

# 5 Salze und Ionen

## 5.19 Zusammenfassung und Übung (S. 248 – 250)

### Zu den Aufgaben

**A1** Natriumchlorid ist Kochsalz. Man verwendet Kochsalz zum Würzen von Speisen, zum Haltbarmachen von Lebensmitteln, als Blut-Ersatzstoff und als Streusalz im Winter. Natriumchlorid gehört zur Stoffgruppe der Salze. Es schmilzt bei 801 °C, siedet bei 1461 °C und löst sich sehr gut in Wasser. Die Lösung und die Schmelze leiten den elektrischen Strom. Natriumchlorid bildet Kristalle, die aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen aufgebaut sind. Die Ionen ordnen sich in einem Ionengitter regelmäßig an, sodass eine Würfelform entsteht.

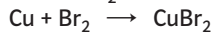
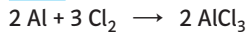
**A2** Elemente, die untereinander in einer Hauptgruppe im Periodensystem der Elemente stehen, haben die gleiche Zahl an Elektronen in ihrer äußeren Schale. Elemente mit der gleichen Anzahl Außenelektronen besitzen ähnliche Eigenschaften und gehören deshalb zur gleichen Elementfamilie.

### A3

a) Das Kochsalz wird klebrig, weil das in ihm enthaltene Magnesiumchlorid wasseranziehend ist. Die Reiskörner nehmen statt des Magnesiumchlorids Luftfeuchtigkeit auf und bewirken dadurch, dass das Salz nicht verklebt.

b) Als Rieselhilfen für Speisesalz sind zugelassen: Calciumcarbonat (E 170,  $\text{CaCO}_3$ , Kreide), Magnesiumcarbonat (E 504,  $\text{MgCO}_3$ , Magnesia), Natriumhexacyanoferrat (E 535), Kaliumhexacyanoferrat (E 536), Aluminiumsilikate (E 559, Kaolin), Aluminiumhydroxid ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), Siliziumdioxid (E 551,  $\text{SiO}_2$ ).

### A4

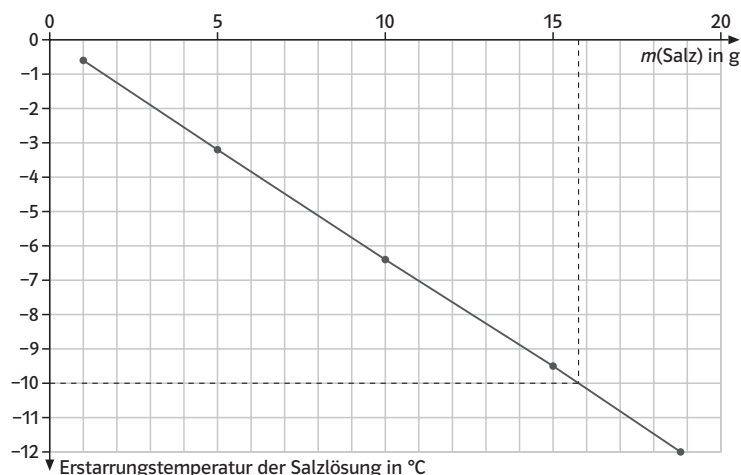


**A5** Meerwasser enthält sehr viele gelöste Salze, also Ionen, die den elektrischen Strom leiten. Auch Badewasser enthält die Ionen gelöster Salze, z. B. Calcium- und Hydrogencarbonationen, die den elektrischen Strom leiten. Wenn dem Badewasser Salze, Seifen oder Tenside zugegeben werden, nimmt die elektrische Leitfähigkeit noch zu, da die Ionenkonzentration, z. B. Natriumionen, Seifenanionen, anionische Tenside, erhöht wird.

**A6** Es gibt viele Kombinationsmöglichkeiten, z. B.: Natriumchlorid ( $\text{NaCl}$ ), Kaliumfluorid ( $\text{KF}$ ), Magnesiumiodid ( $\text{MgI}_2$ ), Calciumbromid ( $\text{CaBr}_2$ ), Aluminiumchlorid ( $\text{Al}_2\text{Cl}_3$ ) ...

### A7

a) Diagramm



b) Das Volumen einer  $1\text{ m}^2$  großen Eisschicht von  $1\text{ mm}$  Dicke ist

$$1\text{ m} \cdot 1\text{ m} \cdot 0,001\text{ m} = 0,001\text{ m}^3 = 1000\text{ cm}^3$$

Mit einer Dichte von  $\rho(\text{Eis}) = 1\text{ g/cm}^3$  ergibt sich  $m(\text{Eis}) = 1000\text{ g}$ .

Aus dem Diagramm entnimmt man, dass die Masse  $m(\text{Salz}) = 160\text{ g}$  auf  $1000\text{ g}$  Eis betragen muss, um das Eis bei  $-10^\circ\text{C}$  zum Schmelzen zu bringen.

Diese Salzmenge wird von den Schülerinnen und Schülern meist nicht als besonders groß bewertet. Dies ändert sich bei einer Beispielrechnung für den Salzbedarf auf einem bekannten Straßensegment. Für eine  $5\text{ m}$  breite Straße ergibt sich z. B. bei gleicher Schichtdicke des Eises ein Salzbedarf von ca.  $800\text{ kg/km}$  (bei einer Temperatur von  $-10^\circ\text{C}$ ).

**A8** Der Detektiv bringt einen Teil der Probe in die nicht leuchtende Brennerflamme. Färbt sich diese rot, so hat der Koch die Knochen des Vortags für die Zubereitung der Suppe verwendet. Durch die Flammenfärbung wird die Lithium-Verbindung, welche der Detektiv am Vortag auf die Knochen gestreut hat, nachgewiesen.

**A9** In B9 im Schülerbuch sieht man das Schalenmodell eines Kalium-Atoms (links) und eines Fluor-Atoms (rechts). Das Kalium-Atom besitzt nur 1 Elektron auf seiner Außenschale. Bei einer chemischen Reaktion gibt es dieses Elektron an das Fluor-Atom ab. Dies zeigt der Pfeil. Das Kalium-Atom erreicht so ein Elektronen-Oktett. Das Fluor-Atom hat 7 Elektronen auf seiner Außenschale. Mit dem Elektron, das vom Kalium-Atom übertragen wird, erreicht auch das Fluor-Atom ein Elektronen-Oktett auf der Außenschale.

**A10** Ionen haben meist die Elektronenanordnung eines Edelgas-Atoms, d.h. 8 Elektronen (oder 2 Elektronen) auf der Außenschale. Man spricht auch von einem Elektronenoktett. Diese Elektronenkonfiguration ist sehr stabil.

**A11**

Na-Atom:  $11\text{ p}^+, 12\text{ n}, 11\text{ e}^-$

Na<sup>+</sup>-Ion:  $11\text{ p}^+, 12\text{ n}, 10\text{ e}^-$

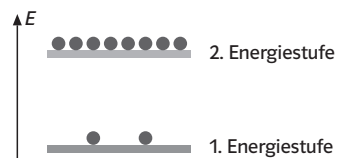
Das Natrium-Ion hat  $1\text{ e}^-$  weniger als das Natriumatom, d.h., das Ion hat nur 2 besetzte Energiestufen, das Natrium-Atom hat die 3. Energiestufe mit  $1\text{ e}^-$  besetzt.

Cl-Atom:  $17\text{ p}^+, \text{ z.B. } 18\text{ n}, 17\text{ e}^-$

Cl<sup>-</sup>-Ion:  $17\text{ p}^+, \text{ z.B. } 18\text{ n}, 18\text{ e}^-$

Ein Chlorid-Ion hat  $1\text{ e}^-$  mehr als ein Chlor-Atom, die Anzahl der besetzten Energiestufen beträgt in beiden 3.

**A12** Für alle Ionen (Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, N<sup>3-</sup>, O<sup>2-</sup>, F<sup>-</sup>) gilt:



**A13**

a) Es bilden sich Ca<sup>2+</sup>-Ionen und O<sup>2-</sup>-Ionen (Oxid-Ionen).

b) Die Atome des Edelgases Argon (Ar) weisen dieselbe Elektronenzahl- und Anordnung auf wie die Calcium-Ionen. Die Oxidionen haben dieselbe Elektronenzahl- und Anordnung wie das Edelgas Neon (Ne).

**A14** Zwischen den Ionen des Magnesiumoxids liegen stärkere Anziehungskräfte vor als zwischen den Ionen im Natriumchlorid. Dies kann dadurch begründet werden, dass sich im Magnesiumoxid zweifach positiv geladene Kationen (Mg<sup>2+</sup>) und zweifach negativ geladene Anionen (O<sup>2-</sup>) des Magnesiumoxids gegenseitig stärker anziehen als die jeweils einfach positiv (Na<sup>+</sup>) und einfach negativ (Cl<sup>-</sup>) geladenen Ionen im Natriumchlorid.

**A15** Betrachtet man das abgebildete Ionengitter des Zinksulfids, so ist leicht zu erkennen, dass jedes Kation bzw. Anion von jeweils vier entgegengesetzt geladenen Ionen umgeben ist.

**A16** Magnesiastäbchen haben keinen Einfluss auf die Flamme und können daher problemlos für die Untersuchung der Flammenfärbung verwendet werden.

**A17** Bei den Alkalimetallhalogeniden nehmen die Beträge der Gitterenergien sowohl innerhalb einer Spalte in B11 (z. B. vom Lithiumfluorid zum Caesiumfluorid) als auch innerhalb einer Zeile (z. B. vom Kaliumfluorid zum Kaliumiodid) ab. Die Erdalkalimetalloxide weisen betragsmäßig wesentlich höhere Gitterenergien auf als die Alkalimetallhalogenide. In der Reihe der Erdalkalimetalloxide nehmen die Beträge für die Gitterenergien vom Magnesiumoxid zum Bariumoxid ab. Innerhalb der Spalten der Alkalimetallhalogenide nehmen die Radien der Kationen, innerhalb der Zeilen die Radien der Anionen zu. Die Anziehungskräfte sind um so kleiner, je größer der Abstand zwischen den (Ladungsschwerpunkten der) Ionen ist.

Bei den Erdalkalimetalloxiden liegen zweifach positiv geladene Kationen und zweifach negativ geladene Anionen vor. Die Anziehungskräfte zwischen geladenen Teilchen sind umso größer, je höher deren Ladung ist. In der Spalte der Erdalkalimetalloxide nimmt der Radius der Kationen von oben nach unten zu. Die Anziehungskräfte zwischen den Ionen nehmen damit ab.

**A18** In einem festen Salz nehmen die Kationen und Anionen feste Plätze ein, um diese können die Ionen vibrieren, sie können aber nicht wandern und damit eine elektrische Ladung transportieren. In einem festen Salz findet keine Ionenwanderung und damit elektrische Leitung statt. Wenn ein Salz geschmolzen wird, so können sich die Kationen und Anionen bewegen, elektrische Leitung ist möglich. Wird ein Salz in Wasser gelöst, so liegen ebenfalls frei bewegliche Ionen vor, die den elektrischen Strom leiten können.

Salze weisen häufig sehr hohe Schmelztemperaturen auf. Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen bewirken die sehr hohen Schmelztemperaturen der Salze. Will man das Salz schmelzen oder sogar zum Sieden bringen, muss man diese starken Anziehungskräfte überwinden, damit die Ionen beweglich werden. Dafür wird viel Energie benötigt, sodass die Schmelz- und Siedetemperaturen von Salzen meist sehr hoch sind.

Salze sind spröde. Diese Sprödigkeit resultiert daraus, dass bei der Verschiebung der Schichten um den Durchmesser eines Ions gleichgeladene Ionen nebeneinander liegen. Die Schichten stoßen sich nun ab, da die Abstoßungskräfte überwiegen, der Kristall wird gespalten.

**A19** Ein Ergebnis in Tabellenform kann so aussehen:

| Ladung der Metall-Ionen | Ladung der Nichtmetall-Ionen  |  |
|-------------------------|---|--|
|                         | -   | 2 <sup>-</sup>   |
| +                       | LiF, LiCl, LiBr, LiI, NaF, NaCl, NaBr, NaI, KF, KCl, KBr, KI  | Li <sub>2</sub> S, Na <sub>2</sub> S, K <sub>2</sub> S, Li <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O, K <sub>2</sub> O |
| 2 <sup>+</sup>          | CaF <sub>2</sub> , CaCl <sub>2</sub> , CaBr <sub>2</sub> , CaI <sub>2</sub> , MgF <sub>2</sub> , MgCl <sub>2</sub> , MgBr <sub>2</sub> , MgI <sub>2</sub> , BaF <sub>2</sub> , BaCl <sub>2</sub> , BaBr <sub>2</sub> , BaI <sub>2</sub> | MgO, MgS, CaO, CaS, BaO, BaS   |