 Mol. Oxalsäure ist äquivalent 1 Mol. Kohlensäure², oder 126 Gewichtsteile Oxalsäure entsprechen 44 Gewichtsteilen Kohlensäure; damit nun 1 ccm Oxalsäure 1 ccm Kohlensäure entspreche, sind 2.8636 g Oxalsäure ($126:44 = x:1$) zu 1 Liter zu lösen.³

b) Barytwasser, von dem 1 ccm = 1 ccm der Oxalsäurelösung. Zur Herstellung derselben sind ca. 7.0 g alkalifreies Barythydrat + 0.2 g Chlorbaryum zu 1 Liter zu lösen.⁴

c) Eine alkoholische Lösung von Phenolphthalein (1:30) oder Rosolsäure (Korallin) (1 g in 500 g 80 volumprozentigen Alkohols); die saure Lösung wird mit Barythydrat genau neutralisiert.

Ausführung. Eine reine, völlig trockene Flasche von 5—6 Liter Inhalt wird leer gewogen, dann mit destilliertem Wasser von 15° C. gefüllt und wieder gewogen. Die Differenz der Gewichte gibt den Inhalt der Flasche in Gramm oder Kubikzentimetern an.

Die mit einem durchbohrten Gummistopfen (in dessen Öffnung ein Glasrohr mit Gummischlauch und Glasstopfen sich befindet) verschlossene

¹ R. Bunsen, Gasometrische Methoden. Braunschweig 1877. — W. Hempel, Neue Methode zur Analyse der Gase. Braunschweig 1880. — Cl. Winkler, Lehrb. der techn. Gasanalyse. Leipzig. — ² $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 = \text{BaC}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. — ³ Von einigen Analytikern wird eine Oxalsäure verwendet, von der 1 ccm = 0.25 ccm CO_2 anzeigt; in diesem Falle sind (da 126 Gew.-T. Oxalsäure = 44 CO_2 , da ferner 1 mg $\text{CO}_2 = 0.5084$ ccm CO_2 bei 0° und 760 mm Druck, also 44 mg = 22.3696 ccm) nach der Gleichung: $22.3696:126 = 0.25:x$; 1.405 mg pro 1 ccm oder 1.405 g Oxalsäure pro 1 Liter zu lösen. — Das Barytwasser ist selbstverständlich ebenfalls entsprechend zu verdünnen. — ⁴ Die Barythydratlösung ist vor Kohlensäure geschützt aufzubewahren (Vorlage von kalihydrathaltigem Bimsstein). — Wird Barytwasser, das kohlen-sauren Baryt und Alkali (KOH oder NaOH) enthält, mit Oxalsäure titriert, so bildet sich zuerst oxalsaures Alkali, das sich sofort mit kohlen-saurem Baryt in oxalsauren Baryt und kohlen-saures Alkali umwandelt. Durch den Zusatz von neutral reagierendem Chlorbaryum wird etwa vorhandenes Alkali in Chlorid umgewandelt.

trockene Flasche wird an den Ort gebracht, wo die Kohlensäure bestimmt werden soll; daselbst wird mittels eines Blasebalgs, dessen Ausströmungsöffnung ein bis auf den Boden der Flasche reichendes Glasrohr besitzt, mit etwa 100 Stößen Luft in die Flasche geblasen. (Bei dem Einblasen der Luft ist die Atmungsluft möglichst fern zu halten.) Nun gibt man mittels einer Vollpipette 100 ccm obiger Barythydratlösung in die Flasche, verschließt dieselbe und schüttelt langsam um, ohne den Verschuß zu benetzen. Gleichzeitig liest man die Temperatur und den Barometerstand ab. Nach etwa 30 Minuten ist sämtliche Kohlensäure absorbiert; man gießt die trübe Flüssigkeit durch das nun geöffnete Glasrohr des Gummistopfens in einen 100 ccm-Glaszylinder und läßt 4—5 Stunden absitzen. Inzwischen ermittelt man den Titer der Barytlösung (Titrieren von 25 ccm Barytlösung + Phenolphthalein mit Oxalsäure bis zur Entfärbung). Hat sich die Barytlösung in dem Zylinder völlig geklärt, so entnimmt man dieser ebenfalls 25 ccm und titriert in gleicher Weise. Der Minderverbrauch an Oxalsäure bei der 2. Titration ist auf Kohlensäure umzurechnen.¹

Beispiel. Die Flasche faßte 5726 ccm; die Temperatur der Luft beim Einfüllen war 18°, der Barometerstand 726 mm. Durch Zusatz von 100 ccm Barytwasser wurde das Luftvolum auf 5626 ccm verringert.

25 ccm ursprüngliches Barytwasser erforderten	
25 ccm Oxalsäurelösung;	100 ccm = 100 ccm
25 ccm des mit Luft geschüttelten Barytwassers	
23.5 ccm Oxalsäurelösung;	100 ccm = 94 ccm
	Differenz = 6 ccm.

Die weniger verbrauchten 6 ccm Oxalsäure sind also durch Kohlensäure ersetzt, und da 1 ccm der Oxalsäurelösung = 1 mg CO₂, so waren in 5626 ccm Luft 6 mg CO₂ vorhanden.

Dieses in Gewichtsteilen CO₂ pro Volum Luft ausgedrückte Resultat ist noch umzurechnen in Volumprocente; da aber Gasvolumina nur bei derselben Temperatur und demselben Druck vergleichbar sind, wird sowohl das Luftvolum wie die Kohlensäure auf eine gemeinsame Basis (0° und 760 mm) reduziert.

Reduktion der CO₂: 1000 ccm CO₂ wiegen bei 0° und 760 mm Druck = 1.965 g; 1 g CO₂ entspricht also 508.8, 1 mg = 0.5088 ccm CO₂ bei 0° und 760 mm. Die in 5626 ccm Luft enthaltenen 6 mg CO₂ entsprechen also $6 \times 0.5088 = 3.05$ ccm CO₂ bei 0° und 760 mm Druck.

Die Reduktion des angewandten Luftquantums geschieht nach der Formel:

$$V^0 = \frac{V \times B}{(1 + 0.003665 \times t) 760};$$

worin:

V^0 = Volum Luft bei 0° und 760 mm,

V = Volum der untersuchten Luft (5626 ccm),

¹ Durch den 100 ccm-Zylinder, die Pipette und den Titrierkolben saugt man eine Zeitlang mittels der Wasserluftpumpe unter Vorlage einer Natronkalkröhre kohlensäurefreie Luft.

t = Temperatur der Luft bei der Füllung (18°),
 0.003665 = Ausdehnungskoeffizient der Gase.

Also

$$V^0 = \frac{5626 \cdot 726}{(1 + 0.003665 \cdot 18) 760} = 5042.5 \text{ ccm}$$

oder das bei 726 mm Druck und 18° C. gemessene Luftvolum mißt bei 0° und 760 mm = 5042.5 ccm und enthält 3.05 ccm CO_2 , d. h. 0.0604 Volumprocente.

Will man den mittleren Kohlensäuregehalt einer Luft während eines längeren Zeitraumes kennen lernen, so bedient man sich zweckmäßig der sog. von Pettenkofer'schen Röhren, in denen die durchgesaugte Luft ein bestimmtes Volumen titrierter Barytlauge durchstreicht. Stets werden zwei Röhren hintereinander eingeschaltet. Die durchgesaugte Luftmenge bestimmt man durch Messen des Aspiratorwassers. Mit der Endlauge wird wie oben verfahren.

Außer dieser exakten Methode von Pettenkofer sind noch eine Reihe anderer Methoden vorgeschlagen, die aber auf wissenschaftliche Genauigkeit keinen Anspruch machen können. Nachstehende metrische Methode von G. Lunge und A. Zeckendorf¹ scheint für die Praxis (Prüfung der Luft in Schulzimmern, Fabriken etc.) hinreichend genaue Resultate zu liefern.

Zur Ausführung benötigt man einer Flasche, welche mit einem doppelt durchbohrten Gummistopfen versehen ist; in der einen Öffnung des Stopfens befindet sich ein kurz unterhalb des Stopfens abgeschnittenes Glasrohr, in der anderen ein bis auf den Boden der Flasche gehendes Glasrohr, das mit einem, mit Rückschlagventil versehenen Kautschukballon von 70 ccm Inhalt verbunden ist.

Durch mehrmaliges Zusammenpressen des Ballons wird zunächst die zu untersuchende Luft in die leere Flasche gedrückt; dann gießt man 10 ccm $\frac{1}{500}$ Norm.-Sodalösung² in die Flasche, preßt nun den 1. Balloninhalt langsam durch die Flüssigkeit, schüttelt eine Minute lang, indem man gleichzeitig den Schlauch zusammendrückt, läßt den Ballon sich mit neuer Luft füllen und wiederholt das Durchblasen und Schütteln, bis die rotviolette Farbe der Flüssigkeit verschwunden ist. Die Tabelle auf S. 634 gibt den, den Ballonfüllungen entsprechenden Gehalt der Luft an Kohlensäure in 100 000 Teilen an.

4. **Kohlenoxyd.** a) In eine 5—10 Liter haltende Flasche werden 50 ccm stark verdünntes frisches Blut gegeben³ und mittels Blasebalg

¹ Ztschr. angew. Chem. 1888, 395; 1889, 14. — ² 5.3 g wasserfreie Soda oder 14.3 g wasserhaltige, kristallisierte Soda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{ aq.}$) werden nebst 0.1 g festem Phenolphthalein zu 1 Liter gelöst; von dieser $\frac{1}{10}$ Norm.-Sodalösung werden 2 ccm mit destilliertem, ausgekochtem, erkaltetem Wasser auf 100 ccm aufgefüllt. — ³ Die Blutlösung darf nur noch einen Stich ins Rote haben, muß aber im Spektroskop die charakteristischen Absorptionsstreifen bei einer Reagenzglasdicke von 1.5—2 ccm noch deutlich zeigen. Man verdünnt das Blut auf das Fünffache.

Ballon- füllungen	Kohlensäure in 100 000 T. Luft	Ballon- füllungen	Kohlensäure in 100 000 T. Luft	Ballon- füllungen	Kohlensäure in 100 000 T. Luft
2	30.0	11	8.7	20	6.2
3	25.0	12	8.3	22	5.8
4	21.0	13	8.0	24	5.4
5	18.0	14	7.7	26	5.1
6	15.5	15	7.4	28	4.9
7	13.5	16	7.1	30	4.8
8	11.5	17	6.9	35	4.2
9	10.0	18	6.6	40	3.8
10	9.0	19	6.4	48	3.0

die zu prüfende Luft eingedrückt. Man verschließt die Flasche und schwenkt, ohne zu schütteln, 20—30 Minuten. Das Kohlenoxyd verdrängt den Sauerstoff aus dem Oxyhämoglobin unter Bildung von Kohlenoxydhämoglobin und gleichzeitiger Umwandlung der dunkelroten Färbung des Blutes in Hellrot. Man gießt die Flüssigkeit in ein Reagenzglas aus und prüft dieselbe im Spektroskope. Bei Anwesenheit von Kohlenoxyd treten im Gelbgrün zwei Absorptionsstreifen auf, welche denen des Sauerstoffhämoglobins zwar sehr ähnlich sind, aber etwas näher zusammen liegen als diese. Setzt man jedoch Reduktionsmittel (einige Tropfen Schwefelammonium, Zinnchlorür etc.) hinzu, so tritt an Stelle der beiden Streifen des Sauerstoffhämoglobins sofort nur ein, in dem Zwischenraum der früheren gelegener Streifen auf, während diejenigen des Kohlenoxydhämoglobins nicht verändert werden (Vogel).

b) Alfons Welzel¹ hat zwei Reaktionen beschrieben, welche für die Praxis leichter durchführbar sind.

α) Zu 10 ccm verdünnten Blutes (1 Teil Blut und 4—10 Teile Wasser) fügt man 5 ccm 20 proz. Ferrocyankalilösung und 1 ccm = 20 Tropfen Essigsäure (1 Vol. Eisessig + 2 Vol. H₂O) und schüttelt einige Male sanft um. Der entstehende Niederschlag des CO-Hämoglobins ist hellkirschrot, derjenige des O₂-Hämoglobins grau. Die Farbdifferenz verschwindet in 2—6 Tagen.

β) Zu 5 ccm einer Mischung von 1 Teil normalem bzw. CO-haltigem Blut mit 4 Teilen Wasser gibt man 15 ccm einer 1 proz. Tanninlösung und schüttelt einige Male um. Der entstehende Niederschlag ist nach 2 Stunden, besser nach 24—48 Stunden, im CO-haltigen Blute hellkarmoisinrot, im normalen Blute grau gefärbt. Der Farbenunterschied bleibt monatelang bestehen.

Als wichtigste Probe bezeichnet L. Medicus² die Reduktionsprobe: Man nimmt die 1 proz. Blutlösung, versetzt mit einigen Tropfen Schwefelammonlösung, mischt gut und schichtet dann vorsichtig noch einige Tropfen Schwefelammon über, um die Einwirkung der Luft abzuhalten.

¹ A. Welzel, Über d. Nachw. d. Kohlenoxydhämoglobins. Verh. d. physik. med. Ges. zu Würzburg. 1889. N. F. 23, Nr. 3. — ² Praktikum f. Pharmazeuten 1903. 117.

Nach 6—8 Minuten beginnt die Reduktion; das gewöhnliche Blut wird dunkelviolettröt, kohlenoxydhaltiges Blut nicht. Blut, das nur einen Teil des Hämoglobins mit CO besetzt hat, dunkelt nach längerer Zeit ebenfalls. Unerläßlich ist ein Vergleich mit reinem Blute!

5. Staubgehalt der Luft. Man aspiriert ein bestimmtes Quantum Luft durch reines destilliertes Wasser und verdunstet letzteres.

Oder man füllt eine 8—10 cm lange, an einem Ende verjüngte leichte Glasröhre (Reagenzglas) locker mit Baumwolle (3—4 cm dick), trocknet 48 Stunden über Schwefelsäure, wiegt, aspiriert etwa 200 Liter Luft durch dieselbe, trocknet wieder wie vorher und wägt.

Der Staub wird mikroskopisch und chemisch auf organische und anorganische Bestandteile geprüft.

Über den Nachweis von Ruß siehe M. Rubner, Hyg. Rundschau 1900. 10, 257.

6. Zahl und Art der Bakterienkeime und Pilze. Man läßt Platten oder Schalen mit steriler Nährlösung eine Zeitlang offen stehen, bedeckt dieselben sodann und läßt die aufgefallenen Keime zu Kolonien auswachsen. Näheres siehe in den Lehrbüchern für Hygiene.

Seltener auszuführende Untersuchungen.

7. Ammoniak. Der qualitative Nachweis geschieht mittels Curcuma- oder Hämatoxylinpapier, das zur Hälfte zwischen zwei Glasplatten eingeklemmt ist; mit salpetersaurem Quecksilberoxydul getränktes Papier wird schwarz gefärbt (Abscheidung eines Dimerkurdiamoniumsalzes, $\text{Hg}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NO}_3$). Betupfen mit HCl macht die Färbung verschwinden (Bildung von Kalomel, Hg_2Cl_2). — Behufs quantitativer Bestimmung leitet man ein bestimmtes Quantum Luft durch titrierte Schwefelsäure und mißt den Säureüberschuß mit titrierter Natronlauge, Barytlauge oder Ammoniaklösung zurück.

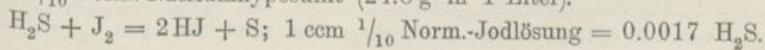
$$1 \text{ ccm } \frac{1}{10} \text{ Norm.-H}_2\text{SO}_4 = 0.0017 \text{ g NH}_3.$$

8. Salpetrige Säure, Salpetersäure. Dieselbe kann quantitativ in der Weise bestimmt werden, daß man sehr große Mengen Luft durch eine 0.2 proz. reine Natriumhydratlösung streichen läßt, die Lösung stark verdünnt und den Gehalt an salpetriger Säure und Salpetersäure wie bei „Wasser“ feststellt.

Den Nachweis dieser Säuren, ebenso des Ammoniaks kann man auch in frisch gefallenem Regenwasser führen.

9. Schwefelwasserstoff. Nachweis: Geruch, Schwärzung von mit Bleiacetat angefeuchteten Papierstreifen (PbS), Violettfärbung von Papier, das mit einer ammoniakalischen Lösung von Nitroprussidnatrium getränkt ist.

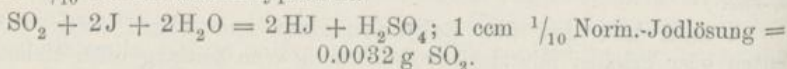
Bestimmung: Durchleiten eines bestimmten Quantums Luft durch $\frac{1}{10}$ Norm.-Jodlösung (12.7 g J + 20 g JK in 1 Liter). Zurücktitrieren mit $\frac{1}{10}$ Norm.-Natriumhyposulfit (24.8 g in 1 Liter).



Da dies Verfahren bei Anwesenheit von schwefliger Säure nicht anwendbar ist, leitet man besser die Luft durch ammoniakalische Silberlösung, filtriert das Schwefelsilber und andere Silberverbindungen ab, behandelt den Rückstand auf dem Filter mit Salzsäure, welche das Schwefelsilber nicht angreift, dagegen andere Silberverbindungen, wie z. B. Acetylsilber in Chlorsilber umwandelt, wäscht das Chlorsilber durch Ammoniak aus und bestimmt das vom Schwefelwasserstoff gebildete Schwefelsilber in bekannter Weise.

10. Schweflige Säure. Nachweis: Geruch, Schwarzfärbung eines mit salpetersaurem Quecksilberoxydul getränkten Papierstreifens (Ausscheidung von Hg, die Färbung verschwindet nicht beim Betupfen mit HCl).

Bestimmung: Absorption in $\frac{1}{10}$ Norm.-Jodlösung. Zurücktiteren mit $\frac{1}{10}$ Norm.-Natriumhyposulfit.



11. Schwefelsäure. Dieselbe kann durch Bindung in Natronlauge und Fällung mit Chlorbaryum nach dem Ansäuern mit Salzsäure bestimmt werden.

12. Salzsäuregas. Erkennung: Durchleiten von Luft durch mit etwas Salpetersäure angesäuerte Silbernitratlösung. Niederschlag von weißem, am Lichte violett werdendem Chlorsilber.

Bestimmung: Durchleiten eines bestimmten Volumens Luft durch 5 proz. reine Natronlauge, Neutralisation mit reiner Essigsäure und Titration des gebildeten Chlornatriums mit $\frac{1}{100}$ Norm.-Silbernitratlösung. — Oder Durchleiten von Luft durch titrierte Silbernitratlösung, Zurücktiteren mit titrierter Chlornatriumlösung.

13. Chlor. Absorption in Jodkaliumlösung (1 : 10), Titration des freigewordenen Jods ($\text{Cl}_2 + 2\text{KJ} = 2\text{KCl} + \text{J}_2$) mit Natriumthiosulfatlösung; $1 \text{ ccm } \frac{1}{10} \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 0.003545 \text{ Cl}$.

14. Ozon. Nach E. Schöne¹ beziehen sich die Mehrzahl der bisherigen Angaben über Ozon auf Wasserstoffsuperoxyd. C. Engler und W. Wild² haben vorgeschlagen, Ozon und Wasserstoffsuperoxyd dadurch zu trennen, daß man die Luft zuerst durch eine starke Chromsäurelösung leitet, welche Wasserstoffsuperoxyd absorbiert, Ozon aber nicht zurückhält. Wird nun von dem Gase Thalliumoxydulpapier, welches durch salpetrige Säure nicht beeinflusst wird, gebräunt, und ebenso Mangansulfatpapier, das von Chlor nicht beeinflusst wird, braun gefärbt, so ist die Anwesenheit von Ozon erwiesen.

Vergl. G. W. Chlopin, Ztschr. f. Unters. d. Nahr.- u. Genußm. 1902. 5, 504 (Ursol = p-phenylendiamin-Papier als Reagens auf Ozon).

Zur quantitativen Bestimmung des atmosphärischen Ozons wird im Observatoire Montsouris eine Lösung von arsenigsaurem Kali ver-

¹ Vergl. S. 627. — ² Ber. deutsch. chem. Ges. 1896. 29, 1940.

wendet, der zur Beschleunigung der Reaktion etwas reines Jodkalium zugegeben wird. Durch Ozon wird die arsenige Säure zum Teil in Arsensäure umgewandelt; die unverändert gebliebene arsenige Säure wird mit Jodkalilösung zurücktitriert.¹

15. Wasserstoffsuperoxyd. Dasselbe wird im Regenwasser nachgewiesen und bestimmt.

Man gibt zu dem mit etwas Schwefelsäure angesäuerten Wasser einen Tropfen einer 1proz. Lösung von chromsaurem Kali, dann etwas Äther und schüttelt um. Bei Gegenwart von Wasserstoffsuperoxyd wird der Äther durch Bildung von Überchromsäure schön blau gefärbt.

Die quantitative Bestimmung des Wasserstoffsuperoxyds kann kolorimetrisch geschehen. Man stellt sich zunächst durch Mischen von sehr dünnem Jodkaliumstärkekleister und Wasserstoffsuperoxyd eine Vergleichsskala her (mit 0.1—1 mg H_2O_2 im Liter). Dann gibt man zu 25 ccm des zu prüfenden Regenwassers (Schneewassers) 2—3 ccm schwache Jodkalistärke und vergleicht die Intensität der Färbung nach 5—6 Stunden.

Vergl. E. Schöne, Ztschr. anal. Chem. 1894. **33**, 137.

16. Über Prüfung auf Fluorwasserstoff, auf schwere und leichte Kohlenwasserstoffe, auf schädliche Metaldämpfe etc. siehe die Literaturzusammenstellung der Vereinbarungen für das Deutsche Reich III, 109, sowie die Referate in der Zeitschrift für Untersuchung der Nahrungs- und Genußmittel.

Beurteilung.²

1. In Wohn- und Arbeitsräumen sagt dem Menschen eine Lufttemperatur von 14—20° bei einer relativen Feuchtigkeit von 45—70% am meisten zu. Der Taupunkt soll 10° nicht übersteigen, das Sättigungsdefizit für Wasser nicht über 5—6 g für 1 cbm liegen. Je höher die Temperatur, desto lästiger wird feuchte Luft.

2. Der Kohlensäuregehalt der Luft in bewohnten Räumen soll 1 ccm für 1 Liter Luft, in Räumen für kürzeren Aufenthalt 2—3 ccm nicht übersteigen; Kohlensäuregehalte von 3—5‰ sind als unzulässig zu bezeichnen.

3. Die Luft in Aufenthaltsräumen für Menschen soll schädliche oder giftige Gase oder metallische Dämpfe (Quecksilber, Blei etc.) nicht enthalten.

Anhaltspunkte über die Giftigkeit verschiedener Gase gibt folgende von K. B. Lehmann³ zusammengestellte Tabelle (nach Untersuchungen von Lehmann, Matt, Emmèrich, Ogata und M. Gruber).

¹ Annuaire de l'Observatoire de Montsouris 1885. 1890. 1894. — ² Vereinb. für das Deutsche Reich III, 107. — ³ Die Methoden der praktischen Hygiene 1901, 174.

Gase	Mengen, die rasch gefährliche Erkrankungen bedingen	Mengen, die $\frac{1}{2}$ —1 Stde. ohne schwere Störungen er- tragen werden	Mengen, die bei mehrstündiger Ein- wirkung nur geringe Symptome bedingen
Salzsäure	1.5—2.0 $\frac{0}{100}$	0.05—0.1 $\frac{0}{100}$	0.01 $\frac{0}{100}$
Schweflige Säure . . .	0.4—0.5 $\frac{0}{100}$	0.03—0.04 $\frac{0}{100}$	0.02 $\frac{0}{100}$
Kohlensäure	ca. 30 $\frac{0}{100}$	bis 8 $\frac{0}{100}$	1 $\frac{0}{100}$
Ammoniak	2.5—4.5 $\frac{0}{100}$	0.3 $\frac{0}{100}$	0.1 $\frac{0}{100}$
Chlor und Brom . . .	0.04—0.06 $\frac{0}{100}$	0.004 $\frac{0}{100}$	0.001 $\frac{0}{100}$
Jod	—	0.003 $\frac{0}{100}$	0.0005—0.001 $\frac{0}{100}$
Schwefelwasserstoff . .	0.5—0.7 $\frac{0}{100}$	0.2—0.3 $\frac{0}{100}$	—
Schwefelkohlenstoff ¹ .	2.5—3.5 $\frac{0}{100}$	1.5—1.6 $\frac{0}{100}$	0.5—0.7 $\frac{0}{100}$
Kohlenoxyd	2—3 $\frac{0}{100}$	0.5—1.0 $\frac{0}{100}$	0.2 $\frac{0}{100}$ unschädlich für Menschen

Bei dauerndem Aufenthalte können auch geringere Mengen schädlich wirken; auch verhalten sich die Menschen sehr verschieden gegen derartige Gase.

4. Die Luft soll möglichst frei von Staub sein; pathogene Keime soll sie keine enthalten.

¹ Aus anderen Quellen als von Menschen. — ² Eine Beimengung von Chlorschwefel zum Schwefelkohlenstoff bewirkt keine anderen Schädigungen.