

Probleme des modernen Chemieunterrichts

VON A. STIEGER

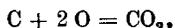
Festvortrag zur 550-Jahrfeier der Universität Leipzig

Seit beinahe 100 Jahren stützt sich der Chemieunterricht auf das DALTONSche Atom — einem kleinen Kügelchen Materie, begabt mit Haftstellen — und dieser Unterricht bildete den Ausgangspunkt einer enormen Entwicklung der chemischen Wissenschaft und der chemischen Industrie.

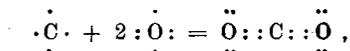
In den letzten Jahrzehnten änderte sich die chemische Theorie grundlegend: An die Stelle des DALTONSchen Atoms trat das elektronische Atom, das Ion wurde ein dem Atom gleichwertiges Partikel, die chemische Bindung fand in der Lehre der Valenzelektronen ihre befriedigende Erklärung und die chemischen Reaktionen vermögen wir als ein Spiel der Elektronen zu deuten.

An diesen neuen Erkenntnissen darf der Chemieunterricht der erweiterten polytechnischen Oberschule nicht mehr vorbeigehen. Es ergibt sich eine wichtige Frage, soll das Neue in den bisherigen Unterricht eingebaut oder muß der Unterricht neu gestaltet werden. Folgende Überlegung gibt uns eine Antwort:

Die Verbrennung von Kohlenstoff stellt die DALTONSche Chemie wie folgt dar:



was besagt, das 4wertige C-Atom bindet zwei 2wertige O-Atome. Die elektronische Chemie schreibt

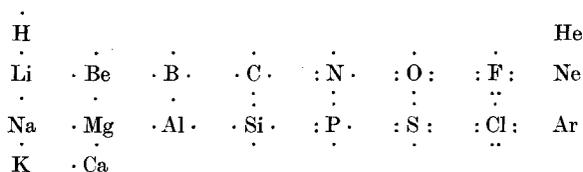


was besagt, die Verbindung kommt zustande, weil die Atome in der äußeren Schale ein Elektronen-Oktett besitzen wollen. Es sind also die Elektronen, die das chemische Geschehen bedingen. Somit hat sich der theoretische Standpunkt vom Atom auf die Funktion des Elektrons verschoben. Die Auffassung über das chemische Geschehen und damit die Definitionen dieses Geschehens und der Stoffe ändern sich in solch grundlegender Art, daß der Unterricht neu aufgebaut werden muß, soll nicht eine Verwirrung entstehen.

Das erste Problem, das auftritt, ist die Frage nach dem Atommodell und nach der Art, in der wir es dem Schüler nahe bringen. Das Modell soll einfach sein. Man spreche nicht von Wellen, nicht von Quantenzahlen in der Chemie, sondern überlassen dies der Physik. Wir geben lediglich ein Ordnungsbild: Kern dicht gepackt, aus Protonen und Neutronen aufgebaut — Hülle aus Elektronen bestehend (gleiche Zahl wie Protonen), die nach ihrem Verhalten auf Kreise um den Kern gesetzt werden. Damit ist über den Ort der Elektronen und über ihre Bewegung nichts ausgesagt. Darüber wird die Physik etwas berichten. Man stelle in der Reihe des Periodischen Systems die Elektronenbilder der ersten 20 Elemente dar. Vergleiche, richte das Augenmerk auf die äußere Schale der Edelgase und der anderen Atome und man wird geradezu auf das Oktett-Prinzip gestoßen.

Man kann den Schüler entweder auf historischem, auf experimentellem Weg an das elektronische Atom heranzuführen, oder man kann es ihm vorläufig einfach geben. Natürlich nach einer vorangehenden stofflichen und experimentellen Einführung (Alter der Schüler über 15 Jahre).

Für den kommenden Unterricht stellen wir das elektronische Atom symbolisch in folgender Form dar: Das Elementensymbol stellt den Kern und die vollständigen Schalen — den Atomrumpf — dar. Die Punkte um das Symbol sind die Valenzelektronen, d. h. die Elektronen der äußersten Schale. Für die ersten 20 Atome des Periodischen Systems ergibt sich folgendes Bild:



Die Kenntnis dieser Schreibweise der elektronischen Atome soll der Schüler besitzen. Wir werden größtenteils damit arbeiten, denn damit vermögen wir unsere Aufgabe, einen modernen Chemieunterricht zu erteilen, zu erfüllen.

Unser zweites Problem ist das Ion sperren. Die Atome streben nach einer äußern Achterschale, nach dem Edelgastyp (Oktett-Prinzip). Dieses Ziel kann erreicht werden — was sich aus den elektronisch geschriebenen Atomen aufdrängt — durch Abgabe bzw. durch Aufnahme von Elektronen:

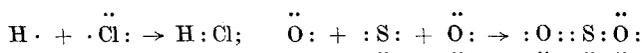


Die Ionen sind chemisch indifferent, besitzen eine nach außen wirk-
same elektrische Ladung. Im Gegensatz hierzu sind die Atome chemisch
aktiv, aber elektrisch neutral.

Das dritte Problem ist die chemische Bindung.

a) Ionenbindung. Sie tritt zwischen entgegengesetzt geladenen
Ionen, Kationen und Anionen auf und führt zur Bildung von Ionenmole-
külen, häufiger zu Ionenkristallen (Salze). Die Ionenbindung hat keine
Richtung; sie darf also nicht durch einen Valenzstrich dargestellt werden.

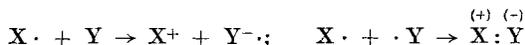
b) Atombindung. Sie vereinigt Atome, indem je zwei Atome 2 oder
4 oder 6 Valenzelektronen in gemeinsamen Besitz nehmen und zwar
derart, daß jedes Atom ein Oktett erhält.



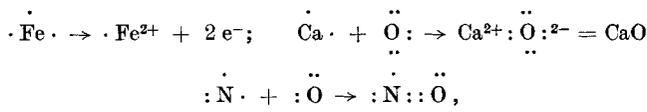
Man übe die beiden Bindungsarten an einigen Beispielen.

Die soeben skizzierte Theorie des Atoms, des Ions, der chemischen
Bindung gebe man dem Schüler im Zusammenhang. Damit erhält er
jenes Rüstzeug, das vorläufig genügt, um Stoffe und deren chemische
Reaktionen in moderner Sicht zu beschreiben. Wir geben im folgenden
einige Hinweise, wie die zwei für uns wichtigen Reaktionstypen zu be-
handeln sind.

Typ der Redoxreaktion. Diese besteht in dem Übergang von ein
oder mehreren Elektronen von einem Partikel zu einem anderen, oder im
Verschieben von Elektronen von einem Atom zu einem anderen, wobei
die beiden Atome verbunden bleiben.



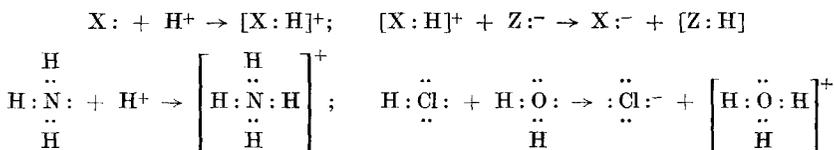
X wird oxydiert und Y reduziert. Im ersten Fall durch Übergabe
des Elektrons, im zweiten Fall durch Weg-Hinrücken. In beiden Fällen
tritt eine Änderung der Elektronenkonfiguration ein und die Ladungs-
verhältnisse erleiden eine Verschiebung. Wegen dieser tiefgreifenden
Änderungen verlaufen diese Reaktionen nicht immer glatt und sind meist
nicht reversibel.



es sind 2 Elektronen von N gegen O gerückt, was eine Oxydation des
Stickstoffatoms und eine Reduktion des Sauerstoffatoms ist. Wie weit
dieses Hinüberrücken stattfindet, hängt von der Elektronegativität der
beiden Atome ab (davon wird man etwas später sprechen).

Die Redoxvorgänge sind ein Spiel der Elektronen, wir sagen eine Funktion der Elektronen. Auf diesem funktionellen Verhalten der Elektronen müssen wir die Definitionen von Oxydation (Abgabe von Elektronen), Reduktion (Aufnahme von Elektronen), von Oxydationsmitteln (Elektronendonatoren), Reduktionsmitteln (Elektronenakzeptoren) aufbauen.

Typ der Säure-Base-Reaktion. Bei diesen Reaktionen spielt ein Proton H^+ und ein Partikel, das ein aktives Elektronenpaar besitzt, eine Rolle:



Das Proton kann von einem Elektronenpaar gebunden werden. Es kann sich aus einem Partikel lösen und sich an das Elektronenpaar eines anderen Partikels anlagern. In diesem Hinüberwechseln besteht die Säure-Base-Reaktion. Ihr liegt die Funktion des Protons zugrunde. Dieser entsprechend definieren wir den Vorgang funktionell als Protonenverschiebung und logischerweise die Säure als einen Protonendonator und die Base als einen Protonenakzeptor.

Die neue Auffassung (BRÖNSTED) von Säure und Base bringt in die Chemie dieser Stoffe eine einfache und logische Übersicht. Der komplizierte Prozeß der Hydrolyse der Salze fällt weg, da es sich auch hierbei nur um eine Protonenverschiebung handelt. Das Auflösen einer Säure ist keine Dissoziation, sondern eine Reaktion mit den Wassermolekülen, wie obiges Beispiel des Chlorwasserstoffes zeigt. Die Abtrennung der Salzbildung von der Säure-Base-Reaktion entspricht den Tatsachen, denn nur die Ionenkonzentration bestimmt die Salzausscheidung.

Die mit der neuen Definition von Säure und Base verbundene Änderung der Nomenklatur (auch Ionen können Säuren bzw. Basen sein, Wasser ist Säure und Base, u. a.) bereitet dem Schüler keinerlei Schwierigkeiten, wenn er nicht vorher andere, ältere Definitionen lernen mußte.

Wir betonen: Man soll in der speziellen und in der technischen Chemie die vorgeführten Experimente, wenn man sie theoretisch erläutern will, konsequent mittels der modernen Theorie, wie sie der Schüler jetzt kennt, erläutern.

Eine Erweiterung der Theorie ist im Laufe des Unterrichts, etwa in seinem zweiten Teil angebracht. Wir deuten nur an: Man wird die feinere Ordnung der Elektronen in den Schalen angeben und von s-, p-, eventuell von d-Zellen innerhalb den Schalen und entsprechend von

s-, p-, d-Elektronen sprechen. Beim Kohlenstoff wird man die Entkopplung eines Elektronenpaares und die Hybridisierung von s- und p-Elektronen an Hand der Methanbildung erläutern. In fortgeschrittenen Klassen wird man den Aufenthaltsraum der s- und p-Elektronen, d. h. die s- und p-Wolken angeben und damit den räumlichen Bau des Wassermoleküls und des Ammoniakmoleküls erläutern. Ein weiterer Schritt wäre, am Kohlenstoff die teilweise Hybridisierung des Atoms zu zeigen und damit zu erklären, daß die Doppel- und Dreifachbindungen im Äthylen bzw. im Acetylen aus δ - und π -Bindungen bestehen. Unsere Skizze eines modernen Chemieunterrichts konnte nur die Richtung des neuen Weges angeben. Es ist an dessen Ausbau zu gehen.

Oberrieden b. Zürich (Schweiz).

Bei der Redaktion eingegangen am 16. September 1959.