



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Lehrbuch der Experimentalphysik

Lommel, Eugen von
Leipzig, 1908

111. Kältemischungen

[urn:nbn:de:hbz:466:1-83789](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-83789)

gleiche Erstarrungspunkte. Diese Sätze werden benutzt, um mit Hilfe der Gefrierpunkterniedrigungen die Molekulargewichte gelöster Substanzen zu ermitteln. Doch gelten die angegebenen Beziehungen nur für verdünnte Lösungen indifferenten organischer Substanzen. Lösungen anorganischer Salze zeigen Abweichungen, die mit der Eigenschaft dieser Lösungen, den elektrischen Strom zu leiten, in Zusammenhang stehen (210).

Bei dem Erstarren verdünnter Lösungen geht aber nur das Lösungsmittel in den festen Zustand über. Aus den wässerigen Salzlösungen scheidet sich beim Erstarrungspunkte reines Eis aus. Die zurückbleibende Lösung wird durch diese Ausscheidung des Lösungsmittels konzentrierter und dementsprechend sinkt ihr Erstarrungspunkt. Während also reines Wasser von 0° bei Wärmeentziehung seine Temperatur so lange behält, bis alles Wasser sich in Eis von 0° verwandelt hat, sinkt bei einer Lösung die Temperatur immer tiefer, je mehr von dem Lösungsmittel sich ausscheidet, bis schließlich die übrig bleibende, ursprünglich verdünnte Lösung zu einer gesättigten Lösung geworden ist. Von diesem Augenblick an scheidet sich bei weiterer Wärmeentziehung Eis und Salz zusammen in solchem Verhältnis aus, daß die übrig bleibende Lösung ihre Zusammensetzung nicht mehr ändert und die Erstarrungstemperatur daher konstant bleibt.

Geht man statt von einer verdünnten von einer ursprünglich gesättigten Lösung aus (77), so findet das Umgekehrte statt. Bei der Abkühlung der Lösung scheidet sich Salz aus; die übrig bleibende Lösung wird daher immer weniger konzentriert, bleibt aber gesättigt für die jeweilige Temperatur. Letztere sinkt bei andauernder Wärmeentziehung immer tiefer, bis die Erstarrungstemperatur der gesättigten Lösung erreicht ist, bei der Salz und Eis gemeinsam sich ausscheiden. Dies ist natürlich die gleiche Temperatur, die oben als tiefster Gefrierpunkt der Salzlösung gefunden war.

Für eine Lösung von Kochsalz in Wasser ist dieser tiefste Erstarrungspunkt, bei dem Eis und Salz gleichzeitig ausfallen, -22° und die Konzentration der Lösung beträgt dabei 33 Prozent Salz auf 100 g Wasser. Man bezeichnet eine Lösung von solcher Zusammensetzung, daß sie bei konstanter Temperatur erstarrt, wie ein einheitlicher Körper, als ein Kryohydrat (eutektische Mischung).

111. Kältemischungen. Wie beim Schmelzen, so wird auch bei der Auflösung eines festen Körpers in einem Lösungsmittel im allgemeinen Wärme verbraucht oder „gebunden“. Während aber die zur Schmelzung erforderliche Wärme durch Erwärmen von außen her geliefert werden muß, kann die Auflösung eines festen Körpers in einer Flüssigkeit auch ohne äußere Wärmezufuhr vor sich gehen. Dann muß aber die zur Auflösung des festen Körpers nötige Wärmemenge (Lösungswärme) aus den Bestandteilen der Lösung selbst entnommen werden und deren Temperatur demnach sinken. Wirft man eine Handvoll gepulverten Salpeter in ein Glas Wasser, so

erkaltet die Lösung um einige Grade. Durch rasche Auflösung von salpetersaurem Ammoniak in der gleichen Gewichtsmenge Wasser erniedrigt sich die Temperatur um 27° , durch Auflösung von Rhodankalium sogar um 34° . Diese Wirkung kann man beträchtlich steigern, wenn man statt Wasser Schnee oder Eis nimmt. Während Eis mit Wasser ein Gemisch nicht unter 0° gibt, löst sich Eis in einer Salzlösung, deren Gefrierpunkt nach obigem unter 0° liegt, so lange auf, bis durch den großen dabei stattfindenden Wärmeverbrauch die Temperatur dieses Gefrierpunktes erreicht ist. Da nun für konzentrierte Lösungen diese Gefrierpunkte sehr tief liegen, so kann man durch Mischen von Schnee und Eis mit einem passenden Salz beträchtliche Temperaturerniedrigungen erhalten, die gleichzeitig durch den beim Lösen des Salzes und beim Schmelzen des Eises stattfindenden Wärmeverbrauch hervorgebracht werden. Mischt man fein gestoßenes Eis mit der halben Gewichtsmenge Kochsalz, so sinkt die Temperatur auf 20° unter Null. Dieser Mischung bedienen sich die Zuckerbäcker, um Gefrorenes zu bereiten. Schnee und die doppelte Menge kristallisiertes Chlorcalcium geben sogar ein Gemisch von -42° C. Verdünnte Schwefelsäure, auf Schnee gegossen, zwingt denselben zu raschem Schmelzen und bewirkt dadurch eine Temperaturerniedrigung bis zu $40-50^{\circ}$ unter Null.

Die bei der Auflösung verbrauchte Wärme kommt wieder zum Vorschein, wenn der gelöste Körper sich im festen Zustande ausscheidet. Wirft man in eine übersättigte (77) Lösung von schwefelsaurem Natrium (Glaubersalz) einen Kristall dieses Salzes, so tritt sofort Kristallbildung ein und die ganze Masse erwärmt sich beträchtlich.

112. Kristallisationswärme. Verbindungswärme. Schwefelsaures Kupfer bildet mit Wasser zusammen schöne blaue Kristalle (Kupfervitriol). Beim Erhitzen entweicht das Wasser, welches als fester Bestandteil in den festen Kristallen enthalten war, und das wasserfreie Salz bleibt als hellgraues Pulver zurück. Fügt man nun Wasser hinzu, so wird die Masse wieder blau, indem ein Teil des Wassers als Kristallwasser in den festen Zustand übergeht, und es tritt beträchtliche Erhitzung ein (Kristallisationswärme). Der in der Natur vorkommende Gips, schwefelsaures Calcium mit Kristallwasser, verliert das letztere beim Erhitzen (Brennen); der pulverförmige gebrannte Gips, mit Wasser zu einem Brei angerührt, wird in bekannter Weise zu Abgüssen verwendet, weil der wasserfreie Gips das beigemischte Wasser als Kristallwasser aufnimmt und deswegen die ganze Masse rasch erstarrt; dies geschieht unter bedeutender Erwärmung.

Festwerden flüssigen Wassers findet auch statt beim Löschen des gebrannten Kalkes, das bekanntlich von heftiger Wärmeentwicklung begleitet ist. Der gebrannte Kalk (Calciumoxyd, CaO), dargestellt durch Erhitzen von Kalkstein (kohlensaures Calcium, $CaCO_3$) im Kalkofen, wobei die Kohlensäure entweicht, verbindet sich nämlich mit