

Wasser zersetzt sie sich in Chromsäure und Salzsäure, durch ein glühendes Rohr geleitet, zerfällt sie in Chlor, Sauerstoff und Chromoxyd. Mit Alkohol zusammengebracht, entzündet sie letzteren.

Diese Verbindung, eine wirkliche Säure, bildet Salze. So erhält man das Kalisalz in grossen orangefarbenen Krystallen durch Erhitzen einer Auflösung von saurem chromsauren Kali mit Chlorwasserstoffsäure. Dieses Salz kann betrachtet werden als saures chromsaures Kali, in welchem 1 Aequivalent Chromsäure durch Chlorchromsäure ersetzt ist: $\text{K O, Cr O}_3, \text{Cr O}_2 \text{Cl}$, und die Chlorchromsäure selbst als Chromsäure, in der 1 Aeq. Sauerstoff durch Chlor vertreten ist.

Die übrigen Verbindungen des Chroms mit Salzbildnern, so das Chromsuperfluorid: Cr Fl_3 , die mit Schwefel und Stickstoff u. s. w., bieten für unsern Zweck kein besonderes Interesse dar.

Eine krystallisirte Verbindung von Chrom mit Aluminium erhält man durch Glühen von Chromchlorid mit Aluminium, oder durch Einwirkung von Chromkalium-Chromchlorid auf Aluminium bei hoher Temperatur. Die Krystalle dieser Legirung sind zinnweiss, sehr schwer schmelzbar und luftbeständig.

Ueber einige mit der Lehre von den Aequivalenten im Zusammenhange stehende Gesetzmässigkeiten.

Specifisches Volumen.

Wir haben bereits weiter oben erörtert, dass Gase sich nicht allein nach bestimmten Gewichts-, sondern auch nach bestimmten und einfachen Raum-Verhältnissen chemisch vereinigen.

Da ein bestimmtes Volumen eines Körpers unter gleichen Verhältnissen immer einem bestimmten Gewichte desselben entspricht, und die Gewichte der sich verbindenden Körper unveränderliche sind, so folgt, dass die Volumina der sich verbindenden Gase in nächster Beziehung zu ihren Aequivalenten stehen, und dass sie entweder mit diesen zusammenfallen, oder zu ihnen ein einfaches Verhältniss zeigen müssen.

Die Gewichte gleicher Volumina verschiedener Gase sind ihre specifischen Gewichte. Die specifischen Gewichte der Gase drücken sonach die relativen Gewichtsmengen aus, in welchen ihre chemische Vereinigung erfolgt. Sie fallen mit den Aequivalenten zusammen, wenn die Volumina der sich vereinigenden Gase gleich gross sind, sie stehen in einem einfachen Verhältnisse dazu, wenn die Volumina der sich verbindenden Gase nicht gleich gross sind.

Wenn wir diese Volumina auf jene Gewichtsmengen der Gase beziehen, welche wir ihre Aequivalente nennen, indem wir dabei das Volumen von einem Aequivalent Sauerstoff, oder 8 Gewichtstheilen desselben = 1 setzen, so erhalten wir die Aequivalentvolumina, d. h. Zahlen, welche das Volumenverhältniss der einem Aequivalente der Körper entsprechenden Gewichtsmenge derselben ausdrücken. Das Aequivalentvolumen des Phosphors z. B. ist = 1 Volumen, d. h. 31 Gewichtstheile Phosphordampf nehmen denselben Raum ein, wie 8 Gewichtstheile Sauerstoffgas, das des Wasserstoffs ist = 2 Vol. d. h. 1 Gewichtstheil Wasserstoffgas nimmt einen doppelt so grossen Raum ein, wie 8 Gewichtstheile Sauerstoff, — das Aequivalentvolumen des Chlors ist = 2 Vol., jenes des Ammoniaks = 4 Vol., d. h. der Raum, welchen 1 Aeq. Chlor, 1 Aeq. Ammoniak einnimmt, ist doppelt oder resp. viermal so gross, wie jener eines Aequivalents Sauerstoff u. s. w.

Wir haben im Verlaufe dieses Werkes den Begriff von Aequivalentvolumen an Beispielen genügend erläutert. Die relativen Räume, welche äquivalente Gewichtsmengen verschiedener Körper in Gas- oder Dampfgestalt einnehmen, stehen in der Regel in einem einfachen Verhältnisse zu einander. Einen Ausdruck für dieses Verhältniss erhält man, wenn man von einer Einheit, dem Sauerstoffe, ausgeht, aber auch, wenn man ermittelt, wie oft das specifische Gewicht der gasförmigen Körper in ihrem Aequivalente enthalten ist, wenn man sonach mit dem specifischen Gewichte in die Aequivalentgewichte dividirt. Der Quotient drückt das relative Volumen der Aequivalente der Körper aus. Dieser Quotient ist das specifische Volumen oder Atomvolumen. So ergibt sich z. B.

Specifisches Volumen oder Atomvolumen.

Substanz.	Formel.	Aequivalent-Gewicht.	Berechnetes specif. Gew. Luft = 1.	Specifisches Volumen.
Schwefeldampf	S	16	2,211	7,23
Sauerstoff	O	8	1,106	7,23
Phosphordampf	P	31	4,288	7,23
Arsendampf	As	75	10,37	7,23
Wasserstoff	H	1	0,0692	14,46
Stickstoff	N	14	0,9713	14,46
Chlor	Cl	35,5	2,455	14,46
Bromdampf	Br	80	5,535	14,46
Joddampf	J	127	8,784	14,46
Wasserdampf	HO	9	0,622	14,46
Kohlensäure	CO ₂	22	1,529	14,46
Ammoniak	NH ₃	17	0,588	28,92
Stickoxyd	NO ₂	30	1,039	28,92
Salzsäure	HCl	36,5	1,262	28,92

Aus dieser Tabelle ergibt sich, dass äquivalente Gewichtsmengen verschiedener Substanzen im gasförmigen Zustande entweder gleich grosse Räume erfüllen, oder solche, die unter sich in einfachen Verhältnissen stehen. Die Räume, welche äquivalente Gewichtsmengen von Sauerstoff, Schwefel, Phosphor und Arsen erfüllen, sind gleich gross, jene des Wasserstoffs, Chlors u. s. w. doppelt so gross wie diese, jene des Ammoniaks, der Salzsäure etc. viermal so gross.

Es ist sonach nur ein anderer Ausdruck derselben Thatsache, wenn wir sagen, das Aequivalentvolumen des Sauerstoffs und Schwefels sei 1 Vol., das des Wasserstoffs 2, das des Ammoniaks 4 Vol.

Unterschied zwischen Aequivalentvolumen und spezifischem Volumen.

Der Unterschied von Aequivalentvolumen und spezifischem Volumen besteht hier sonach nur darin, dass sich Aequivalentvolumen auf eine Einheit: 1 Vol. = 8 Gewichtstheile Sauerstoff bezieht, während die spezifischen Volumina die Quotienten aus den spezifischen Gewichten in das Aequivalentgewicht sind.

So wie man den relativen Raum äquivalenter Gewichtsmengen gasförmiger Körper dadurch ermittelt, dass man mit dem spezifischen Gewichte derselben in ihr Aequivalentgewicht dividirt, so muss man auch den relativen Raum äquivalenter Gewichtsmengen fester und flüssiger Körper auf die gleiche Weise ermitteln können. Da auch bei diesen gleiche Gewichtsmengen unter gleichen Verhältnissen bestimmte sich gleich bleibende Räume einnehmen müssen, so müssen auch hier die Verbindungen in constanten Raumverhältnissen erfolgen.

Spezifisches Volumen fester und flüssiger Körper.

Der Quotient, welchen man erhält, wenn man in das Aequivalentgewicht fester und flüssiger Körper mit ihrem spezifischen Gewichte dividirt, heisst ihr spezifisches Volumen. Er drückt die relativen Räume aus, welche äquivalente Mengen derselben in Verbindungen einnehmen, oder in welchen sie sich in Verbindungen vertreten. Auf diese Weise erhält man beispielsweise folgende Resultate:

per
gasf
ande
Körp
pera
mäss
s
B
w
d
g
gle
Kry
bind

Substanz	Aequivalent-Gewicht.	Specificsches Gewicht.	Specificsches Volumen.
Schwefel	16	1,96	8,16
Selen	39,5	4,80	8,22
Eisen	28	7,70	3,63
Mangan	27,5	7,2	3,82
Nickel	29,5	8,8	3,35
Kobalt	29,5	8,5	3,47
Chrom	26,2	6,8	3,85
Kupfer	31,7	8,96	3,53
Silber	108	10,57	10,21
Gold	197	19,34	10,18
Liquides Chlor	35,5	1,38	25,7
Brom	80	2,97	26,9
Jod	127	4,95	25,6
Iridium	99,0	21,15	4,6
Palladium	53	11,4	4,6
Platin	99	21,53	4,6
Rhodium	52	12,1	4,3
Molybdän	48	8,64	5,5
Wolfram	92	17,22	5,3

Wie man sieht, sind die den Aequivalenten fester und flüssiger Körper entsprechenden Raumverhältnisse keine so einfachen, wie jene bei den gasförmigen; auch stehen sie keineswegs in einfachen Beziehungen zu einander, wobei allerdings zu bemerken ist, dass bei den festen und flüssigen Körpern die specifischen Gewichte nicht unter gleichen Umständen (Temperatur und Druck) ermittelt sind, doch ergibt sich auch hier die Gesetzmässigkeit, dass:

solche feste oder flüssige Stoffe, welche in chemischer Beziehung einander ähnlich, welche isomorph sind, oder welche als entsprechende Elemente in isomorphe Verbindungen eingehen, häufig ein gleiches oder annähernd gleiches specifisches Volumen zeigen.

Auch isomorphe Verbindungen besitzen ein annähernd gleiches specifisches Volumen. So haben z. B. gleiche tesserale Krystallgestalt und annähernd gleiches specifisches Volumen die Verbindungen:

Chemisch einander ähnliche und isomorphe Körper zeigen häufig ein gleiches oder nahezu gleiches specifisches Volumen.

Formel.	Aequivalent- Gewicht.	Specificsches Gewicht.	Specificsches Volumen.
Mg O, Al ₂ O ₃	71,4	3,45	20,7
Zn O, Al ₂ O ₃	92,0	4,58	20,1
Mg O, SO ₃ + 7 aq.	123	1,751	70,2
Zn O, SO ₃ + 7 aq.	143,6	2,036	70,5

Mit Zu-
grundle-
gung der
specifi-
schen Vo-
lumina
gas- oder
dampf-
förmiger
Körper
kann man
ihr speci-
fisches Ge-
wicht be-
rechnen.

Die Theorie der specifischen Volume ist von grosser Bedeutung, namentlich auch für die organische Chemie. Da das specifische Volumen der Quotient ist aus dem specifischen Gewichte in das Aequivalentgewicht, so kann bei gasförmigen oder dampfförmigen Körpern, wenn ihr Aequivalent genau bekannt ist, für ihre specifischen Gewichte aus dem specifischen Volumen eine Controle abgeleitet werden.

Beziehung der specifischen Wärme zu den Aequivalenten.

Wir haben S. 70 Wärmecapacität oder specifische Wärme der Körper die relativen Wärmemengen genannt, welche die Gewichtseinheit dieser Körper braucht, um ihre Temperatur von 0° bis 100° C., oder um einen Grad zu erhöhen.

Vergleicht man die specifische Wärme der festen einfachen Stoffe mit ihren Aequivalentgewichten, so findet man sehr häufig, aber nicht immer,

dass die specifischen Wärmen sich zu den Aequivalenten umgekehrt proportional verhalten, dass sonach mit anderen Worten die specifische Wärme eines festen Elementes um so kleiner ist, je grösser sein Aequivalent und umgekehrt. Verhält sich dieses so, so muss das Product aus dem Aequivalentgewichte und der specifischen Wärme dieser Elemente gleich oder annähernd gleich sein.

Setzt man die Menge Wärme, welche ein Gewichtstheil Wasser braucht, um um 1° C. erwärmt zu werden, = 1, so ist die zu gleicher Erwärmung für 1 Gewichtstheil Blei nöthige Wärmemenge 0,0314

für Schwefel 0,2026

„ Selen 0,0762.

Wenn nun ein Gewichtstheil dieser Elemente die angegebenen Mengen Wärme nöthig hat, so ermittelt man die Wärmemengen, welche das Aequivalent dieser Körper erfordert, um gleich erwärmt zu werden, durch folgende Ansätze:

Die speci-
fischen
Wärmen
fester
Elemente
verhalten
sich ihren
Aequiva-
lenten
meist um-
gekehrt
proportion-
al.

Beziehung der specifischen Wärme zu den Aequivalenten. 605

$$1 : 0,0314 = 103,5 : x = 3,25$$

Blei specif. Wärme Aeq.

$$1 : 0,2026 = 16 : x = 2,34$$

Schwefel specif. Wärme Aeq.

$$1 : 0,0762 = 39,7 : x = 3,02$$

Selen specif. Wärme Aeq.

Man erhält sonach die Wärmemengen, welche nöthig sind, um äquivalente Gewichtsmengen verschiedener Substanzen um gleich viele Grade zu erwärmen, durch Multiplication der Aequivalente mit der specifischen Wärme.

Hierbei zeigt es sich nun, dass die Wärmemengen, welche äquivalente Gewichtsmengen verschiedener fester Elemente zur Erwärmung um 1° C. nöthig haben, bei vielen solchen Elementen annähernd gleich sind, oder was dasselbe ist, dass sich ihre specifischen Wärmen ihren Aequivalenten umgekehrt proportional verhalten.

Das Product aus ihrer specifischen Wärme und ihrem Aequivalente ist sonach annähernd gleich. Dieses trifft unter anderen zu bei obigen Elementen und den nachstehenden:

Die Wärme, welche äquivalente Gewichtsmengen der verschiedenen Elemente nöthig haben, um um gleich viel Grade erwärmt zu werden, ist annähernd gleich oder zeigt ein einfaches Verhältniss.

Substanz.	Specifische Wärme.	Aequivalentgewicht.	Product aus beiden.
Aluminium	0,2143	13,7	2,94
Eisen	0,1138	28	3,19
Kobalt	0,1070	29,5	3,15
Nickel	0,1086	29,5	3,20
Kupfer	0,0952	31,7	3,02
Zink	0,0956	32,5	3,12
Palladium	0,0593	53	3,14
Kadmium	0,0567	56	3,18
Zinn	0,0562	59	3,31
Tellur	0,0474	64,5	3,05
Platin	0,0324	99	3,20

, na-
n der
ht, so
alent
n Vo-

irme
ichts-
0° C.,

ehen
aber

kehrt
speci-
rösser
muss
ischen

aucht,
mung

engen
Aequi-
durch

Es trifft aber wieder nicht zu bei nachstehenden:

Substanz.	Specifiche Wärme.	Aequivalent-Gewicht.	Product aus beiden.
Phosphor	0,1887	31	5,85
Arsen	0,0814	75	6,10
Silber	0,0570	108	6,16
Jod	0,0541	127	6,87
Antimon	0,0508	122	6,19
Gold	0,0324	197	6,38
Wismuth	0,0308	210	6,46

Man sieht, das Product ist hier ein anderes, wie in den obigen Beispielen. Betrachtet man es aber näher, so findet man, dass es fast genau doppelt so gross ist, oder mit anderen Worten, dass die Wärme, welche äquivalente Gewichtsmengen der letzteren Elemente brauchen, um um eine gleiche Anzahl Grade erwärmt zu werden, doppelt so gross ist. Also auch hier zeigt sich trotz der Abweichung eine gewisse Regelmässigkeit und ein einfaches Verhältniss.

Thermische Aequivalente.

Auf diese Regelmässigkeit gestützt, hat man thermische Aequivalente diejenigen Gewichtsmengen fester einfacher Stoffe genannt, welche bei der Erwärmung um dieselbe Anzahl Grade gleichviel Wärme aufnehmen. In der weiter oben angeführten Tabelle fallen die chemischen Aequivalente mit den thermischen genau zusammen, das Product aus specifischem Gewicht und specifischer Wärme ist bei ihnen gleich. In der letzten Tabelle aber fallen sie nicht zusammen, sie stehen aber dazu in einem einfachen Verhältniss; da nämlich die chemischen Aequivalente der hier genannten Körper doppelt so viel Wärme aufnehmen, so wird die halbe Gewichtsmenge ihres Aequivalents: ein halbes Aequivalent derselben, so viel Wärme aufnehmen, als wie bei den übrigen Elementen ein ganzes Aequivalent, oder ihre thermischen Aequivalente werden halb so gross sein, wie ihre chemischen.

Man kann dies auch allgemein so ausdrücken: Chemisch äquivalente Gewichtsmengen der Elemente sind häufig auch thermisch äquivalente, und wo dies nicht der Fall ist, steht das chemische Aequivalentgewicht zum thermischen in einem einfachen Verhältniss. Einige Chemiker haben die thermischen Aequivalente als die bei Formeln allein gültigen einzuführen gesucht, und das Aequivalent derjenigen Elemente, welches zwei thermischen Aequivalenten entspricht, halb so gross angenommen, wie das gewöhnliche, wodurch allerdings die Uebereinstimmung mit dem thermischen Aequivalent hergestellt ist. Nach dieser Theorie wäre die Formel des Wassers H_2O , man müsste ferner für

AgO, AsO₃, HJ, BiO₃, — Ag₂O, As₂O₃, H₂J₂, Bi₂O₃

schreiben u. s. w.

Diese Art, Formeln zu schreiben, hat aber bisher keine allgemeine Geltung erlangt.

Regelmässigkeiten der Aequivalente unter sich.

Wenn man die Aequivalente der Elemente miteinander vergleicht, so findet man, dass viele davon, aber keineswegs alle, einfache Multipla vom Aequivalent des Wasserstoffs sind oder sich doch diesem Verhältnisse sehr nähern.

Die meisten Aequivalente sind einfache Multipla des Aequivalents des Wasserstoffs. Manche Aequivalente verhalten sich wie 1 : 1 oder wie 1 : 2.

Eine andere Regelmässigkeit in den Aequivalentgewichten ist, dass es Elemente giebt, deren Aequivalente sich wie 1 zu 1, oder wie 1 zu 2 verhalten, sonach ein sehr einfaches Verhältniss zeigen. So ist das Aequivalent des Cers und des Lanthans = 46, das des Osmiums und Quecksilbers = 100. So ist ferner das Aequivalent des Sauerstoffs 8, jenes des Schwefels 16, es verhalten sich demnach diese Zahlen wie 1 zu 2. Interessanter ist aber eine gewisse Regelmässigkeit gewisser Aequivalentzahlen, die sich bei den sogenannten Triaden beobachten lässt.

Triaden.

Man bemerkt nämlich bei drei einander nahe stehenden und in eine natürliche Gruppe gehörigen Elementen zuweilen, dass die Aequivalentzahl des einen annähernd das arithmetische Mittel der Aequivalente der beiden anderen Elemente ist.

Man hat solche drei Elemente Triaden genannt.

Das Aequivalent des Schwefels ist = 16

Das des Tellurs = 64,5

$$\frac{80,5}{2} = 40,2 \text{ arithmetisches Mittel.}$$

Das Aequivalent des Selens ist = 39,75.

Aehnliche Triaden ergeben sich bei nachstehenden Elementen:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Kalium} \quad 39,2 \\ \text{Natrium} \quad 23 \\ \text{Lithium} \quad 7 \end{array} \right\} \frac{K + Li}{2} = \text{Na } 23,1 \text{ statt } 23,$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Calcium} \quad 20 \\ \text{Baryum} \quad 68,5 \\ \text{Strontium} \quad 43,7 \end{array} \right\} \frac{Ba + Ca}{2} = \text{Sr } 44,2 \text{ statt } 43,7,$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Mangan} \quad 27,5 \\ \text{Eisen} \quad 28 \\ \text{Kobalt} \quad 29,5 \end{array} \right\} \frac{Mn + Co}{2} = \text{Fe } 28,5 \text{ statt } 28,$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Chlor} \quad 35,5 \\ \text{Brom} \quad 80 \\ \text{Jod} \quad 127 \end{array} \right\} \frac{\text{Cl} + \text{J}}{2} = \text{Br } 81,2 \text{ statt } 80,$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Phosphor} \quad 31 \\ \text{Arsen} \quad 75 \\ \text{Antimon} \quad 122 \end{array} \right\} \frac{\text{P} + \text{Sb}}{2} = \text{As } 76,5 \text{ statt } 75.$$

Man sieht, diese Zahlen sind alle nur annähernd, demungeachtet aber sind die Verhältnisse sicherlich nicht zufällige, sondern es liegt ihnen ein noch unbekanntes allgemeines Gesetz zu Grunde. Doch ist zu bemerken, dass es Gruppen sehr nahe stehender Elemente giebt, bei welchen dieses Verhältniss durchaus nicht gegeben ist. Dieses Verhältniss zu generalisiren, wie man es zu thun versucht hat, erscheint ungerechtfertigt.

Regelmässigkeit der Abstände gewisser Aequivalentzahlen.

Die Aequivalentzahlen für die einzelnen Elemente zeigen ferner häufig eine gewisse Regelmässigkeit der Abstände, wie sich aus folgenden Beispielen ergibt:

$$\begin{array}{l} 8 \quad \dots \dots \dots \text{Sauerstoff} \\ 8 + 8 = 16 \quad \dots \dots \dots \text{Schwefel} \\ 8 + 4 \times 8 = 40 \quad \dots \dots \dots \text{Selen} \\ 8 + 7 \times 8 = 64 \quad \dots \dots \dots \text{Tellur.} \\ \\ 12 \quad \dots \dots \dots \text{Magnesium} \\ 12 + 8 = 20 \quad \dots \dots \dots \text{Calcium} \\ 12 + 4 \times 8 = 44 \quad \dots \dots \dots \text{Strontium} \\ 12 + 7 \times 8 = 68 \quad \dots \dots \dots \text{Baryum.} \end{array}$$

In diesen Beispielen ist die Grunddifferenzzahl 8.

In den nachstehenden ist sie 5.

$$\begin{array}{l} 6 \quad \dots \dots \dots \text{Kohlenstoff} \\ 6 + 5 = 11 \quad \dots \dots \dots \text{Bor.} \end{array}$$

In nachstehender Reihe ist die Grunddifferenzzahl 16.

$$\begin{array}{l} 7 \quad \dots \dots \dots \text{Lithium} \\ 7 + 16 = 23 \quad \dots \dots \dots \text{Natrium} \\ 7 + 2 \times 16 = 39 \quad \dots \dots \dots \text{Kalium.} \end{array}$$

In der nachstehenden Reihe ist die Grunddifferenzzahl 20.

$$\begin{array}{l} 26 \quad \dots \dots \dots \text{Chrom} \\ 26 + 20 = 46 \quad \dots \dots \dots \text{Cer} \\ 26 + 2 \times 20 = 66 \quad \dots \dots \dots \text{Vanad.} \end{array}$$

Bestimmte Regelmässigkeiten sind ferner nicht zu verkennen in folgenden Reihen:

19	Fluor
19 + 16,5 = 35,5	Chlor
19 + 33 + 28 = 80	Brom
38 + 33 + 56 = 127	Jod.
14	Stickstoff
14 + 17 = 31	Phosphor
14 + 17 + 44 = 75	Arsen
14 + 17 + 88 = 119 (für 122)	Antimon.

bei welchen zwei Grunddifferenzzahlen concurriren.

Dass diese Regelmässigkeiten zufällig sein sollten, ist um so weniger anzunehmen, als sie sich vorzüglich bei ihrer chemischen Natur nach sehr ähnlichen Stoffen finden. Vermöge dieser constanten Differenzen lassen sich die Elemente in Reihen bringen, welche vielfache Analogien mit den in eine Reihe gehörenden zusammengesetzten organischen Radicalen, die wir in der organischen Chemie kennen lernen werden, darbieten.

Elektrochemische Theorie.

Berzelius nahm, um die Affinitätserscheinungen zu erklären, nach der von ihm entwickelten elektrochemischen Theorie an, die Anziehung ungleichartiger Körper, welche wir Affinität nennen, erfolge durch die Anziehung der den kleinsten Theilchen der Körper anhaftenden Elektricitäten. Im unverbundenen Zustande seien diese Theilchen an entgegengesetzten Stellen mit entgegengesetzten Elektricitäten, worunter eine vorherrschend, beladen. Körper, bei welchen + Elektricität vorherrscht, nannte er elektropositive, solche, bei welchen — Elektricität vorherrschend ist, elektronegative.

Elektrochemische Theorie.

Der Act der chemischen Vereinigung besteht nach dieser Theorie darin, dass durch Zusammenlegung der kleinsten, entgegengesetzte Elektricitäten zeigenden Theilchen eine Ausgleichung derselben erfolgt.

Die Elektrolyse, die durch diese Theorie ganz vorzüglich erklärt werden sollte, bestände darin, dass durch die zugeführten freien Elektricitäten jedes kleinste Theilchen der Bestandtheile der Verbindung wieder in den elektrischen Zustand kommt, der ihm vor der Vereinigung eigen thümlich war, und sich an jenem Polende ausscheidet, welches die entgegengesetzte Elektricität zuführt. Jede Verbindung besteht nach der elektrochemischen Theorie aus einem elektropositiven und einem elektronegativen Bestandtheil. Ersterer ist jener, der sich am negativen, letzterer derjenige, der sich am positiven Pole bei der Elektrolyse ausscheidet.

Die Bezeichnung: elektronegative und elektropositive Bestandtheile ist das Einzige, was von der elektrochemischen Theorie noch ziemlich allgemein angenommen wird.

Atomistische Theorie.

Atom-
theorie.

Die Atomtheorie oder atomistische Theorie ist der durchgreifendste und consequenteste Versuch, die Erfahrungsgesetze über Affinitätswirkungen, und zunächst über die Aequivalente theoretisch zu erklären, d. h. auf einen wahren Grund zurückzuführen.

Die Unveränderlichkeit der Zusammensetzung chemischer Verbindungen, das Gesetz der multiplen Proportionen u. s. w., sind Thatsachen, aus zahlreichen Versuchen abgeleitet, und bleiben unangetastet, welche Ansicht man auch immer über die Constitution der Körper haben mag, allein gerade diese Thatsachen drängen zur Frage, warum die chemische Vereinigung nur nach bestimmten Gewichtsverhältnissen und einfachen Multiplen derselben erfolgt, was der eigentliche Grund dieser merkwürdigen Gesetzmässigkeit sei.

Die atomistische Theorie versucht diese Fragen zu beantworten, und zwar auf nachstehendem Wege.

Bereits im Eingange dieses Werkes wurde erwähnt, dass man ganz allgemein die Theilbarkeit der Körper für keine unbegrenzte halte, und dass man sich die Körper aus einer Summe von kleinsten, nicht mehr weiter theilbaren Theilchen: Atomen, bestehend denke, die durch die Cohäsion zusammengehalten werden.

Die atomistische Theorie, indem sie diese theoretisch-philosophische Anschauung adoptirt, stellt nun folgende Sätze auf:

Allgemeine
Sätze der
atomisti-
schen
Theorie.

1. Alle einfachen Körper bestehen aus einer Summe von Atomen oder untheilbaren Molekülen, welche von Wärmesphären umgeben sind. Die Ausdehnung der Körper durch Wärme beruht nicht darauf, dass das Volumen der Atome selbst sich ändert, sondern auf einer Erweiterung der Wärmesphäre, wodurch sich natürlich die Atome mehr von einander entfernen. Entziehung von Wärme hat die entgegengesetzte Wirkung.

2. Alle Atome eines einfachen Körpers sind einander gleich, und namentlich gleich schwer, die Atome verschiedener Körper sind verschieden schwer.

3. Chemische Verbindungen oder zusammengesetzte Körper entstehen, indem unter dem Einflusse der Affinität die Atome der einfachen Körper sich aneinander lagern.

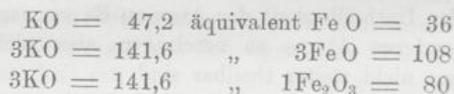
4. Durch die Aneinanderlagerung einfacher Atome durch die Affinität entstehen die zusammengesetzten Atome, oder mit anderen Worten, zusammengesetzte Körper bestehen aus zusammengesetzten Atomen. Die zusammengesetzten Atome sind mechanisch nicht theilbar, sondern nur durch Einwirkung chemischer Kräfte, sie sind ferner von einer Wärmesphäre umgeben.

5. Wie schwer ein einzelnes Atom eines Körpers sei, ist nicht wohl zu ermitteln, da es nicht darstellbar ist; man kann aber auf das Gewichts-

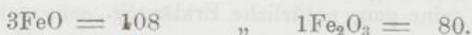
Aequiva-
lentge-
wicht und
Atomge-
wicht fallen
nicht immer
zusammen.

sind dies recht eigentlich die Atomgewichte dieser beiden Basen, aber nicht ihre Aequivalentgewichte, denn unter Aequivalentgewicht versteht man bekanntlich das Gewichtsverhältniss, in welchem sich die Körper mit einander verbinden und in welchem sie sich in Verbindungen vertreten.

Das Eisenoxydul ist in seinen neutralen Salzen mit einem Aequivalent Säure verbunden, das Eisenoxyd aber mit drei. Um das Eisenoxydul im schwefelsauren Eisenoxydul durch Kali zu vertreten, ist 1 Aequivalent Kali nöthig, um das Eisenoxyd im neutralen schwefelsauren Eisenoxyd zu ersetzen, sind 3 Aequivalent Kali erforderlich, um ferner im neutralen schwefelsauren Eisenoxyd das Eisenoxyd durch Eisenoxydul zu ersetzen, wären für 1 Aequivalent Eisenoxyd 3 Aequivalente Eisenoxydul nöthig. Es sind demnach:



und sonach:



Um also ein Atomgewicht Eisenoxyd zu ersetzen, sind drei Atomgewichte Eisenoxydul nöthig, es können also 80 und 36 nicht äquivalent sein, sondern 80 und 108 sind äquivalent.

Dies Beispiel mag genügen, um zu zeigen, wie thatsächlich Aequivalent und Atomgewicht auseinander fallen können.

Es ergibt sich ferner ein Unterschied zwischen Atomgewicht und Aequivalent, wenn man der von vielen Chemikern angenommenen, und auf wichtige Thatsachen sich stützenden Hypothese huldigt, wonach:

gleiche Volumina der einfachen Gase unter gleichen Temperatur- und Druckverhältnissen eine gleiche Anzahl von Atomen enthalten.

Volum-
theorie.

Da 1 Volum Sauerstoff sich mit 2 Volumina Wasserstoff vereinigt, so besteht nach dieser Annahme das Wasser aus 1 Atom Sauerstoff und 2 Atomen Wasserstoff. Ein Aequivalent Wasserstoff wäre demnach = 2 Atomen, ein Aequivalent Sauerstoff = 1 Atom. Es wäre mit anderen Worten das Atomgewicht des Wasserstoffs nur halb so gross, wie sein Aequivalentgewicht. Es verbinden sich 2 Vol. Stickstoff mit 1, 2, 3, 4, 5 Vol. Sauerstoff, 2 Vol. Chlor mit 2 Vol. Wasserstoff, es wäre demnach auch das Aequivalent von N und Cl doppelt so gross, wie sein Atomgewicht, und würde 2 Atomen entsprechen. Da nun Brom, Jod, Fluor ähnliche Volumverhältnisse darbieten, so nehmen die Chemiker, die obige Hypothese vertreten, auch bei diesen Elementen das Atomgewicht nur halb so gross an, wie das Aequivalent. Wasser wäre nach der älteren atomistischen Schreibweise H_2O , Stickoxydul N_2O , Salpetersäure N_2O_5 , Salzsäure Cl_2H_2 u. s. w., worin aber H 0,5, N 7 und Cl 17,75 bedeutet, d. h. die Atomgewichte des Wasserstoffs, Stickstoffs und Chlors sind halb so gross wie ihre Aequivalentgewichte.

Aus den neueren Forschungen auf dem Gebiete der physikalischen und der organischen Chemie hat sich eine mit der atomistischen im nächsten Zusammenhange stehende Theorie herausgebildet, die der Molekulargewichte. Man unterscheidet nämlich gegenwärtig vielfach zwischen Atom und Molekül, und bezeichnet als Molekül die kleinsten Massen der Körper, welche bei chemischen Reactionen aufeinander einwirken, als Atom dagegen die kleinste Menge, welche überhaupt in den Verbindungen existiren kann, demnach eine nicht mehr weiter theilbare Grösse. Beziehen wir uns auf das oben gegebene Beispiel, auf das Wasser, so sind darin 2 Atome H mit einem Atom O verbunden. Setzt man das Gewicht der 2 Atome H = 1, so bedeutet diese Zahl das Molekulargewicht des Wasserstoffs, welches nach der gewöhnlichen Schreibweise mit dem Aequivalentgewicht zusammenfällt, 0,5 aber das Atomgewicht des Wasserstoffs, und 8 das Atomgewicht und Aequivalentgewicht des Sauerstoffs. So wäre 35,5 das Molekulargewicht und Aequivalentgewicht des Chlors, 17,75 dagegen das Atomgewicht des Chlors u. s. w. Atomgewicht und Aequivalentgewicht fallen demnach bei einigen Elementen zusammen, bei andern ist das Atomgewicht nur halb so gross wie das Aequivalentgewicht, wie nachstehende Beispiele erläutern:

	Aequivalentgew.	Atomgew.
Wasserstoff	1	0,5
Sauerstoff	8	8
Schwefel	16	16
Stickstoff	14	7
Chlor	35,5	17,75
Brom	80	40

Um jedem Missverständnisse vorzubeugen, muss eindringlichst hervorgehoben werden, dass Atomgewichte und Aequivalentgewichte darin wesentlich sich unterscheiden, dass letztere einfacher Ausdruck der Gewichtsverhältnisse sind, in welchen sich die Elemente mit einander verbinden, erstere aber Zahlen, welche mit den Mischungsgewichten zusammenfallen, oder dazu in einem einfachen Verhältnisse stehen, mit einem Worte, welche in derselben Beziehung zu den Aequivalenten stehen, wie die specifischen Gewichte der gasförmigen oder dampfförmigen Elemente. Erhöhen wir, was ja, da es sich doch nur um Verhältnisszahlen handelt, zulässig erscheint, das Atomgewicht des Wasserstoffs von 0,5 auf 1, und demgemäss alle übrigen, so sind die sich ergebenden Zahlen zugleich die specifischen Gewichte der betreffenden Elemente, wenn man das specifische Gewicht des Wasserstoffs gleich 1 setzt:

	Specificsches Gewicht.		Aequivalent.
	Luft = 1	Wasserstoff = 1	Wasserstoff = 1
Wasserstoff	0,0692	1	1
Sauerstoff	1,1056	16	8
Schwefel	2,211	32	16
Stickstoff	0,9713	14	14
Chlor	2,458	35,5	35,5
Brom	5,585	80	80
Jod	8,784	127	127

Die Zahlen 1 und 16 drücken nicht das Gewichtsverhältniss aus, in welchem sich Wasserstoff und Sauerstoff miteinander vereinigen, es sind nicht ihre Aequivalentgewichte. Nach der atomistischen Theorie sind im Wasser 2 Atome Wasserstoff mit 1 Atom Sauerstoff verbunden, daher 2×1 H mit 16 Gewichtstheilen; wohl aber drücken die Zahlen 1 und 35,5 thatsächlich das Gewichtsverhältniss aus, in welchem sich Wasserstoff und Chlor vereinigen, es sind aber gleichzeitig auch ihre Atomgewichte (wenn wir H von 0,5 auf 1 erhöhen).

Setzt man aber das Atomgewicht des Wasserstoffs = 1, so muss das Molekulargewicht doppelt so gross sein, und wir kommen, indem wir uns auf die obigen Beispiele beziehen, für die Molekulargewichte dann zu folgenden Zahlen:

	Molekulargewicht	Atomgewicht
Wasserstoff	2	1
Sauerstoff	32	16
Schwefel	64	32
Stickstoff	28	14
Chlor	71	35,5
Brom	160	80
Jod	254	127

Diese Zahlen stehen natürlich in nächster Beziehung zu den Volumverhältnissen. Gleiche Räume erfüllen nämlich:

Wasserstoff	0,5	1	2
Sauerstoff	8	16	32
Schwefel	16	32	64
Stickstoff	7	14	28
Chlor	17,75	35,5	71
Brom	40	80	160
Jod	63,5	127	254

Zur Bezeichnung der Atomgewichte wählt man dieselben Symbole wie sie für die Aequivalentgewichte gebraucht werden, mit dem Unterschiede jedoch, dass man bei denjenigen Elementen, deren Atomgewicht mit ihrem Aequivalentgewichte nicht zusammenfällt, dies durch einen

durch das Symbol gezogenen horizontalen Strich andeutet. So schreibt man:

H = 1	O = 16
N = 14	S = 32
Cl = 35,5	Se = 79,5
Br = 80	€ = 12
J = 127	Si = 28
Fl = 19	Hg = 200
P = 31	Zn = 65
As = 75	Sn = 118
Sb = 122	
Bo = 11	

Mit Zugrundelegung dieser Schreibweise für die Elemente erhält man natürlich auch für die Formeln der Verbindungen einen anderen Ausdruck, wie nachstehende Beispiele erläutern:

	Aequivalent- formeln	Aeq.	Volum	Atomistische Molekularformeln	Aeq.	Volum
Wasser	HO	9	2	H ₂ O	18	4
Chlorwasserstoff .	HCl	36,5	4	HCl	36,5	4
Ammoniak	NH ₃	17	4	NH ₃	17	4
Stickstoffoxydul .	NO	22	2	N ₂ O	44	4
Schweflige Säure	SO ₂	32	2	SO ₂	64	4
Kohlensäure . . .	CO ₂	22	2	€O ₂	44	4
Calomel	Hg ₂ Cl	235,5	4	HgCl	235,5	4
Sublimat	HgCl	135,5	2	HgCl ₂	271	4
Chlorsilicium . . .	SiCl ₂	85	2	SiCl ₄	170	4

Diese Formeln und die Anschauungen, worauf sie basiren, haben sich bisher in der anorganischen Chemie keine allgemeine Geltung zu erringen vermocht, sie sind aber der Grundpfeiler einer sehr wichtigen Theorie in der organischen Chemie geworden; wir werden daher erst im zweiten Theile dieses Werkes näher darauf eingehen.

Die atomistische Theorie fasst die Wirkungen der Affinität gegenüber einer dynamischeren Anschauung mechanisch auf, indem sie die chemischen Verbindungen durch einfache Juxtaposition der Atome zu Stande kommen lässt, und annimmt, dass in ihnen die Bestandtheile als solche enthalten sind, mit allen ihren ihnen zukommenden Charakteren. Im Zinnober wäre der Schwefel und das Quecksilber als solches enthalten, im Eisenoxyd der Sauerstoff und das Eisen u. s. w.

So consequent ferner die atomistische Theorie durchgeführt erscheint, so darf man doch nicht vergessen, dass sie nicht nur auf hypothetischem Fundamente ruht, sondern auch ihre Folgesätze zum Theil mehr oder weniger hypothetischer Natur sind.