

## 2 Lösungen

### 1. Konzentrationen

In der Chemie gibt es mehrere Möglichkeiten, die Konzentration einer Lösung anzugeben. In der Bauchemie werden die Konzentrationen meist in Massenanteilen oder Massenprozent angegeben.

Definition:

Die Konzentration in **Massenanteil** (= **Massenprozent**) gibt den Gehalt an gelöstem Stoff (in g) pro 100 g Lösung an.

Beispiel:

Eine 20%ige NaCl-Lösung enthält 20 g Kochsalz in 100 g Kochsalzlösung.

### 2. Herstellen einer Lösung

Stelle 50 g einer 7,5%igen Lösung von  $\text{NH}_4\text{Cl}$  her.

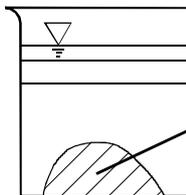
- 7,5%ige Lösung heißt: 7,5 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$  in 100 g Lösung.

3,75 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$  in 50 g Lösung.

- Um 50 g Lösung herzustellen braucht man 3,75 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$  und

50 - 3,75 = 46,25 g Wasser.

- Praktisches Vorgehen:



man wiegt ein Becherglas leer  $m_0$   
 man gibt 3,75 g NaCl hinzu  $m_0 + 3,75 \text{ g}$   
 man fügt Wasser hinzu, bis  $m_0 + 50 \text{ g}$

### 3. Molmasse

$$M = \frac{m}{n}$$

M: Molmasse = molare Masse in g/mol

m: Masse in g

n: Stoffmenge in mol

#### 4. Lösungen von Salzen mit Kristallwasser

Einige Salze enthalten in der festen Form Wasser, sogenanntes Kristallwasser, z.B.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Bei diesen Salzen muß das Kristallwasser bei der Berechnung der Lösung berücksichtigt werden, weil das Wasser mit gewogen wird.

##### Beispiel:

Eine 5%ige  $\text{CuSO}_4$ -Lösung enthält 5 g wasserfreies Kupfersulfat in 100 g Lösung.

Um 100 g dieser Lösung herzustellen, muß man die Menge  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  abwiegen, die 5 g  $\text{CuSO}_4$  enthält.

Molmasse von  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ :  $63,5\text{g} + 32\text{g} + 4 \cdot 16\text{g} + 5 \cdot 18\text{g} = 249,5\text{g}$

Molmasse von  $\text{CuSO}_4$ :  $63,5\text{g} + 32\text{g} + 4 \cdot 16\text{g} = 159,5\text{g}$

D.h.: 159,5 g  $\text{CuSO}_4$  sind enthalten in

1 g  $\text{CuSO}_4$  sind enthalten in

5 g  $\text{CuSO}_4$  sind enthalten in

$$\frac{249,5\text{g} \cdot 5}{159,5} = 7,82\text{g } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

#### 5. Weitere Konzentrationen

##### Volumenprozente

Die Konzentration in Volumenanteilen wird beim Lösen von Flüssigkeiten verwendet.

Definition:

Die Konzentration in **Volumenanteilen** gibt das Volumen des gelösten Stoffes (in  $\text{cm}^3$ ) in 100  $\text{cm}^3$  Lösung an.

##### Stoffmengenkonzentration (molare Lösungen) früher: Molarität

Definition:

Die **Stoffmengenkonzentration c** ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes (in mol) und dem Volumen V der Lösung (in l)

$$c = \frac{n}{V}$$

c: Stoffmengenkonzentration in mol/l

n: Stoffmenge in mol

m: Volumen in l

##### Beispiel:

Verdünnte Salzsäure mit  $c = 0,1\text{ mol/l}$  oder  $0,1\text{ M HCl}$ .

In 1 Liter Lösung sind 0,1 mol HCl (bzw. 3,65 g HCl)



## 6. Versuchsdurchführung

- Stelle nachfolgende Lösungen her. Beachte dabei jeweils etwaige Temperaturänderungen.
- Bestimme jeweils die Dichte der Lösungen mit zwei Methoden.
- Berechne jeweils die Stoffmengenkonzentration.

#	Lösungen von Salzen	#	Lösungen hydrathaltiger Salze
2.1	60 g an 15 %igem Kaliumchlorid	4.1	60 g an 12%igem Magnesiumsulfat
2.2	75 g an 15%igem Kaliumchlorid	4.2	65 g an 10%igem Magnesiumsulfat
2.3	60 g an 10%igem Ammoniumchlorid	4.3	70 g an 5%igem Magnesiumsulfat
2.4	80 g an 8%igem Ammoniumchlorid	4.4	75 g an 8%igem Magnesiumsulfat
2.5	75 g an 15%igem Natriumchlorid	4.5	60 g an 7%igem Kupfersulfat
2.6	80 g an 8%igem Natriumchlorid	4.6	70 g an 10%igem Kupfersulfat
2.7	60 g an 15%igem Calciumchlorid	4.7	75 g an 7%igem Kupfersulfat
2.8	75 g an 10%igem Calciumchlorid	4.8	80 g an 0,5%igem Calciumsulfat
2.9	60 g an 10%igem Natriumnitrat	4.9	70 g an 1%igem Calciumsulfat
2.10	70 g an 15%igem Natriumnitrat	4.10	60 g an 1,5%igem Calciumsulfat

#	Lösungen von Flüssigkeiten
5.1	200 ml an 5 Volumen-%igem Alkohol
5.2	150 ml an 8 Volumen-%igem Alkohol
5.3	120 ml an 10 Volumen-%igem Alkohol
5.4	100 ml an 12 Volumen-%igem Alkohol

## 7. Versuchsbericht

- Versuchsbeschreibung
- Berechnungen, auch wenn die Versuche nicht durchgeführt wurden
- Versuchsergebnisse
- Weshalb verändern sich die Temperaturen?



## 8. Musterlösung

Beispiel: Herstellung von 60 g einer Lösung an 12%igem Magnesiumsulfat

### Berechnungen:

Erforderliche Masse an  $\text{MgSO}_4$ :

In 100g Lösung sind 12g  $\text{MgSO}_4$ ,

in 60g Lösung sind somit  $\frac{60}{100} \cdot 12\text{g} = \underline{7,2 \text{ g MgSO}_4}$

Hydrathaltiges Salz, Formel:  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ :

Masse von 1 Mol  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ :  $24,3\text{g} + 32,1\text{g} + 4 \cdot 16,0\text{g} + 7 \cdot 18,0\text{g} = 246,4 \text{ g}$

Masse von 1 Mol  $\text{MgSO}_4$ :  $24,3\text{g} + 32,1\text{g} + 4 \cdot 16,0\text{g} = 120,4 \text{ g}$

D.h.: 120,4 g  $\text{MgSO}_4$  sind enthalten in  
 1 g  $\text{MgSO}_4$  sind enthalten in  $\frac{246,4\text{g} \cdot 7,2}{120,4} = 14,73\text{g} \text{ MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   
 7,2 g  $\text{MgSO}_4$  sind enthalten in

Benötigte Masse an  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ : m = 14,73g

### Versuchsbeschreibung:

- Leeren Erlenmeyerkolben oder Becherglas wiegen, Masse  $m_0$  notieren.
- 14,73g  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  in einen Erlenmeyerkolben oder ein Becherglas füllen.
- Destilliertes Wasser in das Gefäß füllen bis Masse von Salz und Wasser 60g beträgt.
- Meßsonde von Thermometer in die Lösung stecken, Temperatur beobachten und notieren, Lösung umrühren bis vollständige Lösung. Temperaturen notieren.
- Dichte der Lösung messen:  
 Leeren Meßzylinder abwägen, beliebige Menge an Lösung einfüllen, Volumen ablesen,  
 Masse Meßzylinder mit Lösung messen, Masse an Lösung rechnen,  
 Dichte aus Masse und Volumen berechnen ( $\rho = m/V$ ).  
 oder  
 Meßzylinder oder Standzylinder füllen,  
 Aräometer (Senkwaage) vorsichtig eintauchen,  
 Dichte ablesen

### Versuchsergebnisse:

Anfangstemperatur  $T_0 = 18,9^\circ\text{C}$ , Endtemperatur  $T = 21,1^\circ\text{C}$ ,  
 somit Temperaturanstieg um 2,1K

Temperaturanstieg beim Lösungsvorgang:  $\Delta T = 2,1\text{K}$

Dichte der Lösung  $\rho = 1,126 \text{ g/cm}^3$



**Berechnung der Stoffmengenkonzentration:**

- Anzahl n an Mol im Salz:

Molmasse von  $\text{MgSO}_4$  :  $M = 120,4 \text{ g/mol}$ Masse an  $\text{MgSO}_4$  in der Lösung:  $m = 7,2 \text{ g}$ 

$$\text{Stoffmenge in der Lösung: } n = \frac{m}{M} = \frac{7,2 \text{ g}}{120,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\underline{n = 0,0598 \text{ mol}}$$

- Volumen an Lösung:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{60 \text{ g}}{1,126 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 53,29 \text{ cm}^3$$

$$V = 53,29 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$\underline{V = 53,29 \cdot 10^{-3} \text{ l}}$$

- Stoffmengenkonzentration  $c = \frac{n}{V} = \frac{0,05978 \text{ mol}}{53,29 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 1,122 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ 

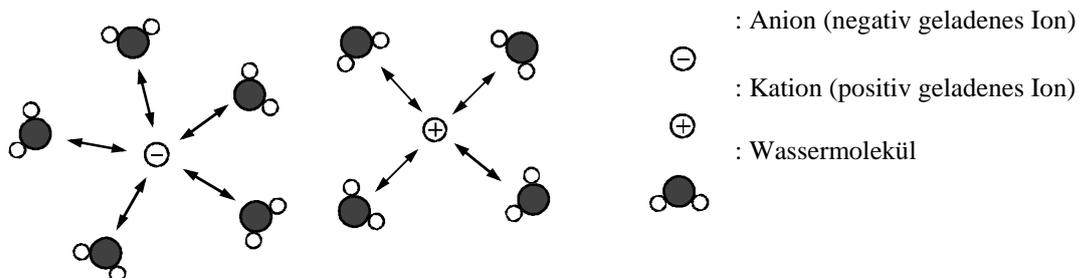
$$\underline{\underline{c = 1,122 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

**Änderung der Temperatur:**

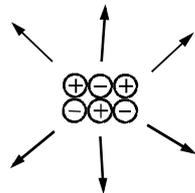
$$L = H - U$$

Lösungswärme = Hydratisierungsenergie - Gitterenergie

H: freiwerdende Hydratisierungsenergie. Energie die freigesetzt wird, wenn Wassermoleküle und frei bewegliche Ionen sich anziehen und "verbinden" (Hydratisierung der Ionen).



U: benötigte Gitterenergie. Erforderliche Energie, um die Ionen aus ihrer Gitterstruktur auseinander zu reißen.

Hier: Temperaturanstieg um  $\Delta T = 2,1 \text{ K}$ d.h. positive Lösungswärme, es wird Wärme beim Lösungsvorgang freigesetzt:die freiwerdende Hydratisierungsenergie ist größer als die benötigte Gitterenergie.