

# Elemente Chemie 8–10 Baden-Württemberg: Diagnosebogen zu Kapitel 7

## Ionenverbindungen und Elektronenübergänge

1. Erste Selbsteinschätzung: Mache dir zunächst alleine Gedanken über deine Fähigkeiten und kreuze an.
2. Tausche dich danach mit einer Mitschülerin oder einem Mitschüler aus, um etwaige Defizite auszugleichen. Du kannst auch im Heft oder im Chemiebuch nachschauen oder die Lehrkraft befragen.
3. Löse die Aufgaben auf Seite 2. (Die Nummern in Klammern beziehen sich auf die Nummern in der Tabelle.)
4. Zweite Selbsteinschätzung: Mache dir erneut Gedanken über deine Fähigkeiten und kreuze mit einer anderen Farbe an.

*Hinweis: Kursiv gedruckter Text bezieht sich auf Exkurse.*

Nr.	Ich kann ...	sicher	ziemlich sicher	unsicher	sehr unsicher	Kapitel im Buch
1	... die Metallbindung erklären.					7.3
2	... Duktilität und elektrische Leitfähigkeit als typische Eigenschaften der Metalle begründen.					7.3
3	... die Edelgasregel angeben.					7.5
4	... die Ladungen der Ionen eines Salzes aus seiner Verhältnisformel und der Edelgasregel ableiten.					7.5
5	... die Eigenschaften von Chlor im Vergleich zu den anderen Halogenen angeben.					7.6
6	... einen Nachweis für Halogenid-Ionen beschreiben.					7.6
7	... den Begriff „Ionengitter“ im Zusammenhang mit der Ionenbindung verwenden.					7.8
8	... die Verhältnisformel eines Salzes aus den Ladungen seiner Ionen ableiten.					7.12
9	... die Verhältnisformel eines Salzes aus seinem Namen ableiten.					7.12
10	... erklären, warum Salze spröde sind.					7.13
11	... erklären, warum Salze relativ hohe Schmelztemperaturen haben.					7.13
12	... erklären, warum feste Salze den elektrischen Strom nicht leiten, sondern nur ihre Schmelzen und Lösungen.					7.13
13	... die Begriffe „Oxidation“, „Reduktion“ und „Redoxreaktion“ anwenden.					7.14
14	... die bei einer Elektrolyse ablaufenden Prozesse benennen und erklären.					7.16
15	... das Prinzip eines elektrochemischen Energiespeichers beschreiben.					7.20, 7.21

## Aufgaben

**A1** Erkläre die Metallbindung, und begründe damit die Duktilität und die elektrische Leitfähigkeit der Metalle. (1, 2)

**A2** Gib an, was man unter der Edelgasregel versteht. (3)

**A3** Gib die Formeln der Ionen an, die zu den folgenden Verhältnisformeln gehören: (3, 4)

a)  $\text{ZnCl}_2$

b)  $\text{CuCl}$

c)  $\text{Al}_2\text{O}_3$

d)  $\text{FeBr}_3$

**A4** Gib einige Eigenschaften von Chlor an. (5)

**A5** Beschreibe einen Nachweis für Halogenid-Ionen. (6)

**A6** Gib die Verhältnisformeln der folgenden Salze an: (8, 9)

a) Natriumoxid

b) Strontiumchlorid

c) Aluminiumfluorid

d) Magnesiumbromid

**A7** Erkläre die folgenden Eigenschaften von Salzen:

a) Salze sind spröde. (10)

b) Salze haben relativ hohe Schmelztemperaturen. (11)

c) Salze leiten den elektrischen Strom im flüssigen Zustand oder als wässrige Lösung, aber nicht im festen Zustand. (12)

**A8** Aluminium reagiert unter Funkensprühen mit flüssigem Brom.

a) Gib den Namen und die Verhältnisformel des entstehenden Salzes an. (3, 4, 8, 9)

b) Formuliere die Reaktionsgleichung. (13)

c) Beschreibe die Elektronenübergänge. (13)

**A9** Eine wässrige Lösung von Zinkiodid ( $\text{ZnI}_2$ ) leitet den elektrischen Strom und lässt sich elektrolysieren.

a) Erkläre, wie die Zinkiodid-Lösung den elektrischen Strom leitet. (12)

b) Gib die Vorgänge an, die an den jeweiligen Elektroden ablaufen, und benenne sie. (13, 14)

c) Erstelle eine Skizze des Versuchsaufbaus, und beschrifte auch die beiden Elektroden. (14)

d) Erkläre, weshalb der Versuchsaufbau nach der Elektrolyse als elektrochemischer Energiespeicher bezeichnet werden kann. (15)

**A10** Erkläre, was man unter der Ionenbindung und dem Ionengitter versteht. (7)

## Lösungen

**Zu A1** Die Metallbindung wird durch die Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und frei beweglichen, negativ geladenen Elektronen (Elektronengas) bewirkt.

Duktilität: Wirkt auf ein Metallstück eine Kraft, so verschieben sich die Atomrümpfe gegeneinander. Das Elektronengas passt sich dieser Verformung leicht an.

Elektrische Leitfähigkeit: Die Elektronen des Elektronengases lassen sich durch Anlegen einer elektrischen Spannung gerichtet bewegen.

**Zu A2** Kationen und Anionen in Salzen haben oft die gleiche Elektronenkonfiguration wie Edelgas-Atome.

**Zu A3** a)  $\text{Zn}^{2+}$  und  $\text{Cl}^-$  b)  $\text{Cu}^+$  und  $\text{Cl}^-$  c)  $\text{Al}^{3+}$  und  $\text{O}^{2-}$  d)  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{Br}^-$

**Zu A4** Chlor ist bei Zimmertemperatur ein gelbgrünes, giftiges Gas. Mit Metallen reagiert es zu Metallchloriden, die zur Stoffklasse der Salze gehören.

**Zu A5** Halogenid-Ionen lassen sich mit Silber-Ionen nachweisen. Man gibt zu einer Halogenid-Lösung Silbernitrat-Lösung. Anhand der Farbe der sich bildenden Trübung kann man auch ermitteln, welche Halogenid-Ionen vorliegen: Silberchlorid ist weiß, Silberbromid ist gelblich, Silberiodid ist gelb. (*Hinweis:* Fluorid-Ionen kann nicht mit Silbernitrat-Lösung nachweisen, da Silberfluorid in Wasser gut löslich ist.)

**Zu A6** a)  $\text{Na}_2\text{O}$  b)  $\text{SrCl}_2$  c)  $\text{AlF}_3$  d)  $\text{MgBr}_2$

### Zu A7

a) Schlägt man mit einem Hammer auf einen Salzkristall, so zerbricht dieser; er ist spröde. Erklärung: Durch den Schlag verschieben sich die Ionenschichten um den Durchmesser eines Ions, sodass gleich geladene Ionen nebeneinander liegen. Die Schichten stoßen sich gegenseitig ab; der Kristall wird gespalten.

b) Die starken elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen bewirken die hohen Schmelztemperaturen der Salze. Um ein Salz zu schmelzen, muss man diese Anziehungskräfte überwinden, sodass die Ionen beweglich werden. Dazu ist viel Energie erforderlich, die nur bei hoher Temperatur zur Verfügung steht.

c) Salze leiten im festen Zustand den elektrischen Strom nicht. Das ist darauf zurückzuführen, dass die Ionen ihre Gitterplätze nicht verlassen können, und somit im Kristall kein Transport elektrischer Ladung möglich ist. Ist ein Salz flüssig, so sind die Ionen beweglich, und der elektrische Strom kann geleitet werden. Auch in einer Salzlösung liegen die einzelnen Ionen vor und können die elektrische Ladung transportieren.

### Zu A8

a) Aluminiumbromid,  $\text{AlBr}_3$

b)  $2 \text{Al} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{AlBr}_3$

c) Bei der Reaktion geben Aluminium-Atome jeweils drei Elektronen ab und reagieren zu Aluminium-Ionen ( $\text{Al}^{3+}$ ). Brom-Moleküle werden in Brom-Atome gespalten. Diese nehmen jeweils ein Elektron auf und reagieren zu Bromid-Ionen ( $\text{Br}^-$ ).

### Zu A9

a) In der Lösung liegen bewegliche Ionen vor: Zink-Ionen und Iodid-Ionen. Sie können elektrische Ladung transportieren.

b) Pluspol (Oxidation):  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

Minuspol (Reduktion):  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

c) Die Skizze entspricht Kap. 7.20, B1 im Schülerbuch.

d) Durch die Elektrolyse wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt. Die umgesetzte elektrische Energie wird zu großen Teilen in den Reaktionsprodukten der Elektrolyse gespeichert. Durch Umkehrung der Reaktion (galvanisches Element) lässt sich diese in Form von elektrischer Energie wieder nutzen.

### Zu A10

Die Ionenbindung beruht auf den elektrostatischen Kräften zwischen den Ionen. Die regelmäßige Anordnung der Ionen in einem Salz bezeichnet man als Ionengitter.