

# Über die saure Natur des Acetylens

von

Dr Jean Billitzer.

(Mit 2 Textfiguren.)

(Vorgelegt in der Sitzung am 6. März 1902.)

Die Frage, ob das Acetylen eine Säure sei, ist schon mehrmals aufgenommen worden;<sup>1</sup> viele Eigenschaften, so die Fähigkeit, Wasserstoff durch Metalle zu ersetzen und damit zu Körpern zu führen, welche Salzen gleichen; der negative Charakter der dreifachen Kohlenstoffbindung etc. scheinen darauf hinzuweisen. Eine einwandfreie Erledigung wurde aber dieser Frage nicht zuteil. Auf eine (unrichtige) Angabe von Harry C. Jones und Charles R. Allen<sup>2</sup> hin, derzufolge das Acetylen eine Säure sein sollte, die sich an Stärke mit der Essigsäure messen könnte, untersuchten Bredig und Usoff<sup>3</sup> die Leitfähigkeit wässriger Acetylenlösungen. Sie fanden diese so außerordentlich klein, ihre Messung durch die geringsten Verunreinigungen so sehr erschwert, dass sie sich darauf beschränken, zu constatieren, Acetylen könnte nur ein sehr schwacher Elektrolyt sein, der eben noch an der Grenze zwischen Elektrolyten und Nichtelektrolyten stehe.

In der That ist es schon aus dem chemischen Verhalten der Carbide zu ersehen, dass wir es höchstens mit einer der

<sup>1</sup> Vergl. A. Harpf, Cöthener Chem. Zeitung, 96, 20, Nr. 45.

<sup>2</sup> Chem. News, 74, 8, 1879; Z. für Elektrochemie, 3, 108.

<sup>3</sup> Z. für Elektrochemie, 3, 116.

allerschwächsten Säuren zu thun haben können. So wird aus den Carbiden der Alkali- und Erdalkalimetalle Acetylen schon durch Wasser verdrängt, und auch auf Acetylen Silber, Acetylenkupfer etc., die ihre Beständigkeit nur ihrer minimalen Löslichkeit verdanken, wirkt das Wasser zersetzend ein, indem es die Salze weitgehend hydrolytisch spaltet. Wäre die Löslichkeit der Carbide bekannt, so könnte man aus dem Grade der Hydrolyse einen Rückschluss auf die Acidität des Acetylens ziehen; bei deren Unkenntnis aber und bei der Aussichtslosigkeit durch Leitfähigkeitsbestimmungen oder aus der Zuckerinversion zu entscheidenden Resultaten zu gelangen, schien mir die Bestimmung der Löslichkeit des Acetylens in Salzen und Basen am ehesten noch einen Erfolg zu versprechen. Selbst die schwächste Säurewirkung musste sich hier durch eine Löslichkeitsvermehrung in alkalischen Lösungen zu erkennen geben.

Als nun einige Vorversuche unerwarteterweise ergeben hatten, dass Acetylen in Lösungen von NaOH und KOH, wo die stärkste Wirkung zu erwarten war, nicht nur keine vermehrte Löslichkeit aufwies, sondern dass gerade hier eine ganz erhebliche Depression des Absorptionscoefficienten eintrat, vermuthete ich, dass wir es hier mit einem Beispiele doppelter Löslichkeitsbeeinflussung zu thun hätten, und versuchte, die einzelnen Factoren zu trennen. Die Ergebnisse der Untersuchung bestätigten meine Erwartung und erbringen einen Beweis für die, freilich minimale Acidität des Acetylens; es möge mir gestattet sein, dieselben an dieser Stelle vorzulegen.

### Versuchsordnung.

Die Löslichkeit des Acetylens wurde nach der von Ostwald<sup>1</sup> und seinen Schülern angegebenen Methode bei 15° gemessen. Da die Temperatur des Arbeitsraumes in der Regel eine tiefere war, wurde das Absorptionsgefäß (das 94·05 cm<sup>3</sup> fasste) während der Messung in einen Thermostaten gesenkt und andauernd kräftig geschüttelt, bis keine Volumabnahme

---

<sup>1</sup> Handbuch physico-chem. Messungen, S. 207 ff.

mehr zu beobachten war. Die Lösungen wurden kurz vor dem Gebrauche im Vacuum unter Rückfluss destilliert, bis der harte, metallische Klang beim Schütteln, das knallende Aufstoßen der Flüssigkeit etc. anzeigten, dass dieselbe von gelösten Gasen befreit sei. Dann wurden Kolben und Absorptionsapparat miteinander in Verbindung gesetzt, beide gemeinsam evacuirt, schließlich das Absorptionsgefäß durch Übergießen gefüllt. Das Messrohr gestattete eine Ablesung von  $\frac{1}{10} \text{ cm}^3$  und war mit Quecksilber als Sperrflüssigkeit gefüllt. Bei der Berechnung der Löslichkeiten wurde der Temperaturunterschied des Gases in der Messröhre und dem Absorptionsgefäße in Rechnung gezogen, die Daten endlich auf 760 *mm* Druck reduciert.

Besondere Sorgfalt wurde auf die Reinigung des Acetylens verwendet. Zu diesem Zwecke wurde das aus Calciumcarbid und Wasser gewonnene Gas durch eine Reihe von Waschflaschen, welche ausgesäuertes Kaliumbichromat, Schwefelsäure, Natronlauge, abermals Kaliumbichromat und Natronlauge enthielten, im langsamen Strome geleitet, über verdünnter Natronlauge aufgefangen, längere Zeit mit dieser in Berührung belassen und nun erst nach nochmaligem Waschen durch Kaliumchromat Schwefelsäure und Natronlauge zur Messung verwendet. Auf diese Weise erhält man ganz reines Acetylen, wovon ich mich durch Ausführung einiger Gasanalysen überzeugte. Im Gegensatze zum gewöhnlichen unreinen Acetylen besitzt das gereinigte einen kaum merkbaren Geruch und schwachen, etwas süßlich kühlenden Geschmack. Um eine weitere Probe für die Reinheit des verwendeten Gases zu gewinnen, führte ich von Zeit zu Zeit Bestimmungen in der Weise aus, dass mehr wie das doppelte Volumen des zur Bestimmung nöthigen Acetylens zu einer ersten Messung verwendet, mit dem verbleibenden ungelösten Acetylen aber eine zweite Löslichkeitsbestimmung angestellt wurde, welche zur Controle diente. Die geringsten Spuren beigemengter Verunreinigungen (etwa  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SH}_2$ ,  $\text{PH}_3$  u. dgl.) hätten die Löslichkeit im ersten Falle erhöhen müssen, und ihre Anwesenheit hätte sich durch mangelhafte Übereinstimmung der zwei Messungen verrathen. Ihre gute Übereinstimmung gewährte mir aber eine Probe für die genügende Reinheit des Acetylens.

## Versuchsdaten.

Untersucht wurde die Löslichkeit in Wasser, KOH, NaOH,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , wässrigem Ammoniak,  $\text{SH}_2\text{O}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  und  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Die gefundenen Zahlen sind in Tabelle I und Fig. 1 dargestellt.

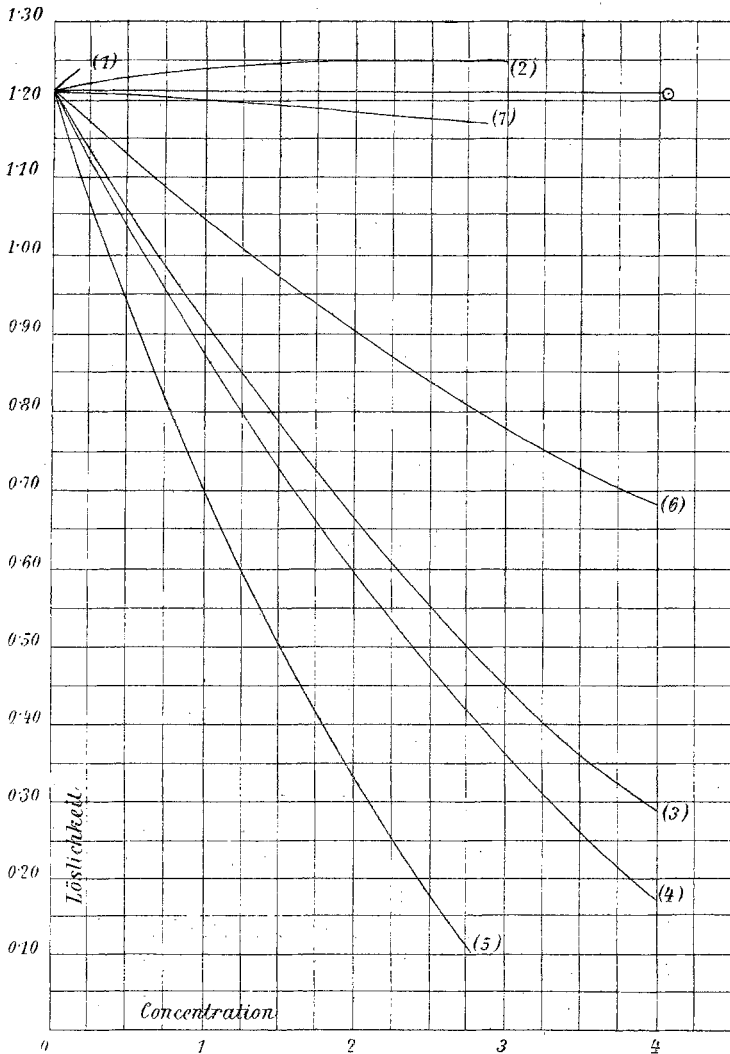


Fig. 1 (in natürlicher Größe).

Text zur Figur: (1)  $\frac{1}{2}\text{Ba}(\text{OH})_2$ . — (2)  $\text{NH}_4\text{OH}$ . — 0 Wasser. — 3 KOH. —  
4 NaOH. — 5  $\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4$ . — 6  $\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4$ . — 7  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ .

Tabelle I.

## Löslichkeit des Acetylens in:

	Concentration der Lösungsmittel in Normalitäten									
	0·01	0·025	0·05	0·1	0·15	0·25	0·5	1·0	2·0	3·0
$\frac{1}{2}$ Ba (OH) <sub>2</sub> .....	—	1·218	—	1·23	1·24	—	—	—	—	—
$\frac{1}{2}$ Ca (OH) <sub>2</sub> , Concentration 0·04 .....	1·23	—	—	—	—	—	—	—	—	—
NH <sub>4</sub> OH .....	1·216	—	—	1·218	—	1·22	1·225	1·23	1·235	1·24
NaOH. ....	1·21	—	1·20	1·18	—	1·128	1·04	0·885	0·60	0·37
KOH .....	1·212	—	—	1·185	—	1·13	1·056	0·912	0·66	0·46
$\frac{1}{2}$ Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .....	—	—	—	1·17	—	1·068	0·94	0·72	0·34	—
$\frac{1}{2}$ H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .....	—	—	—	1·19	—	—	1·12	1·04	0·9	0·78

Löslichkeit in Wasser: 1·215.

Während also durch Baryt eine sehr schwache, durch Ammoniak eine kaum merkliche Vermehrung der Löslichkeit herbeigeführt wird, drücken im Gegentheile NaOH und KOH dieselbe stark herab. Diese sich scheinbar widersprechenden Thatsachen legen, wie eingangs erwähnt, die Vermuthung nahe, dass hier außer der Löslichkeitserhöhung durch Salz- bildung, wie sie uns beim Baryt und Ammoniak wohl entgegentritt, noch ein zweiter entgegenwirkender Factor von Einfluss ist, welcher die Durchsichtigkeit der Resultate trübt. Und eine solche Vermuthung schien umsomehr berechtigt zu sein, als es aus den Untersuchungen von V. Rothmund<sup>1</sup> bekannt ist, wie Zusätze von Elektrolyten solche, oft sehr beträchtliche Wirkungen auf die Löslichkeit indifferenten Nicht- elektrolyte ausüben. Diese Erscheinung, die von der Natur des angewandten Nichtelektrolyten abhängig, für jeden bestimmten Elektrolyten hingegen charakteristisch ist, tritt besonders dann in den Vordergrund, wenn die Salze zum Ver- suche heranziehen, die zur Hydratbildung befähigt sind. Es

<sup>1</sup> Zeitschr. für physik. Chemie, 33, 401.

muss auffallen, dass wir es bei NaOH und KOH mit Körpern zu thun haben, welche diese Eigenschaft besitzen, wie es unter anderem neuerdings aus Versuchen von Forerand<sup>1</sup> hervorgeht; ferner zeigt ein Vergleich der Tabelle II mit den Messungen von Rothmund, dass die Reihenfolge der Löslichkeiten durchwegs die gleiche ist, und so war es berechtigt, vermuthungsweise anzunehmen, dass einer (in Anbetracht der schwachen Dissociation des Acetylens) geringen Löslichkeits-erhöhung eine ziemlich erhebliche Löslichkeitsverminderung entgegnetritt, welche die erstere unter Umständen ganz verdecken kann.

Da ich im folgenden bei Besprechung meiner Resultate des öfteren auf den Verlauf der Curve zu sprechen kommen werde, welchen die Löslichkeitsänderung nach der Concentrationszunahme des Lösungsmittels für den Fall vorschreibt, dass beide Factoren gleichzeitig einwirken, sei es mir gestattet, dieselbe hier kurz abzuleiten.

Bezeichnen wir mit:

$l_0$  die Löslichkeit des Acetylens in Wasser;

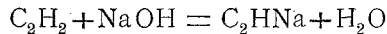
$L$  die beobachtete Löslichkeit in der Base;

$l$  die Löslichkeit in Basen, wie sie durch bloße Salzwirkung bestimmt würde;

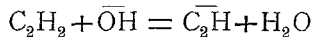
$\Delta = L - l$  die Löslichkeitsvermehrung durch Salzbildung;

$C = C_{OH}$  die Concentration der Hydroxylionen,

so lässt sich die Löslichkeitserhöhung durch Salzbildung, die der chemischen Reaction:



und nach Weglassung des Überflüssigen:



entspricht, nach dem Massenwirkungsgesetze durch die Gleichung:

$$\frac{[\overline{C_2H}]}{[C_2H_2] \times [\overline{OH}]} = \text{Const.}$$

ausdrücken.

<sup>1</sup> Compt. rend., 133, 157.

Nun ist für unseren Fall  $C_2H_2$ , die undissociierte Menge Acetylens mit großer Annäherung (wegen der außerordentlich kleinen Dissociation) gleich der Gesamtmenge des gelösten Acetylens zu setzen, wenn man zunächst von der Salzbildung absieht und die Menge Acetylens in Rechnung bringt, welche, keinerlei chemische Reaction vorausgesetzt, in Lösung geht, also:  $l_0$ ;  $C_2H$  wird dann gleich  $\Delta$  (nach der Definition)  $C_{OH}^- = C$  zu setzen sein und wir erhalten

$$\frac{\Delta}{l_0 \times c} = \text{Const.} = K. \quad \dots (1)$$

Andererseits wissen wir, dass für die Löslichkeiterniedrigung die Relation:<sup>1</sup>

$$\frac{l_0 - l}{l_0} = K'c \quad \dots (2)$$

erfüllt wird.

Für die gleichzeitige Einwirkung beider Factoren besteht Coexistenz von (1) und (2), und wir erhalten durch Einsetzen von  $l_0$  aus (2) in (1), indem wir berücksichtigen, dass  $\Delta = L - l$  ist:

$$L = l \frac{c(K - K') + 1}{1 - K'c}; \quad \dots (3)$$

und, da  $l = l_0(1 - K'c)$ ,

$$L = l_0 [c(K - K') + 1].$$

Für  $c = 0$  wird  $L = l = l_0$ ; dies ist die Löslichkeit in Wasser, der Anfangspunkt der Curve. Von hier an wird  $L$  mit der Concentration ansteigen, wenn der Bruch, respective der Klammerausdruck positiv ist; abnehmen, wenn dieser einen negativen Wert annimmt; d. h. die Curve nimmt die Gestalt einer Geraden an und steigt an, wenn  $K > K'$  ist; hingegen ist sie abwärts gerichtet, wenn  $K < K'$  wird.

### Löslichkeitsbestimmungen am Äthylens.

Das Äthylengas wurde, wie üblich, aus Alkohol und Schwefelsäure dargestellt, mehrmals durch  $H_2SO_4$  und  $NaOH$

<sup>1</sup> Rothmund, l. c.

gewaschen, über NaOH-Lösung aufgefangen, dann mit concentrirter  $H_2SO_4$  in Berührung gebracht, bis etwa die Hälfte absorbiert war, endlich vor dem Gebrauche nochmals gewaschen.

Die Gasanalyse und die Seite 3 beschriebene Probe boten mir eine Gewähr für seine Reinheit.

Für meinen Zweck war es vor allem wichtig, zu prüfen, ob ein willkürlich herausgegriffenes Salz (wegen seiner starken Wirkungen wählte ich  $Na_2SO_4$ ) die gleiche Löslichkeitsbeeinflussung auf Äthylen wie auf Acetylen ausübt.

Als sich dies bestätigte, gieng ich daran, die Löslichkeitsbeeinflussung durch NaOH, KOH und Ammoniak zu messen. Die Resultate sind in Tabelle II zusammengestellt, in welcher die Concentrationen in Normalitäten ausgedrückt, die relativen äquivalenten Löslichkeitsbeeinflussungen mit  $K'$  bezeichnet sind.

Tabelle II.

Löslichkeit ( $L$ ) des Äthylens bei  $15^\circ$  und Beeinflussung ( $K'$ ) in:

Concentration	0·1	0·25	0·5	0·75	1·0	Mittel aus $K'$	
KOH	$\left\{ \begin{array}{l} L \\ K' \end{array} \right.$	0·154 0·34	0·144 -0·38	0·130 0·36	0·118 -0·35	0·1056 -0·34	— -0·35
	NaOH	$\left\{ \begin{array}{l} L \\ K' \end{array} \right.$	0·153 -0·36	0·144 -0·38	0·128 -0·39	0·114 -0·38	0·101 0·368
$NH_4OH$		$\left\{ \begin{array}{l} L \\ K' \end{array} \right.$	— —	0·157 -0·056	0·156 -0·042	0·155 -0·036	0·154 -0·031
	$\frac{1}{2}Na_2SO_4$	$\left\{ \begin{array}{l} L \\ K' \end{array} \right.$	0·1525 -0·425	0·1425 -0·42	0·127 -0·41	0·100 -0·42	0·093 -0·415
Wasser: 0·1593.							

Die gute Übereinstimmung der Löslichkeitsbeeinflussung durch  $Na_2SO_4 = 41·4\%$  mit dem für Acetylen gefundenen ( $41·2\%$ ) und dem von Rothmund (l. c.) angegebenen Werte



(42%) berechtigt uns, die anderen Zahlen zur Berechnung unserer früheren Gleichungen zu verwenden, indem wir mit ihrer Hilfe jeweilig die Werte von  $l$  für Acetylen berechnen und hiemit Zahlenangaben für  $\Delta$  und  $K$  gewinnen.

Da die moleculare äquivalente Löslichkeiterniedrigung durch NaOH, KOH und Ammoniak für Äthylen durchwegs größer ist wie für Acetylen (NaOH etwa  $-0.27$ , KOH  $-0.26$ ,  $\text{NH}_4\text{OH} +0.01$ ), entnehmen wir daraus schon qualitativ, dass das Acetylen sauren Charakter besitzt; um seine Acidität zu berechnen, setzen wir die mit Hilfe von  $l$  erhaltenen Werte  $\Delta$  in Gleichung (1), Seite 7 ein und bekommen so:

Tabelle III.

	Concentration	$l$	$\Delta$	100 $K$
KOH	0.1	1.172	0.013	10.7
	0.25	1.09	0.04	13.2
	0.5	0.99	0.066	10.9
	1.0	0.815	0.097	8.0
NaOH	0.1	1.165	0.015	12.3
	0.25	1.098	0.03	9.9
	0.5	0.975	0.065	10.7
	1.0	0.78	0.105	8.7
$\text{NH}_2\text{OH}$	0.25	1.210	0.010	8.2
	0.5	1.189	0.036	5.9
	1.0	1.172	0.058	5.0

Zieht man es in Betracht, dass zur Berechnung von  $K$  die Differenz zweier wenig verschiedener Zahlen benützt wird, so ist die Constanz befriedigend zu nennen; beim Ammoniak aber war keine gute Constanz zu erwarten.

Vergleicht man  $K$  und  $K'$  aus Tabelle II und III, so findet man bei NaOH und KOH  $K' > K$ , beim Ammoniak  $K' < K$ . Demzufolge erhebt sich die Lösungscurve im letzteren Falle über die Horizontale, während sie bei NaOH und KOH abwärts

gerichtet ist. Die nun bekannten Werte von  $K$  ermöglichen es uns, weiter die Dissociation des Acetylens annähernd zu berechnen.

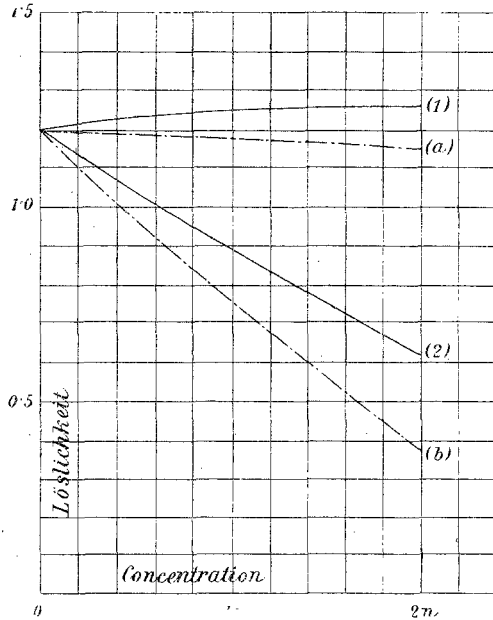


Fig. 2.

- (1)  $\text{NH}_4\text{OH}$  (L).
- (a)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $l$  berechnet aus  $\text{C}_2\text{H}_4$ .
- (2)  $\text{NaOH}$  (L).
- (b) detto,  $l$  berechnet.

Ziehen wir nämlich die zwei Gleichungen:

$$[\text{H}^+] \times [\bar{\text{O}}\text{H}] = 1 \cdot 14 \times 10^{-14} \quad \dots (3)$$

und

$$[\text{C}_2\text{H}] \times [\text{H}^+] = C_0^2 \quad \dots (4)$$

in eine Gleichung:

$$C_0^2 = \frac{[\text{C}_2\bar{\text{H}}] \times 1 \cdot 14 \times 10^{-14}}{[\bar{\text{O}}\text{H}]}$$

zusammen, setzen darin:

$$\begin{aligned} [\text{C}_2\bar{\text{H}}] &= \Delta \\ [\bar{\text{O}}\text{H}] &= C, \end{aligned}$$

so erhalten wir (indem wir nur die erste Dissociationsstufe berücksichtigen):

Tabelle IV.

Concentration	$\Delta$	$C_0^2 \times 10^{14}$	Mittel $C_0^2$	Concentration der H-Ionen in gesättigter Acetylenlösung $\times 10^7$	Mittel $[H]^+$
KOH					
0·0	0·013	0·147	$0·152 \times 10^{-14}$	0·122	$0·12 \times 10^{-7}$
0·25	0·04	0·182		0·135	
0·5	0·066	0·149		0·124	
0·0	0·097	0·111		0·105	
NaOH					
0·1	0·015	0·171	$0·143 \times 10^{-14}$	0·131	$0·12 \times 10^{-7}$
0·25	0·03	0·134		0·116	
0·5	0·065	0·148		0·122	
1·0	0·165	0·120		0·109	
NH <sub>4</sub> OH					
0·25	0·010	0·045	—	—	—

Die nahezu gleich starke Wirkung von NaOH und KOH, die viel schwächere des Ammoniaks treten darin hervor (Fig. 2), das Mittel der Constante weist in den beiden ersteren Fällen eine gute Übereinstimmung auf; ihr Wert ist sehr klein. Es berechnet sich, dass Acetylen in einer unter Atmosphärendruck gesättigten Lösung eine Säure darstellt, deren Stärke etwa 4000mal hinter derjenigen der Kohlensäure<sup>1</sup> zurückbleibt, deren Dissociation etwa dem zehnten Theile derjenigen des Wassers gleichkommt.

Auch auf die Entwicklung von Acetylen aus Carbid und Wasser lassen sich nunmehr einige Schlüsse ziehen, wenn man Acetylen und Wasser als Säuren betrachtet, die um eine

<sup>1</sup> Nach den Angaben von Knox, Zeitschr. für physik. Chemie, 23, 159.

Base concurreren. Die Base vertheilt sich bekanntlich im Verhältnisse der Säurestärken, gleiche Löslichkeit der Salze vorausgesetzt. Nun ist zwar die Löslichkeit des Calciumcarbides nicht bekannt; da aber nach der Bodländerischen Theorie die Löslichkeit zweier Salze derselben Base mit schwachen Säuren der Acidität dieser Säuren etwa proportional ist, können wir die Löslichkeit des Calciumcarbides gleich der des Hydroxydes setzen, eine Annahme, die zwar nicht correct, für eine rohe Überschlagsrechnung aber zulässig ist.

Nun ist die Löslichkeit des Acetylens in Wasser nahe  $\approx 1$ ; ein Liter an Acetylen gesättigten Wassers ist daher an ersterem  $\frac{1}{22.4}$ , an Wasser  $55.5$  normal. Setzen wir die Dissociation des Acetylens gleich  $\frac{1}{10}$  der des Wassers, so folgt, dass die Reaction der Acetylenentwicklung unter Atmosphärendruck zu  $99.992\%$  vorgeschritten, also soviel wie vollständig sein muss.

Erhöhen wir die Acetylenconcentration in der Lösung durch Druckvermehrung (wobei das Acetylen bis zu den höchsten Drucken den Henry'schen Gesetzen folgen soll), so erhalten wir bei  $12.400$  Atmosphären eine an Acetylen  $55.5$ -normale Lösung, in welcher die Hydrolyse nur mehr  $50\%$  beträgt; steigern wir den Druck noch mehr, so wird sie noch weiter zurückgedrängt und beträgt bei einem Drucke von  $12.400 \times 1000$ , also bei rund  $12$  Millionen Atmosphären ihrerseits nur mehr  $0.001$ . Bei diesem Drucke wird Calciumcarbid mit Wasser kein Acetylen mehr entwickeln, Acetylen und  $\text{CaH(OH)}_2$  in wässriger Lösung quantitativ Calciumcarbid zurückbilden.

Die Beständigkeit von  $\text{Ag}_2\text{C}_2$ ,  $\text{CuC}_2$  etc. in Wasser ist nur auf deren Schwerlöslichkeit zurückzuführen; der gelöste Antheil ist stark hydrolysiert. Es könnte noch befremden, dass Acetylen Silber aus Silbernitrat unter Freiwerdung von Salpetersäure fällt; doch drängt offenbar das anwesende  $\text{AgNO}_3$  die spurenweise Dissociation des  $\text{Ag}_2\text{C}_2$  so weit zurück, dass dieses praktisch aus der flüssigen Phase verschwindet.

Aus Analogiegründen ist es anzunehmen, dass die Einführung einer negativen Gruppe in Acetylen dessen Dissociation erhöht; doch ist dies wohl schwer experimentell zu prüfen.

Zwar hat Wallach einen Körper  $\text{CCl}\equiv\text{CH}$  dargestellt, doch schließt ihn seine Selbstentzündlichkeit von dem Versuche aus; Diacetylen wäre vielleicht zu verwenden, und es verbliebe noch die saure Natur von Säureestern wie:  $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{COOC}_2\text{H}_5$ , etc. nachzuweisen, in welchen sich der Einfluss der negativen Carboxylgruppe geltend machen muss; ihre Untersuchung wird aber wohl durch ihre Hydrolyse erschwert sein.

### Zusammenfassung.

Es wurde an einem Beispiele gezeigt, dass die Löslichkeitsbeeinflussung durch Elektrolyte in manchen Fällen keine einfache Function der Concentration der letzteren ist; doch gelingt es, zwei derartige Einwirkungen zu trennen, wenn man das Verhalten eines chemisch verwandten Körpers zum Vergleiche heranzieht, der nur der einen Beeinflussung unterworfen ist. Hierbei muss bloß die Voraussetzung erfüllt sein, dass chemisch indifferente Elektrolyte die Löslichkeit der verglichenen Körper im gleichen Maße beeinflussen.

Auf diesem Wege wurde die saure Natur des Acetylens nachgewiesen; seine Acidität ist äußerst klein, doch sicher messbar gefunden worden. Die Existenzfähigkeit von Anionen:  $\text{C}\equiv\text{CH}$  und  $\text{C}\equiv\text{C}$  ist somit erwiesen.

---