

# Grundlagen der Chemie

## Lösungen

Prof. Annie Powell

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie



# Inhalte

- Konzentrationsmaße
- Wasser als Lösungsmittel
- Solvatation, Hydratation
- Entropie, freie Enthalpie, freie Standardbildungsenthalpie
- Beeinflussung der Löslichkeit durch Temperatur und Druck

# Lösungen

- Lösungen sind homogene Gemische.
- Die Komponente mit dem größten Mengenanteil wird Lösungsmittel genannt.
- Die Menge eines gelösten Stoffes in einer gegebenen Menge Lösung nennt man Konzentration.
- Eine Lösung, in der die maximal auflösbare Menge eines Stoffes enthalten ist, heißt gesättigte Lösung.
- Lösungen mit geringerer Konzentration sind ungesättigt.

# Konzentrationsmaße

- Gebräuchliche Konzentrationsmaße sind **Molarität** und **Masseprozent** (Gewichtsprozent).
- Bei der **Molarität** wird die Anzahl Mole eines Stoffes angegeben, die in einem Volumen von 1 l vorhanden sind. z.B. 1 l einer wässrigen HCl-Lösung enthält 0,2 mol HCl. Dann ist die Konzentration 0,2 molar oder 0,2 M:

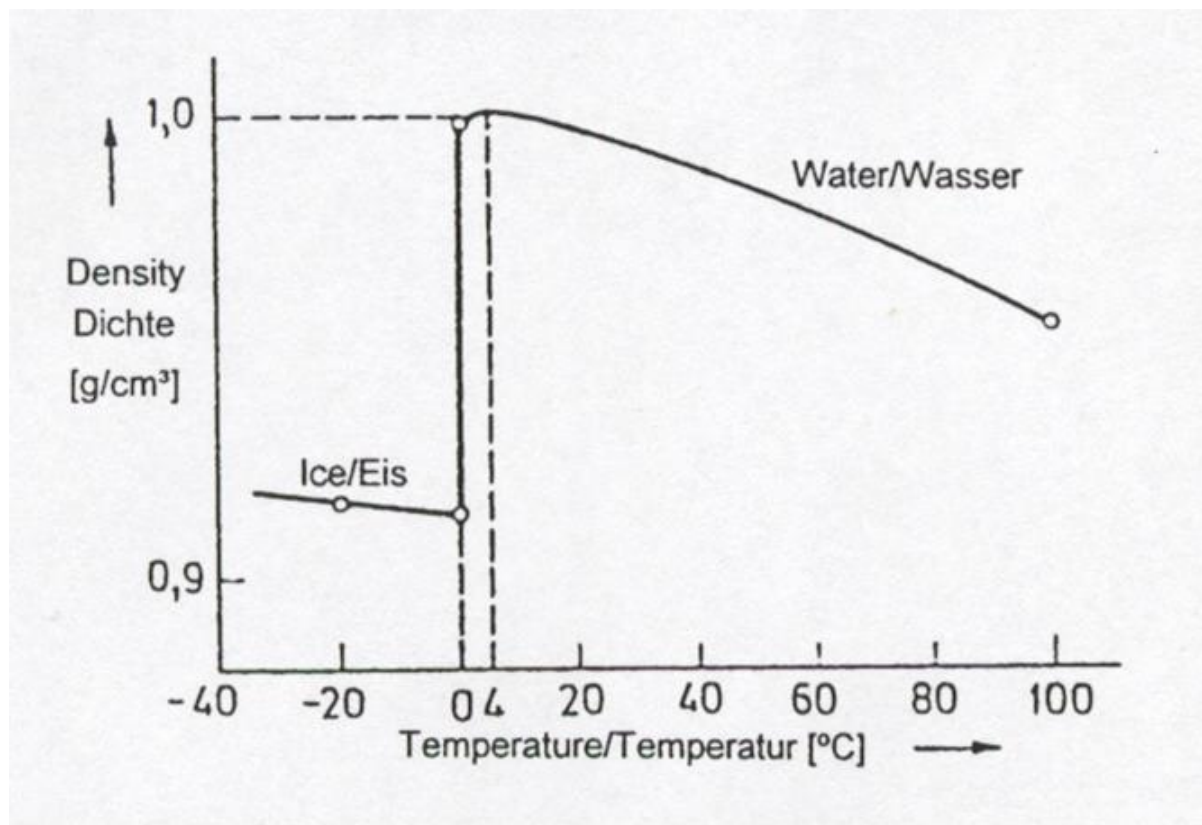
$$c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol l}^{-1}, \text{ oder } c_{\text{HCl}} = 0,2 \text{ mol l}^{-1}, \text{ oder } [\text{HCl}] = 0,2 \text{ mol l}^{-1}$$

Beachte: die **Molalität**: die Zahl der Mole pro kg Lösungsmittel. z.B. eine 1-molale, wässrige NaOH-Lösung enthält 1 mol NaOH in 1 kg Wasser.

- Bei der Angabe von **Massenprozenten**, Masse-%, oft auch Gewichtsprozent, Gew.-%, wird die Menge eines Stoffes in Gramm angegeben, die in 100 g Gesamtmenge vorhanden ist. z.B. Verdünnte Schwefelsäure enthält etwa 9 Masse-%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . 100g verdünnte Schwefelsäure bestehen aus 9 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und 91 g Wasser.

# Wasser als Lösungsmittel

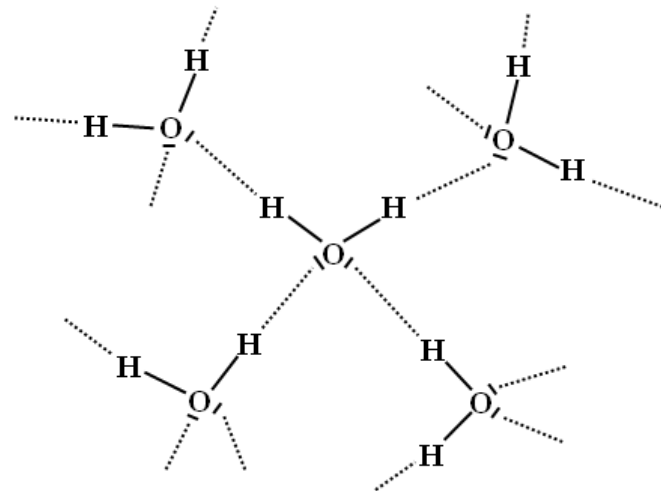
- **Flüssiges Wasser hat bei 4 °C seine größte Dichte.**
- Ausgehen von 4 °C dehnt sich Wasser sowohl beim abkühlen wie beim Erwärmen aus – die sogenannte **Anomalie des Wassers**.



# Wasser als Lösungsmittel

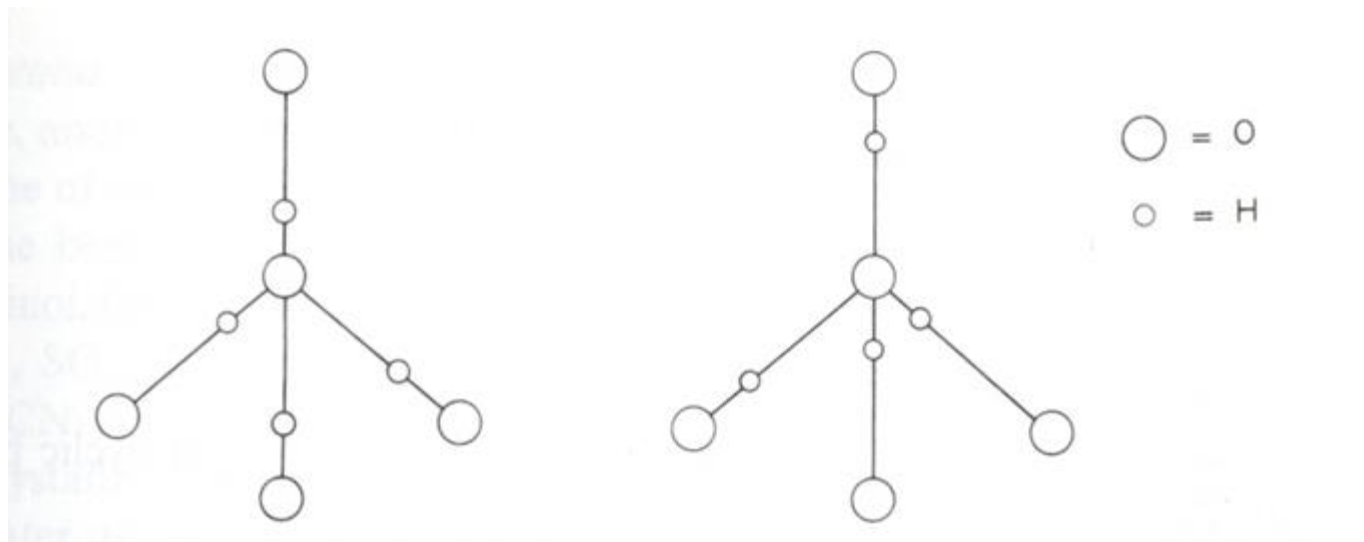
- Bei 0 °C gefriert Wasser zu Eis.
- Die Struktur von Eis, wie die Struktur des flüssigen Wassers, wird durch **Wasserstoffbrückenbindungen** vermittelt.
- Hier gibt es eine starke Dipol-Dipol-Wechselwirkung, bei der die positiv polarisierten H-Atome eine Anziehung durch die negativ polarisierten O-Atome erfahren, die durch die freien Elektronenpaare der O-Atome vermittelt wird

$$\chi_O = 3,44; \chi_H = 2,20$$



# Wasser als Lösungsmittel

- Eis hat eine ungewöhnlich „luftige“ Struktur, da jedes O-Atom nur vier weitere O-Atome als Nachbarn besitzt (vgl. Metalle mit üblicherweise zwölf nächsten Nachbarn um jedes Atom). Die H-Atome befinden sich auf den Verbindungslinien der Sauerstoffatome.



# Wasser als Lösungsmittel

- Die geringe Raumerfüllung in der Eisstruktur ist die Ursache für die Anomalie des Wassers und für die geringe Dichte von Eis, die kleiner als die Dichte des flüssigen Wassers am Schmelzpunkt ist - Eis schwimmt auf Wasser!

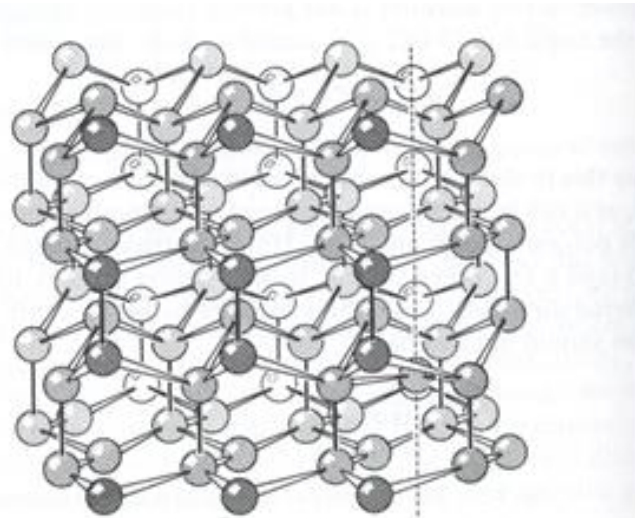


Fig. 5-6. The structure of ice I. Only the oxygen atoms are shown.

- Beim Schmelzen bricht die luftige Struktur zugunsten einer dichteren Packung der  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküle zusammen. Die Strukturmerkmale des Eises werden beim weiteren Erwärmen nur allmählich abgebaut und es kommt zur Anomalie.



# Wasser als Lösungsmittel

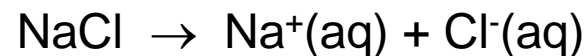
- Die Existenz Wasserstoffbrücken ist auch die Ursache weiterer Besonderheiten. z.B. der Siedepunkt von Wasser ist für eine Verbindung der Molekülmasse 18 u ungewöhnlich hoch.

	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)	Molekül- masse u
H <sub>2</sub> O	0	+100	18,02
H <sub>2</sub> S	-85	-60	34,08
H <sub>2</sub> Se	-60	-41	80,98
H <sub>2</sub> Te	-49	-2	129,62

- Wasser ist auch ein sehr wichtiges Lösungsmittel für ionisch aufgebaute und polare Stoffe, indem sich die polaren Wassermoleküle um die geladenen Teilchen des gelösten Stoffes herumlagern: **Hydratation**.

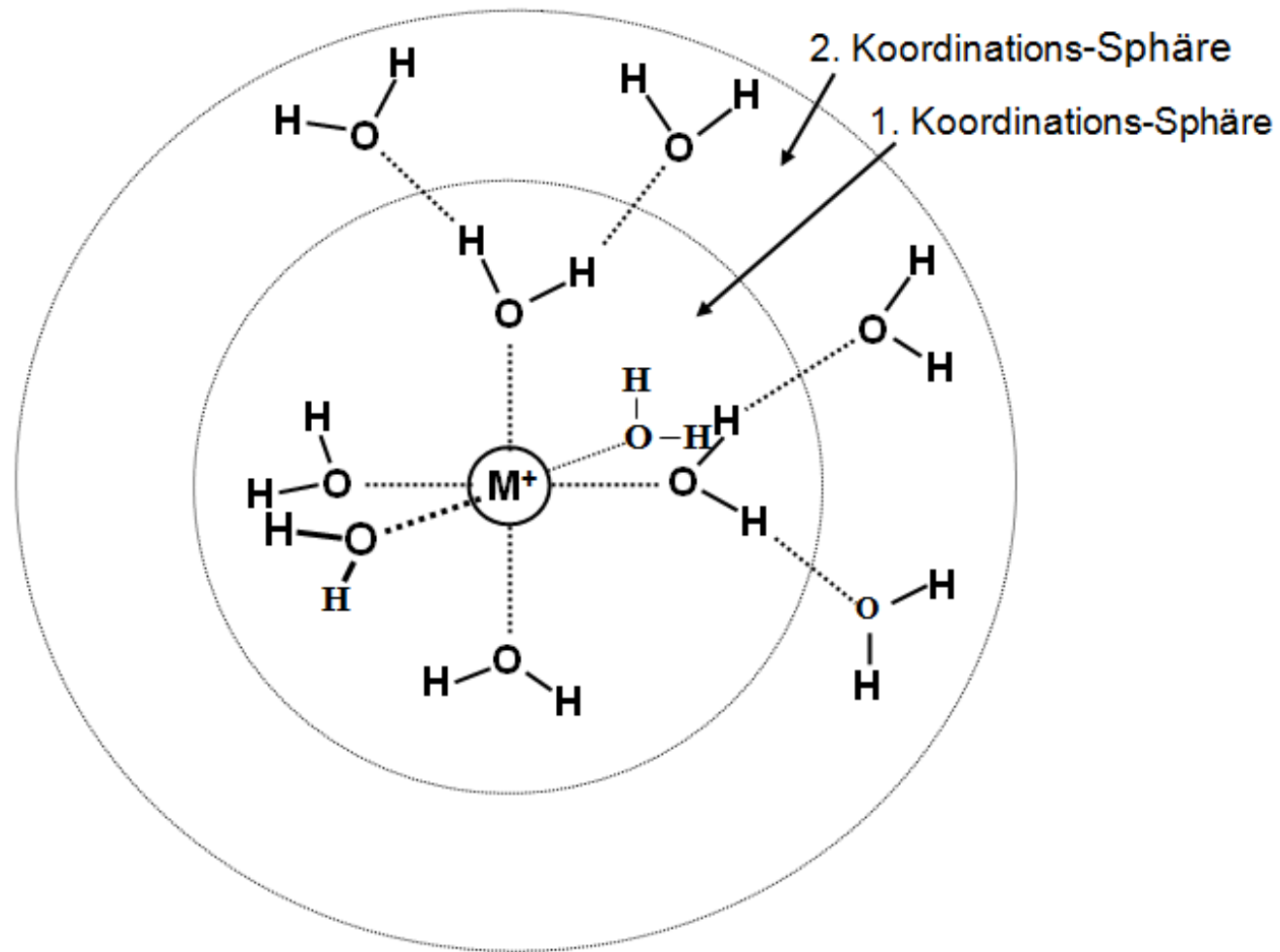
# Solvatation, Hydratation

- Ein Salz wie NaCl ist eine stabile Verbindung, deren stark exotherme Bildung aus den Elementen eine Folge der hohen Gitterenergie des Ionenkristalls ist. Trotzdem wird NaCl durch Wasser gelöst. Wasser hydratisiert die Ionen des Kristalls: die Ionen werden von den dipolaren Wassermolekülen umhüllt und voneinander getrennt. Das Salz dissoziiert:



- $\text{Na}^+(\text{aq})$  steht für ein Ion des Typs  $[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_6]^+$ , bei dem sechs Wassermoleküle in Form eines Oktaeders mit ihrem negativen geladenen O-Atomen an das  $\text{Na}^+$ -Ion koordiniert sind.

# Solvatation, Hydratation



# Solvatation, Hydratation

- Die Anionen sind nicht so stark an die Wassermoleküle gebunden aber es gibt doch eine Wechselwirkung zwischen den positiv polarisierten H-Atomen und den Anionen.
- Bei der Reaktion mancher polarer aber nicht aus Ionen aufgebauter Stoffe werden erst bei der Reaktion mit Wasser Ionen gebildet. z.B. Bei Salzsäure kommt es zur Bildung Ionen durch die Übertragung eines H<sup>+</sup>-Ions von HCl auf H<sub>2</sub>O (siehe auch „Säuren und Basen“)

