

Hydrolyse: Umkehrung einer bei Salzen mit einem Neutralisat. durch H₂O. (Säurebasis)
Hydrolyt-Kombination: Kombination mit H₂O bei der Dissoziation des Jons. 3. 8.



II. Spezieller Teil.

Man teilt die Elemente ein in Metalle und Metalloide (oder Nichtmetalle). — Die Metalle charakterisieren sich physikalisch durch das bekannte metallische Aussehen; sie sind gute Leiter der Wärme und Elektrizität. Den Metalloiden mangeln diese Eigenschaften, oder sie besitzen sie nur in geringem Grade.

Metall ist flüchtig, K₂, Na₂ flüchtig sein.

Zu den Metallen rechnen wir von den bekannteren Elementen:

Kalium	Calcium	Magnesium	Blei	Wismut	Aluminium	Zinn
Natrium	Strontium	Zink	Kupfer		Mangan	Gold
Lithium	Baryum	Kadmium	Silber		Eisen	Platin
			Quecksilber		Kobalt	
					Nickel	
					Chrom.	

Zu den Metalloiden (Nichtmetallen) werden gezählt:

Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Silicium, Kohlenstoff, Fluor, Schwefel, Phosphor, Arsen, Antimon, Brom, Jod, Bor.

Wasserstoff	Sauerstoff	Stickstoff	Silicium
Fluor	Schwefel	Phosphor	Kohlenstoff
Chlor		Arsen	
Brom		Antimon	
Jod		Bor.	

In chemischer Hinsicht kennzeichnen sich die Metalle dadurch, daß sie, mit Sauerstoff gesättigt, basische Oxyde geben, welche mit Wasser die sogenannten Basen bilden, z. B. Na₂O, CaO, Fe₂O₃, PbO u. s. w.; mit Wasserstoff verbinden sie sich im allgemeinen nicht.

Die Metalloide dagegen geben, mit Sauerstoff gesättigt, saure Oxyde (oder Säureanhydride), welche mit Wasser die Säuren (Säurehydrate) bilden. Z. B. SO₂, SO₃, P₂O₃, P₂O₅.

Basische Oxyde.

Na ₂ O	Natriumoxyd
K ₂ O	Kaliumoxyd
CaO	Calciumoxyd
PbO	Bleioxyd
Fe ₂ O ₃	Eisenoxyd

Von den basischen Oxyden sich ableitende Basen.

NaOH	Natriumhydroxyd
KOH	Kaliumhydroxyd
Ca(OH) ₂	Calciumhydroxyd
Pb(OH) ₂	Bleihydroxyd
Fe ₂ (OH) ₆	Eisenhydroxyd.

Saure Oxyde (Säureanhydride).

SO₂ Schwefligsäureanhydrid
 SO₃ Schwefelsäureanhydrid
 P₂O₃ Phosphorigsäureanhydrid
 P₂O₅ Phosphorsäureanhydrid

Von den sauren Oxyden sich ableitende Säuren.

SO₂H₂ Schweflige Säure
 SO₃H₂ Schwefelsäure
 PO₃H₃ Phosphorige Säure
 PO₄H₃ Phosphorsäure.

Mit Wasserstoff geben die Metalloide gut charakterisierte Wasserstoffverbindungen, z. B. HCl, SH₂, PH₃, AsH₃ u. s. w.

Eine scharfe Grenze ist natürlich zwischen Metallen und Metalloiden nicht zu ziehen, im weiteren Verlauf werden wir vielmehr sehen, daß zwischen den beiden Gruppen allmähliche Uebergänge stattfinden.

Metalle. Die Metalle pflegt man wiederum nach verschiedenen Gesichtspunkten einzuteilen, z. B. in leichte und schwere; ferner in edle und unedle Metalle.

Die Leichtmetalle kennzeichnen sich durch ihr niedriges spezifisches Gewicht; außerdem zersetzen sie Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Energie. Zu ihnen werden gerechnet: Kalium, Natrium, Lithium, Calcium, Strontium, Baryum, Magnesium.

Die Schwermetalle zeigen ein höheres spezifisches Gewicht und zersetzen Wasser bei gewöhnlicher Temperatur nicht. Es gehören zu ihnen die übrigen der oben angeführten Metalle.

Die edlen Metalle sind solche, welche sich mit Sauerstoff nicht direkt verbinden lassen. Ihre (auf anderen Wegen) dargestellten Oxyde zerfallen beim Glühen leicht in Metall und Sauerstoff. Zu ihnen werden gezählt: Quecksilber, Silber, Gold, Platin.

Die unedlen Metalle verbinden sich leicht direkt mit Sauerstoff, sie oxydieren sich. Ihre Oxyde sind beständig und werden beim Glühen nicht verändert, z. B. Fe₂O₃ Eisenoxyd, CuO Kupferoxyd — Sie umfassen die übrigen der oben angeführten Metalle.

Auch unter den chemischen Verbindungen gibt es einige Gruppen, welche zweckmäßig von allgemeinen Gesichtspunkten betrachtet werden. Dies gilt besonders von den Säuren, den Basen und den Salzen. Da diese Namen Begriffe darstellen, mit denen wir alsbald zu rechnen haben werden, erscheint es zweckmäßig, schon jetzt ihre Besprechung einzuschalten.

Säuren. Eine Säure ist eine wasserstoffhaltige Verbindung, deren Wasserstoff leicht gegen Metall austauschbar ist. — Der charakteristische Bestandteil der Säuren ist daher der Wasserstoff, und zwar der leicht durch Metalle vertretbare Wasserstoff.

Gesetzt, wir hätten eine Verbindung HCl; dieser Körper enthält, wie wir sehen, Wasserstoff, und dieser letztere ist, wie wir sofort erkennen werden, leicht durch Metall vertretbar. Lassen wir nämlich auf die Verbindung HCl das Metall Natrium einwirken, so tritt an Stelle des H-Atomes

*Anstellungsvermögen
 d. H-Atome
 in der Verbindung
 mit d.
 g. H-Atomgewicht
 (Zerlegung der
 Salze)
 (Natriumchlorid
 liefert sich seine
 Zerlegung)*

1 Atom Na; wir erhalten den neuen Körper NaCl, und der frei gewordene Wasserstoff entweicht gasförmig.



Wir sehen also, daß wir der Verbindung HCl nach ihrem Verhalten gegen Metalle den Charakter einer Säure zusprechen müssen, und zwar ist es die unter dem Namen Salzsäure oder Chlorwasserstoffsäure bekannte Säure.

Analoge Verhältnisse finden bei dem mit dem Namen Schwefelsäure benannten Körper H_2SO_4 statt. Lassen wir nämlich auf H_2SO_4 metallisches Zink einwirken, so tritt an Stelle der Wasserstoffatome das Metall Zink, es bildet sich der neue Körper ZnSO_4 , und Wasserstoff entweicht gasförmig.



Wir sehen also, daß auch die Schwefelsäure allen an eine Säure gestellten Anforderungen entspricht.

Die beiden hier gewählten Beispiele, die Salzsäure und die Schwefelsäure, unterscheiden sich vorerst dadurch, daß letztere Sauerstoff enthält, während dieser bei ersterer fehlt. Der Sauerstoff ist, nach unseren heutigen Ansichten, für den Charakter der Säuren unwesentlich; das einzige chemische Kennzeichen einer Säure bleibt der gegen Metall austauschbare Wasserstoff. Früher war dies anders, früher erblickte man in dem Sauerstoff das säurebildende Prinzip und legte ihm deswegen den Namen „*Oxygenium*“, d. h. Säureerzeuger, bei; damals wurde auch das Chlor noch für einen sauerstoffhaltigen Körper, für das Oxyd eines Elementes „*Murium*“ gehalten, so daß also der saure Charakter der Salzsäure HCl fälschlich durch die Anwesenheit von Sauerstoff in dieser Verbindung erklärt wurde.

Ihrem physikalischen Verhalten nach haben die Säuren die Eigenschaft, „sauer zu reagieren“, d. h. die Farbe gewisser Pflanzensäfte zu verändern, so z. B. das Blau des Lackmusfarbstoffes in Rot überzuführen. Indessen ist dieses Verhalten kein scharfer Beweis für das Vorhandensein einer Säure, da auch andere Körper, welche durchaus keine Säuren sind, nämlich einige Salze, z. B. Kupfersulfat, Zinksulfat, die gleiche Eigenschaft besitzen.

Säureanhydride. Nicht zu verwechseln mit den Säuren sind die sogenannten Säureanhydride oder sauren Oxyde, z. B. Schwefelsäureanhydrid SO_3 und Phosphorsäureanhydrid P_2O_5 . Diese entstehen durch Sättigung der Metalloide mit Sauerstoff; sie enthalten keinen Wasserstoff und sind aus diesem Grunde auch keine Säuren. Sie greifen in trockenem Zustande die Metalle nicht an, weshalb, beiläufig bemerkt, z. B.

Schwefelsäureanhydrid SO_3 in metallenen Gefäßen verschickt werden kann, während dies bei der Schwefelsäure nicht angeht. Ihren Namen „Säureanhydride“ haben sie erhalten, weil sie durch Aufnahme von Wasser in Säuren (Säurehydrate) übergehen. So löst sich z. B. das Schwefelsäureanhydrid in Wasser zu Schwefelsäurehydrat (Schwefelsäure):



Umgekehrt können aus den Säuren (Säurehydraten) durch Abspaltung von Wasser, in den meisten Fällen wenigstens, die entsprechenden Säureanhydride erhalten werden. So zerfällt die Schwefelsäure beim Erhitzen teilweise in Schwefelsäureanhydrid und in Wasser:



Salze. Durch Ersetzung des Wasserstoffes einer Säure mit Metall erhalten wir ein Salz. Lassen wir z. B. in der Chlorwasserstoffsäure HCl den Wasserstoff durch das Metall Natrium vertreten, so erhalten wir unter Freiwerden von Wasserstoff das „Natriumchlorid“ genannte Salz NaCl



jenen Körper, der in der Praxis den Namen Kochsalz führt, und welcher aufzufassen ist als das Natriumsalz der Chlorwasserstoffsäure.

Durch Ersetzung der Wasserstoffatome der Schwefelsäure mit Natrium resultiert das schwefelsaure Natrium oder das Glaubersalz

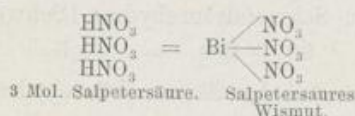


Einige Säuren nun haben wie die Salzsäure HCl nur ein vertretbares H-Atom, z. B. die Jodwasserstoffsäure JH und die Bromwasserstoffsäure BrH , die Salpetersäure NO_3H ; andere besitzen analog der Schwefelsäure deren zwei, wie z. B. die Chromsäure CrO_4H_2 ; noch andere deren drei, wie die Phosphorsäure PO_4H_3 , und einige sogar vier, z. B. die Pyrophosphorsäure $\text{P}_2\text{O}_7\text{H}_4$. Je nach Anzahl der vorhandenen, durch Metall vertretbaren H-Atome nennt man nun diejenigen Säuren einbasische, welche ein vertretbares H-Atom besitzen, zweibasische die mit zwei, dreibasische die mit drei, vierbasische die mit vier vertretbaren H-Atomen¹⁾. Die Ersetzung der Wasserstoffatome geschieht nach der auf S. 17 angegebenen Wertigkeitstabelle. Demnach würde ein 1wertiges Metallatom nur ein Wasserstoffatom vertreten können, ein 2wertiges deren zwei, ein 3wertiges deren drei u. s. w. Soll daher z. B. ein 3wertiges Atom die H-Atome einer einbasischen Säure ersetzen, so

¹⁾ Die Basizität einer Säure richtet sich nur nach der Anzahl der durch Metall vertretbaren H-Atome. Daher ist die phosphorige Säure PO_3H_2 , trotzdem sie 3 H-Atome enthält, nur zweibasisch, weil nur zwei der H-Atome durch Metall vertretbar sind, und die unterphosphorige Säure PO_2H_3 ist trotz ihrer 3 H-Atome nur einbasisch, weil nur eins der H-Atome durch Metall ersetzt werden kann.

werden dazu von der Säure drei Moleküle erforderlich sein, welche dann drei vertretbare H-Atome enthalten.

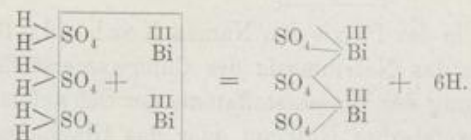
So wird ein Wismutatome beispielsweise 3 Moleküle Salpetersäure erfordern, um das salpetersaure Wismutsalz zu bilden:



Dagegen wird ein 2wertiges Metallatom im stande sein, beide Wasserstoffatome einer zweibasischen Säure zu vertreten, z. B.



Soll ein 3wertiges Element die Wasserstoffatome einer zweibasischen Säure ersetzen, so werden hiebei drei Moleküle der zweibasischen Säure und zwei Atome des 3wertigen Elementes in Wirkung treten müssen, da den dann vorhandenen 6 vertretbaren H-Atomen der Säure die 6 Affinitäten der beiden 3wertigen Atome entsprechen, z. B.:



Neutrale Salze. Sind in einer Säure sämtliche vertretbare H-Atome durch Metall ersetzt, so ist das resultierende Salz ein neutrales.

Nachstehend sind einige neutrale Salze aufgeführt und daneben die Säuren, von denen sie sich herleiten:

Säuren.	Salze.	
HCl	NaCl	Natriumchlorid.
H ₂ SO ₄	ZnSO ₄	neutrales Zinksulfat.
H ₃ PO ₄	K ₃ PO ₄	neutrales Kaliumphosphat.
H ₄ P ₂ O ₇	Ag ₄ P ₂ O ₇	neutrales Silberpyrophosphat.

Die neutralen Salze sind im allgemeinen gegen Pflanzenfarbstoffe (z. B. gegen Lackmus) indifferent, einige aber, wie Kupfersulfat, Zinksulfat u. a., röten den blauen Lackmusfarbstoff.

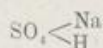
Man darf sich durch die saure Reaction also nicht verleiten lassen, diese Salze für saure zu halten. Neutral ist eben nur ein solches Salz, welches keinen durch Metall vertretbaren Wasserstoff enthält.

Saure Salze. Enthält eine Säure mehrere vertretbare H-Atome, ist sie also mehrbasisch, so können entweder sämtliche H-Atome durch Metall ersetzt werden, und man erhält in diesem Falle ein neutrales Salz, oder sie werden nur teilweise ersetzt; das im letzten Falle resultierende Salz heißt ein saures Salz.

Werden z. B. in der Schwefelsäure H_2SO_4 beide Wasserstoffatome durch Metall (z. B. Natrium) ersetzt, so erhält man das neutrale Natriumsulfat Na_2SO_4

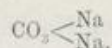


Erstreckt sich die Ersetzung dagegen nur auf eins der Wasserstoffatome, so erhalten wir in dem Körper



das saure Natriumsulfat.

Die Kohlensäure hat die Formel CO_2H_2 ; von dieser Säure leitet sich durch Ersetzung beider Wasserstoffatome mit Natrium das neutrale Natriumkarbonat (die Soda) her:



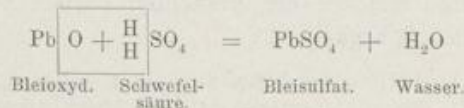
Wird dagegen nur eins der beiden H-Atome durch Natrium ersetzt, so erhalten wir das saure Natriumkarbonat, das *Natrium bicarbonicum* der Offizinen, von der Formel:



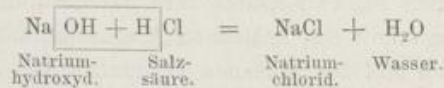
Man hat die zuletzt angeführten Verbindungen saure Salze genannt, weil sie zugleich Salze und Säuren sind. Salze deswegen, weil sie entstanden sind aus Säuren durch Ersetzung von Wasserstoff mit Metall, Säuren aus dem Grunde, weil sie noch durch Metall vertretbaren Wasserstoff enthalten.

Basen. Den Säuren pflegen gegenübergestellt zu werden die Basen.

Eine Base entsteht durch Sättigung eines Metalles mit Sauerstoff oder der Hydroxylgruppe (OH)¹⁾. Im ersteren Falle ist die Base ein basisches Oxyd (z. B. $Pb=O$), im letzteren Falle ein basisches Hydroxyd (z. B. KOH , $NaOH$). Die Basen verbinden sich mit den Säuren unter Austritt von Wasser zu Salzen, z. B.:



Ferner:



¹⁾ Die Hydroxylgruppe — OH oder der Wasserrest ist eine hypothetisch angenommene Gruppe, oder ein „Radikal“; sie leitet sich vom Wasser $\begin{matrix} H \\ H \end{matrix} > O$ ab durch Abspaltung eines H-Atomes. Sie hat eine freie Affinität und funktioniert wie ein Iwertiges Elementaratom.

Im allgemeinen verhalten sich die Basen Pflanzenfarbstoffen gegenüber umgekehrt wie die Säuren: die in Wasser löslichen verwandeln den durch Säuren geröteten Lackmusfarbstoff wieder in Blau. Indessen bleibt das Charakteristische für die Basen stets ihre Fähigkeit, mit Säuren Salze zu bilden.

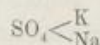
Ausser den vorhin erwähnten neutralen und sauren Salzen kennen wir noch andere, von welchen Erwähnung finden sollen die Doppelsalze und die basischen Salze.

Sulfat:
In diesen
Räumen soll 3
Hoffe aufgeführt
werden

Doppelsalze. Diese leiten sich ab von mehrbasischen Säuren, und zwar dadurch, daß die Wasserstoffatome derselben durch ungleichartige Metallatome ersetzt werden.

Wird z. B. in der Schwefelsäure $SO_4 < \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}$ das eine Wasserstoffatom durch Kalium, das andere durch Natrium ersetzt, so erhalten wir in dem Natrium-Kaliumsulfat von der Formel

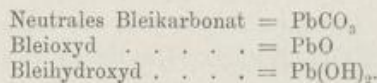
Complex Salze: Kupfer mit 3 Ammoniak
Hoffen von dem welche aufgeführt werden
kommen



ein echtes Doppelsalz. Solche echte Doppelsalze sind z. B. noch die in den Offizinen vorrätigen Salze: *Tartarus natronatus* oder weinsaures Natrium-Kalium und der *Tartarus stibiatus* oder das weinsaure Antimonyl-Kalium.

Basische Salze. Die basischen Salze entstehen durch Verbindung von neutralem Salz mit dem zugehörigen Metalloxyd oder Metallhydroxyd.

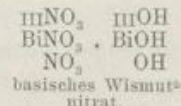
Gesetzt, wir wollten die Formel für das basische Bleikarbonat (*Cerussa*) aufstellen. Nach unserer Erklärung wäre dieser Körper eine Verbindung von neutralem Bleikarbonat mit Bleioxyd oder Bleihydroxyd.



Danach könnten wir bei der gesuchten Formel zwischen folgenden beiden Ausdrücken schwanken:

1. $PbCO_3 \cdot PbO$ (neutrales Salz mit Metalloxyd),
2. $PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ (neutrales Salz mit Metallhydroxyd),

und in der Tat haben beide Formeln ihre Berechtigung. Analog drücken wir die Zusammensetzung des basischen Magnesiumcarbonates, des basischen Zinkcarbonates und des basischen Wismutnitrates durch nachstehende Formeln aus:



Die Reagentien und die Reaktionen.

Jeder, der irgend einen Beruf ergreift, ist genötigt, vor allen Dingen sich eine genaue Bekanntschaft mit der Handhabung derjenigen Hilfsmittel anzueignen, die er in Ausführung seines Berufes anzuwenden hat. So ist es für jeden Handwerker das erste, sein Handwerkszeug und dessen Handhabung genau kennen zu lernen.

Auch die Chemie hat ihr Handwerkszeug, und was dem Tischler Säge, Stemmeisen und Hobel, das sind dem Chemiker die Reagentien: es sind die Mittel, seine Wissenschaft auszuüben. Ihre genaue Kenntnis ist der erste Schritt zum Studium der Chemie, und je genauer man über ihre Wirkung unterrichtet ist, umso leichter wird man chemische Prozesse ausführen, beobachten und verstehen lernen. Ebenso wie der Tischler, um ein Loch zu bohren eben einen Bohrer und nicht den Hobel benützt, muß der Chemiker wissen, welches Reagens er anzuwenden hat, um eine bestimmte Wirkung, z. B. eine Oxydation, zu erreichen.

Ein Reagens ist ein chemischer Körper, welcher, mit einem anderen zusammengebracht, gewisse auffallende Erscheinungen hervorbringt, aus welchen man auf die Anwesenheit bestimmter Körper oder Körperklassen schliessen kann. — Das Mittel zur Hervorbringung derartiger Erscheinungen also nennt man Reagens, die Erscheinungen selbst Reaktionen. Die letzteren können darin bestehen, daß klare Lösungen beim Vermischen sich trüben und Niederschläge bilden, z. B. Lösungen von Schwefelsäure und Baryumchlorid, oder aber, daß vorhandene Niederschläge auf Zusatz einer anderen Substanz sich auflösen, wie z. B. Niederschläge von basischen Antimonsalzen durch Weinsäure; ferner daß ungefärbte oder wenig gefärbte Lösungen auf Zusatz eines anderen Körpers sich plötzlich färben oder ihre Färbungen verändern, z. B. wird farblose Jodkalium-Stärke-Lösung durch Chlor intensiv blau, eine Eisenchloridlösung durch Kaliumrhodanid tief rot gefärbt. Oder aber es werden ursprünglich gefärbte Substanzen entfärbt, z. B. Kaliumpermanganat durch Reduktionsmittel wie Eisenoxydulsalze, oder Indigo durch Chlor.

Auch das Auftreten von Gasen und Dämpfen beim Erhitzen einer Substanz oder beim Uebergießen mit Säuren muß unter die Reaktionen gerechnet werden.

Ein Reagens ist umso „feiner“ oder „schärfer“, je geringere Mengen einer Substanz hinreichen, die Reaktion hervorzurufen, und man nennt es charakteristisch oder ein Spezialreagens, wenn die zu beobachtende Erscheinung durch möglichst wenige, am besten nur durch einen bestimmten Körper, hervorgebracht wird, wie z. B. die Färbung der Blutlaugensalze durch Eisenverbindungen; anderenfalls, wenn ganze Körperklassen dieselbe Erscheinung geben, nennt man es wohl ein Gruppenreagens, wie dies beispielsweise der Schwefelwasserstoff ist.

Will man eine Klassifikation der Reagentien versuchen, so dürfte nachstehende Einteilung sich als rationell erweisen:

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 1. Oxydationsmittel, | 5. Lösungsmittel. |
| 2. Reduktionsmittel, | 6. Spezialreagentien, |
| 3. Säuren, | 7. Gruppenreagentien. |
| 4. Basen, | |

1. Oxydationsmittel.

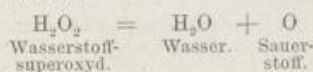
Unter Oxydation verstehen wir einen Vorgang, bei welchem einem Körper (Element oder chem. Verbindung) Sauerstoff zugeführt oder Wasserstoff entzogen wird. Geht die Oxydation unter Feuererscheinung vor sich, so nennt man sie zugleich Verbrennung. Als Beispiel für die Oxydation durch Vereinigung mit Sauerstoff führen wir an: das Verbrennen von Schwefel und Phosphor an der Luft zu Schwefligsäureanhydrid SO_2 und Phosphorsäureanhydrid P_2O_5 , das Rosten des Eisens, die Verwandlung von Oxydulsalzen in Oxydsalze, wie wir sie beim Eisen so häufig beobachten.

Als Beispiel für Oxydation unter Austritt von Wasserstoff sei die Mangansäure erwähnt. Diese entspricht der Formel H_2MnO_4 und geht durch Einwirkung von Oxydationsmitteln unter Abgabe eines H-Atomes in die sauerstoffreichere Uebermangansäure HMnO_4 über, welche sich von der ersteren durch das Minus eines H-Atomes unterscheidet.

Unter den Oxydationsmitteln sind zu merken:

1. Der Sauerstoff (O). Dieser wirkt auf einige Körper schon bei niedriger Temperatur ein, z. B. auf die Leichtmetalle und auf Phosphor, weshalb man erstere unter Petroleum, letzteren unter Wasser aufbewahrt. Im allgemeinen aber oxydiert er nur bei höheren Temperaturen, d. h. wenn man die zu oxydierenden Körper auf ihre Entzündungstemperatur gebracht hat. So verbinden sich die meisten unedlen Metalle mit Sauerstoff mehr oder weniger langsam bei gewöhnlicher Temperatur, rasch dagegen bei erhöhter Temperatur. Energischer wirkt die aktive Modifikation des Sauerstoffs, das Ozon O_3 , und zwar schon bei gewöhnlicher Temperatur.

2. Wasserstoffsuperoxyd (H_2O_2) wirkt kräftig oxydierend, indem es selbst in Wasser und in Sauerstoff zerfällt:



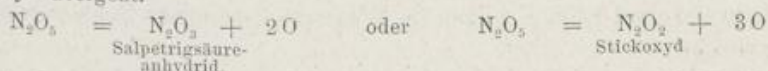
In ähnlicher Weise wirkt Natriumsuperoxyd Na_2O_2 . Dasselbe zerfällt in Natriumoxyd Na_2O und Sauerstoff.

3. Chlor (Cl) wirkt in der Weise oxydierend, dass es Wasser zersetzt, mit dem Wasserstoff desselben Chlorwasserstoff (d. i. Salzsäure) bildet und Sauerstoff frei macht. Letzterer wirkt dann oxydierend:

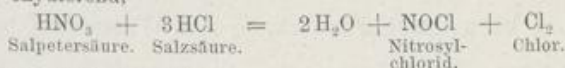


Brom wirkt in analoger Weise wie Chlor unter Bildung von Bromwasserstoff H-Br; auch das Jod hat oxydierende Eigenschaften, aber in schwächerer Masse wie Chlor und Brom. So wird durch Jod beispielsweise schweflige Säure zu Schwefelsäure oxydiert; seine oxydierende Wirkung ist in der nämlichen Weise zu erklären wie diejenige des Chlors.

4. Salpetersäure (N_2O_5) wirkt oxydierend, indem sie Sauerstoff abgibt und dabei selbst in niedere Oxydationsstufen des Stickstoffs: in Salpetrigsäureanhydrid und Stickoxyd übergeht.

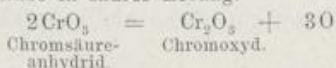


5. Königswasser, eine Mischung von 1 Tl. Salpetersäure und 3 Tl. Salzsäure wirkt dadurch oxydierend,

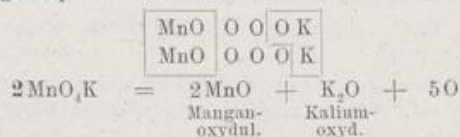


daf es Chlor bildet; cf. Chlor S. 28.

6. Chromsäure (CrO_3) gibt Sauerstoff ab und geht in Chromoxyd über; ebenso wirken die chromsauren Salze in saurer Lösung.



7. Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) zerfällt bei der Oxydation in saurer Lösung in Kaliumoxyd, Manganoxydul und Sauerstoff.



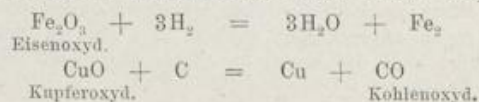
Bei Anwesenheit von freier Säure (z. B. Schwefelsäure) entstehen natürlich die betreffenden Salze des Mangans und des Kaliums: Mangansulfat $MnSO_4$ und Kaliumsulfat K_2SO_4 .

Welches der angeführten Oxydationsmittel im einzelnen Falle anzuwenden ist, hängt von Umständen ab; im allgemeinen bedient man sich, wenn die Oxydationsprodukte nichtflüchtige Substanzen sind, z. B. bei der Oxydation von Eisenoxydulsalzen zu Eisenoxydsalzen, der flüchtigen Oxydationsmittel, also der Salpetersäure, des Chlors oder des Broms, zur Oxydation solcher Körper, welche flüchtige Oxydationsprodukte liefern, z. B. bei der Oxydation zahlreicher organischer Substanzen (Alkohole, Aldehyde etc.), der nichtflüchtigen Oxydationsmittel, z. B. der Chromsäure und des Kaliumpermanganates. Bei richtiger Auswahl ist es möglich, Oxydationsmittel und Oxydationsprodukt schon auf Grund ihrer verschiedenen Flüchtigkeit zu trennen.

2. Reduktionsmittel.

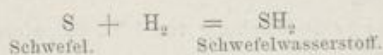
Unter Reduktion verstehen wir einen Vorgang, bei welchem einem Körper entweder Sauerstoff entzogen oder Wasserstoff zugeführt wird.

Als Beispiele für Reduktion durch Entziehung von Sauerstoff seien angeführt die Reduktion der Metalloxyde mittels Wasserstoff oder Kohle; so werden Eisenoxyd, Kupferoxyd u. a. durch Erhitzen im Wasserstoffstrom bezw. mit Kohle in metallisches Eisen bezw. Kupfer übergeführt.



Als Beispiele für Reduktion durch Zuführung von Wasserstoff mögen die folgenden gelten:

Schwefel wird beim Erhitzen im Wasserstoffströme zu Schwefelwasserstoff reduziert.



Salpetersäure kann durch Einwirkung von Wasserstoff in Ammoniak übergeführt werden.

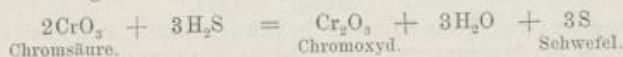


Unter den Reduktionsmitteln wären als hauptsächlichste die folgenden zu merken:

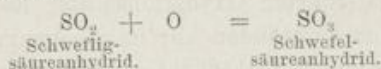
1. Der Wasserstoff (H), namentlich *in statu nascendi*¹⁾; er wirkt reduzierend, indem er Sauerstoff entzieht und Wasser bildet.



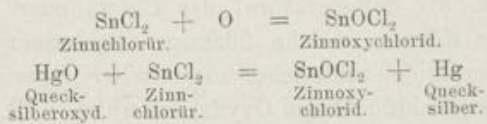
2. Der Schwefelwasserstoff (H₂S) wirkt ebenso wie der Wasserstoff reduzierend durch Bildung von Wasser; zugleich aber wird Schwefel abgeschieden.



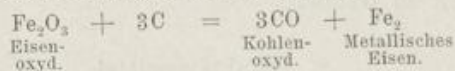
3. Schwefligsäureanhydrid (SO₂) entzieht Sauerstoff und geht dabei selbst in Schwefelsäureanhydrid über.



4. Zinnchlorür (SnCl₂) nimmt Sauerstoff auf und verwandelt sich in Zinnoxychlorid SnOCl₂.



5. Kohlenstoff (C), eines der wichtigsten Reduktionsmittel, entzieht namentlich bei höheren Temperaturen vielen Körpern (Oxyden) Sauerstoff und geht dabei selbst in Kohlenoxyd CO oder Kohlensäure CO₂ über, z. B.



Auf die reduzierenden Eigenschaften des Kohlenstoffs gründen sich die meisten metallurgischen Prozesse.

6. Kaliumcyanid (Cyankalium), KCN. Entzieht beim Zusammenschmelzen mit den Oxyden der meisten Schwermetalle diesen den Sauerstoff und scheidet die Schwermetalle als solche ab. Das Cyankalium KCN geht dabei selbst in cyansaures Kalium KCNO über. Diese Reduktionsvorgänge sind namentlich für die Analyse von Wichtigkeit.

¹⁾ Unter dem *status nascendi* verstehen wir den Moment, in welchem Elementaratome aus Verbindungen abgeschieden werden. Sie sind in diesem Augenblicke besonders reaktionsfähig, weil die einzelnen Atome sich noch nicht zu geschlossenen Molekülen vereinigt haben.

3. Säuren.

Diese dienen dazu, alkalische Verbindungen zu neutralisieren oder schwächere Säuren in Freiheit zu setzen (Ansäuern). Verschiedene Reaktionen treten nur in saurer Lösung ein. So z. B. das Ausfällen von Arsentrisulfid (As_2S_3) durch Schwefelwasserstoff; in solchen Fällen muß eben mit einer indifferenten Säure angesäuert werden. Die wichtigsten sind:

Schwefelsäure	H_2SO_4	Salzsäure	HCl
Salpetersäure	HNO_3	Essigsäure	$C_2H_3O_2$

Man wählt zum Ansäuern immer eine solche Säure, welche mit den Bestandteilen einer Reaktion möglichst keine Veränderung eingeht. Will man z. B. in einer Lösung durch Fällung mittels Silbernitrat etwa anwesende Chloride als Silberchlorid nachweisen, so benützt man Salpetersäure zum Ansäuern, weil diese weder auf die gelösten Chloride, noch auf Silbernitrat oder Silberchlorid verändernd einwirkt. Salzsäure darf nicht benützt werden, weil man mit dieser einen Stoff in die Flüssigkeit hineinbringen würde, auf welchen man gerade prüfen will. Schwefelsäure und Essigsäure sind in diesem Falle zum Ansäuern nicht zu empfehlen, weil sie zur Bildung von schwerlöslichem Silbersulfat bzw. Silberacetat Veranlassung geben und somit durch das Entstehen eines Niederschlags auch in einer chlorfreien Lösung die Anwesenheit von Chloriden vor-täuschen könnten.

4. Basen.

Diese werden angewendet, um Säuren zu neutralisieren, oder um schwächere Basen in Freiheit zu setzen. So wird z. B. die Ammoniak genannte Base aus ihren Salzverbindungen durch Kaliumhydroxyd, Natriumhydroxyd, Calciumhydroxyd u. s. w. frei gemacht und gibt dann erst die für das freie Ammoniak bekannten Reaktionen. Die wichtigsten Basen sind:

Kaliumhydroxyd	K . OH	Calciumhydroxyd	$Ca(OH)_2$
Natriumhydroxyd	Na . OH	Baryumhydroxyd	$Ba(OH)_2$
Ammoniak	NH_3 . OH	Magnesiumhydroxyd	$Mg(OH)_2$

Bei der Auswahl der Basen als Mittel zum Neutralisieren läßt man sich gleichfalls von dem Gesichtspunkte leiten, hierzu stets solche Basen auszuwählen, welche mit den zu neutralisierenden Säuren möglichst keine störenden Verbindungen eingehen. Hat man also Schwefelsäure lediglich zu neutralisieren, so benützt man hiezu Kaliumhydroxyd, Natriumhydroxyd, Magnesiumhydroxyd oder Ammoniak, nicht aber Calciumhydroxyd oder Baryumhydroxyd, da diese die Schwefelsäure zwar neutralisieren, gleichzeitig aber auch als unlösliches Calciumsulfat bzw. Baryumsulfat ausfallen würden.

5. Lösungsmittel.

Sie werden benützt, um feste Körper in Lösung zu bringen, und richten sich nach der Art der vorliegenden Substanzen. Die wichtigsten sind:

Wasser H_2O löst viele Säuren, Basen, Salze etc.,
 C_2H_5OH Alkohol C_2H_5OH löst namentlich eine Reihe organischer Körper, z. B. Benzoesäure, Salicylsäure, Kampher,
 Aether löst Fette, Oele, Harze, Jod etc.,
 Chloroform löst namentlich Jod, Fette, Oele, Kautschuk,
 Schwefelkohlenstoff löst Jod, Fette, Oele, Schwefel, Phosphor,
 Benzol löst eine Anzahl organischer Präparate, auch Jod, Brom,
 Eisessig, Aceton, Amylalkohol, Amylacetat sind vorzügliche Lösungsmittel für eine Reihe sonst nicht oder schwer löslicher Körper.

Auch bei den Lösungsmitteln ist darauf zu achten, ob sie die aufzulösende Substanz verändern oder nicht. Will man z. B. wasserfreies Chloral CCl_3CHO lediglich auflösen, so hat man hiezu Alkohol zu vermeiden, weil sich dieser mit dem Chloral zu einer neuen Verbindung, dem Chloralalkoholat $CCl_3CH(OH)OC_2H_5$ vereinigt.

6. Spezialreagentien.

Sie dienen dazu, um mit möglichster Sicherheit die Anwesenheit eines bestimmten Körpers zu erkennen. Es würde zu weit führen, dieselben hier eingehend zu besprechen, umsomehr, als im folgenden bei den einzelnen Elementen und Verbindungen die wesentlichen Reaktionen derselben angegeben werden sollen.

7. Gruppenreagentien

dienen dazu, ganze Körperklassen nachzuweisen. Das wichtigste ist der Schwefelwasserstoff, welcher mit den meisten Schwermetallen unlösliche, charakteristisch gefärbte Verbindungen eingeht und durch das Entstehen derselben die Anwesenheit von Schwermetallen anzeigt.

Zu den Gruppenreagentien gehören auch die Reagenspapiere (z. B. Lackmuspapier), mit Hilfe deren man sämtliche Körper in drei große Gruppen: indifferente (neutrale), saure und alkalische einteilen kann.

Es erübrigt noch zu bemerken, daß die Reagentien, wenn man durch dieselben sichere Aufschlüsse erhalten will, vor allem selbst in chemisch reinem Zustande sich befinden müssen; insbesondere dürfen sie nicht schon durch diejenigen Substanzen verunreinigt sein, die man durch sie auffinden will. Im anderen Falle würden natürlich Irrtümern Tür und Tor geöffnet sein.

Hydrolyse: Zersetzung eines bei Bedarf mit einem Säurestoff, Essig etc.

Hydrolytische Zersetzung: Wird ein reines z. B. Natriumchlorid in verdünnter Lösung mit Essig versetzt, (Zersetzung des Natriumchlorids in Natriumchlorid und Essigsäure.)

Katalyse: Beschleunigung einer Reaktion durch einen Körper, der bei der Reaktion selbst nicht verbraucht wird.