

Tabelle 5.

Kationen		Anionen	
K'	64,7	Cl'	65,4
Na'	43,6	NO ₃ '	62
NH ₄ '	64	ClO ₃ '	55
Ag'	54	C ₂ H ₃ O ₂ '	35
H'	318	OH'	174
$\frac{1}{2}$ Cu'	47	$\frac{1}{2}$ SO ₄ '	69

Aus den Zahlen der Tabelle 5 können wir z. B. berechnen, daß für Chlornatrium sein soll:

$$A_{\infty} = 43,6 + 65,4 = 109.$$

Der gleiche Zahlenwert ergibt sich, wenn man die Leitfähigkeit des Chlornatriums direkt mißt.

Absolute Wanderungsgeschwindigkeit.

Die absolute Geschwindigkeit der Ionen, d. h. wieviel Zentimeter das Ion in der Sekunde zurücklegt, wenn das Spannungsgesälle 1 Volt auf den Zentimeter beträgt, wird aus den Zahlen der Tabelle 5 erhalten, wenn sie durch 96540 dividiert werden. So erhält man z. B. für die absolute Geschwindigkeit von K' den Wert $0,00066 \frac{\text{cm}}{\text{sec}}$.

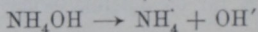
Leitfähigkeit und Temperatur.

Mit steigender Temperatur wächst die Leitfähigkeit der Lösungen beträchtlich, und zwar für je 1° C um etwa 1—2%. Da der Dissoziationsgrad α nur sehr wenig durch die Temperatur beeinflusst wird, so ist diese Zunahme der Leitfähigkeit der größeren Beweglichkeit der Ionen zu danken. Bei 25° ist z. B. die Beweglichkeit des Kaliumions schon auf 74,5 gestiegen, während sie laut Tabelle 5 bei 18° 64,7 war. Wegen dieses großen Einflusses der Temperatur muß man bei Leitfähigkeitsmessungen das Meßgefäß in ein Wasserbad einsenken, das durch einen „Thermostat“ auf konstanter Temperatur gehalten wird.

Säuren und Basen.

Durch überaus große Beweglichkeit zeichnen sich vor allen anderen Ionen das Wasserstoffion H' und das Hydroxylion OH'

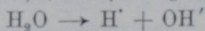
aus. Beide Zonen sind auch in chemischer Hinsicht von besonderer Bedeutung. Das Wasserstoffion ist nämlich das Kennzeichen der Säuren, das Hydroxylion das der Basen. Ursprünglich unterschied der Chemiker die einander entgegengesetzten Eigenschaften „sauer“ und „basisch“ durch den „sauren“ oder den „laughaften“ Geschmack und durch die Wirkung auf den Lackmusharbstoff, der durch Säuren rot, durch Basen blau gefärbt wird. Nach der Ionentheorie beruht dies verschiedene Verhalten auf der Gegenwart von Wasserstoffionen oder von Hydroxylionen. Eine Lösung ist um so stärker sauer, je mehr Wasserstoffionen sie in der Raumeinheit enthält, und andererseits um so stärker basisch, je größer der Gehalt an Hydroxylionen ist. Salzsäure ist schon bei mäßiger Verdünnung sehr stark in ihre Zonen (H' und Cl') gespalten, ebenso Salpetersäure (H' und NO_3') und Schwefelsäure, wenn sie nicht zu konzentriert sind; Essigsäure dagegen enthält, wie auch schon ihre verhältnismäßig schlechte Leitfähigkeit zeigt, ziemlich wenig H' -Zonen. Auf dieser Verschiedenheit des Gehaltes an H' beruht die altbekannte Tatsache, daß Essigsäure eine schwache Säure ist, Salzsäure, Salpetersäure und Schwefelsäure dagegen starke Säuren sind. Kalilauge und Natronlauge sind starke Basen, weil sie weitgehend OH' abspalten, Salmiakgeist dagegen, die wässrige Lösung von Ammoniak, ist nur wenig nach der Formel



gespalten und daher nur eine schwache Base.

Dissoziation des Wassers.

Das Wasser enthält sowohl Wasserstoff- wie Hydroxylionen; indessen ist seine elektrolytische Spaltung



nur sehr gering, da reines Wasser trotz der großen Geschwindigkeit seiner Zonen nur überaus wenig leitet. Trotz ihrer Winzigkeit hat man doch die Leitfähigkeit des Wassers genau bestimmt und daraus berechnet, daß erst in 13000 Litern reinen Wassers 1 Milligramm Zonen vorhanden sind.

Neutralisationsvorgang.

Zwischen den Zonen und dem nicht dissoziierten Teile eines jeden Elektrolyten besteht ein Gleichgewicht. Beim Wasser liegt, wie wir eben gesehen haben, dieses Gleichgewicht für die Zonen