



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

**Vorlesungen über die chemische Gleichgewichtslehre und  
ihre Anwendung auf Probleme der Mineralogie,  
Petrographie und Geologie**

**Marc, Robert**

**Jena, 1911**

c) Dreistoffsysteme

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-77915](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-77915)

Einen solchen Fall stellen die Zeolithe dar<sup>1)</sup>. Die Zeolithe sind kristallisierte wasserhaltige Silikate, die jedoch das Wasser nicht in stöchiometrischem Verhältnis gebunden enthalten. Wir können die Zeolithe bekanntlich systematisch entwässern, ohne daß sie ihre Kristallform verändern oder sich trüben. Sie bilden während des ganzen allmählichen Entwässerungsprozesses nur eine Phase. Infolgedessen hat das System zwei Freiheiten. Der Druck kann bei konstant gehaltener Temperatur sich beliebig ändern und ist erst definiert, wenn die Zusammensetzung der festen Phase bestimmt ist. Die isotherme Entwässerung der Zeolithe würde also in einem Diagramm wie Figur 76 durch eine kontinuierliche nach Null abfallende Linie dargestellt werden, und zwar müßte diese Linie, wenn die Giltigkeit des Henryschen Gesetzes vorausgesetzt wird, eine Gerade sein (Fig. 77).

Bildung fester Lösungen von kristallisierten Salzen und Wasser dürfte keineswegs ein allzu seltener Fall sein. In neuester Zeit haben Allen u. Clement<sup>2)</sup> nachgewiesen, daß im Tremolit das Wasser die gleiche Rolle spielt wie in den Zeolithen. Auch andere Amphibole, so Kupfferit, Aktinolit, Glaukophan und andere, enthalten nach diesen Untersuchungen Wassermengen von 1—3 Proz., die zweifellos als gelöstes Wasser anzusehen sind. Immerhin dürfte in den meisten Fällen die Mischbarkeit nur relativ gering sein. Eine so weitgehende Mischbarkeit, wie bei den Zeolithen, steht wohl bisher ziemlich einzelt da.

Die zahlreichen Fälle, wo amorphe Stoffe Wasser in größerer Menge aufnehmen, die Quellungserscheinungen, dürfen wir natürlich nach den von uns gegebenen Definitionen des amorphen Zustandes hier nicht hineinrechnen. Auf die Vorgänge bei der Entwässerung von Gallerten, z. B. der Kieselsäuregallerte und Tonerdegallerte werden wir im Kapitel 12 eingehend zurückkommen.

### Dreistoffsysteme.

Sind zwei Stoffe in Wasser gelöst, so können wir natürlich auch dieses System wie jedes beliebige aus drei Komponenten bestehende behandeln. Solche ternäre Systeme haben wir ja im vorangegangenen Kapitel kennen gelernt.

1) Friedel, Bull. Soc. chim. 22 (1899), S. 86 und Bodländer, N. Jahrb. f. Min., Beil., Bd. 12, 52 (1899).

2) Zeitschr. f. anorg. Chem. 68, 317 (1910). Siehe auch Löwenstein, Zeitschrift f. anorg. Chem. 63, 69 (1908).



Für das Studium wäßriger Lösungen empfiehlt sich jedoch mehr eine andere Darstellungsweise, aus der gerade die Änderungen bei isothermer Verdampfung leicht zu ersehen sind.

### Das isotherme Diagramm.

In einem rechtwinkligen Koordinatensystem (Fig. 78) tragen wir die in einer bestimmten Menge Lösungsmittel (in unserem speziellen Fall Wasser) bei einer bestimmten Temperatur  $t$  gelöste Menge der einen Komponente  $A$  auf der Ordinate, die der anderen  $B$  auf der

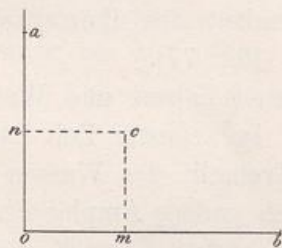


Fig. 78.



Fig. 79.

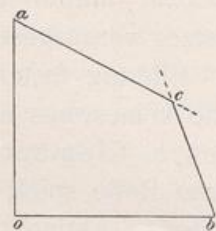


Fig. 80.

Abszisse  $ab$  (ausgedrückt in Molen auf 100 Mole Wasser). Die Punkte  $a$  und  $b$  würden dann an  $A$  bzw.  $B$  gesättigte Lösungen darstellen. Lösungen, die gleichzeitig  $A$  und  $B$  enthalten, werden durch einen beliebigen Punkt im Innern des von den Koordinaten eingeschlossenen Feldes gegeben sein. So stellt z. B. der Punkt  $c$  eine Lösung dar, die  $n$  Mole des Stoffes  $A$  und  $m$  Mole des Stoffes  $B$  in 100 Molen Wasser gelöst enthält.

Setzen wir zu der gesättigten Lösung eines Stoffes  $A$  in Wasser einen anderen Stoff  $B$  hinzu, so kann dreierlei eintreten: entweder die Löslichkeit wird durch diesen Zusatz nicht geändert, dann wird auch, wie leicht thermodynamisch zu beweisen ist, die Löslichkeit von  $B$  durch einen Zusatz von  $A$  nicht geändert. Dieser Fall wird im allgemeinen bei relativ schwer löslichen Stoffen eintreten.

Bei stärkeren Konzentrationen der Zusätze wird fast stets ein Einfluß zu beobachten sein und zwar wird die Löslichkeit erhöht oder erniedrigt werden können. Unter allen Umständen tritt zunächst eine Erniedrigung ein, wenn es sich um die Lösung von Elektrolyten handelt, die ein Ion gemeinsam haben, also z. B. Kaliumsulfat und Kaliumchlorid oder Natriumchlorid und Magnesiumchlorid. In diesem Fall geht die Notwendigkeit einer Erniedrigung aus dem Massenwirkungs-