



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Die Bodenkunde auf chemisch-physikalischer Grundlage

Fleischer, Moritz

Berlin, 1922

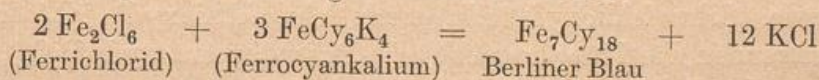
§ 10. Oxydation, Oxyde, Hydroxyde, Säuren, Basen, Salze, Dissoziation

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

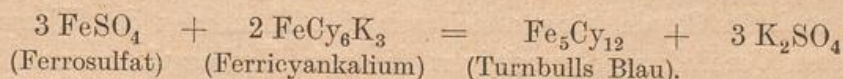
Valenz enthält und Hydroxyl genannt wird. Das Radikal Hydroxyl findet sich in einer großen Zahl von Verbindungen wieder. Im „Ätzkali“ ist es an ein Atom Kalium gebunden: KOH, das zweiwertige Calciumatom vereinigt sich mit zwei Hydroxylgruppen zu Ätzkalk = $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oder CaO_2H_2 .

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 Ferrocyankalium (gelbes Blutlaugensalz) FeCy_6K_4 und dem Ferricyanalkalium („rotes Blutlaugensalz“) FeCy_6K_3 vor. Das Ferrocyanalkalium gibt mit Ferrisalzen eine tiefblau gefärbte Verbindung („Berliner Blau“), das Ferricyanalkalium 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 Schwefelecyan 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:

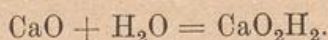


Die neuere chemische Sprache kennzeichnet die verschiedenartigen Oxyde dadurch, daß sie dem Namen des Metalls bei den an *Metall ärmeren* Verbindungen die Endung *i*, bei den an *Metall reicheren* die Endung *O* gibt. Danach erhält die Verbindung Fe_2O_3 den Namen Ferrioxyd, die Verbindung FeO , bei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

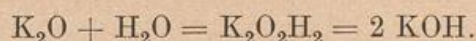
Calciumoxyd in Berührung mit Wasser geht in Calciumhydroxyd (Ätzkalk) über:



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:



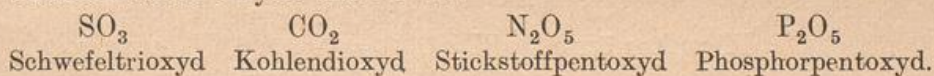
Nicht in Wasser löslich und deswegen auch nicht alkalisch reagierende Basen sind das *Ferrohydroxyd* FeO_2H_2 (in der älteren chemischen Sprache Eisenhydroxydul) und das *Ferrihydroxyd* $\text{Fe}_2\text{O}_6\text{H}_6$ (Eisenrost, s. o., früher auch als Eisenoxydhydrat bezeichnet).

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

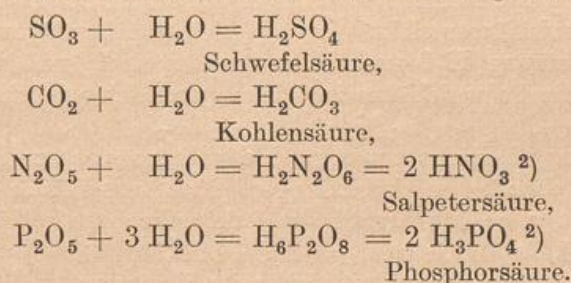
Andere Oxyde vereinigen sich mit den Elementen des Wassers zu Hydroxyden, die, falls sie in Wasser löslich sind, sauren Geschmack und die Fähigkeit besitzen, blauen Lackmusfarbstoff zu röten (sie zeigen „saure Reaktion“). Man nennt sie daher „säurebildende Oxyde“, ihre Hydroxyde aber *Säuren*. Mit Basen 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 Molekul Salpetersäure sind nicht 2 Atome Wasserstoff, 2 Atome Stickstoff, 6 Atome Sauerstoff, in einem Molekul 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* Molekule Salpetersäure und Phosphorsäure.

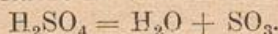
oxyd“, „Manganhyperoxyd“) u. a. Nach den *älteren chemischen Anschauungen* bezeichnete man die basenbildenden Oxyde als Basen, die säurebildenden Oxyde als Säuren, ihre Hydroxyde aber sah man als Verbindungen mit Wasser an und bezeichnete sie dementsprechend als „Oxyhydrate“ und „Säurehydrate“. Zum Beispiel:

CaO, H₂O (Verbindung von Kalk mit Wasser): „Kalkhydrat“,
 N₂O₅, H₂O („ „ Salpetersäure mit Wasser): „Salpetersäurehydrat“,
 SO₃, H₂O („ „ Schwefelsäure mit Wasser): „Schwefelsäurehydrat“¹⁾ usw.

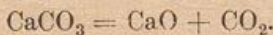
Die *jüngere Chemie* sieht in den *Basen* Verbindungen eines Metalls, in den sauerstoffhaltigen²⁾ Säuren Verbindungen eines „Säureradikals“ (s. § 9) mit dem Radikal Hydroxyl (OH). Z. B.:

Calciumhydroxyd	CaO ₂ H ₂	=	Ca(OH) ₂ ,
Ferrohydroxyd	FeO ₂ H ₂	=	Fe(OH) ₂ ,
Ferrihydroxyd	Fe ₂ O ₆ H ₆	=	Fe ₂ (OH) ₆ ,
Salpetersäure	HNO ₃	=	NO ₂ · OH, (Nitroxyl) ³⁾
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	=	SO ₂ (OH) ₂ , (Sulfuryl) ³⁾
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	=	CO(OH) ₂ , (Carbonyl) ³⁾
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	=	PO · (OH) ₃ usw. (Phosphoryl) ³⁾

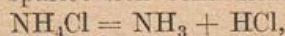
¹⁾ Daß in der Tat innerhalb des durch die chemische Formel H₂SO₄ gekennzeichneten Schwefelsäuremolekuls zwei in sich fester gefügte Atomgruppen von der Zusammensetzung H₂O und SO₃ enthalten sind, geht daraus hervor, daß beim Erhitzen die Schwefelsäure in Wasser und Schwefeltetroxyd zerfällt:



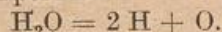
Derartige Vorgänge bezeichnet man nach dem französischen Chemiker Deville als *Dissoziation* chemischer Verbindungen. Man kennt ihrer eine große Anzahl. Zu ihnen gehört u. a. der Zerfall des Calciumkarbonats beim „Brennen“ des Kalksteins s. o.).



Chlorammonium (Salmiak) spaltet sich beim Erhitzen:



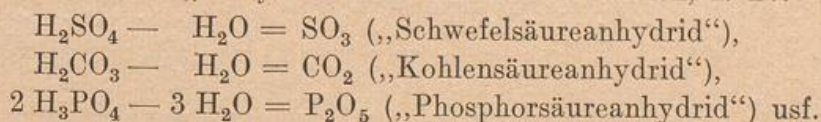
Wasser bei sehr hoher Temperatur:



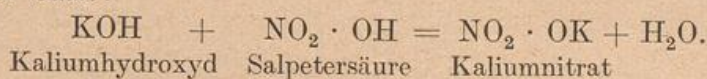
²⁾ Über sauerstofffreie Säuren s. § 11.

³⁾ Wenn der Stickstoff fünfwertig, der Sauerstoff zweiwertig ist, so besitzt das Säureradikal *Nitroxyl* NO₂ 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 zweiwertig sein, weil das Kohlenstoffatom vier-, das Sauerstoffatom zweiwertig 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.:

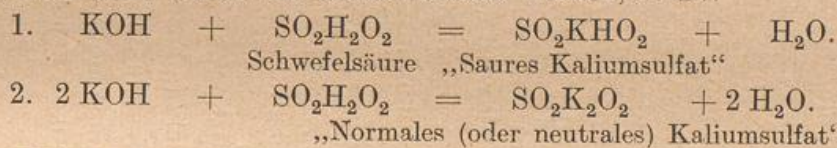


Säuren und Basen bilden miteinander unter gleichzeitiger Entstehung von Wasser *Salze*:



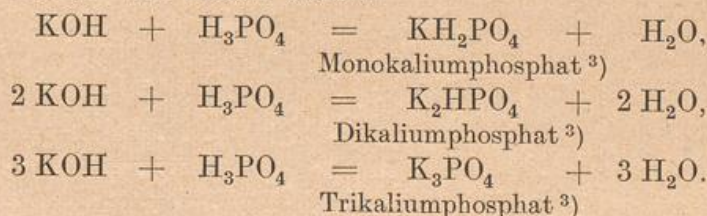
Bei der Salzbildung tritt also das Metall aus der Base an die Stelle des Wasserstoffs in der Hydroxylgruppe der Säure, während der letztere mit der Hydroxylgruppe der Base sich zu Wasser vereinigt ¹⁾.

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

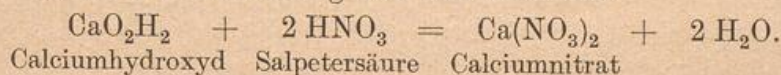


Im Fall 1 entsteht ein „saures“, im Fall 2 ein „normales“ ²⁾ Salz.

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.

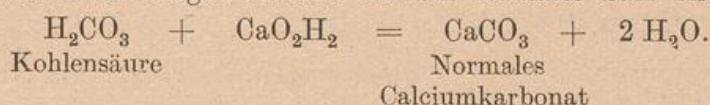
³⁾ Wohl auch als zweifachsaures, einfachsaures und normales Kaliumphosphat bezeichnet.

Nach älterer Anschauung:	Nach neuerer Anschauung:
Salpetersaures Kali K_2O, N_2O_5 .	Kaliumnitrat KNO_3 $[NO_2 \cdot OK]$.
Salpetersaures Ammoniak $(NH_4)_2O, N_2O_5$.	Ammoniumnitrat NH_4NO_3 $[NO_2 \cdot ONH_4]$.
(richtiger: Salpetersaures Ammoniumoxyd).	
Salpetersaurer Kalk CaO, N_2O_5 .	Calciumnitrat $Ca(NO_3)_2$ $[(NO_2)_2 \cdot O_2Ca]$.
Schwefelsaures Kali K_2O, SO_3 .	Kaliumsulfat K_2SO_4 $[SO_2 \cdot O_2K_2]$.
Schwefelsaurer Kalk CaO, SO_3 .	Calciumsulfat $CaSO_4$ $[SO_2 \cdot O_2Ca]$.
Schwefelsaures Eisenoxydul FeO, SO_3 .	Ferrosulfat $FeSO_4$ $[SO_2 \cdot O_2Fe]$.
Schwefelsaures Eisenoxyd $Fe_2O_3, 3 SO_3$.	Ferrisulfat $Fe_2(SO_4)_3$ $[(SO_2)_3 \cdot O_6Fe_2]$.
Kohlensaures Natron Na_2O, CO_2 .	Normales Natriumcarbonat Na_2CO_3 $[CO \cdot O_2Na_2]$.
Doppeltkohlensaures Natron $Na_2O, CO_2 + H_2O, CO_2^1$.	Saures Natriumcarbonat $NaHCO_3$ $[CO \cdot O_2HNa]$.
Kohlensaurer Kalk CaO, CO_2 .	Normales Calciumcarbonat $CaCO_3$ $[CO \cdot O_2Ca]$.
Doppeltkohlensaurer Kalk $CaO, CO_2 + H_2O, CO_2$.	Saures Calciumcarbonat $CaH_2(CO_3)_2$ $[(CO)_2 \cdot O_4CaH_2]$.
Basisches phosphorsaures Kali $3 K_2O, P_2O_5$.	Trikaliumphosphat K_3PO_4 $[PO \cdot O_3K_3]$.
Neutrales phosphorsaures Kali $2 K_2O, H_2O, P_2O_5$.	(dreifach) Dikaliumphosphat K_2HPO_4 $[PO \cdot O_3K_2H]$.
Saures phosphorsaures Kali $K_2O, 2 H_2O, P_2O_5$.	(zweifach) Monokaliumphosphat KH_2PO_4 $[PO \cdot O_3KH_2]$.
Basischer phosphorsaurer Kalk $3 CaO, P_2O_5$.	(einfach) Trikaliumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$ $[(PO)_2 \cdot O_6Ca_3]$.
Neutraler phosphorsaurer Kalk $2 CaO, H_2O, P_2O_5$.	Dicalciumphosphat $Ca_2H_2(PO_4)_2$ $[(PO)_2 \cdot O_6Ca_2H_2]$.
Saurer phosphorsaurer Kalk $CaO, 2 H_2O, P_2O_5$.	Monocalciumphosphat $CaH_4(PO_4)_2$ $[(PO)_2 \cdot O_4CaH_4]$.
Phosphorsaures Eisenoxydul $3 FeO, P_2O_5$.	Ferrophosphat $Fe_3(PO_4)_2$ $[(PO)_2 \cdot O_6Fe_3]$.
Phosphorsaures Eisenoxyd Fe_2O_3, P_2O_5 .	Ferriphosphat $Fe_2(PO_4)_2$ $[(PO)_2 \cdot O_6Fe_2]$.

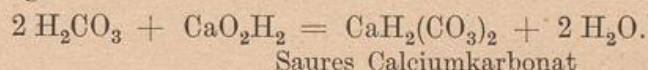
1) Die „doppelt-sauren“ Salze sah man als Verbindungen des neutralen Salzes mit einem „Säurehydrat“ (s. o.) an.

2) Gewöhnlich wendet man die einfachere Formel $FePO_4$ oder $PO \cdot O_3Fe$ an.

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



Zur Bildung eines *sauren* Salzes sind *zwei* Säuremolekule 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 Molekul Calciumsulfat: CaSO_4 enthielt hiernach die beiden Gruppen CaO (Kalk) und SO_3 („Schwefelsäure“): CaO , SO_3 .

Ein Molekul des normalen Kaliumphosphats bestand aus „Kali“ und „Phosphorsäure“: $3 \text{K}_2\text{O}$, P_2O_5 ¹⁾, dementsprechend bezeichnete man diese Salze als „schwefelsauren Kalk“ und als „phosphorsaures Kali“. Heute spricht man von „schwefelsaurem 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.

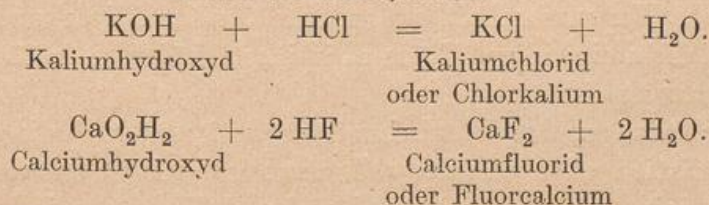
(Siehe die Zusammenstellung auf S. 26.)

§ 11.

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

HF	HCl	HBr	HI
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.