

Allgemeines.

Die **Materie** (der Stoff, die Substanz) ist dasjenige, was den Raum ausfüllt. Ein begrenzter Teil der Materie ist ein Körper. Die **Chemie** ist die Lehre von der materiellen (stoffartigen, substanziellen) Zusammensetzung der Körper. Sie beschäftigt sich damit, die Körper in ihre stoffartig verschiedenen Bestandteile zu zerlegen (**Analyse**) und umgekehrt aus den Bestandteilen wieder aufzubauen (**Synthese**).

Die Körper werden gebildet durch die einfachen Körper, die **Grundstoffe** oder **Elemente**, die in der chemischen Schriftsprache, den Formeln, durch Symbole bezeichnet werden. Es sind bis jetzt etwa 70 Elemente bekannt.

Grundstoffe oder **Elemente** sind Körper, die sich mit den bis jetzt bekannten Hilfsmitteln nicht weiter mehr in stoffartig verschiedene Bestandteile zerlegen lassen. Die Chemie ergründet die Eigenschaften der Elemente.

Vereinigen sich 2 oder mehrere Elemente vermöge der ihnen innewohnenden Anziehungskraft, der **Affinität**, zu einem Körper, der andere Eigenschaften als seine Componenten zeigt, so ist eine **chemische Verbindung** entstanden; — ihre Bestandteile lassen sich mechanisch (physikalisch) nicht mehr trennen, wie es bei dem mechanischen Gemenge der Fall ist.

Mischt man Eisenfeilspähne mit Schwefel, so lassen sich die einzelnen Eisenteilchen von den Schwefelteilchen durch den Magneten trennen (mechanisches Gemenge). Erhitzt man aber das Gemisch beider, so entsteht ein ganz neuer Körper, dessen Bestandteile auf dem vorher ange-

gebenen Wege nicht mehr trennbar sind (chemische Verbindung).

Die Elemente vereinigen sich zu chemischen Verbindungen nach bestimmten Gesetzen, Gewicht und Raum betreffend.

I. Das Gesetz der **einfachen Proportionen** (Verbindungsverhältnisse):

Die Elemente verbinden sich nur nach bestimmten Gewichtsverhältnissen.

35.5 Teile Chlor verbinden sich nur mit 1 Teil Wasserstoff,

"	"	"	"	"	"	"	23	Teilen Natrium,
"	"	"	"	"	"	"	39	" Kalium,
"	"	"	"	"	"	"	20	" Calcium

u. s. w.

II. Das Gesetz der **multiplen Proportionen**:

In verschiedenen Verbindungen je zweier Elemente stehen die Mengen des einen Bestandteils — bei gleichbleibender Menge des anderen Bestandteils — in einem einfachen Verhältnisse zu einander.

28 Teile Stickstoff (N) verbinden sich mit 16, 32, 48, 64 und 80 Teilen Sauerstoff (O). Die Menge des Stickstoffs bleibt dieselbe, während die Mengen des andern Bestandteils, des Sauerstoffs, in einem einfachen Verhältnisse zu einander stehen, nämlich wie 1:2:3:4:5. Die betreffenden Verbindungen sind:

N_2O , N_2O_2 [NO], N_2O_3 , N_2O_4 [NO₂] und N_2O_5 .

III. Das Gesetz der **einfachen Gasvolumen** von Gay-Lussac: Zwei Gase verbinden sich stets nach einfachen Volumverhältnissen. Ein Volum verbindet sich also mit 1, 2, 3 oder mehreren Volumen.

1 Vol. Chlor (Cl) verbindet sich mit 1 Vol. Wasserstoff (H) zu 2 Vol. Chlorwasserstoff (HCl).

1 Vol. Sauerstoff (O) verbindet sich mit 2 Vol. Wasserstoff (H₂) zu 2 Vol. Wasser (H₂O).

1 Vol. Stickstoff (N) verbindet sich mit 3 Vol. Wasserstoff (H₃) zu 2 Vol. Ammoniak (NH₃).

Durch die Vereinigung **mehrerer** Volume entstehen also stets **2** Volume der neuen Verbindung. Allgemein: $1 \text{ Vol.} + n \text{ Vol.} = 2 \text{ Vol.}$

Beim Messen der Gasvolume sind Druck und Temperatur zu beobachten; nur Volume von gleicher Temperatur und unter gleichem Druck stehend können mit einander verglichen werden. Daher führt man alle Messungen auf eine Temperatur von 0° Celsius und einen Barometerstand von 760 mm zurück. Dies geschieht:

1. durch das **Gay-Lussac'sche Gesetz**: Die Gasvolume ändern sich bei verschiedener Temperatur; ändert sich die Temperatur um 1° , so ändert sich das Volum um $\frac{1}{273}$ (vergl. Physik).
2. Durch das **Boyle-Mariotte'sche Gesetz**: Die Gasvolume sind umgekehrt proportional dem Druck (vergl. Physik).

Vergleicht man die **Verbindungsgewichte (Äquivalente)** mit den Gasvolumengewichten, so zeigt sich, daß dieselben gleich sind, oder in einem einfachen Verhältnis zu einander stehen.

	Verbindungsgew.	Gasvolumengew.
Wasserstoff (H)	1	1
Chlor (Cl)	35,5	35,5
Sauerstoff (O)	8	16
Schwefel (S)	16	32

Die **Stöchiometrie** ist die Lehre von den Verbindungsgesetzen, auf die sich alle chemischen Berechnungen stützen.

Den denkbar kleinsten Teil einer chemischen Verbindung nennt man **Molekül**. Den denkbar kleinsten, in freiem Zustande vorkommenden Teil eines Elementes nennt man ebenfalls **Molekül**. Die **Atome** sind die kleinsten Teilchen eines Elementes, die in einem Molekül seiner Verbindungen vorkommen. Da eine chemische Verbindung aus mindestens 2 Elementen besteht, so muß 1 Molekül mindestens aus 2 Atomen bestehen. Ist die Verbindung aus mehr als 2 Elementen zusammengesetzt, so enthält das Molekül ebensoviel mehr Atome. (Der Begründer der Atomistik

war Dalton). Die Atome kommen im freien Zustande nicht vor, sondern stets in den Molekülen.

1 Molekül Wasserstoff = H_2 = (1 Atom H + 1 Atom H).

1 Molekül Chlorwasserstoff = HCl = (1 Atom H + 1 Atom Cl).

1 Molekül Schwefelsäure = H_2SO_4 = (2 Atome H + 1 Atom S + 4 Atome O).

Das Molekül Schwefelsäure besteht also im ganzen aus 7 Atomen.

Das **Avogadro'sche Gesetz**: „Gleiche Volume verschiedener Gase enthalten eine gleiche Anzahl von Molekülen“. Die Gewichte dieser gleichen, aber mit verschiedenen Gasen gefüllten Volume stehen in einem bestimmten Verhältnis zu einander. So verhält sich das Gewicht von 1 Vol. Wasserstoff zu einem Vol. Chlor wie 1:35,5. Ein Vol. Chlor ist 35,5 mal so schwer als 1 Vol. Wasserstoff. Da der Wasserstoff das leichteste Element ist, hat man ihm das Gewicht 1 gegeben und die gefundenen Gasvolumgewichte der anderen Elemente darauf bezogen. Diese Gewichte sind mit wenigen Ausnahmen die **Atomgewichte**. Die **Molekulargewichte** zeigen uns an, wievielmals 1 Vol. einer chemischen Verbindung im gasförmigen Zustande schwerer ist als ein gleiches Vol. Wasserstoff. Die Molekulargewichte sind mit wenigen Ausnahmen = 2 Gasvolumgewichten (Atomgewichten).

Die **Bestimmung der Atomgewichte** (Gasvolumgewichte) erfolgt auf verschiedene Weise.

1. Das G. V. G. solcher Gase, die ihren Gaszustand bei gewöhnlicher Temperatur behalten, stellt man fest durch Wägen eines luftleer gemachten und sodann mit dem Gase gefüllten Glasballons unter Berücksichtigung von Druck und Temperatur.
2. Bei Gasen, die erst bei höherer Temperatur sich bilden, bestimmt man:
 - a) Das Gewicht der Substanz, die als Dampf (bei gegebener Temperatur und Druck) ein bekanntes Volum erfüllt (Dumas);

- b) das Volum, das ein gegebenes Gewicht der Substanz in Gasform erfüllt (Gay-Lussac). (Dampf-dichte-Bestimmungsmethoden von Gay-Lussac, Dumas, Bunsen, Hofmann, Victor Meyer.)
3. Durch analytische und synthetische Versuche mit Zuhülfenahme des gleich zu erwähnenden Dulong-Petit'schen Gesetzes. Dieser Weg ist einzuschlagen bei Elementen, die keine gasförmig wägbaren Verbindungen bilden.
4. Bei Elementen, die sich nicht vergasen lassen, bestimmt man das Atomgewicht aus den wasserstoffreichsten Verbindungen derselben.

Das wichtige, alle Atomgewichtsbestimmungen kontrollirende **Dulong-Petit'sche Gesetz** heisst: „Das Produkt aus spezifischer Wärme und Atomgewicht ist eine konstante Zahl (5,5—6,4).“ Es ist das Gesetz der gleichen Atomwärmen der Elemente. Die **Atomwärme** ist das Produkt aus dem Atomgewicht und der spezifischen Wärme. (Spezif. Wärme, vgl. Physik.)

Abnorme Gasvolumgewichte zeigen Phosphor, Arsen, Quecksilber und Cadmium. Die G. V. G. von Phosphor und Arsen sind doppelt, die von Quecksilber und Cadmium halb so groß, als es die Dulong-Petit'sche Regel erfordert.

Die **Werthigkeit (Valenz)** der Elemente ist eine verschiedene. Je nachdem 1 Atom eines Elementes im Stande ist, sich mit 1, 2 oder mehreren Atomen Wasserstoff (oder einem dem Wasserstoff gleichwerthigen Elemente, wie Chlor, Brom, Jod, Fluor) zu verbinden, nennt man es ein-, zwei- oder mehrwerthig.

Vergleiche die umstehenden Beispiele.

Beispiele.

1. ein- werthig	Chlor	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}} - \text{H} = \text{ClH}$ (od. HCl) Chlorwasserstoff	Kalium	$\overset{\text{I}}{\text{K}} - \text{Cl} = \text{KCl}$ Chlorkalium
2. zwei- werthig	Sauerstoff	$\overset{\text{II}}{\text{O}} \begin{cases} \text{H} = \text{OH}_2 \\ \text{H} \end{cases}$ (od. H ₂ O) Wasser	Blei	$\overset{\text{II}}{\text{Pb}} \begin{cases} \text{Cl} = \text{PbCl}_2 \\ \text{Cl} \end{cases}$ Chlorblei
3. drei- werthig	Stickstoff	$\overset{\text{III}}{\text{N}} \begin{cases} \text{H} \\ \text{H} = \text{NH}_3 \\ \text{H} \end{cases}$ Ammoniak	Gold	$\overset{\text{III}}{\text{Au}} \begin{cases} \text{Cl} \\ \text{Cl} = \text{AuCl}_3 \\ \text{Cl} \end{cases}$ Goldechlorid
4. vier- werthig	Kohlenstoff	$\overset{\text{IV}}{\text{C}} \begin{cases} \text{H} \\ \text{H} = \text{CH}_4 \\ \text{H} \\ \text{H} \end{cases}$ Grubengas	Platin	$\overset{\text{IV}}{\text{Pt}} \begin{cases} \text{Cl} \\ \text{Cl} = \text{PtCl}_4 \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{cases}$ Platinchlorid
5. fünf- werthig	Vanadin	$\overset{\text{V}}{\text{V}} \begin{cases} \text{Cl} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} = \text{VCl}_5 = \text{Vanadinpentachlorid.} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{cases}$		
6. sechs- werthig	Chrom	$\overset{\text{VI}}{\text{Cr}} \begin{cases} \text{Cl} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} = \text{CrCl}_6 = \text{Chromhexachlorid.} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{cases}$		

**Die chemischen Elemente oder Grundstoffe in
alphabetischer Ordnung.**

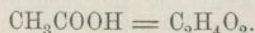
Namen.	Symbole oder chemische Zeichen.	Äquivalent- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Atom- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Molekular- gewichte auf 1 Atom Wasserstoff = 1 bezogen.
Aluminium . . .	Al ^{III*)}	13,5	27,0	54,0
Antimon (lat. Stibium)	Sb ^V	120,0	120,0	240,0
Arsen	As ^V	75,0	75,0	300,0
Baryum	Ba ^{II}	68,5	137,0	274,0
Beryllium	Be ^{II}	4,5	9,0	18,0
Blei (lat. Plumbum)	Pb ^{II}	103,5	206,5	413,0
Bor	B ^{III}	11,0	11,0	22,0
Brom	Br ^I	80,0	80,0	160,0
Cadmium	Cd ^{II}	56,0	112,0	112,0
Cäsium	Cs ^I	132,5	132,5	265,0
Calcium	Ca ^{II}	20,2	40,0	80,0
Cerium	Ce ^{IV}	47,0	141,0	282,0
Chlor	Cl ^I	35,5	35,5	71,0
Chrom	Cr ^{VI}	26,0	52,5	105,0
Didym	Di ^{IV}	48,5	145,0	290,0
Eisen (lat. Ferrum)	Fe ^{IV}	28,0	56,0	112,0
Erbium	Er ^{IV}	55,0	165,5	331,0
Fluor	F ^I	19,0	19,0	38,0
Gallium	G ^{IV}	?	69,0	?
Germanium	Ge ^{IV}	36	72	144
Gold (lat. Aurum)	Au ^{III}	196,0	196,0	392,0
Indium	In ^{IV}	57,0	113,5	227,0
Jod	J ^I	126,5	126,5	253,0
Iridium	Ir ^{IV}	96,0	192,5	385,0
Kalium	K ^I	39,0	39,0	78,0
Kobalt (lat. Cobaltum)	Co ^{IV}	29,0	58,5	117,0
Kohlenstoff (lat. Carbonium) . . .	C ^{IV}	6,0	12,0	24,0

*) Die beigefügten römischen Ziffern zeigen die Werthigkeit des betreffenden Elementes an.

Namen.	Symbole oder chemische Zeichen.	Äquivalent- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Atom- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Molekular- gewichte auf 1 Atom Wasserstoff = 1 bezogen.
Kupfer (lat. Cu- prum)	Cu ^{II}	31,5	63,0	127,0
Lanthan	La ^{IV}	69,0	138,5	277,0
Lithium	Li ^I	7,0	7,0	14,0
Magnesium	Mg ^{II}	12,0	24,0	48,0
Mangan	Mn ^{IV}	27,5	55,0	110,0
Molybdän	Mo ^{VI}	48,0	95,5	191,0
Natrium	Na ^I	23,0	23,0	46,0
Nickel	Ni ^{IV}	26,0	58,0	117,0
Niobium	Nb ^V	47,0	94,0	188,0
Osmium	Os ^{IV}	99,0	198,5	397,0
Palladium	Pd ^{IV}	53,0	106,0	212,0
Phosphor	P ^V	31,0	31,0	124,0
Platin	Pt ^{IV}	97,5	194,5	389,0
Quecksilber (lat. Hydrargyrum) .	Hg ^{II}	100,0	200,0	200,0
Rhodium	Rh ^{IV}	52,0	104,0	208,0
Rubidium	Rb ^I	85,0	85,0	170,0
Ruthenium	Ru ^{IV}	52,0	103,5	207,0
Sauerstoff (lat. Oxygenium) . .	O ^{II}	8,0	16,0	32,0
Scandium	Sc ^{IV}	?	45,0	?
Schwefel (lat. Sul- fur)	S ^{II}	16,0	32,0	64,0
Selen	Se ^{II}	39,5	79,0	158,0
Silber (lat. Argen- tum)	Ag ^I	108,0	108,0	216,0
Silicium	Si ^{IV}	14,0	28,0	56,0
Stickstoff (lat. Nitrogenium) .	N ^V	14,0	14,0	28,0
Strontium	Sr ^{II}	43,5	87,0	174,5
Tantal	Ta ^V	91,0	182,0	364,0
Tellur	Te ^{II}	64,0	128,0	256,0
Terbium	Tr ^{IV}	?	149,0	?
Thallium	Tl ^{III}	204,0	204,0	408,0

Namen.	Symbole oder chemische Zeichen.	Äquivalent- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Atom- gewichte auf Wasser- stoff = 1 bezogen.	Molekular- gewichte auf 1 Atom Wasserstoff = 1 bezogen.
Thorium	Th ^{IV}	115,5	231,0	462,0
Titan	Ti ^{IV}	25,0	50,0	100,0
Uran	U ^{IV}	120,0	240,0	480,0
Vanadium	V ^V	25,5	51,0	102,0
Wasserstoff (lat. Hydrogenium) .	H ^I	1,0	1,0	2,0
Wismut (lat. Bis- muthum) . . .	Bi ^V	207,5	207,5	415,0
Wolfram	W ^{VI}	92,0	184,0	368,0
Ytterbium	Yb ^{III}	86,5	173,0	346,0
Yttrium	Y ^{IV}	45,0	90,0	180,0
Zink	Zn ^{II}	32,5	65,0	130,0
Zinn (lat. Stannum)	Sn ^{IV}	59,0	118,0	236,0
Zirkonium	Zr ^{IV}	45,0	90,5	181,0

Eine Formel, die die Lage der Atome im Molekül angiebt, heisst Strukturformel. Eine Formel, die uns kurz die Gesamtsumme der verschiedenen Atome des Moleküls angiebt, heisst empirische Formel; z. B. Essigsäure:



Nach dem obenerwähnten Gesetz der multiplen Proportionen giebt es eine Reihe von Elementen, die in Verbindung mit anderen Elementen verschiedene Valenzen zeigen. So kann ein Atom Phosphor (P) mit 3 Atomen Chlor (Cl₃) zu 1 Mol. PCl₃ (Phosphortrichlorid) verbunden sein; ebenso gut kann aber auch 1 Atom P mit 5 Atomen Chlor (Cl₅) zu 1 Mol. PCl₅ (Phosphorpentachlorid) verbunden sein. Der Phosphor kann also 3- und 5werthig auftreten.

Die Formel PCl₃ sagt aus: 1) 1 Mol. Phosphortrichlorid. 2) Das Mol. PCl₃ besteht aus 4 Atomen und zwar 1 At. P und 3 At. Cl. 3) 31 Gewichtsteile P verbinden sich mit 3 × 35,5 = 106,5 Gewichtsteilen Cl. 4) Das Molekulargewicht der Verbindung PCl₃ ist: 31 + 106,5 = 137,5.

Die Atomgewichte mancher, meist nahe verwandter Elemente, zeigen auffallende Beziehungen zu einander. So ist $\text{Cl} = 35,5$, $\text{Br} = 80$, $\text{J} = 127$. Nimmt man das Mittel von $\text{Cl} + \text{J}$, von $35,5 + 127 = 162,5 = \frac{162,5}{2} = 81,25$, so ist dies fast gleich dem gefundenen Atomgewicht des Broms: 80.

Mendeleeff sucht auf Grund dieser Betrachtungen nachzuweisen, daß die Eigenschaften der Elemente von ihren Atomgewichten abhängig seien. Demgemäß ordnet er dieselben in besondere Gruppen und Reihen.

Wir unterscheiden 3 Aggregatzustände der Körper.*) Bei festen Körpern bleiben GröÙe und Form selbstständig; beide sind unabhängig von der Umgebung. Bei flüssigen Körpern bleibt die GröÙe selbstständig, die Form hingegen nicht; letztere ist abhängig von der Umgebung.

Bei gasförmigen Körpern sind weder GröÙe noch Form selbstständig, beide sind von der Umgebung abhängig.

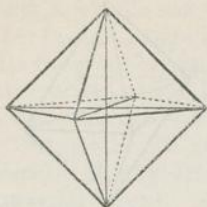
Nach der von (dem prakt. Arzte) F. R. Mayer begründeten mechanischen Wärmetheorie ist die Wärme eine besondere Art der Bewegung. Auch die Aggregatzustände sind durch Molekularbewegung bedingt. Ein Körper ist fest, wenn die Energie (lebendige Kraft) der Molekularbewegung nicht groß genug ist, um die Anziehung (Cohäsion) zweier benachbarter Moleküle zu überwinden. Ein Körper ist flüssig, wenn die Energie aller Moleküle die Anziehung der einzelnen überwindet, — die Energie eines einzelnen Moleküls aber nicht die Gesamtanziehung aller Moleküle. Ein Körper ist gasförmig, wenn die Energie eines Moleküls die Gesamtanziehung aller überwindet.

Unter dem Druck eines Gases versteht man den Stoß seiner Moleküle gegen die dasselbe umschließenden Wände. Je höher die Temperatur wird, desto schneller und stärker erfolgen die Stöße, d. h. um so höher wird der Druck.

Einen Körper von ursprünglich regelmäßiger Gestalt nennt man **Krystall**. Alle Krystalle lassen sich in 6 Systemen unterbringen, die sich je nach Anzahl, Lage und GröÙe ihrer Axen unterscheiden.

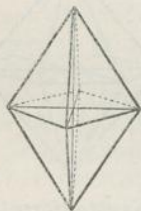
*) Vergl. auch Physik.

1. Reguläres oder
tesserales Sy-
stem.



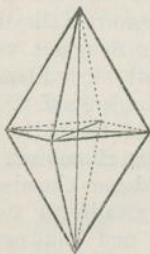
3 gleiche auf
einander senkrecht
stehende Axen.
Fig. 1.

2. Quadratisches
od. tetragonales
System.



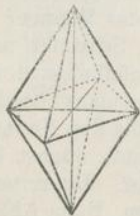
3 auf einander
senkrecht stehende
Axen, von denen
2 gleich, die dritte
aber größer oder
kleiner als diese ist.
Fig. 2.

3. Rhombisches
System.



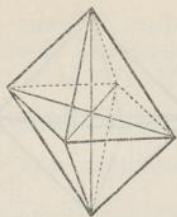
3 ungleich lange
auf einander senk-
recht stehende
Axen. Fig. 3.

4. Monoklines
System.



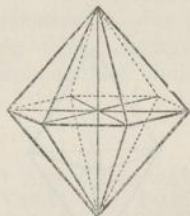
3 ungleich lange
Axen, von denen 2
unter einem schie-
fen Winkel sich
schneiden, während
die dritte auf deren
Ebene senkrecht
steht. Fig. 4.

5. Triklines System.



3 ungleich lange Axen, die sich unter schiefen Winkeln schneiden. Fig. 5.

6. Hexagonales System.



4 Axen, von denen 3 gleich lang sind und sich unter einem Winkel von 60° schneiden, während die vierte senkrecht auf deren Ebene steht. Fig. 6.

Körper, die keine Krystallform zeigen, sind **amorph**. Zeigt ein und derselbe Körper doppelte oder mehrfache Krystallform, so nennen wir ihn **dimorph**, resp. **polymorph**; z. B. der kohlensaure Kalk, der rhombisch als Kalkspath und hexagonal als Aragonit vorkommt. **Allotropie** nennt man die Eigenschaft eines Elementes in verschiedenen Formen aufzutreten. Kohlenstoff z. B. kommt amorph vor als Kohle, hexagonal als Graphit, regulär als Diamant. Schwefel kommt amorph, rhombisch und monoklin vor.

Körper von verschiedener chemischer Zusammensetzung aber von derselben Krystallform nennt man **isomorph**, z. B. kohlensaurer Kalk und kohlensaure Magnesia; Arsen, Antimon, Wismuth.

Das allgemeinste Lösungsmittel für feste, flüssige und gasförmige Körper ist das Wasser; viele Körper wiederum lösen sich nicht darin; Schwefel und Phosphor lösen sich beispielsweise in Schwefelkohlenstoff. Alle Lösungsmittel nehmen jedoch nur eine ganz bestimmte Menge des löslichen Körpers auf, — bis der Sättigungspunkt erreicht ist. Die Lösungskapazität wächst bei den festen Körpern meist mit der Temperatur. Man unterscheidet daher kalt und heiß gesättigte Lösungen. Beim Abkühlen scheidet die heiß

gesättigte Lösung meist Krystalle aus. Die hierbei bleibende Flüssigkeit, die Mutterlauge, ist die kalt gesättigte Lösung.

Die Löslichkeit der Gase in Flüssigkeiten nimmt mit steigender Temperatur ab, mit steigendem Druck aber zu. Zeigen Gas und Flüssigkeit keine besondere Anziehung zu einander, so sind bei gleicher Temperatur die absorbirten Gasmengen proportional dem Druck (**Henry-Dalton'sches Gesetz**).

Der **Absorptionscoefficient** ist das Volum eines Gases, das von 1 Volum Wasser bei 0° und 760 mm Druck absorbirt wird.

Der elektrische Strom übt auf chemische Verbindungen eine analytische (zerlegende) Wirkung aus. Diesen Vorgang nennt man **Elektrolyse**. Die elektrochemische Zersetzung geht nach dem **elektrolytischen Gesetz** vor sich: „Die zersetzte Menge der Verbindung (des Elektrolyten) ist proportional der Menge hindurchgegangener Elektrizität. Die gleiche Elektrizitätsmenge scheidet aus verschiedenen Verbindungen die betreffenden Elemente im Verhältnis der chemischen Aequivalentgewichte aus.“

Bei der elektrolytischen Zersetzung des Wassers geht der Wasserstoff an den negativen Pol, der Sauerstoff zum positiven Pol. Hiernach teilt man die Elemente in 2 Reihen:

- I. die **elektropositiven Elemente** oder die der Wasserstoffreihe,
- II. die **elektronegativen Elemente** oder die der Sauerstoffreihe.

I. Elektropositive Elemente (H).

I.	II.			III.	IV.
H	Be	Cu	Fe	Al	Rh
Li	Mg	Zn	Mn	Ga	Ru
Na	Ca	Cd	Ni	Y	Pd
K	Sr	Hg	Co	In	Ir
Rb	Ba	Pb		Ce	Pt
Ag				La	Os
Cs				Di	
Tl				Er	
				Au	

(Ueber galvanische Elemente und Ströme vergl. Physik.)

II. Elektronegative Elemente (O).

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.
Fl	O	B	C	V	Cr
Cl	S	N	Si	Nb	Mo
Br	Se	P	Ti	Ta	W
J	T	As	Zr		U
		Sb	Sn		
		Bi	Th		

Im vorhergehenden war allgemein die Rede von den chemischen Verbindungen. Dieselben zerfallen in

1. Säuren
2. Salze $\left\{ \begin{array}{l} \text{saure} \\ \text{neutrale oder normale} \\ \text{basische.} \end{array} \right.$
3. Basen (Hydroxyde).

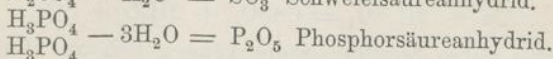
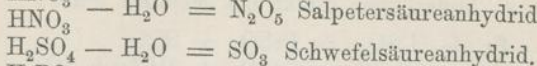
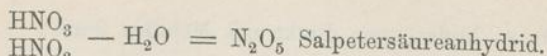
Säuren und Basen sind insofern Gegensätze, als sie sich neutralisieren, indem sie Salze bilden.

Säuren: a. Sauerstofffreie oder **Halogensäuren.**

Es sind dies die Verbindungen des Wasserstoffs mit Cl, Br, J und Fl zu $\text{HCl} = \text{Chlorwasserstoffsäure}$, HBr , HJ und HFl .

b. Sauerstoffhaltige oder **Oxysäuren.**

Es sind Verbindungen des Wasserstoffs mit Sauerstoff und einem elektronegativen Element, z. B. HClO_3 , Chlor-säure, HNO_3 Salpetersäure, H_2SO_4 Schwefelsäure, H_3PO_4 , Phosphorsäure. (Nur wenige elektropositive Elemente sind im Stand, Säure zu bilden, z. B. HMnO_4 , Uebermangan-säure) Je nachdem 1 Molekül der Säure 1, 2, 3 oder 4 Atome Wasserstoff hat, unterscheidet man mono-, di-, tri- und tetrahydrische Säuren. Die Säuren haben sauren Geschmack und röten Lakmuspapier. Tritt aus Säuren Wasserstoff in Gestalt von Wasser aus, so entstehen die **Säureanhydride**.



Basen (Hydroxyde) sind Verbindungen des Wasserstoffs mit Sauerstoff und einem elektropositiven Element:

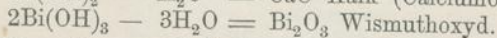
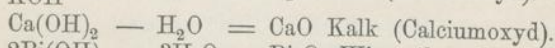
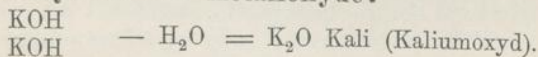
KOH Kaliumhydroxyd (Aetzkali).

Ca(OH)₂ Calciumhydroxyd.

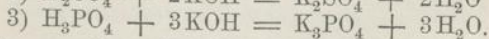
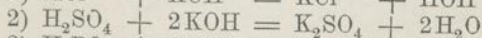
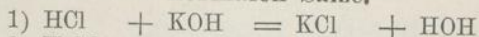
Bi(OH)₃ Wismuthhydroxyd.

Man kennt, wie bei den Säuren, mono- di und trihydrische (polyhydrische) Basen. Sie haben laugenartigen Geschmack und bläuen Lakmuspapier. Durch Abscheidung des Wasserstoffs in Gestalt von Wasser entstehen die

Basisanhydride oder **Metalloxyde**:

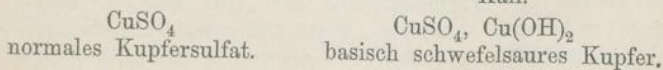
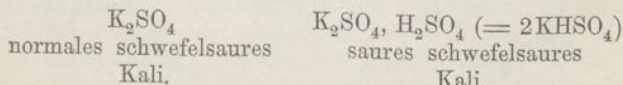


Wirken Säure und Basis aufeinander ein, so entstehen Salze; geschieht dies in äquivalenten Mengen, so entstehen die **neutralen** oder **normalen Salze**.

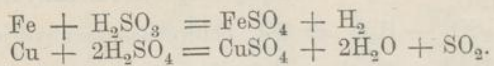


KCl, aus einem Metall und einem Halogen gebildet, nennt man **Haloidsalz**.

Saure und basische Salze entstehen, je nachdem Säure oder Basis in molekularen Verhältnissen im Überschufs vorhanden ist. Man kann sie betrachten als normale Salze, mit welchen sich Säure oder Basis in molekularen Verhältnissen verbunden hat.



Säuren bilden auch direkt mit Metallen Salze:



Zwei Salze derselben Säure können sich zu **Doppelsalzen** vereinigen:

