



**Kurzes Lehrbuch der analytischen Chemie**

Qualitative Analyse

**Treadwell, Frederick P.**

**Leipzig [u.a.], 1948**

Vom Bau der Ionen

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-94840](https://nbn-resolving.de/urn:nbn:de:hbz:466:1-94840)

### Vom Bau der Ionen.

Eine Reihe wichtiger, allgemeiner Gesichtspunkte über die Bildung und das chemische Verhalten der Ionen ergeben sich aus dem Rutherford-Bohrschen Atommodell. Nach den Vorstellungen jener Forscher besteht jedes Atom aus einem positiv geladenen Kern, der von einer Anzahl elektronegativer Elementarladungen, den sogenannten Elektronen, umkreist wird. Die Anordnung ist also vergleichbar mit einer zentralen Sonne und ihren Planeten, wobei die Planeten des Atomkerns aus den einander vollkommen gleichwertigen, Elektronen bestehen. Diese universellen Bausteine der Materie besitzen

nur  $\frac{1}{1800}$  der Masse des Wasserstoffatoms. In dem positiv elektrischen Kern ist die Masse des Atoms auf einen winzigen Raumteil im Zentrum des Atomgebäudes konzentriert.

Während sich nämlich der Durchmesser der Atome in der Größenordnung von  $10^{-8} \text{ cm}$  bewegt, muß der Kerndurchmesser in der Größenordnung  $10^{-12} \text{ cm}$  sein. Unter dem Einfluß der ungeheuren Anziehungskräfte, die der Kern auf die Elektronen ausübt, umlaufen diese den Kern mit enormen Tourenzahlen und sichern dem ganzen System eine außerordentlich große Stabilität.

Trotzdem hat man sich die Wirkungssphäre des Atoms nicht vollkommen scharf durch die äußersten Elektronen abgegrenzt vorzustellen und besonders bei großen Atomen nicht starr, sondern merklich deformierbar durch sehr starke Atomfelder. Je nach der Art der Messung kann daher der Durchmesser der Wirkungssphäre etwas verschieden gefunden werden.

In der Reihe der Elemente bildet das Wasserstoffatom, als das am einfachsten gebaute, das natürliche Anfangsglied. Es besteht aus einem einfach positiven Kern, der von einem einzigen Elektron umkreist wird.

Die ihrem Bau nach aufeinanderfolgenden Elemente sind gekennzeichnet durch je eine weitere Kernladung und dementsprechend je ein weiteres Elektron in der äußeren Sphäre. Die Zahl der Kernladungen eines neutralen Atoms, welche zugleich auch die Zahl seiner Außenelektronen darstellt, wird seine *Ordnungszahl* genannt.

Unter diesen Elektronen lassen sich mehr oder weniger deutlich gewisse Gruppen unterscheiden, die ähnliche Bindungsfestigkeit aufweisen. So kann das äußere Elektronensystem, bestehend aus einer Anzahl von Elektronenschalen, aufgefaßt werden. Im Bau dieser Schalen, in den Bewegungsmöglichkeiten der Elektronen innerhalb ihrer Niveaflächen und senkrecht dazu werden die Eigenschaften des Atoms begründet sein. Für das chemische Verhalten kommen jedenfalls nur die äußersten Elektronen des Systems in Betracht, welche von allen am lockersten gebunden sind.

An der Elektronenschale eines Elementes lassen sich durch Energiezufuhr vorübergehende und dauernde Veränderungen hervorrufen. Hier wollen wir nur die dauernden Veränderungen betrachten, welche nach W. Kossel<sup>1)</sup> die Elektrovalenzen der Elemente erklären.

a) Positive Valenz: Der Austritt des am leichtesten abreißbaren Elektrons aus der Elektronenschale eines neutralen Atoms entspricht nach W. Kossel der Bildung eines einwertig positiven Ions (überschüssige Ladung des positiven Kerns). Der Austritt eines weiteren Elektrons (wiederum das am leichtesten abreißbare) entspricht der Bildung eines zweiwertig positiven Ions etc.

Mit steigender positiver Valenz nimmt das Bindevermögen für negative Ionen sehr rasch zu wegen der steigenden Anziehungskraft des Ions und seines gleichzeitig abnehmenden Durchmessers. Bei der vierten Valenz ist die Bindekraft für einwertige negative Ionen bereits so groß geworden, daß die resultierenden Verbindungen in Wasser nicht mehr merklich ionisiert werden.

b) Negative Valenz: Die Anlagerung eines zusätzlichen Elektrons an die Elektronenschale eines neutralen Atoms entspricht nach W. Kossel der Bildung eines einwertig negativen Ions. Der Anlagerung eines zweiten Elektrons entspricht die Bildung eines zweiwertig negativen Ions. Zur Anlagerung von mehreren Elektronen an die Schale eines neutralen Atoms scheint jedoch im allgemeinen wenig Neigung zu bestehen.

Unter den Elektronenschalen der neutralen Atome stellen diejenigen der Edelgase jeweilen ein Maximum der Stabilität dar. W. Kossel hat nur gezeigt, daß viele Elemente bei der Ionenbildung ihre Elektronenschale derart verändern, daß sie mit der Elektronenzahl des nächststehenden Edelgases übereinstimmt.

(Außer den Edelgasschalen muß es noch verschiedene andere Elektronenanordnungen geben, die sich durch besondere Stabilität auszeichnen, da es eine Reihe beständiger Ionen gibt, die keine Edelgasschalen besitzen.)

Betrachten wir zu dem Zwecke kurz die sieben Elemente, die nach ihren Ordnungszahlen zwischen Neon (Ordnungszahl 10) und Argon (Ordnungszahl 18) liegen. So geben Natrium (11), Magnesium (12), Aluminium (13) bei der Ionenbildung 1, 2, respektive 3 Elektronen ab und bauen damit ihre Elektronenschalen zur Neonschale ab. Silizium (14) hält sich in der Mitte zwischen Neon und Argon. Es scheint eher den Abbau zur Neonschale zu bevorzugen. Wegen der hohen Wertigkeit kann es keine selbständigen Ionen bilden.

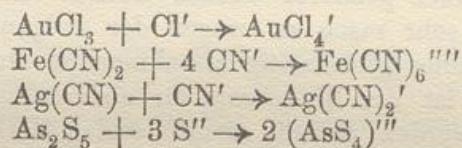
<sup>1)</sup> Vgl. Deutsch. Physik. Ges. 16, 899 und 953 (1914). Ferner Valenzkräfte und Röntgenspektren (1921).

Phosphor (15) kann bis dreiwertig negativ und bis fünfwertig positiv werden. Schwefel (16) bis zweiwertig negativ und bis sechswertig positiv und Chlor (17) einwertig negativ und bis siebenwertig positiv.

### Bildung von komplexen Ionen.

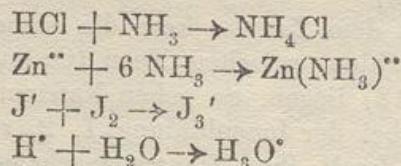
Die Deutung der Elektrovalenzen nach W. Kossel macht es ohne weiteres verständlich, daß ein Ion eines Neutralmoleküls sehr wohl befähigt sein kann:

a) weitere Ionen durch sein elektrisches Feld anzuziehen und zur Bildung eines komplexen Ions anzulagern. Zum Beispiel:



Der Umstand, daß die angelagerten Ionen in der wässrigen Lösung nicht wieder abdissoziieren, sondern daß vielmehr die gebildeten Komplexe neue, zum Teil äußerst beständige Ionen darstellen, liegt jedenfalls begründet in der Art, wie die Ionen an den Neutralteil des Komplexes angelagert sind. Die Bindung ist offenbar derart, daß äußere elektrische Kräfte keinen merklichen Einfluß darauf auszuüben vermögen. Eine solche Bindung wird als homöopolar, unpolar oder unitarisch bezeichnet. Es fällt auf, daß vor allem die schwachen Anionen zur Anlagerung unter Komplexbildung befähigt sind. Man hat zur Erklärung der unpolaren Bindung angenommen, daß die Elektronenschalen benachbarter Kerne teilweise ineinander tauchen, derart, daß beide Kerne von einzelnen Elektronen umkreist werden. Auf diese Weise könnte man sich das Zustandekommen einer festen Bindung mit geringer elektrischer Wirkung nach außen vorstellen.

b) Ein Ion oder ein Neutralmolekül kann auch zur Anlagerung eines weiteren Neutralmoleküls befähigt sein. Zum Beispiel:



Neutralmoleküle ohne Salzcharakter neigen zur Anlagerung an Ionen oder Salze, wenn sie vom elektrischen Felde merklich beeinflußt werden. Das ist der Fall, wenn die Schwerpunkte der positiven und negativen Ladungen der Verbindung nicht zusammenfallen. Debye bezeichnet solche Stoffe als Dipolsubstanzen.