Teste dein Wissen mit Aufgaben aus der ChemieOlympiade!

Aggregatzustände von Wasser

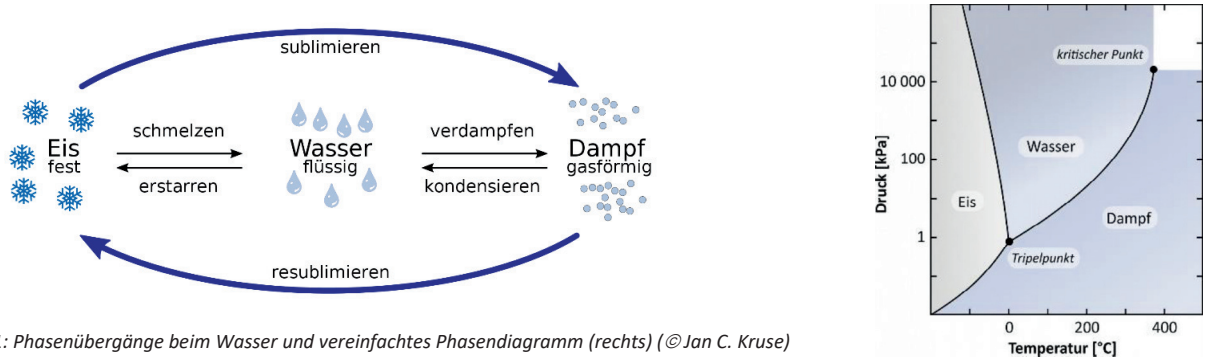

Abb. 1: Phasenübergänge beim Wasser und vereinfachtes Phasendiagramm (rechts) (© Jan C. Kruse)

Aus dem Unterricht ist Dir sicher bekannt, dass Wasser in drei verschiedenen Aggregatzuständen auftreten kann: als festes Eis, flüssiges Wasser und gasförmiger Dampf.

Im Wasserdampf sind die Wassermoleküle so weit voneinander entfernt, dass sie sich - außer durch Stöße - nicht gegenseitig beeinflussen. Im Eis hat jedes Wassermolekül seinen festen Platz in einer regelmäßigen kristallinen Anordnung (*Fernordnung*). In flüssigem Wasser ist die Fernordnung aufgebrochen und Cluster von wenigen Wassermolekülen bewegen sich aneinander vorbei. Diese Cluster werden durch Wasserstoffbrücken zwischen Molekülen gebildet (*Nahordnung*). Üblicherweise sind die mittleren Abstände der einzelnen Moleküle in Flüssigkeiten höher als in Feststoffen. Das lässt sich darauf zurückführen, dass die Moleküle bei einer höheren Temperatur mehr kinetische Energie haben und sich schneller bewegen, sodass die Teilchen weniger dicht angeordnet sind. Deshalb weisen die meisten Stoffe im festen Zustand eine höhere Dichte auf als im flüssigen Zustand. Außerdem nimmt die Dichte der meisten Flüssigkeiten beim Erwärmen ab. Dies lässt sich mit einem Beispiel aus dem Sportunterricht vergleichen: Eine Pyramide mit 10 Klassenkameraden benötigt wesentlich weniger Platz in der Turnhalle als ein Ballspiel, bei dem sich 10 Spieler in zwei Teams den Ball zuspielen.

IChO-Aufgabe aus der 1. Runde 2021: ***Der Kampf gegen Eis und Dampf – die chemischen Tricks der Pflanzen***

Anders als die meisten Tiere müssen Pflanzen ihr ganzes Leben an einem Ort verbringen. Sie sind daher sehr wechselhaften Bedingungen ausgesetzt und haben Anpassungsmöglichkeiten entwickelt, um z. B. sowohl heiße Sommer als auch kalte Winter gut zu überstehen.

Nicht nur zugeführte Wärme kann die Pflanzen vor Herausforderungen stellen. Auch Temperaturen unter dem Gefrierpunkt sorgen bei manchem Gärtner für Kopfzerbrechen.

a) Zeichnen Sie einen Ausschnitt aus der Kristallstruktur von natürlichem Eis und begründen Sie, wie Pflanzen durch Gefrieren von Wasser in den Zellen geschädigt werden.

Zum Glück haben die Pflanzen im Laufe der Zeit Strategien entwickelt, um zu verhindern, dass es bei niedrigen Temperaturen im Winter zu Frostschäden in Zellen und Geweben kommt.

b) Erklären Sie, warum es Pflanzen hilft, im Winter Frost zu überstehen, wenn sie in ihren Zellen Glucose aus gespeicherter Stärke freisetzen.

Eine Veränderung der Lipidzusammensetzung in der Zellmembran trägt dazu bei, dass die Membran auch bei geringeren Temperaturen nicht starr wird.

c) Ordnen Sie die folgenden Fettsäuren absteigend nach ihrem Schmelzpunkt und begründen Sie Ihre Zuordnung: Elaidinsäure, Linolensäure, Ölsäure, Palmitinsäure, Stearinsäure.

Wenn die natürlichen Schutzmaßnahmen gegen Frost nicht ausreichen oder bei Pflanzen, die sich z. B. während der Blüte normalerweise nicht gegen Frost schützen müssen, ist es möglich, einen Frostschutz über künstliche Beregnung zu erreichen. Beispielsweise werden Obstbäume oder Reben so bei späten Nachtfrösten vor dem Erfrieren der empfindlichen Blüten und Triebe geschützt.

d) Erklären Sie, weshalb Knospen und Blüten dadurch länger vor Temperaturen unterhalb des Gefrierpunkts geschützt sind.

e) Erläutern Sie, welchen Einfluss Wind und relative Luftfeuchtigkeit auf die Anwendung dieser Methode haben.

Gefrierpunktserniedrigung

Wusstest Du, dass Eisberge, die auf dem Meer schwimmen, zum Süßwasser gehören? Selbst wenn sie sich direkt aus Meerwasser bilden, enthält das feste Eis nur Wassermoleküle. Die Salze bleiben im Meer zurück und erhöhen dort die Salzkonzentration oder werden als Salzsole in Kavernen und sonstigen Hohlräumen im Eis eingeschlossen [1]. Warum das so ist, lässt sich am Phasendiagramm des Systems Wasser/Natriumchlorid (Abb. 2) zeigen. Salze lösen sich bis zu einer bestimmten temperaturabhängigen Konzentration in Wasser. Wird mehr Salz zugegeben, gibt es neben der *gesättigten Lösung* feste Salzkristalle am Boden.

In den Ozeanen beträgt der Salzgehalt im Mittel 3,47 %, also 34,7 g Salz pro kg Meerwasser, der größte Teil davon ist Natriumchlorid. Reines Wasser kristallisiert bei 0 °C. Durch das gelöste Salz wird der Gefrierpunkt der Lösung verringert. Für verdünnte Lösungen ist die Gefrierpunktserniedrigung proportional zur gelösten Stoffmenge. Auch das siehst Du im Phasendiagramm: Der Gefrierpunkt entspricht der Linie zwischen flüssiger Salzlösung und flüssiger Salzlösung mit Eiskristallen. Die Proportionalitätskonstante ist dabei charakteristisch für das Lösungsmittel, z. B. Wasser, aber unabhängig vom gelösten Stoff. Deshalb wird die Gefrierpunktserniedrigung als *kolligative Eigenschaft* der Lösung bezeichnet (lat. *colligere* = sammeln).

© 2021 Wiley-VCH GmbH

Kühlt die Mischung weiter ab, wandert das System entlang dieser Linie. Dabei erhöht sich die Salzkonzentration im Meer und es entstehen Eisberge aus Süßwasser. In einem Eisberg eingeschlossene Salzsole kann daher flüssig sein, selbst wenn die Temperatur im Eisberg unterhalb von 0 °C liegt. Erst wenn die Temperatur unter −21 °C sinkt, gibt es keine flüssige Phase mehr. Stattdessen bilden sich nebeneinander Salz- sowie Eiskristalle. Auch hier wird kein Salz in die Eiskristalle eingelagert.

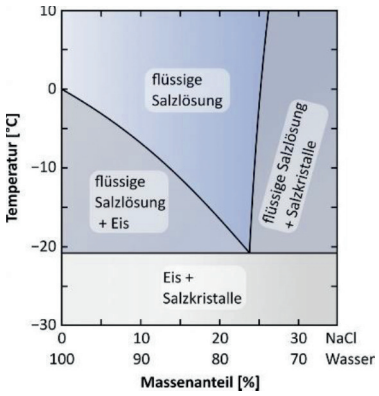

Abb. 2: Phasendiagramm des Systems H_2O/NaCl, verändert nach [1] (© Jan C. Kruse)

Versuch 1: Gefrierpunktserniedrigung

1. *Herstellung der Kältemischung* [2]:

Zerstoßt Eis und füllt dieses in Schichten von ca. 2 bis 3 cm abwechselnd mit Schichten von ca. 1 cm Kochsalz in eine Plastikschale (alternativ Becherglas oder Kristallisierschale). Vermischt diese Kältemischung mit einem Spatel. Notiert die Temperatur, sobald sie konstant ist. Sie sollte unter -15 °C liegen.

2. *Vorbereitung der Lösungen* [3]:

Jede Gruppe erhält einen anderen Stoff, um die jeweilige Gefrierpunktserniedrigung zu messen. Beispielsweise können Kochsalz, Natriumacetat, Calciumchlorid, Haushaltszucker, Traubenzucker oder weitere wasserlösliche Substanzen verwendet werden. Es werden pro Gruppe 6 Reagenzgläser mit jeweils 50 mL deionisiertem Wasser befüllt. Darin löst ihr die jeweiligen Masse eurer Substanz.

3. Durchführung der Messungen:

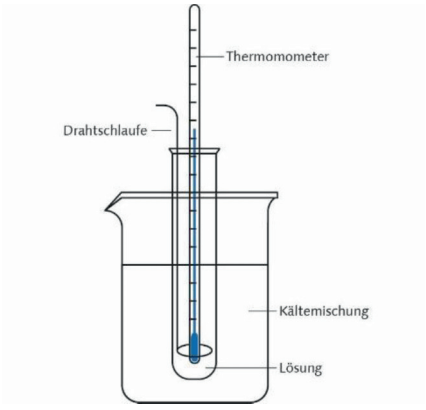

Abb. 3: Skizze des Versuchsaufbaus [3] (© IPN Grafik)

Spannt das Thermometer (−15 bis +5 °C) sowie das Reagenzglas so ein, dass sie sich nicht berühren. Legt eine Drahtschlinge einmal um das Thermometer herum, so dass sie frei beweglich ist. Sie dient dem Mischen der Lösung durch Auf- und Abbewegen (Abb. 3). Platziert das Reagenzglas in der Kältemischung, pipettiert 10 mL der jeweiligen Lösung in dieses Reagenzglas und durchmischt die Lösung mit der Drahtschlinge, bis sie erstarrt ist. Notiert dabei über 15 min alle 20 s die Temperatur.

Tragt die erhaltenen Messwerte in einem Diagramm auf. Erläutert, wie ihr in der Grafik den Gefrierpunkt bestimmen könnt. Fertigt zu diesem Versuch ein vollständiges Versuchsprotokoll an.

4. *Auswertung der Ergebnisse:*

Nachdem alle Gruppen ihre Gefrierpunkte bestimmt haben, sammelt die Daten in der Klasse und tragt die beobachteten Gefrierpunktserniedrigungen in einem Diagramm auf. Diskutiert nun die Unterschiede zwischen den verschiedenen Lösungen. Dabei kann auch ein Blick in die Lehrbücher [4, 5] helfen.

	m	0,0 g	2,5 g	5,0 g	7,5 g	10,0 g
Natriumchlorid	n_{Stoff}					
	T_m					
Natriumacetat	n_{Stoff}					
	T_m					
Calciumchlorid	n_{Stoff}					
	T_m					
Saccharose	n_{Stoff}					
	T_m					
Traubenzucker	n_{Stoff}					
	T_m					
...	n_{Stoff}					
	T_m					

Beantworte dazu folgende Fragen:

a) Welchen Einfluss hat die eingesetzte Masse auf den Gefrierpunkt?
b) Welchen Einfluss hat die eingesetzte Stoffmenge auf den Gefrierpunkt?
c) Welche weiteren Einflüsse hat die Art des eingesetzten Stoffes?
d) In welchem Temperaturbereich ist der Einsatz von Streusalz aus Natriumchlorid sinnvoll?

Zum Nachlesen und Nachschlagen

[1] www.meereisportal.de/meereiswissen/was-ist-meereis/entstehung-von-meereis/gefrierprozess-von-meereis/ (letzter Aufruf am 04.11.2020).
[2] www.chemieunterricht.de/dc2/tip/08_98.htm (letzter Aufruf am 04.11.2020).
[3] www.chemieunterricht.de/dc2/auto/a-v-sa02.htm (letzter Aufruf am 04.11.2020).
[4] Atkins, Peter W., de Paula, Julio (2020). Kurzlehrbuch Physikalische Chemie. Weinheim Wiley-VCH, 5. Aufl., 162ff.
[5] Wedler, G., Freund, H.-J. (2018). Lehr- und Arbeitsbuch Physikalische Chemie. Weinheim, Wiley-VCH, 7. Aufl., 189ff.

Viel Spaß wünschen Jan Kruse, Sonja Hanebaum, Klaus Ruppersberg und die Redaktion!

© 2021 Wiley-VCH GmbH