

Luftfahrzeugbau und -Führung

Hand- und Lehrbücher des Gesamtgebietes

In selbständigen Bänden unter Mitwirkung von

R. Basenach †, Ingenieur, Berlin. **A. Baumann**, Ingenieur, Professor für Luftfahrt, Flugtechnik und Kraftfahrzeugbau an der Techn. Hochschule Stuttgart. **P. Béjeuhr**, Ingenieur, Assistent der Aerodynamischen Versuchsanstalt Göttingen. **Dr. A. Berson**, Professor, Berlin. **Dr. G. von dem Borne**, Professor für Luftfahrt an der Techn. Hochschule Breslau. **Dr. F. Brähler**, Chemiker, Assistent a. d. Kgl. Militärtechn. Akademie Berlin. **G. Christians**, Dipl.-Ingenieur, Rheinau-Baden. **R. Clouth**, Fabrikbesitzer, Paris-Neuilly. **Dr. M. Dieckmann**, 1. Assistent am Physik. Institut der Techn. Hochschule München. **Dr. H. Eckener**, Friedrichshafen a. B. **Dr. Flemming**, Stabsarzt a. d. Kaiser-Wilhelms-Akademie Berlin. **R. Gradenwitz**, Ingenieur, Fabrikbesitzer, Berlin. **J. Hofmann**, Preußischer Regierungsbaumeister, Kaiserlicher Reg.-Rat a. D., Genf. **Dr. W. Kutta**, Professor a. d. Techn. Hochschule Aachen. **Dr. F. Linke**, Dozent für Meteorologie u. Geophysik am Physikal. Verein u. d. Akademie Frankfurt a. M. **Dr. A. Marcuse**, Professor an der Universität Berlin. **Dr. A. Meyer**, Assessor, Frankfurt a. M. **St. v. Nieber**, Exzellenz, Generalleutnant z. D., Berlin. **Dr. ing. E. Roch**, Dipl.-Ingenieur, Berlin. **E. Rumpler**, Ingenieur, Direktor, Berlin. **O. Winkler**, Oberingenieur, Berlin u. a.

herausgegeben von

Georg Paul Neumann

Hauptmann a. D.

III. Band



München und Berlin
Verlag von R. Oldenbourg
1911

Chemie der Gase

Allgemeine Darstellung
der Eigenschaften und Herstellungsarten der für die
Luftschiffahrt wichtigen Gase

Von

Dr. Friedrich Brähler

Chemiker, Assistent an der Kgl. Militärtechn. Akademie in Berlin

Mit 62 Textabbildungen und 3 Tabellen



München und Berlin
Verlag von R. Oldenbourg
1911

Alle Rechte, einschließlich des Übersetzungsrechtes, vorbehalten

Copyright 1911 by F. B. Auffahrt, Frankfurt a. M.

Vorwort.

Das hohe Interesse, welches jetzt mehr und mehr der Luftschiffahrt entgegengebracht wird, hat es Verfasser als wünschenswert erscheinen lassen, den Freunden der Aeronautik eine Zusammenstellung der Eigenschaften und Herstellungsarten der für die Luftschiffahrt wichtigen Gase zu geben. Damit auch der Nichtchemiker den mit den mannigfachen technischen Vorgängen verbundenen chemischen Prozessen mit Verständnis folgen kann, sind im Teil I des Buches die wichtigsten Tatsachen der allgemeinen Chemie sowie die wichtigsten Gasgesetze kurz angeführt. In Teil II sind dann die Gase im einzelnen behandelt. Hierbei sind auch einige Gase beschrieben, die überflüssig erscheinen mögen, wie Kohlensäure und Kohlenoxyd. Sie sind jedoch vom Verfasser als integrierende Bestandteile des für die Wasserstoffherzeugung immer wichtiger werdenden Wassergases aufgenommen worden, zumal sie auch sonst noch verschiedentlich erwähnt werden.

Herrn Prof. Dr. Nass von der Militärtechnischen Akademie, der den Verfasser bei der Abfassung des Werkes durch wertvolle Ratschläge sowie durch Überlassung einiger Tabellen tatkräftig unterstützt hat, sei an dieser Stelle besonders der herzlichste Dank ausgesprochen, desgleichen den Firmen und Herrn Verlegern, die durch Überlassung von Zeichnungen dazu bei-

getragen haben, dass die modernen Verfahren möglichst vollständig aufgenommen werden konnten. Persönlichen Dank schuldet der Verfasser Herrn Direktor Dicke (Internationale Wasserstoff-Aktiengesellschaft), Herrn Ingenieur G. Hildebrandt (Industriegas, G. m. b. H.), sowie Herrn Verleger M. Krayn, Berlin.

Berlin W. 15, im Mai 1911.

Dr. F. Brähler.

Inhalt.

Teil I.

	Seite
Kapitel I. Von den drei Aggregatzuständen	1
Kapitel II. Grundzüge der allgemeinen Chemie	2
Von der Atomistik. Element, Atom, Molekül. Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen. Bestimmung der relativen Atomgewichte. Die chemische Gleichung.	
Kapitel III. Die wichtigsten Gasgesetze	9
Die allgemeinen Eigenschaften der Gase. Gesetz von Boyle-Mariotte. Theorie von van der Waals. Gesetz von Dalton und Gay-Lussac. Gasgleichung von Clapeyron. Gase und Dämpfe. Kritische Temperatur und kritischer Druck. Gesetz von Avogadro. Molvolum.	
Kapitel IV. Über die Diffusion der Gase	17
Kapitel V. Spezifisches Gewicht, Dichte, spezifisches Volum	20
Kapitel VI. Auftrieb von Gasen. Bestimmung desselben vermittels des Apparates von Schilling	22
Kapitel VII. Säuren, Basen und Salze	32

Teil II.

Kapitel VIII. Der Sauerstoff	4
Geschichte (34), Vorkommen (34), Darstellung (34), Eigenschaften (36).	
Kapitel IX. Der Stickstoff	39
Geschichte (39), Vorkommen (39), Darstellung (40), Eigenschaften (40).	
Kapitel X. Die Luft	41
Geschichte (41), Zusammensetzung (42), Flüssige Luft (47), Verwendung in der Luftschiffahrt (52).	

— VIII —

	Seite
Kapitel XI. Kohlensäure und Kohlenoxyd	54
Kohlensäure: Vorkommen (54), Darstellung (55), Eigen- schaften (56).	
Kohlenoxyd: Vorkommen (57), Darstellung (57), Eigen- schaften (58).	
Kapitel XII. Das Wassergas	58
Geschichte (58), Darstellung (58), Eigenschaften (65).	
Kapitel XIII. Der Wasserstoff	66
Geschichtliches (66), Vorkommen (67), Darstellung: A) Im La- laboratorium (68), B) Technische Darstellungsmethoden (78):	
1. Technische Elektrolyse (78). Apparate von Schmidt, Schoop, Garuti, Schuckert & Co.	
2. Wasserdampf über glühendes Eisen (89). Ver- fahren von Coutelle, Giffard, Strache, Lane und der Internationalen Wasserstoff-Aktiengesellschaft.	
3. Wasserstoff aus Wassergas (97). Methoden von Frank, Linde-Frank-Caro und der chemischen Fabrik Griesheim „Elektron“.	
4. Hydricverfahren (99).	
5. Verfahren von Majert-Richter (100).	
6. Herstellung von Wasserstoff aus Eisen und Schwefelsäure (102).	
7. Wasserstoff aus Silicium und Natronlauge (106).	
8. Wasserstoff aus Acetylen (112).	
9. Verfahren von Rincker-Wolter (115). Eigenschaften (120), Verwendung (124).	
Kapitel XIV. Das Leuchtgas	125
Geschichte (125), Darstellung (126), Eigenschaften (133).	
Kapitel XV. Das Leichtgas von v. Oechelhäuser	135
Kapitel XVI. Gasflaschen	139
Anhang. Tabellen	144

Teil I.

Kapitel I.

Von den drei Aggregatzuständen.

Die dem Menschen bekannten Körper, aus denen unser Planet besteht, treten in dreifacher Weise auf, fest, flüssig und gasförmig. Diese drei verschiedenen Formen bezeichnet man mit dem Namen der drei Aggregatzustände. Man geht hierbei von der Annahme aus, dass die Körper allgemein aus einer Anhäufung (lat. Aggregat) von kleinsten Teilchen, den sogenannten Molekülen bestehen, die durch die zwischen ihnen wirkenden Molekularkräfte zu einem Ganzen zusammengehalten werden.

Als starren Körper betrachtet man einen solchen, der unter der Einwirkung von Kräften praktisch seine Gestalt nicht ändert, wie Holz, Eisen u. a.

Flüssig ist ein Körper, der der kleinsten formändernden Kraft, z. B. der Schwerkraft nachgibt, wenn mit der Formänderung keine Volumänderung verbunden ist. Während also ein starrer Körper immer eine bestimmte Form besitzt, ist dies bei einem flüssigen Körper nicht der Fall. Seine Moleküle sind im Gegensatz zu denen der festen Körper leicht beweglich, so dass eine Flüssigkeit sich einerseits immer der Form ihrer Umgebung anpasst, andererseits unter der Einwirkung der Schwerkraft eine horizontale Oberfläche besitzt.

Unter einem Gas versteht man endlich einen Körper, der die Eigenschaft besitzt, jeden ihm dargebotenen Raum einzunehmen. Von den festen und flüssigen Körpern unterscheiden sich die Gase besonders noch dadurch, dass sie in hohem Masse kompressibel, zusammendrückbar sind.

Kapitel II.

Grundzüge der allgemeinen Chemie.

Die Frage nun nach der Zusammensetzung der Körper, die sich uns in den drei beschriebenen Aggregatzuständen darbieten und die Bausteine der Welt bilden, hat seit uralten Zeiten die Menschen beschäftigt. Von allen darauf bezugnehmenden Hypothesen hat sich jedoch nur die atomistische Hypothese, auch Atomistik genannt, bewährt, die heutzutage die Grundlage der modernen chemischen Atomtheorie bildet. Begründer der atomistischen Weltanschauung waren Leucippus und Democritus (um 450 v. Chr.). Weiter gebildet wurde sie im Altertum durch Lucretius (gest. 55 v. Chr.) und in der neueren Zeit (Anf. d. 17. Jahrh.) durch den französischen Probst P. Gassendi und den deutschen Arzt Daniel Sennert, bis sie im Anfang des 19. Jahrhunderts durch John Dalton in die Chemie eingeführt wurde.

In der Atomistik ist die Anschauung vertreten, dass die Materie aus kleinsten Teilchen, sogenannten Atomen, bestehe, die zwar mit unseren Sinnen nicht wahrnehmbar sind, jedoch eine endliche Grösse besitzen. (Im Gegensatz dazu nahm u. a. Anaxagoras, 500—428 v. Chr., an, dass die Materie unbegrenzt teilbar sei.) Eine Begründung dieser Anschauung findet sich u. a. bei Lucretius in seinem Buch „De rerum natura“ (Über die Natur der Dinge). Während jedoch die Alten annahmen, dass die Atome zwar der Gestalt nach verschieden seien, z. B. die Feueratome rund, andere würfel-, zylinderförmig usw., im übrigen aber sich stofflich nicht voneinander unterscheiden, ist man jetzt zu folgenden Ergebnissen gekommen.

Sämtliche uns bekannten Körper und Verbindungen lassen sich auf etwa 80 chemische Grundstoffe oder Elemente zurückführen, wobei man unter einem chemischen Element einen Körper versteht, der sich auf chemischem Wege mit den uns bisher zu Gebote stehenden Mitteln nicht weiter zerlegen lässt. Alle Atome eines Elements sind gleichartig, die Atome der verschiedenen Elemente sind in stofflicher Hinsicht verschieden-

artig. Die Atome vereinigen sich gewöhnlich zu Molekülen. So nimmt man an, dass z. B. das Wasserstoffgas (chemisches Symbol = H) nicht aus einfachen Atomen H besteht, sondern aus Molekülen H_2 , die zwei Atome Wasserstoff enthalten. Eine Ausnahme hiervon u. a. machen die neuentdeckten Edelgase Argon und Helium, die nicht aus Molekülen, sondern aus einzelnen Atomen bestehen. Eine ähnliche Erscheinung zeigt Quecksilberdampf.

Während bis gegen Ende des 18. Jahrhunderts über die Gesetzmässigkeiten, nach denen sich die chemischen Körper untereinander verbinden, nichts bekannt war, beginnt um die Wende desselben ein neuer Abschnitt in der Geschichte der Chemie. Der erste Chemiker, der sich mit den quantitativen Verhältnissen bei den Umsetzungen chemischer Verbindungen beschäftigte, war Jeremias Benjamin Richter (1762—1807). Seine Versuche galten besonders den Gewichtsverhältnissen, nach denen sich die Säuren mit den Basen zu Salzen verbinden. Das Resultat seiner Untersuchungen legte er in seinen Werken „Anfangsgründe der Stöchiometrie oder Messkunst chemischer Elemente“ und „Über die neueren Gegenstände der Chemie“ nieder. Er ist somit als der Begründer der Stöchiometrie anzusehen, d. i. jenes Teiles der Chemie, der den bei der Umsetzung der Körper auftretenden Gesetzmässigkeiten Zahlengrössen zugrunde legt. Die Tatsache, dass die Gewichtsverhältnisse, nach denen sich die Elemente miteinander verbinden, unveränderlich sind, die auch schon Richter, Wenzel u. a. bekannt war, wurde dann durch die Arbeiten Louis Prousts (1755—1826) sicher gestellt. Die Veranlassung dazu war der Kampf Prousts gegen seinen französischen Landsmann Berthollet, der behauptet hatte, dass die Stoffe sich in einem wechselnden veränderlichen Verhältnisse miteinander veränden. Proust zeigte dagegen durch eine grosse Anzahl von Analysen, dass das Verhältnis, nach dem sich die Elemente miteinander verbinden, ein konstantes ist, Gesetz der konstanten Proportionen. So enthalten z. B. hundert Teile Kochsalz ($NaCl$) stets 60,6 Teile

Chlor (Cl) und 39,4 Teile Natrium (Na), während man nach der falschen Ansicht von Berthollet annehmen müsste, dass Chlor und Natrium sich auch nach anderen Verhältnissen zu Chlor-natrium oder Kochsalz vereinigen könnten.

Den grössten Fortschritt hat die Chemie John Dalton (1766—1844) zu verdanken, der die Atomistik in die Chemie einführte. Sein Verdienst ist es, damit in grösstem Umfange die rechnerischen Grundlagen für die Behandlung chemischer Vorgänge geschaffen zu haben. Die Grundzüge der Daltonschen Atomtheorie sind kurz folgende. Dalton hatte die Beobachtung gemacht, dass die im Kohlenoxyd (CO) und Kohlendioxyd (CO₂) enthaltenen Gewichtsmengen an Sauerstoff (O), auf die gleiche Menge Kohlenstoff (C) bezogen, im Verhältnis 1:2 standen. Ebenso fand er auf Grund von Analysen, dass sich die im Äthylen (C₂H₄) und Methan (CH₄) enthaltenen Wasserstoffmengen (H), auf die gleiche Menge Kohlenstoff bezogen, wie 1:2 verhalten. Der Erfolg weiterer experimenteller Versuche war seine Entdeckung des Gesetzes der multiplen Proportionen, das besagt: Verbinden sich verschiedene Mengen eines Elementes mit derselben Gewichtsmenge eines anderen Elementes, so verhalten sich diese Mengen wie einfache Zahlen. Mit Hilfe dieser Entdeckung versuchte Dalton die relativen Atomgewichte abzuleiten (da z. B. Eisen schwerer als Wasserstoff ist, muss natürlich auch ein Atom Eisen schwerer sein, als ein Atom Wasserstoff). Er bediente sich dabei einiger Voraussetzungen. Dalton nahm an, dass, wenn zwei Elemente A und B nur eine Verbindung miteinander eingehen, das Molekül dieser Verbindung nur aus je einem Atom der betreffenden Elemente besteht, also die Zusammensetzung A + B hat. Ebenso, wenn von zwei Elementen A und C zwei Verbindungen bekannt sind, dass die Moleküle dieser Verbindungen nach A + C und A + 2C zusammengesetzt sind.

Auf Grund dieser Theorie war es nun möglich, die relativen Atomgewichte zu bestimmen. An folgenden Beispielen sei dies erklärt: 100 Teile Schwefeleisen (FeS) bestehen aus rund 63,6 Teilen

Eisen (Fe) und 36,4 Teilen Schwefel (S). Wenn man nun annimmt, dass im Schwefeleisen auf das Molekül nur ein Atom Schwefel und ein Atom Eisen entfallen, dann müssen sich die Atomgewichte von Eisen und Schwefel wie 63,6 und 36,4 verhalten. Ebenso müssen im Eisenoxydul (FeO), das aus rund 77,8% Eisen und 22,2% Sauerstoff (O) besteht, die Atomgewichte von Eisen und Sauerstoff sich wie 77,8 : 22,2 verhalten, wenn man eben annimmt, dass im Eisenoxydul das Molekül aus einem Atom Eisen und einem Atom Sauerstoff besteht. Wenn man daher für irgendein Element eine bestimmte Zahl als Atomgewicht festsetzt, so lassen sich durch eine einfache Rechnung die Zahlen für die Atomgewichte der anderen Elemente ableiten. Als solches Element für den Ausgang der Berechnungen wählt man zweckmässig ein Element, das mit anderen Elementen möglichst genau analysierbare Verbindungen eingeht. Aus diesem Grunde hat man jetzt den Sauerstoff als Vergleichselement gewählt und sein relatives Atomgewicht auf 16 festgesetzt. Dann berechnen sich die Atomgewichte von Eisen auf rund 56 $\left(= \frac{77,8 \cdot 16}{22,2} \right)$ und von Schwefel rund 32,0 $\left(= \frac{36,4 \cdot 56}{63,6} \right)$. Eine genaue Tabelle der bis jetzt bekannten Elemente nebst deren genauen Atomgewichten ist am Schluss des Bandes angegeben. Die absoluten Atomgewichte sind bisher mit Sicherheit noch nicht bekannt.

Obwohl, wie aus den angeführten Beispielen ersichtlich, durch die Arbeiten Daltons die Grundlage geschaffen war, auf der sich die Bestimmung der Atomgewichte auf chemischem Wege ermöglichen liess, so fehlte noch der Beweis dafür, dass die auf genanntem Wege ermittelten Atomgewichte auch tatsächlich nun die richtigen waren. Letzteres konnte nur der Fall sein, wenn wirklich, wie im Schwefeleisen und Eisenoxydul, die Moleküle dieser Verbindungen nur je ein Atom der betreffenden Elemente enthielten. Es mussten ausser der chemischen noch andere Methoden zu Hilfe genommen werden, um die Richtigkeit der auf chemischem Wege bestimmten Atomgewichte zu bestätigen. Zur Erläuterung diene folgendes Bei-

spiel: Das Bleioxyd besteht rund aus 92,83% Blei und 7,17% Sauerstoff. Auf das Atomgewicht von Sauerstoff = 16 berechnet, ergäbe sich das des Bleies zu $\frac{92,83 \cdot 16}{7,17} = \text{rund } 207$.

Vorausgesetzt, dass das Molekül Bleioxyd 1 Atom Blei und 1 Atom Sauerstoff enthielte, hätte das Molekül die Zusammensetzung PbO ($207 + 16$). Ebenso gut könnte aber das Atomgewicht des Bleies nur die Hälfte von 207, nämlich 103,5 betragen, dann setzte sich das Bleioxyd zusammen nach Pb_2O ($2 \cdot 103,5 + 16$). Die Analyse gibt darüber keinen Aufschluss. Zur Entscheidung dieser Frage lässt sich aber ein physikalisches Gesetz benutzen. Es ist das nach den Entdeckern Dulong und Petit benannte Gesetz, welches besagt, dass die Atomwärmen der im festen Aggregatzustand befindlichen Elemente ungefähr gleich sind und rund 6,4 Kal. betragen. Die spezifische Wärme eines Körpers bezeichnet bekanntlich die Wärmemenge, die seine Masseneinheit, d. h. 1 g um 1°C erwärmt. Unter Atomwärme versteht man das Produkt aus spezifischer Wärme mal Atomgewicht, d. h. durch die Atomwärme wird in Kalorien¹⁾ die Wärmemenge bezeichnet, die imstande ist, das in Grammen ausgedrückte Atomgewicht eines Elementes um einen Grad zu erwärmen. Bezeichnet man daher das Atomgewicht eines Elementes mit A und den Wert seiner spezifischen Wärme mit W , so hat man: $A \cdot W = 6,4$ oder $A = \frac{6,4}{W}$. Daraus folgt für das Atomgewicht des Bleies annähernd, da seine spezifische Wärme bei mittlerer Temperatur gleich 0,0315 Kalorien ist, $A = \frac{6,4}{0,0315} = 203$. Man sieht, dass das nach Dulong und Petit erhaltene Atomgewicht sehr nahe mit dem vorhin ermittelten Wert 207 übereinstimmt, also das Bleioxyd tatsächlich die Formel PbO besitzt.

¹⁾ Das Mass für die Wärme ist die „Kalorie“. Sie gibt die Wärmemenge an, die erforderlich ist, um die Gewichtseinheit des Wassers um 1° (von $14\frac{1}{2}^\circ \text{C}$ auf $15\frac{1}{2}^\circ$) zu erwärmen. Je nachdem man letztere auf 1 g oder 1 kg bezieht, spricht man von der kleinen oder grossen Kalorie.

Ausser dieser Methode hat man noch andere kennen gelernt, die Atomgewichte der Elemente einwandfrei zu bestimmen. Näheres s. v a n D e v e n t e r, Physikalische Chemie für Anfänger (Leipzig, W. Engelmann).

Jeder chemische Vorgang lässt sich nun durch eine Gleichung ausdrücken, wobei man auf die linke Seite der Gleichung die mit einander reagierenden Körper und auf die rechte Seite die durch die Reaktion neugebildeten Körper schreibt. Nach dem Vorgang von Berzelius bezeichnet man dabei die Elemente durch Symbole, d. s. gewöhnlich die Anfangsbuchstaben ihrer meistens dem Lateinischen oder Griechischen entnommenen Namen. So ist H das Atomzeichen oder Symbol für Wasserstoff, da ersterer griechisch Hydrogenium (von ὑδωρ, hydor = Wasser und γεννάω gennao = ich erzeuge), also Wasserbildner heisst. Da manche Elemente denselben Anfangsbuchstaben besitzen, so wird ihnen noch ein kleiner zur Unterscheidung hinzugefügt, z. B. Natrium = Na, Nickel = Ni.

Wie man weiss, entsteht beim Auflösen von Zink in Salzsäure Wasserstoff, der gasförmig entweicht, ausserdem noch Zinkchlorid. Man würde daher die Gleichung haben:

$$\text{Zn (Zink)} + 2 \text{HCl (Salzsäure)} = \text{H}_2 \text{ (Wasserstoff)} + \text{ZnCl}_2 \text{ (Chlorzink)}.$$

Die Gleichung gibt uns aber nicht allein in qualitativer Richtung Aufschluss, sie belehrt uns vielmehr auch über die Mengenverhältnisse, unter welchen oben genannte Körper miteinander reagieren. Man hat nur nötig, in die Gleichung die Atom- bzw. Molekulargewichte der betreffenden Körper einzusetzen; die Summe derselben auf der linken Seite der Gleichung muss dann gleich der Summe derselben auf der rechten Seite sein. Da das Atomgewicht des Zinks (s. d. Atomgewichtstabelle am Schluss des Buches) = 65,37 ist, das des Wasserstoffs 1,008 beträgt, während wir für Chlor den Atomgewichtswert 35,46 finden, so ergibt sich:

1. 65,37 g Zink + 72,936 g Salzsäure (nämlich 2 · (1,008 + 35,46)) liefern 2,016 g Wasserstoff + 136,29 g Zinkchlorid (65,37 + 2 · 35,46).

Wie aus der Gleichung ersichtlich, beträgt die Summe sowohl der Glieder rechts als auch der links genau 138,306. Man sieht hieraus, dass, wie bei jedem chemischen Vorgang, weder Materie gewonnen worden, noch solche verloren gegangen ist, Gesetz von der Erhaltung der Materie. Sofern nun das durch die angeführten Zahlen ausgedrückte Verhältnis der Gewichtsmengen in unserem gewählten Beispiel gewahrt wird, ist man auch imstande, durch eine einfache Rechnung dies Verhältnis auf beliebige Gewichtsmengen zu übertragen. Angenommen, wir wollen feststellen, welche Gewichtsmengen von Salzsäure, Wasserstoff und Chlorzink erhalten werden, wenn wir nur 20 g Zink nehmen. Man hat dabei nur folgende einfache Überlegung zu machen. Wenn 65,37 g Zink mit 72,936 g Salzsäure 2,016 g Wasserstoff und 136,29 g Chlorzink liefern, dann ergibt sich für 1 g Zink:

$$\frac{72,936}{65,37} \text{ g Salzsäure, } \frac{2,016}{65,37} \text{ g Wasserstoff und } \frac{136,29}{65,37} \text{ g Chlorzink.}$$

Daraus folgt für die 20-fache Menge Zink $20 \cdot \frac{72,936}{65,37}$ Salzsäure,

$$20 \cdot \frac{2,016}{65,37} \text{ g Wasserstoff und } 20 \cdot \frac{136,29}{65,37} \text{ g Chlorzink.}$$

Die Gleichung würde dann lauten:

$$2. \ 20 \text{ g Zink} + 20 \cdot \frac{72,936}{65,37} \text{ Salzsäure} = 20 \cdot \frac{2,016}{65,37} \text{ Wasserstoff} \\ + 20 \cdot \frac{136,29}{65,37} \text{ Chlorzink.}$$

$$\text{oder: } \underbrace{20 + 22,315}_{42,315} = \underbrace{0,616 + 41,699}_{42,315}$$

Zu ferneren Erläuterungen diene noch folgendes Beispiel. Es soll berechnet werden, wie gross die theoretischen Gewichtsmengen Zink und Salzsäure sein müssen, um 1 cbm Wasserstoff zu erzeugen. Da durch unsere Gleichung nur Gewichts-, aber keine Volumverhältnisse ausgedrückt sind, so ist es zuerst nötig, für eine 1 cbm Wasserstoff das Gewicht desselben in Grammen auszudrücken. Ein Liter Wasserstoff wiegt nun 0,09004 g (s. Wasserstoff), 1 cbm Wasserstoff wiegt daher 1000 mal