



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Die Bodenkunde auf chemisch-physikalischer Grundlage

Fleischer, Moritz

Berlin, 1922

Einführung in die Bodenchemie.

[urn:nbn:de:hbz:466:1-78696](https://nbn-resolving.de/urn:nbn:de:hbz:466:1-78696)

Einführung in die Bodenchemie.

§ 4.

Zusammengesetzte und einfache Körper. Ein an feuchter Luft liegendes Stück metallisches Eisen erleidet bald eine auffällige Veränderung seiner stofflichen Beschaffenheit: es verliert den Metallglanz und geht allmählich vollständig in eine rotbraune, leicht zerreibliche Masse über, die unter dem Namen „Eisenrost“ bekannt ist. Der Eisenrost hat ein größeres Gewicht als das Eisen, woraus es hervorging. Bei seiner Umwandlung in Eisenrost muß also das Eisen aus der feuchten Luft etwas aufgenommen haben.

In der Tat gelingt es der chemischen Untersuchung, nachzuweisen, daß der Eisenrost neben Eisen noch zwei Körper enthält, die im freien Zustande luftförmig sind. Der eine, ein farbloses, geruch- und geschmackloses Gas, besitzt die Fähigkeit, einen hineingebrachten, nur glimmenden Span wieder zu entflammen. Er wird *Sauerstoff* genannt. Der andere, äußerlich nicht vom Sauerstoff verschieden, ist nicht imstande, den Verbrennungsprozeß zu unterhalten oder gar lebhafter zu gestalten. Dagegen ist er selbst brennbar. Er heißt *Wasserstoff*. Der Eisenrost ist also ein zusammengesetzter Körper; er besteht aus Eisen, Sauerstoff und Wasserstoff. Die Eigenschaften dieser Stoffe treten im Eisenrost nicht mehr hervor. Er ist eine *chemische Verbindung*; Eisen, Sauerstoff und Wasserstoff sind seine *chemischen Bestandteile*.

Wird Kalkstein im Kalkofen stark erhitzt, so tritt gleichfalls eine erhebliche stoffliche Veränderung ein. Der feste Stein verwandelt sich in eine mürbe Masse von laugenhaftem Geschmack und eigentümlichem Verhalten gegen Wasser. Der „gebrannte“ Kalk besitzt ein *geringeres* Gewicht als der Kalkstein, der ihn lieferte. Beim Erhitzen des Kalksteins ist also etwas aus ihm entwichen. Durch geeignete Maßnahmen kann man den beim „Kalkbrennen“ sich absondernden Stoff auffangen. Er ist ein luftförmiger Körper, äußerlich von der atmosphärischen Luft, dem Sauerstoff und dem Wasserstoff nicht verschieden, aber weit schwerer als alle diese Luftarten, nicht brennbar und nicht fähig, den Verbrennungsprozeß zu unterhalten. Ein hineingebrachter brennender Span erlischt augenblicklich.

Man nannte dieses Gas früher Kohlensäure, jetzt *Kohlendioxyd*.

Der Kalkstein ist also ein zusammengesetzter Körper; er spaltet sich beim Erhitzen in *Kalk* und *Kohlendioxyd*. Aber auch diese beiden Körper sind zusammengesetzt. Der gebrannte Kalk läßt sich in zwei Körper von ganz anderen Eigenschaften, nämlich in *Sauerstoff* und ein silber-weißes, zähes, hämmerbares Metall, genannt *Calcium*, zerlegen. Letzteres ist brennbar und wandelt sich beim Verbrennen durch Aufnahme von Sauerstoff wieder in gebrannten Kalk (Calciumoxyd) um. Auch das Kohlendioxyd kann man noch weiter spalten, in *Sauerstoff* und einen festen Körper, der den Namen *Kohlenstoff* trägt, brennbar ist und beim Verbrennen Kohlendioxyd liefert.

Somit gelingt es, durch eine Zerlegung oder eine „chemische Analyse“ aus dem Kalkstein drei ganz verschiedenartige Körper: Calcium, Kohlenstoff und Sauerstoff abzusondern. Der Kalkstein ist eine *chemische Verbindung*, seine *chemischen Bestandteile* sind Calcium, Kohlenstoff und Sauerstoff.

Schon diese Erörterungen lassen erkennen, daß die chemischen Verbindungen wesentlich verschieden sind von den *Mischungen* oder *Gemengen*. In diesen kann man die Mischungsbestandteile allermeist schon mit dem bloßen oder dem verschärften Auge erkennen; in ihnen finden sich die Eigenschaften der Gemengteile wieder, und sie lassen sich durch mechanische Mittel leicht zerlegen. Eine chemische Verbindung bildet dagegen eine in sich ganz gleichartige Masse, die Eigenschaften ihrer chemischen Bestandteile sind in ihr nicht mehr wahrzunehmen, sie treten erst wieder hervor, wenn die Verbindung chemisch zersetzt wird.

Die Körper Eisen, Calcium, Kohlenstoff, Sauerstoff noch weiter zu zerlegen, ist bis jetzt nicht gelungen. Nach dem augenblicklichen Stande unseres Wissens müssen wir sie als einfache Körper ansehen. Auch bei der Analyse der zahlreichen übrigen in der Natur vorkommenden chemischen Verbindungen gelangt man schließlich zu Körpern, die allen Bestrebungen, sie weiter zu spalten oder etwas Andersartiges von ihnen abzutrennen, widerstehen. Man nennt sie daher *einfache Körper*, auch *Grundstoffe* oder *Elemente*. Derartige Stoffe kennt man augenblicklich etwa 80¹⁾. Sie finden sich in der Tabelle auf S. 11 verzeichnet.

¹⁾ Ob damit die Zahl der einfachen Körper abgeschlossen ist, erscheint sehr fraglich gegenüber der Tatsache, daß ein nicht unbeträchtlicher Teil der jetzt bekannten Elemente erst durch die verschärften Untersuchungsmethoden der neueren Zeit aufgefunden wurde. Auf der anderen Seite ist es nicht ausgeschlossen, daß es in Zukunft gelingen wird, Körper, die wir augenblicklich als Elemente ansehen, noch weiter zu zerlegen. Ja eine große Anzahl neuerer Erfahrungen macht es wenigstens nicht unwahrscheinlich, daß alle oder fast alle sogenannten chemischen Elemente auf einen oder mehrere Urstoffe zurückzuführen sind.

Zusammenstellung der augenblicklich bekannten Elemente mit Angabe ihres Zeichens („Symbols“¹⁾), ihres Atomgewichtes (bezogen auf Wasserstoff = 1,00)¹⁾ und ihrer Wertigkeit.¹⁾

Name der Elemente	Zeichen	Atomgewicht	Wertigkeit	Name der Elemente	Zeichen	Atomgewicht	Wertigkeit
a) Nichtmetalle oder Metalloide.							
Antimon (Stibium)	Sb	119,6	3, 5	Gold (Aurum) . . .	Au	196,7	1, 3
Argon	Ar	40	?	Indium	In	113,4	3
Arsen	As	74,9	3, 5	Iridium	Ir	192,3	2, 4, 6
Bor	B	10,9	3	Kalium	K	39,04	1
Brom	Br	79,76	1, 3, 5, 7	Kobalt (Cobaltum) .	Co	59,6	2, 4
Chlor	Cl	35,37	1, 3, 5, 7	Kupfer (Cuprum) .	Cu	63,3	2
Fluor	F	19,0	1	Lanthan	La	138,0	4
Helium	He	4	?	Lithium	Li	7,01	1
Jod	J	126,9	1, 3, 5, 7	Magnesium	Mg	24,3	2
Kohlenstoff (Carbo, Carboneum)	C	11,97	4	Mangan	Mn	54,8	2, 4, 6, 7
Krypton	Kr	81	?	Molybdän	Mo	95,8	6
Neon	Ne	20	?	Natrium	Na	22,99	1
Phosphor	P	30,96	3, 5	Neodym	Nd	143	3
Sauerstoff (Oxygenium)	O	15,96	2	Nickel	Ni	58,6	2, 4
Schwefel (Sulfur) .	S	31,98	2, 4, 6	Niob	Nb	93	5
Selen	Se	78,9	2, 4, 6	Osmium	Os	189,5	2, 4, 6, 8
Silicium	Si	28,3	4	Palladium	Pd	106,2	2, 4, 6
Tellur	Te	127,6	2, 4, 6	Platin	Pt	194,3	2, 4, 6
Stickstoff (Nitrogenium)	N	14,01	3, 5	Praseodym	Pr	139	3
Wasserstoff (Hydrogenium)	H	1	1	Quecksilber	Hg	199,8	2
Wismut	Bi	208,4	3, 5	Radium	Ra	225	?
Xenon	Xe	127	?	Rhodium	Rh	104,1	2, 4, 6
b) Metalle.							
Aluminium	Al	27,0	4	Rubidium	Rb	85,2	1
Baryum	Ba	136,8	2	Ruthenium	Ru	103,6	2, 4, 6, 8
Beryllium	Be	9,0	2	Samarium	Sa	149	3
Blei (Plumbum) . .	Pb	206,4	2, 4	Scandium	Sc	44,0	?
Cadmium	Cd	111,7	2	Silber (Argentum) .	Ag	107,66	1
Cäsium	Cs	132,5	1	Strontium	Sr	87,3	2
Calcium	Ca	39,9	2	Tantal	Ta	182,0	5
Cer	Ce	140,0	4	Terbium	Tb	159	?
Chrom	Cr	52,0	4, 6	Thallium	Tl	202,6	1, 3
Eisen (Ferrum) . . .	Fe	55,9	2, 4, 6	Thorium	Th	231	4
Erbium	Er	165	2	Thulium	Tu	169	?
Gadolinium	Gd	156	?	Titan	Ti	48,0	4
Gallium	Ga	69,8	4	Uran	U	239,0	4, 6
Germanium	Ge	72	?	Vanadin	V	51	3, 5
				Wolfram	Wo	183,5	6
				Ytterbium	Yb	172	?
				Yttrium	Y	88	4
				Zink	Zn	65,1	2
				Zirn (Stannum) . . .	Sn	118	4
				Zirkonium	Zr	90	4

¹⁾ Die Erklärung dieser Bezeichnung s. u.

Die Elemente Chlor, Fluor, Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff, ferner von den selteneren Argon, Helium, Krypton, Neon und Xenon sind unter gewöhnlichen Verhältnissen luftförmige Körper (Gase); Brom und Quecksilber sind Flüssigkeiten, alle übrigen Elemente feste Körper.

Um die Übersicht zu erleichtern, teilt man die Elemente gewöhnlich in zwei Klassen: in *Metalle* und *Nichtmetalle* oder „*Metalloide*“¹⁾. Die Metalle zeigen „Metallglanz“ und sind gute Leiter für Wärme und Elektrizität, Eigenschaften, die den Nichtmetallen abgehen oder doch in geringerem Grade innewohnen. Ihre Verbindungen mit Sauerstoff besitzen zumeist basischen Charakter. Die Nichtmetalle gehen mit Wasserstoff weit leichter als die Metalle Verbindungen ein, und diese sind in der Regel gasförmige Körper. Ihre Sauerstoffverbindungen bilden mit Wasser allermeist zusammengesetzte Körper von saurem Charakter (Säuren, s. u.).

Bei den Metallen unterscheidet man zwischen leichten (spez. Gewicht unter 5) und schweren Metallen.

Die leichten Metalle teilt man gewöhnlich ein in

Metalle der Alkalien²⁾: Kalium, Natrium, außerdem Rubidium, Cäsium, Lithium;

Metalle der alkalischen Böden²⁾: Calcium, Baryum, Strontium, Magnesium;

Metalle der Erden²⁾: Aluminium, außerdem Zirkonium, Thorium u. a.

§ 5.

Atom, Molekül, Atomgewicht, Molekulargewicht. Lassen sich die Körper, die wir als Elemente bezeichnen, mit den uns bekannten Hilfsmitteln auch nicht in *verschiedenartige* Stoffe zerlegen, so kann man sie doch durch mechanische Mittel in kleinere *gleichartige* Teile spalten. Aller Wahrscheinlichkeit nach erreicht aber die Teilbarkeit schließlich

¹⁾ Die Einteilung der Elemente in Metalle und Nichtmetalle ist die althergebrachte, und sie genügt für die Zwecke dieses Buches. Es darf aber nicht verschwiegen werden, daß eine scharfe Grenze zwischen beiden Klassen sich nicht ziehen läßt. Manche Elemente, die wir ihren äußeren Eigenschaften nach zu den Metallen rechnen müßten, und die in den Lehrbüchern der Mineralogie auch den Metallen zugesellt werden, z. B. das Arsen, Antimon, Wismut, stehen in ihrem chemischen Verhalten dem Stickstoff und Phosphor so nahe, daß man vom chemischen Standpunkte aus sie in die Klasse der Nichtmetalle verweisen muß. Die neuere Chemie hat das alte Einteilungsprinzip fallen lassen. Sie ordnet die Elemente nach gewissen Eigenschaften, die mit der Größe des Atomgewichts (s. u.) in enger Beziehung zu stehen scheinen („Natürliches“ oder „Periodisches“ System).

²⁾ Unter „Alkalien“, „alkalischen Erden“ und „Erden“ versteht man die Oxyde oder Hydroxyde (§ 10) der Alkalimetalle, alkalischen Erdmetalle und Erdmetalle.

eine Grenze. Nach unserer heutigen („atomistischen“) Anschauung bestehen die Elemente aus sehr kleinen (aber nicht etwa unendlich kleinen) Teilchen, die sich durchaus nicht weiter zerlegen lassen und daher *Atome* (von $\alpha\tauομος$ = unteilbar) genannt werden. Sie besitzen ein bestimmtes unveränderliches Gewicht, eine bestimmte Größe und alle für das Element kennzeichnenden Eigenschaften. Jedes Element besteht aus gleichartigen, gleich großen und gleich schweren Atomen; die Atome verschiedener Elemente sind verschiedenartig, verschieden groß und verschieden schwer. Das *absolute* Gewicht der verschiedenen Atome kennen wir nicht, wohl aber kann man bestimmen, wievielmal schwerer das Atom irgendeines Elementes ist als das eines anderen. So wissen wir z. B., daß ein Atom Sauerstoff 15,96 (rund 16) mal, ein Atom Kohlenstoff 11,97 (rund 12) mal, ein Atom Eisen 55,9 (rund 56) mal schwerer ist als ein Atom Wasserstoff. Da das Wasserstoffatom von allen bekannten Atomen das geringste Gewicht besitzt, so bezieht man das Gewicht aller übrigen Atome auf das des Wasserstoffatoms als Einheit. Man setzt das Gewicht eines Wasserstoffatoms gleich 1, dann wird das Gewicht des 15,96 mal schwereren Sauerstoffatoms durch die Zahl 15,96, das des Kohlenstoffatoms durch die Zahl 11,97, das des Eisenatoms durch die Zahl 55,9 ausgedrückt. Diese Zahlen nennt man schlechthweg *Atomgewichte*¹⁾.

Die Atomgewichte der einzelnen Elemente sind auf der Übersichtstabelle (S. 11) angegeben.

Vereinigt sich ein Element mit einem anderen, so lagert sich nach der atomistischen Anschauung im einfachsten Falle immer ein Atom des einen mit einem Atom des anderen Elementes aneinander. So tritt bei Vereinigung des Calciums mit Sauerstoff immer ein Atom Calcium mit einem Atom Sauerstoff zu einer Atomgruppe Calciumoxyd (s. o.) zusammen. Es können aber auch ein Atom eines Elementes mit zwei oder mehr und ferner mehrere Atome eines Elementes mit mehreren Atomen eines anderen Elementes und endlich ein oder mehrere Atome von mehr als zwei Elementen sich aneinanderlagern. So besteht z. B. Kohlendioxyd (s. o.) aus Atomgruppen, deren jede 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atome Sauerstoff, das Eisenoxyd aus Atomgruppen, deren jede 2 Atome Eisen und 3 Atome Sauerstoff, der Eisenrost aus Atomgruppen, deren jede 2 Atome Eisen, 6 Atome Sauerstoff und 6 Atome Wasserstoff enthält.

Diese Atomgruppen bezeichnet man als *Moleküle* (von *molecula* = sehr kleine Masse). Sie bilden die kleinsten, als solche nicht mehr zerlegbaren Teilchen einer chemischen Verbindung. Jede chemische Verbindung besteht aus lauter gleichartigen Molekülen; das Gewicht jedes Moleküls, das *Molekulargewicht*, setzt sich aus dem Gewicht der darin enthaltenen Atome

¹⁾ Zutreffender wäre die Bezeichnung *relative Atomgewichte*.

zusammen. Ist z. B. das Atomgewicht des Kohlenstoffs 11,97, das des Sauerstoffs 15,96, so ist das Molekulargewicht des (aus 1 Atom Kohlenstoff und 2 Atomen Sauerstoff bestehenden) Kohlendioxyds $11,97 + 2 \times 15,96 = 43,89^1$).

Zahlreiche Erscheinungen führen zu folgenden Anschauungen über die innere Beschaffenheit des Stoffs:

Auch in den einfachen Körpern (Elementen) sind mehrere, meistens zwei Atome zu fester gefügten, als Moleküle zu bezeichnenden Gruppen vereinigt.

Weder die einfachen noch die zusammengesetzten Stoffe sind in sich absolut zusammenhängende Massen. Vielmehr sind in beiden die einzelnen Moleküle durch Zwischenräume voneinander getrennt, die bisweilen größer als die Moleküle selbst, aber so klein sind, daß sie ebensowenig wie die Atome und Moleküle für das leibliche Auge sichtbar sind ²⁾. Die Moleküle eines Körpers sind daher frei beweglich und aneinander verschiebbar, und zwar um so leichter, je größer die Zwischenräume sind ³⁾. (Ihre unter gewöhnlichen Verhältnissen stets vorhandene Bewegung, den Anprall der schwingenden Moleküle gegen den fühlenden Finger empfinden wir als Wärme [Lehre der „mechanischen Wärmetheorie“].)

§ 6.

Das Gesetz der „konstanten Proportionen“. Ist die Vorstellung, die wir uns über die Natur der Atome und über den Vorgang der chemischen Verbindung gebildet haben, richtig, so muß notwendig die Vereinigung zweier oder mehrerer Elemente zu einer chemischen Verbindung stets nach ganz bestimmten unveränderlichen Gewichtsverhältnissen erfolgen, nämlich in dem Verhältnis der in die Verbindung eintretenden Atomgewichte.

Wenn z. B. ein Atom Calcium (Atomgewicht 39,9) mit einem Atom Sauerstoff (Atomgewicht 15,96) sich vereinigt, so kommen in einem Molekül Calciumoxyd auf 39,9 Gewichtsteile Calcium 15,96 Gewichtsteile Sauerstoff. Da die Atomgewichte des Calciums wie des Sauerstoffs unveränderlich sind, so erfolgt auch die Vereinigung von x Atomen Calcium mit x Atomen Sauerstoff in dem Gewichtsverhältnis von 39,9 : 15,96, und in x Molekülen, d. h. in jeder beliebigen Menge Calciumoxyd kommen auf 39,9 Gewichtsteile Calcium stets 15,96 Gewichtsteile Sauerstoff.

¹⁾ Auch diese Zahl bedeutet natürlich nicht das *absolute* Gewicht eines Moleküls Kohlendioxyd; sie sagt vielmehr nur, daß ein Molekül Kohlendioxyd 43,89 mal so schwer ist als ein Atom Wasserstoff.

²⁾ So erscheint uns von weitem ein Wald als eine fest zusammenhängende Masse, weil unser Auge die Lücken zwischen den Stämmen nicht erkennt (J. T. W e b e r).

³⁾ Am kleinsten sind sie bei festen, größer bei flüssigen, am größten bei luftförmigen Körpern.

In einem wie in jeder beliebigen Menge von Kohlendioxydmolekülen kommen auf 1 Atom Kohlenstoff stets 2 Atome Sauerstoff oder, da das Atomgewicht jedes Kohlenstoffatoms 11,97, jedes Sauerstoffatoms 15,96 ist, auf 11,97 Gewichtsteile Kohlenstoff $2 \times 15,96$, d. i. 31,92 Gewichtsteile Sauerstoff, usf.

In jeder bestimmten chemischen Verbindung wo und wie immer sie entstanden sein mag, sind die Elemente, aus denen sie besteht, stets in demselben Gewichtsverhältnis enthalten (*Gesetz der konstanten Proportionen*)¹⁾.

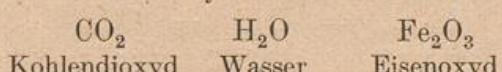
§ 7.

Chemische Zeichensprache. Um den Vorgang der chemischen Vereinigung wie der chemischen Zerlegung bequem darstellen zu können, bezeichnet man jedes Element mit dem Anfangsbuchstaben seines lateinischen Namens, wenn nötig unter Zufügung eines zweiten Buchstabens. So hat der Sauerstoff (Oxygenium) das „Zeichen“ (oder „Symbol“) O, das Element Wasserstoff (Hydrogenium) das Zeichen H, das Element Magnesium das Zeichen Mg erhalten. Diese — auch in der Übersicht über die Elemente aufgeführten — Zeichen bedeuten aber nicht bloß den Namen, sondern zugleich die durch die Atomgewichtszahl ausgedrückte Gewichtsmenge der Elemente oder, wie man schlechtweg sagen kann, ein Atom des Elementes.

Durch Nebeneinanderstellen mehrerer Zeichen wird ausgedrückt, daß die betreffenden Elemente chemisch miteinander verbunden sind. Z. B. bedeutet der „Ausdruck“ oder die „Formel“



ein Molekül Calciumoxyd, worin 1 Atom Calcium mit 1 Atom Sauerstoff oder 39,9 Gewichtsteile Calcium mit 15,96 Gewichtsteilen Sauerstoff zu 55,86 Gewichtsteilen Calciumoxyd verbunden sind. Die Formeln



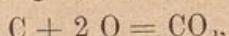
lassen erkennen, daß in einem Molekül Kohlendioxyd ein Atom Kohlenstoff mit *zwei* Atomen Sauerstoff, in einem Molekül Wasser *zwei* Atome Wasser-

¹⁾ Die Richtigkeit dieses Satzes erleidet keine Einbuße durch die Tatsache, daß nicht selten mehrere Elemente in verschiedenen Gewichtsverhältnissen (nach dem *Gesetz der „multiplen“ Proportionen*) sich miteinander vereinigen. So kann sich ein Atom Kohlenstoff sowohl mit einem als auch mit zwei Atomen Sauerstoff verbinden. Im ersten Falle entsteht *Kohlenoxyd*, eine Verbindung, in der auf 11,97 Gewichtsteile Kohlenstoff 15,96 Gewichtsteile Sauerstoff kommen; im anderen Fall entsteht *Kohlendioxyd*, das auf 11,97 Gewichtsteile Kohlenstoff $2 \times 15,96 = 31,92$ Gewichtsteile Sauerstoff enthält. Beide Verbindungen sind ganz verschiedenartige Körper, und für jede von ihnen gilt das Gesetz der konstanten Proportionen.

stoff mit einem Atom Sauerstoff, in einem Molekül Eisenoxyd *zwei* Atome Eisen mit *drei* Atomen Sauerstoff verbunden sind. Damit ist zugleich gesagt, daß in der Verbindung:

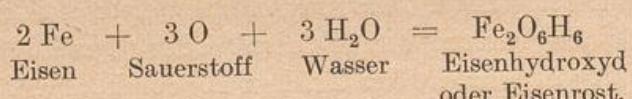
Wasser . . . auf 2 Gewichtsteile Wasserstoff 15,96 Gewichtsteile Sauerstoff,
 Kohlendioxyd „ 11,97 „ Kohlenstoff 31,92 „ „ „
 Eisenoxyd . . „ 55,9 „ Eisen 47,88 „ „ „
 kommen.

Den Vorgang der chemischen Vereinigung drückt man durch eine chemische Gleichung z. B. wie folgt aus:



d. h. 1 Atom Kohlenstoff vereinigt sich mit 2 Atomen Sauerstoff zu einem Molekül Kohlendioxyd.

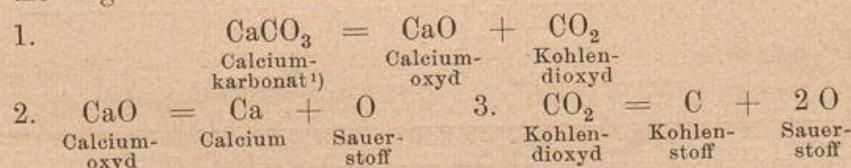
Das Rosten des Eisens (s. o.) vollzieht sich nach folgender chemischen Gleichung:



Hiernach vereinigen sich beim Liegen des Eisens an feuchter Luft immer 2 Atome Eisen mit 3 Atomen Sauerstoff (aus der Luft) und den Wasserstoff- und Sauerstoffatomen aus 3 Molekülen Wasser (Luftfeuchtigkeit) zu einem Molekül Eisenhydroxyd. Mit Hilfe der Atomgewichte berechnet sich aus dieser Gleichung leicht, daß

111,8 Gewichtsteile Eisen 213,50 Gewichtsteile Eisenröst
oder 100 „ „ „ 190,96 „ „ „
liefern.

Die Zerlegung des Kalksteins (s. o.) in seine Bestandteile kann man durch die folgenden chemischen Gleichungen ausdrücken:



Der durch Gleichung 1 veranschaulichte Vorgang vollzieht sich im Kalkofen. Hier zerfällt jedes Molekül Calciumkarbonat in 1 Molekül Calciumoxyd und 1 Molekül Kohlendioxyd. Durch chemische Mittel können diese beiden Körper noch weiter zerlegt werden. Nach Gleichung 2 liefert hierbei immer 1 Molekül Calciumoxyd 1 Atom Calcium und 1 Atom Sauerstoff, nach Gleichung 3 1 Molekül Kohlendioxyd 1 Atom Kohlen-

¹⁾ Kalkstein in völlig reinem Zustande besteht aus einer chemischen Verbindung, die man nach der älteren chemischen Sprache als kohlensauren Kalk, nach der neueren als Calciumkarbonat (auch als kohlensaures Calcium) bezeichnet.

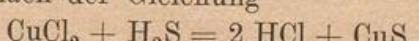
stoff und 2 Atome Sauerstoff. Diese Gleichungen gestatten es, wieder an der Hand der Atomgewichte, die Vorgänge auch „quantitativ“ zu verfolgen:

1 Molekül, d. i. $(39,9 + 11,97 + 3 \times 15,96 =) 99,75$ Gewichtsteile Calciumkarbonat, liefert im Kalkofen 1 Molekül, d. i. $(39,9 + 15,96 =) 55,86$ Gewichtsteile Calciumoxyd („gebrannten Kalk“) und 1 Molekül, d. i. $(11,97 + 2 \times 15,96 =) 43,89$ Gewichtsteile Kohlendioxyd. Bei weiterer chemischer Zersetzung zerfallen die 55,86 Gewichtsteile Calciumoxyd in 39,9 Gewichtsteile Calcium und 15,96 Gewichtsteile Sauerstoff und die 43,89 Gewichtsteile Kohlendioxyd in 11,97 Gewichtsteile Kohlenstoff und 31,92 Gewichtsteile Sauerstoff.

§ 8.

Chemische Verwandtschaft; Massenwirkung; Wechselzersetzung. Das den chemischen Elementen in höherem oder geringerem Grade eigene Bestreben, mit anderen Elementen sich chemisch zu verbinden, bezeichnet man als chemische *Verwandtschaft* oder *Affinität*¹⁾ (auch „Spannkraft“ oder „Energie“). Wie große Unterschiede die verschiedenen Elemente hinsichtlich ihres Vereinigungsbestrebens aufweisen, geht z. B. aus der Tatsache hervor, daß das Element Stickstoff nur mit vereinzelten anderen Elementen sich unmittelbar vereinigt, daß dagegen der Sauerstoff bald langsamer, bald schneller schon bei bloßer Berührung, besonders leicht bei höherer Temperatur mit fast allen Elementen Verbindungen eingeht. Der Stickstoff ist ein „träges“ Element, er besitzt eine „schwache“, der Sauerstoff eine „starke“ Verwandtschaft.

Die Vereinigung zweier oder mehrerer Elemente zu einer chemischen Verbindung ist nicht nur abhängig von der stärkeren oder schwächeren Verwandtschaft, sondern auch von dem Mengenverhältnis, in dem sie aufeinander einwirken. So kann ein mit schwächerer Energie begabtes Element ein stärker begabtes aus seinen Verbindungen verdrängen, wenn es in sehr großer Menge vorhanden ist (Beispiele s. u.). Man nennt diese Erscheinung *chemische Massenwirkung*. Sie wird uns in der Bodenkunde noch vielfach begegnen. Die Unterschiede in der Stärke der chemischen Verwandtschaft sprechen sich auch in dem Vorgang der *Wechselzersetzung* aus. Wenn zwei chemische Verbindungen aufeinander einwirken, so erfolgt eine Umsetzung der verschiedenen Bestandteile nach Maßgabe ihrer stärkeren oder schwächeren Verwandtschaft. Kommen z. B. Chlorkupfer und Schwefelwasserstoff zusammen, so entsteht daraus Chlorwasserstoff und Schwefelkupfer nach der Gleichung



¹⁾ Eine nicht glücklich gewählte Bezeichnung, da die unähnlichsten Elemente meist das größte Vereinigungsstreben besitzen.

weil das Chlor eine stärkere Verwandtschaft zum Wasserstoff hat als dieser zum Schwefel. (Weiteres über die Wechselzersetzung s. u. § 19.)

§ 9.

Valenz oder Wertigkeit der Elemente; gesättigte und ungesättigte Verbindungen, Radikale. Wir haben vorhin gesehen, daß ein Atom Calcium mit einem Atom Sauerstoff zu *einem* Molekül Calciumoxyd (CaO), ein Atom Kohlenstoff hingegen mit *zwei* Atomen Sauerstoff zu einem Molekül Kohlendioxyd (CO₂) sich vereinigen kann. Das Kohlenstoffatom besitzt mithin ein größeres Bindungsvermögen als das Calciumatom. Auch bei den Atomen anderer Elemente findet man eine verschieden große Atombindekraft. Am deutlichsten spricht sich das in ihrem Verhalten gegen die Wasserstoffatome aus. So vereinigt sich

ein Atom *Chlor* mit *einem* Atom Wasserstoff zu einem Molekül Chlorwasserstoff Cl + H = HCl,

ein Atom *Sauerstoff* mit *zwei* Atomen Wasserstoff zu einem Molekül Wasser O + 2 H = H₂O,

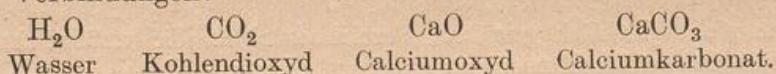
ein Atom *Stickstoff* mit *drei* Atomen Wasserstoff zu einem Molekül Ammoniak N + 3 H = H₃N,

ein Atom *Kohlenstoff* mit *vier* Atomen Wasserstoff zu einem Molekül Methan („Sumpfgas“) C + 4 H = CH₄.

Ein Chloratom besitzt mithin die gleiche Bindekraft wie ein Wasserstoffatom. Bezeichnet man das Wasserstoffatom als „*einwertig*“, so ist auch das Chloratom einwertig. Das Sauerstoffatom besitzt die doppelte Bindekraft oder „*Wertigkeit*“ wie das Chlor- und das Wasserstoffatom, es ist *zweiwertig*, der Stickstoff ist *drei-*, der Kohlenstoff *vierwertig*. Ein Fluoratom besitzt die gleiche Wertigkeit wie ein Chloratom. Das Element *Schwefel*, das mit dem Wasserstoff eine Verbindung von der Zusammensetzung H₂S (Schwefelwasserstoff) eingeht, ist dem Sauerstoff „*gleichwertig*“ oder „*äquivalent*“, der *Phosphor* ist dem Stickstoff, das Element *Silicium* dem Kohlenstoff äquivalent; denn der erstere vereinigt sich mit 3 Atomen Wasserstoff zu Phosphorwasserstoff (PH₃), das letztere mit 4 Atomen Wasserstoff zu Siliciumwasserstoff (SiH₄).

Die verschiedene Wertigkeit der Elemente bezeichnet man auch durch den Ausdruck: Der Wasserstoff besitzt eine, der Sauerstoff zwei, der Stickstoff drei usw. *Verwandschaftseinheiten* oder *Valenzen*.

„*Gesättigt*“ nennt man eine Verbindung, wenn sämtliche Valenzen eines Bestandteiles durch die Valenzen der übrigen Bestandteile in Anspruch genommen, „*gebunden*“, „*gesättigt*“ werden. Gesättigt sind z. B. folgende Verbindungen:



Im *Wasser* werden die beiden Valenzen des zweiwertigen Sauerstoffatoms durch die 2 Valenzen der beiden einwertigen Wasserstoffatome, im *Kohlendioxyd* die 4 Valenzen des Kohlenstoffatoms durch die 4 der beiden Sauerstoffatome gesättigt. Im *Calciumoxyd* binden die 2 Valenzen des zweiwertigen Calciums die 2 des Sauerstoffatoms, im *Calciumkarbonat* die 6 Valenzen der 3 zweiwertigen Sauerstoffatome die (im ganzen) 6 Valenzen des zweiwertigen Calcium- und des vierwertigen Kohlenstoffatoms.

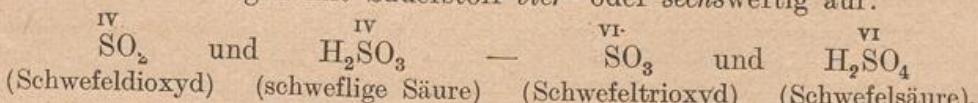
Die Verbindungen bleiben gesättigt, wenn einzelne ihrer Bestandteile durch *gleichwertige* Körper vertreten werden, wenn z. B.

im *Wassermolekül* an die Stelle des Sauerstoffs das gleichwertige Schwefelatom tritt: H_2S (Wasserstoffsulfid oder Schwefelwasserstoff);
 im *Kohlendioxyd* der Kohlenstoff durch das gleichwertige Silicium ersetzt („substituiert“) wird: SiO_2 (Siliciumdioxyd oder Kieselerde);
 im *Calciumoxyd* das Calcium durch das gleichfalls zweiwertige Magnesium, oder der Sauerstoff durch Schwefel vertreten wird: MgO (Magnesiumoxyd oder Magnesia), CaS (Calciumsulfid oder Schwefelcalcium) oder endlich
 im *Calciumkarbonat* an die Stelle des einen zweiwertigen Calciumatoms zwei einwertige Kaliumatome oder ein Kaliumatom und ein Wasserstoffatom treten: K_2CO_3 (Kaliumkarbonat oder kohlensaures Kalium), $KHCO_3$ (saures Kaliumkarbonat oder doppelkohlensaures Kalium).

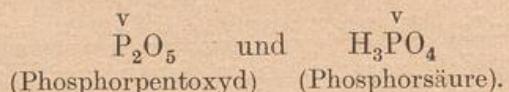
Ein Atom des einwertigen Elementes Chlor kann wohl mit einem Atom des einwertigen Natriums eine gesättigte Verbindung schließen: $NaCl$ (Natriumchlorid oder „Kochsalz“), dagegen wird ein Atom der zweiwertigen Elemente Calcium, Magnesium erst durch zwei Atome Chlor gesättigt: $CaCl_2$, $MgCl_2$ (Calciumchlorid, Magnesiumchlorid).

Die Lehre von der Wertigkeit (Valenzlehre) beruht nicht wie die Lehre von der konstanten Zusammensetzung der chemischen Verbindungen auf einem klar erkannten Naturgesetz, sondern nur auf einer Annahme (Hypothese, die in sehr vielen Fällen eine befriedigende Erklärung für die Bindungsart der verschiedenen Atome bringt.

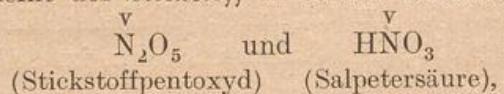
Gewisse Verbindungen zwingen uns aber zu der Folgerung, daß die Wertigkeit keine *Grundeigenschaft* der Elemente ist, daß sie vielmehr unter verschiedenen Verhältnissen verschieden sein kann. So tritt z. B. der Schwefel in seiner Verbindung mit Wasserstoff *zweiwertig*: H_2S , in seinen Verbindungen mit Sauerstoff *vier-* oder *sechswertig* auf:



Dem Phosphoratom muß man nach seiner Wasserstoffverbindung (PH_3) *drei* Valenzen zuerkennen. In seinen Sauerstoffverbindungen besitzt es dagegen *fünf* Valenzen:



Ebenso erscheint der *Stickstoff* in seinen Sauerstoffverbindungen:

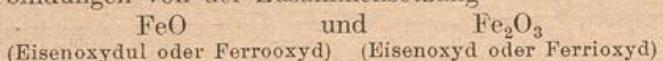


aber auch in gewissen Wasserstoffverbindungen nicht als drei-, sondern als ^Vfünfwertig, z. B. im Salmiak: NH_4Cl .

In der Übersichtstabelle über die Elemente (S. 11) ist die Wertigkeit oder die Zahl der Valenzen aufgeführt, die den verschiedenen Elementen zugeschrieben wird ¹⁾.

Werden den Molekülen einer gesättigten Verbindung Atome entzogen, so bleiben gewöhnlich ²⁾ ungesättigte Atomgruppen oder „Reste“ zurück, die nur ausnahmsweise im freien Zustande bestehen, dagegen in chemischen Verbindungen die Stelle von Elementen vertreten können. Solche ungesättigten Atomgruppen nennt man *Radikale*. Denkt man sich z. B. aus der gesättigten Verbindung Wasser: H_2O ein Wasserstoffatom herausgenommen, so bleibt ein Rest oder ein Radikal OH zurück, das eine freie

¹⁾ Nicht selten kann man die Annahme eines Wechsels der Wertigkeit durch die Anschauung vermeiden, daß ein Teil der Valenzen eines Atoms dazu diene, ein anderes gleichartiges Atom an sich zuketten. Manche Beobachtungen lassen z. B. darauf schließen, daß das Eisen unter gewöhnlichen Verhältnissen ^{IV} stets vierwertig ist (z. B. die Verbindung Eisenbisulfid $[\text{FeS}_2]$). Nun kennt man aber Eisenverbindungen von der Zusammensetzung



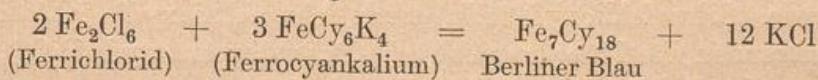
Nach der ersten scheint das Eisen als *zweiwertiges*, in der zweiten als *dreiwertiges* Element aufzutreten. Man kann sich aber auch denken, daß in beiden Verbindungen das Eisen vierwertig ist, daß aber auch das Ferrooxyd-Molekül in Wirklichkeit 2 Eisenatome, also die Zusammensetzung Fe_2O_2 besitzt, und daß dann beim Ferrooxyd zwei, beim Ferrioxyd eine Valenz dazu verwendet wird, das andere Eisenatom an sich zu binden. Dann bleiben von den beiden Eisenatomen des Eisenoxyduls vier, von denen des Eisenoxyds sechs Valenzen übrig, die im ersten Falle durch die vier, im anderen durch die sechs Valenzen der vorhandenen Sauerstoffatome ausgeglichen werden. Übrigens unterscheidet man gewöhnlich zwischen zweiwertigem und dreiwertigem Eisen und bezeichnet die Verbindungen des zweiwertigen Eisens als *Ferro-*, die des dreiwertigen als *Ferri-*verbindungen.

²⁾ Nicht immer. So kann die gesättigte Verbindung Calciumsulfat CaSO_4 durch Entziehung des Sauerstoffs („Reduktion“) in die gleichfalls gesättigte Verbindung Calciumsulfid CaS übergehen. Im Calciumsulfat werden die 8 Valenzen der 4 Sauerstoffatome durch die (im ganzen) 8 Valenzen des Calciumatoms und des hier sechswertigen Schwefelatoms ausgeglichen. Im Calciumsulfid tritt der Schwefel zweiwertig auf und bildet mithin mit dem gleichfalls zweiwertigen Calcium eine gesättigte Verbindung.

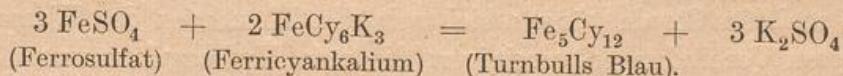
Valenz enthält und Hydroxyl genannt wird. Das Radikal Hydroxyl findet sich in einer großen Zahl von Verbindungen wieder. Im „Ätzkali“ ist es an ein Atom Kalium gebunden: KOH, das zweiwertige Calciumatom vereinigt sich mit zwei Hydroxylgruppen zu Ätzkalk = $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oder CaO_2H_2 .

Auch die Gruppe NH_4 , die im Salmiak (s. o.) mit einem Atom Chlor verbunden ist, kann man als ein einwertiges Radikal ansehen. (Seine 4 Wasserstoffatome binden nur 4 Valenzen des in diesem Falle *fünf*-wertigen Stickstoffatoms). Es wird *Ammonium* genannt und bildet einen Bestandteil zahlreicher Verbindungen (z. B. des Ammoniumsulfates $[\text{NH}_4]_2\text{SO}_4$), die große Ähnlichkeit mit den entsprechenden Kalium- und Natriumverbindungen aufweisen¹⁾.

Ein anderes, in zahlreichen Verbindungen auftretendes, gleichfalls einwertiges Radikal ist das Cyan CN, auch durch das Symbol Cy gekennzeichnet. Es ist ein Bestandteil der äußerst giftigen Verbindungen Cyanwasserstoff (HCy) oder „Blausäure“ und Cyankalium (KCy). Ferner kommt es in zwei für die Erkennung von Eisenverbindungen wichtigen Salzen, dem Ferrocyanikalium (gelbes Blutlaugensalz) FeCy_6K_4 und dem Ferricyankalium („rotes Blutlaugensalz“) FeCy_6K_3 vor. Das Ferrocyanikalium gibt mit Ferrisalzen eine tiefblau gefärbte Verbindung („Berliner Blau“), das Ferricyankalium mit Ferroverbindungen eine gleichfalls blaue Verbindung, genannt „Turnbulls Blau“. Beides äußerst empfindliche Reaktionen auf Eisenoxyd- und Eisenoxydulverbindungen. Sie lassen sich durch folgende Gleichungen veranschaulichen:



und



Das Cyan verbindet sich mit Schwefel zu einem gleichfalls einwertigen Radikal dem Schwefelcyan oder Rhödan SCy. Dieses kann sich mit Wasserstoff und mit Metallen oder metallähnlichen Radikalen zu Rhodanverbindungen vereinigen (CySH , CySK , CySNH_4 usw.).

Die Rhodanverbindungen geben mit Ferrisalzen eine blutrote Färbung²⁾.

§ 10.

Oxydation, Oxyde, Hydroxyde, Säuren, Basen, Salze. Fast alle in der Bodenkunde zu besprechenden zusammengesetzten Körper gehören einer der folgenden Gruppen an: *Oxyde, Basen, Säuren, Salze*.

¹⁾ Von den Ammoniumverbindungen wird unten die Rede sein (§ 32).

²⁾ Gleichfalls sehr empfindliche Reaktion.

Das Fluor und einige seltene Gase ausgenommen, können alle Elemente sich mit Sauerstoff verbinden. Den Vorgang der direkten Vereinigung bezeichnet man als *Oxydation* oder *Verbrennung*¹⁾, die Vereinigungsprodukte als *Oxyde*. Wasserstoff, an der Luft entzündet, verbrennt, er vereinigt sich mit Sauerstoff, er wird zu Wasserstoffoxyd oder Wasser (H_2O) „oxydiert“. Die Metalle *Kalium*, *Natrium*, *Calcium* oxydieren sich beim Verbrennen an der Luft zu Kaliumoxyd oder Kali (K_2O), Natriumoxyd oder Natron (Na_2O), Calciumoxyd oder Kalk (CaO).

Geht ein Metall mehrere Verbindungen mit Sauerstoff ein, oder m. a. W. bildet es „niedere und höhere Oxydationsstufen“, so bezeichnete man nach der älteren chemischen Ausdrucksweise das *an Sauerstoff ärmere* als *Oxydul*, das *an Sauerstoff reichere* als *Oxyd*. So bildet z. B. das Eisen folgende Oxyde:

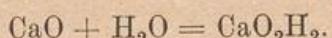


Die neuere chemische Sprache kennzeichnet die verschiedenartigen Oxyde dadurch, daß sie dem Namen des Metalls bei den an *Metall ärmeren* Verbindungen die Endung *i*, bei den an *Metall reicheren* die Endung *O* gibt. Danach erhält die Verbindung Fe_2O_3 den Namen Ferrioxyd, die Verbindung FeO , bei der schon auf (ein Atom Sauerstoff ein Atom Eisen oder) *zwei* Atome Sauerstoff *zwei* Atome Eisen kommen, den Namen *Ferrooxyd* und die Verbindung Fe_3O_4 den Namen Ferroferrioxyd (mineralogisch: Magneteisen).

Das Nichtmetall Schwefel kann bei seiner Vereinigung mit Sauerstoff zwei Oxyde, Schwefeldioxyd (SO_2) und Schwefeltrioxyd (SO_3) liefern. Beim Verbrennen des Phosphors entsteht Phosphorpentooxyd (P_2O_5), beim Verbrennen des Kohlenstoffs Kohlendioxyd (CO_2).

Die meisten Oxyde können sich mit den Elementen des Wassers zu gesättigten Verbindungen vereinigen, die man *Hydroxyde* nennt.

Calciumoxyd in Berührung mit Wasser geht in Calciumhydroxyd (Ätzkalk) über:



Das Calciumhydroxyd ist in Wasser etwas löslich, die Lösung („Kalkwasser“) hat einen laugenhaften Geschmack und bläut roten Lackmusfarbstoff. Diese Eigenschaften bezeichnet man als „*alkalische Reaktion*“. Mit Säuren zusammengebracht bildet es Salze (s. u.). Derartige Hydroxyde nennt man *Basen*, die Oxyde, woraus sie hervorgehen,

¹⁾ Als Verbrennung im gewöhnlichen Sinn, wenn die Vereinigung sich rasch unter lebhafter Wärme- und Lichtentwicklung vollzieht; als „*langsame Verbrennung*“, wenn sie nur allmählich und ohne oder doch nur mit ganz schwacher Lichtentwicklung erfolgt.

basenbildende Oxyde. „Alkalisch reagierende“ Basen sind z. B. das *Kaliumhydroxyd* oder Ätzkali (KOH), das *Natriumhydroxyd* oder Ätznatron¹⁾ (NaOH). Aus ihren Oxyden können sie entstehen nach der Gleichung:



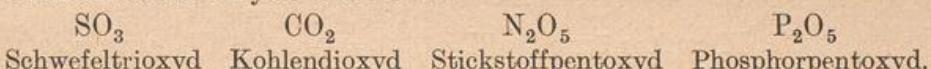
Nicht in Wasser löslich und deswegen auch nicht alkalisch reagierende Basen sind das *Ferrohydroxyd* FeO_2H_2 (in der älteren chemischen Sprache Eisenhydroxydul) und das *Ferrihydroxyd* $\text{Fe}_2\text{O}_6\text{H}_6$ (Eisenrost, s. o., früher auch als Eisenoxydhydrat bezeichnet).

Die Metalle liefern bei ihrer Vereinigung mit Sauerstoff allermeist basenbildende Oxyde.

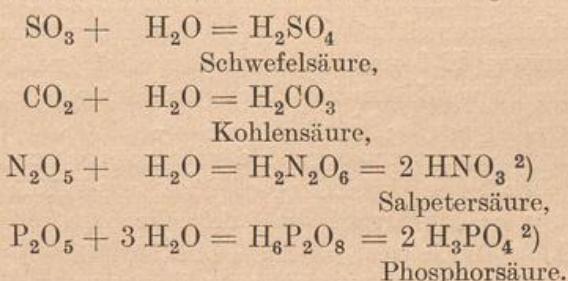
Andere Oxyde vereinigen sich mit den Elementen des Wassers zu Hydroxyden, die, falls sie in Wasser löslich sind, sauren Geschmack und die Fähigkeit besitzen, blauen Lackmusfarbstoff zu röten (sie zeigen „säure Reaktion“). Man nennt sie daher „säure bildende Oxyde“, ihre Hydroxyde aber *Säuren*. Mit Basen zusammengebracht, bilden sie Salze (s. u.).

Die meisten Nichtmetalle vereinigen sich mit Sauerstoff zu säurebildenden Oxyden.

Säurebildende Oxyde sind z. B.:



In Berührung mit Wasser liefern sie Säuren nach folgenden Gleichungen:



Oxyde, die mit den Elementen des Wassers sich weder zu Säuren noch zu Basen vereinigen, nennt man *indifferente Oxyde*. Beispiele: Wasser (H_2O), Kohlenoxyd (CO), Eisenhammerschlag oder Ferroferrioxyd (Fe_3O_4), Braunstein oder Manganperoxyd (MnO_2) („Mangansuper-

¹⁾ Die Lösung von Kaliumhydroxyd und Natriumhydroxyd in Wasser nennt man „Kalilauge“ und „Natronlauge“.

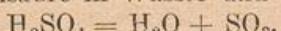
²⁾ In einem Molekül Salpetersäure sind nicht 2 Atome Wasserstoff, 2 Atome Stickstoff, 6 Atome Sauerstoff, in einem Molekül Phosphorsäure nicht 6 Atome Wasserstoff, 2 Atome Phosphor, 8 Atome Sauerstoff, sondern nur die Hälfte dieser Mengen enthalten; es entstehen bei den oben dargestellten Vorgängen also nicht ein, sondern *zwei* Moleküle Salpetersäure und Phosphorsäure.

oxyd“, „Manganhyperoxyd“) u. a. Nach den älteren chemischen Anschauungen bezeichnete man die basenbildenden Oxyde als Basen, die säurebildenden Oxyde als Säuren, ihre Hydroxyde aber sah man als Verbindungen mit Wasser an und bezeichnete sie dementsprechend als „Oxyhydrat“ und „Säurehydrat“. Zum Beispiel:
 CaO , H_2O (Verbindung von Kalk mit Wasser): „Kalkhydrat“,
 N_2O_5 , H_2O („ „ „ Salpetersäure mit Wasser): „Salpetersäurehydrat“,
 SO_3 , H_2O („ „ „ Schwefelsäure mit Wasser): „Schwefelsäurehydrat“¹⁾ usw.

Die jüngere Chemie sieht in den Basen Verbindungen eines Metalls, in den sauerstoffhaltigen²⁾ Säuren Verbindungen eines „Säureradikals“ (s. § 9) mit dem Radikal Hydroxyl (OH). Z. B.:

Calciumhydroxyd	CaO_2H_2	$= \text{Ca}(\text{OH})_2$,
Ferrohydroxyd	FeO_2H_2	$= \text{Fe}(\text{OH})_2$,
Ferrihydroxyd	$\text{Fe}_2\text{O}_6\text{H}_6$	$= \text{Fe}_2(\text{OH})_6$,
Salpetersäure	HNO_3	$= \text{NO}_2 \cdot \text{OH}$, (Nitroxyl) ³⁾
Schwefelsäure	H_2SO_4	$= \text{SO}_2(\text{OH})_2$, (Sulfuryl) ³⁾
Kohlensäure	H_2CO_3	$= \text{CO}(\text{OH})_2$, (Carbonyl) ³⁾
Phosphorsäure	H_3PO_4	$= \text{PO} \cdot (\text{OH})_3$ usw. (Phosphoryl) ³⁾

¹⁾ Daß in der Tat innerhalb des durch die chemische Formel H_2SO_4 gekennzeichneten Schwefelsäuremolekuls zwei in sich fester gefügte Atomgruppen von der Zusammensetzung H_2O und SO_3 enthalten sind, geht daraus hervor, daß beim Erhitzen die Schwefelsäure in Wasser und Schwefeltrioxyd zerfällt:

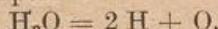


Derartige Vorgänge bezeichnet man nach dem französischen Chemiker D e v i l l e als Dissoziation chemischer Verbindungen. Man kennt ihrer eine große Anzahl. Zu ihnen gehört u. a. der Zerfall des Calciumkarbonats beim „Brennen“ des Kalksteins s. o.). $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Chlorammonium (Salmiak) spaltet sich beim Erhitzen:



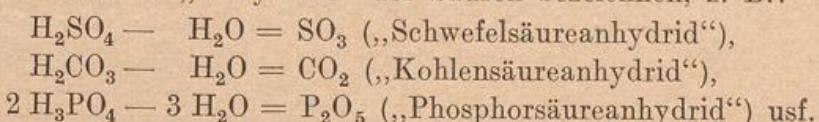
Wasser bei sehr hoher Temperatur:



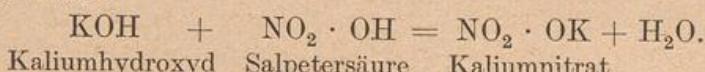
²⁾ Über sauerstofffreie Säuren s. § 11.

³⁾ Wenn der Stickstoff fünfwertig, der Sauerstoff zweiseitig ist, so besitzt das Säureradikal Nitroxyl NO_2 noch eine freie Valenz, die eine einwertige Hydroxylgruppe an sich ketten kann. Im Sulfuryl ist der Schwefel sechswertig. 4 Valenzen werden durch die 4 Valenzen der 2 Sauerstoffatome ausgeglichen, die überbleibenden 2 freien Valenzen können zwei Hydroxylgruppen binden. Das Radikal Carbonyl muß zweiseitig sein, weil das Kohlenstoffatom vier-, das Sauerstoffatom zweiseitig ist. Das Radikal der Phosphorsäure PO ist dreiwertig, weil von den 5 Valenzen des Phosphoratoms nur 2 durch die Valenzen des Sauerstoffatoms gesättigt werden.

Denkt man sich aus den Säuren Wasserstoff und Sauerstoff in dem Verhältnis, in dem sie Wasser bilden, herausgenommen, so bleiben die säurebildenden Oxyde, die man früher „Säuren“ nannte, zurück. Letztere kann man daher als „Anhydride“ der Säuren bezeichnen, z. B.:

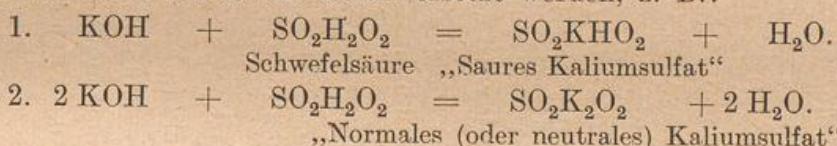


Säuren und Basen bilden miteinander unter gleichzeitiger Entstehung von Wasser *Salze*:



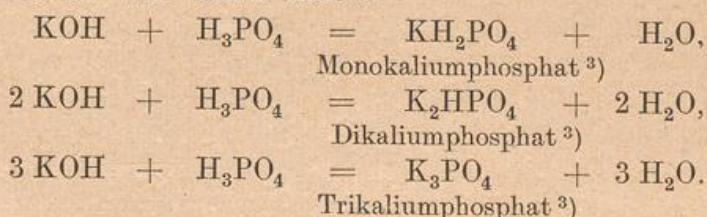
Bei der Salzbildung tritt also das Metall aus der Base an die Stelle des Wasserstoffs in der Hydroxylgruppe der Säure, während der letztere mit der Hydroxylgruppe der Base sich zu Wasser vereinigt¹⁾.

Enthält eine Säure mehrere Hydroxylgruppen, so können auch mehrere Wasserstoffatome durch ein Metall ersetzt werden, z. B.:

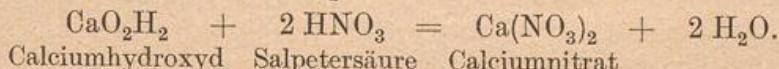


Im Fall 1 entsteht ein „saures“, im Fall 2 ein „normales“²⁾ Salz.

Je nachdem eine Säure eine oder mehrere Hydroxylgruppen enthält, heißt sie *ein- oder mehrbasisch*. Die Phosphorsäure ist dreibasisch, sie kann drei Reihen von Salzen bilden:



Treten mehrwertige Metallatome in ein Säuremolekül ein, so kann das häufig nur dann geschehen, wenn mehrere Säuremoleküle sich vereinigt haben. So bei der Entstehung von Calciumnitrat:

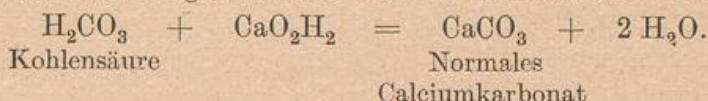


¹⁾ Umgekehrt kann man auch sagen: Das Säureradikal der Säure tritt an die Stelle des Wasserstoffs in die Base, während der letztere mit dem Hydroxyl der Säure sich zu Wasser vereinigt.

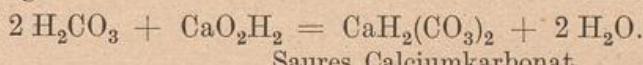
²⁾ Die sogenannten sauren Salze, die man als Zwischenstufen zwischen der Säure und dem „normalen“ Salz ansehen kann, zeigen häufig, wenn auch nicht immer, saure Reaktion, die „normalen“ reagieren meist neutral, bisweilen alkalisch.

³⁾ Wohl auch als zweifachsaures, einfachsaures und normales Kaliumphosphat bezeichnet.

Ferner kann z. B. *ein* Molekül einer zweibasischen Säure mit dem Atom eines zweiwertigen Metalls nur ein *normales* Salz bilden:



Zur Bildung eines *sauen* Salzes sind *zwei* Säuremoleküle erforderlich:



Die ältere Chemie betrachtete ein Salz als die chemische Verbindung eines säurebildenden mit einem basenbildenden Oxyd oder nach ihrer Auffassung als die Verbindung einer „Säure“ mit einer „Base“. Ein Molekül Calciumsulfat: CaSO_4 enthielt hiernach die beiden Gruppen CaO (Kalk) und SO_3 („Schwefelsäure“): CaO, SO_3 .

Ein Molekül des normalen Kaliumphosphats bestand aus „Kali“ und „Phosphorsäure“: $3 \text{K}_2\text{O, P}_2\text{O}_5$ ¹⁾, dementsprechend bezeichnete man diese Salze als „schwefelsauren Kalk“ und als „phosphorsaures Kali“. Heute spricht man von „sehwefelsaurem Calcium“ und „phosphorsaurem Kalium“, oder man hängt dem Namen des in dem Salz vertretenen Metalls eine aus dem Namen des säurebildenden Elementes hergeleitete Endung an, z. B.:

Calciumsulfat, Kaliumphosphat usw.

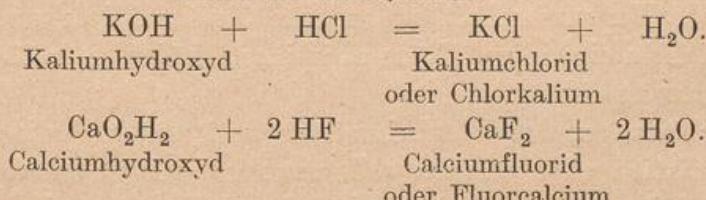
Die folgende Zusammenstellung enthält die Bezeichnungen und Formeln einiger besonders wichtiger Salze nach der älteren und der neueren Anschauungsweise.

(Siehe die Zusammenstellung auf S. 26.)

§ 11.

Haloidsäuren, Haloidsalze. Mit den Elementen Fluor, Chlor, Brom, Jod gibt der Wasserstoff gasförmige Verbindungen von der Zusammensetzung:

HF	HCl	HBr	HJ
Fluorwasserstoff ²⁾	Chlorwasserstoff ³⁾	Bromwasserstoff	Jodwasserstoff.
ein, die in Wasser leicht löslich sind und stark saure Reaktion (s. o.) zeigen. Mit Basen bilden sie Salze, z. B.:			



¹⁾ Die Ziffer 3 bezieht sich bei dieser Schreibweise nur auf die vor dem Komma stehende Atomgruppe.

²⁾ Die Lösung in Wasser wird auch Flußsäure genannt.

³⁾ Die wässrige Lösung wird auch Salzsäure genannt.

Sie sind also als (sauerstofffreie) Säuren zu betrachten, und sie werden, im Gegensatz zu den sauerstoffhaltigen Säuren oder „Sauerstoffsäuren“, als „Wasserstoffsäuren“ (auch als „Haloidsäuren“) bezeichnet.

Ihre Salze kann man auch als Verbindungen der oben genannten Elemente mit Metallen ansehen, und man bezeichnet sie daher als Fluor-, Chlor- usw. Metalle oder als Fluoride, Chloride, Bromide, Jodide (z. B. Chlornatrium oder Natriumchlorid, Fluorcalcium oder Calciumfluorid usw.). Wegen ihrer Fähigkeit, mit Metallen salzartige Verbindungen zu bilden, nennt man die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Jod, auch *Salzbildner* („Halogene“), während die Salze selbst als *Haloidsalze* bezeichnet werden.

Zum Abschluß der „Einführung in die Bodenchemie“ mögen noch einige Bemerkungen über chemische Vorgänge folgen, deren Erkenntnis erst die neuere Zeit gebracht hat, und die im wesentlichen durch elektrische Wirkungen veranlaßt werden.

§ 12.

Die elektrische Dissoziation oder Ionisation. Hydrolyse. Wie oben § 10 (Anm. zu S. 24) ausgeführt wurde, versteht man unter Dissoziation die Spaltung chemischer Verbindungen in verschiedene Bestandteile, wie sie z. B. durch hohe Temperaturen veranlaßt wird. Eine besondere Art von Dissoziation, die elektrische Dissoziation oder „Ionisation“ wird bei den Ausführungen über Kolloide (s. u.) besprochen werden. Nur folgendes dürfte schon hier zu erwähnen sein. Unter dem Einfluß elektrischer Kräfte kann innerhalb des Molekuls, sowohl der einfachen (s. S. 14) wie der zusammengesetzten Körper, der Zusammenhang der Atome derartig gelockert werden, daß bei chemischer Reaktion verschiedener Körper aufeinander (d. h. bei Vorgängen, die — im Gegensatz zu den bloß physikalischen Erscheinungen — in einer *stofflichen Veränderung* der beteiligten Körper bestehen) die einzelnen Atome oder — bei chemischen Verbindungen — einzelne Atomgruppen, sogenannte *Ionen* oder *Elektronen*, als selbständige Einwesen austreten und in andere Verbindungen übergehen. Dieser Vorgang macht sich besonders dadurch bemerkbar, daß die des festen molekularen Zusammenhangs beraubten Atome oder Atomgruppen eine besonders starke chemische Verwandtschaft zu anderen Stoffen zeigen und daher energischer auf diese einwirken, als sie es in ihrem früheren „gesättigten“ Zustand zu tun vermochten.

Zu den Erscheinungen der elektrischen Dissoziation ist auch die „hydrolytische“ Dissoziation oder „Hydrolyse“ zu rechnen, bei der das elektrisch dissozierte (in seine Ionen H und OH zerlegte) Wasser weit kräftiger spaltend auf andere Verbindungen, namentlich auf Salze, einwirkt als das nicht dissozierte Wasser.