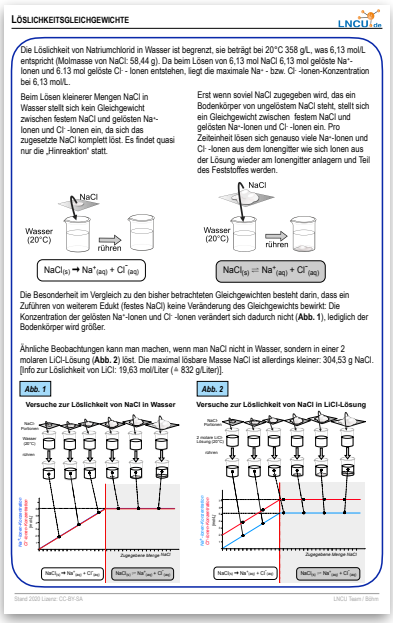

LÖSLICHKEITSGLEICHGEWICHTE

Die Löslichkeit von Natriumchlorid in Wasser ist begrenzt, sie beträgt bei 20°C 358 g/L, was 6,13 mol/L entspricht (Molmasse von NaCl: 58,44 g). Da beim Lösen von 6,13 mol NaCl 6,13 mol gelöste Na⁺-Ionen und 6,13 mol gelöste Cl⁻ - Ionen entstehen, liegt die maximale Na⁺ - bzw. Cl⁻ -Ionen-Konzentration bei 6,13 mol/L.

Beim Lösen kleinerer Mengen NaCl in Wasser stellt sich kein Gleichgewicht zwischen festem NaCl und gelösten Na⁺- Ionen und Cl⁻ -Ionen ein, da sich das zugesetzte NaCl komplett löst. Es findet quasi nur die „Hinreaktion" statt.

Erst wenn soviel NaCl zugegeben wird, das ein Bodenkörper von ungelöstem NaCl steht, stellt sich ein Gleichgewicht zwischen festem NaCl und gelösten Na⁺-Ionen und Cl⁻ -Ionen ein. Pro Zeiteinheit lösen sich genauso viele Na⁺-Ionen und Cl⁻ -Ionen aus dem Ionengitter wie sich Ionen aus der Lösung wieder am Ionengitter anlagern und Teil des Feststoffes werden.

NaCl
Wasser (20°C)
rühren

$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

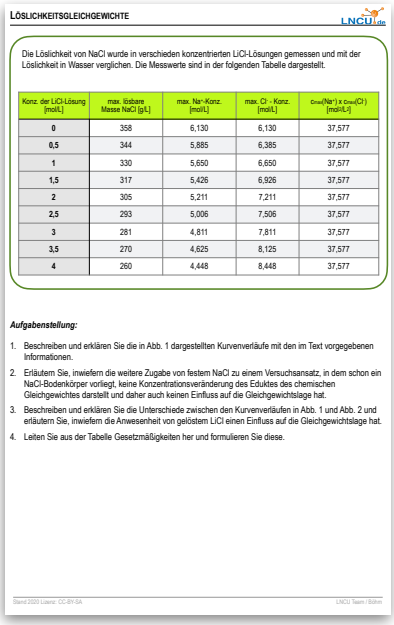
$NaCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Die Besonderheit im Vergleich zu den bisher betrachteten Gleichgewichten besteht darin, dass ein Zuführen von weiterem Edukt (festes NaCl) keine Veränderung des Gleichgewichts bewirkt: Die Konzentration der gelösten Na⁺-Ionen und Cl⁻ -Ionen verändert sich dadurch nicht (**Abb. 1**), lediglich der Bodenkörper wird größer.

Ähnliche Beobachtungen kann man machen, wenn man NaCl nicht in Wasser, sondern in einer 2 molaren LiCl-Lösung (**Abb. 2**) löst. Die maximal lösbare Masse NaCl ist allerdings kleiner: 304,53 g NaCl. [Info zur Löslichkeit von LiCl: 19,63 mol/Liter (≙ 832 g/Liter)].

Abb. 1
Versuche zur Löslichkeit von NaCl in Wasser

Abb. 2
Versuche zur Löslichkeit von NaCl in LiCl-Lösung


LÖSLICHKEITSGLEICHGEWICHTE

Die Löslichkeit von NaCl wurde in verschieden konzentrierten LiCl-Lösungen gemessen und mit der Löslichkeit in Wasser verglichen. Die Messwerte sind in der folgenden Tabelle dargestellt.

Konz. der LiCl-Lösung [mol/L]	max. lösbare Masse NaCl [g/L]	max. Na^+-Konz. [mol/L]	max. Cl^- - Konz. [mol/L]	$c_{max}(Na^+) \times c_{max}(Cl^-)$ [mol²/L²]
0	358	6,130	6,130	37,577
0,5	344	5,885	6,385	37,577
1	330	5,650	6,650	37,577
1,5	317	5,426	6,926	37,577
2	305	5,211	7,211	37,577
2,5	293	5,006	7,506	37,577
3	281	4,811	7,811	37,577
3,5	270	4,625	8,125	37,577
4	260	4,448	8,448	37,577

Aufgabenstellung:

1. Beschreiben und erklären Sie die in Abb. 1 dargestellten Kurvenverläufe mit den im Text vorgegebenen Informationen.
2. Erläutern Sie, inwiefern die weitere Zugabe von festem NaCl zu einem Versuchsansatz, in dem schon ein NaCl-Bodenkörper vorliegt, keine Konzentrationsveränderung des Eduktes des chemischen Gleichgewichtes darstellt und daher auch keinen Einfluss auf die Gleichgewichtslage hat.
3. Beschreiben und erklären Sie die Unterschiede zwischen den Kurvenverläufen in Abb. 1 und Abb. 2 und erläutern Sie, inwiefern die Anwesenheit von gelöstem LiCl einen Einfluss auf die Gleichgewichtslage hat.
4. Leiten Sie aus der Tabelle Gesetzmäßigkeiten her und formulieren Sie diese.

Musterlösung

Besprechung

Aufgabe 1: ***Beschreiben und erklären Sie die in Abb. 1 dargestellten Kurvenverläufe mit den im Text vorgegebenen Informationen.***

- Beschreibung: Bis zum Erreichen der Sättigung nimmt die Konz. der Na^{+}- und Cl^- - Ionen mit zunehmender Menge des zugesetzten Natriumchlorids stetig zu.
- Erklärung: Beim Lösen des Natriumchlorids verlassen Na^{+}- und Cl^- -Ionen das Ionengitter und gehen als hydratisierte Na^{+}- und Cl^- -Ionen in Lösung.
- Ist die Lösung gesättigt, können keine weiteren Ionen in Lösung gehen, die Konzentrationen steigen also nicht weiter an, was sich im horizontalen Verlauf der Kurven widerspiegelt.
- Die abzulesende maximal erreichbare Konzentration liegt knapp über 6 mol/l, was den Angaben aus dem Infotext (6,13 mol/L) entspricht: 6,13 mol/L

Aufgabe 2: ***Erläutern Sie, inwiefern die weitere Zugabe von festem NaCl zu einem Versuchsansatz, in dem schon ein NaCl-Bodenkörper vorliegt, keine Konzentrationsveränderung des Eduktes des chemischen Gleichgewichtes darstellt und daher auch keinen Einfluss auf die Gleichgewichtslage hat.***

$$NaCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- Für das Edukt des Gleichgewichtes, das **feste** NaCl, kann man keine Konzentration angeben, da das **feste** Natriumchlorid überhaupt nicht gelöst ist.
- Demnach kann man auch nicht davon sprechen, dass mit einer Konzentrationserhöhung ein äußerer Zwang auf das chemische Gleichgewicht ausgelöst wird. (Als äußerer Zwang kommen nur Konzentrations-, Temperatur- oder Druckveränderungen in Frage.)

Aufgabe 3: ***Beschreiben und erklären Sie die Unterschiede zwischen den Kurvenverläufen in Abb. 1 und Abb. 2 und erläutern Sie, inwiefern die Anwesenheit von gelöstem LiCl einen Einfluss auf die Gleichgewichtslage hat.***

- Beschreibung: Bis zum Erreichen der Sättigung nimmt die Konz. der Na^{+}- und Cl^{-} - Ionen mit zunehmender Menge des zugesetzten Natriumchlorids genau wie im Ansatz mit Wasser stetig zu.
- Ist die Lösung gesättigt, können keine weiteren Ionen in Lösung gehen, die Konzentrationen steigen also nicht weiter an, die Kurven verlaufen demnach dann horizontal - genau wie im Ansatz mit Wasser.
- Unterschiede zum Versuchsansatz mit Wasser:

  Unterschied 1:
  - Die Konzentration der Cl^{-} -Ionen beträgt zu Versuchsbeginn schon 2 mol/L (im Gegensatz zu 0 mol/L im Vergleichsansatz mit Wasser) und liegt in jedem Versuchsstadium um 2 mol/L höher als die Na^{+}-Ionen-Konzentration.
  - Erklärung: Die höhere Chlorid-Ionen-Konzentration ist auf die Chlorid-Ionen zurückzuführen, die schon durch das enthaltene gelöste LiCl zurückzuführen (Konzentration: 2 mol/L)

  Unterschied 2:
  - Die Sättigung der Lösung mit NaCl ist bei einer kleineren Menge von NaCl erreicht, die zugesetzt wird. Die maximale Na^{+}-Ionen-Konzentration ist demnach auch kleiner als im Vergleichsansatz mit Wasser (etwas über 5 mol/L).
  - Erklärung über die Anwendung des Prinzips von Le Chatelier: Im Gegensatz zum Vergleichsversuch mit Wasser wurde die Chlorid-Ionen-Konzentration durch das zusätzlich schon vorher gelöste (und besser lösliche) Lithiumchlorid erhöht.
  - Das GG wird somit auf die Eduktseite verschoben, es entsteht vermehrt NaCl (bzw. es geht erst gar nicht so viel NaCl in Lösung)

Aufgabe 4: ***Leiten Sie aus der Tabelle Gesetzmäßigkeiten her und formulieren Sie diese.***

- Je höher die vorgegebene Lithiumchlorid-Konzentration, desto geringer die Löslichkeit von NaCl
- Die maximale Na^{+}-Ionen-Konz. entspricht genau der Stoffmenge an NaCl, die sich pro Liter Lösung gelöst hat. Da pro 1 mol sich lösendem NaCl genau 1 mol Na^{+}-Ionen freigesetzt wird, entspricht das den Erwartungen.
- Die maximale Chlorid-Ionen-Konzentration ist immer größer als die Na^{+}-Ionen-Konzentration. Die Differenz zwischen maximaler Chlorid-Ionen-Konz. und Na^{+}-Ionen-Konzentration entspricht der Konzentration der LiCl-Lösung.
- Die in Lösung befindlichen Chlorid-Ionen lassen sich auf zwei Quellen zurückführen: Zum einen das gelöste NaCl, zum anderen das gelöste LiCl. Die Menge der beim Lösen von NaCl freigesetzten Chlorid-Ionen entspricht der Menge der freigesetzten Na^{+}-Ionen. Die beim Lösen von LiCl freigesetzten Chlorid-Ionen kommen noch dazu. Daher verursachte diese Menge die Differenz der Konzentrationen.
- Das Produkt aus maximaler Na^{+} und Cl^{-} -Ionen-Konzentration ist konstant. Allgemein: In einer **gesättigten** Lösung ist das Produkt der Ionen-Konzentrationen eine konstante Größe. (Je größer die Chlorid-Ionen-Konzentration, desto kleiner die max. Na^{+}-Ionen-Konzentration….oder umgekehrt.)