

## **Terms and Conditions**

The Library provides access to digitized documents strictly for noncommercial educational, research and private purposes and makes no warranty with regard to their use for other purposes. Some of our collections are protected by copyright. Publication and/or broadcast in any form (including electronic) requires prior written permission from the Library.

Each copy of any part of this document must contain there Terms and Conditions. With the usage of the library's online system to access or download a digitized document you accept there Terms and Conditions.

Reproductions of material on the web site may not be made for or donated to other repositories, nor may be further reproduced without written permission from the Library

For reproduction requests and permissions, please contact us. If citing materials, please give proper attribution of the source.

### Imprint:

Director: Mag. Renate Plöchl

Deputy director: Mag. Julian Sagmeister

Owner of medium: Oberösterreichische Landesbibliothek

Publisher: Oberösterreichische Landesbibliothek, 4021 Linz, Schillerplatz 2

### Contact:

Email: [landesbibliothek\(at\)ooe.gv.at](mailto:landesbibliothek(at)ooe.gv.at)

Telephone: +43(732) 7720-53100

sich wohl geeignet an die von de Vries eingeführten sogenannten isotonischen Koeffizienten an, welche angeben, wie vielmal bei isotonischen Lösungen ein Molekül irgend einer Substanz in Bezug auf osmotische Wirkung stärker ist als ein Zuckermolekül, letzteres dabei aus besonderen Gründen als 2 angesetzt. Diese Ausdrucksweise ist dahin abgeändert, dass Zucker resp. den Avogadros Satz gehorchende Substanzen als Einheit gewählt und die so halbierten isotonischen Koeffizienten mit dem Buchstaben  $i$  bezeichnet wurden. Ist also für Salpeter bei gegebener Konzentration  $i = 1,75$ , so entspricht dies der Thatsache, dass bei Ersatz jedes Salpetermoleküls durch 1,75 Mol. Zucker die Isotonie erhalten bleibt. Der osmotische Druck der Salpeterlösung erreicht also das 1,75fache des Normalwerts, und so wird diese Grösse auch hervorgehen als Quotient der mit dem osmotischen Druck proportionalen molekularen Gefrierpunktserniedrigung  $t$  und des für Zucker und sonstige Nichtelektrolyte normalen Werts 18,6

$$i = \frac{t}{18,6}$$

Beim notwendigen Zusammenhange, welcher zwischen den Ergebnissen der früheren Methoden zur Molekulargewichtsbestimmung besteht, muss, unabhängig davon ob man die Gefrierpunktserniedrigung, das Absorptionsgesetz, die Siedepunktserhöhung oder die Tensionsabnahme u. s. w. anwendet, bei gegebener Temperatur und Konzentration immer der gleiche Wert für einen gegebenen Elektrolyt herauskommen; derselbe ändert sich jedoch mit Temperatur und Konzentration, steigt im allgemeinen mit zunehmender Verdünnung an und zwar asymptotisch bis zur Ionenanzahl des betreffenden Körpers, wie z. B. bei der Dichloressigsäure:

Normalität	0,02778	0,02048	0,01447	0,01033	0,005177	0,002599
$i = t/18,6$	1,7	1,73	1,77	1,86	1,92	1,98

Diese Abweichung der Elektrolyte vom einfachen Avogadroschen Satz beeinflusst offenbar sämtliche daraus gezogenen Schlüsse für diesen Fall. Die Gesetze des chemischen Gleichgewichts z. B. liessen sich streng nur ableiten bei Bekanntheit des Gesetzes, welches die Aenderung von  $i$  mit Temperatur und Konzentration erleidet.

Wird diese Aenderung in erster Annäherung vernachlässigt, was bei grosser Verdünnung allmählich zutrifft, so entsteht statt des früheren Ausdrucks:

$$\Sigma a_1 C = K \text{ und } \frac{dK}{dT} = \frac{Q}{2T^2}$$