

## Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

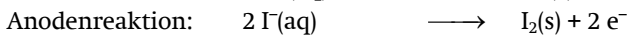
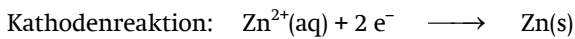
### Aufgaben

#### A 1

In einem abgetrennten Meeresbecken würden sich bei vollständiger Verdunstung die leichter löslichen Kalium- und Magnesiumsalze über Natriumchlorid abscheiden. Bleibt eine Verbindung zum Ozean erhalten, können sich die Bedingungen so verändern, dass nur schwerer lösliche Salze abgeschieden werden. Diese Ablagerung schützt das darunter liegende Salz vor der Auflösung.

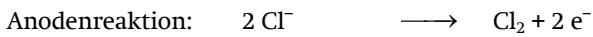
#### A 2

An der Kathode werden die (positiv geladenen) Kationen entladen (hier  $\text{Zn}^{2+}$ ). An der Anode werden die (negativ geladenen) Anionen entladen (hier  $\text{I}^-$ ). Die Reaktionsgleichungen lauten:



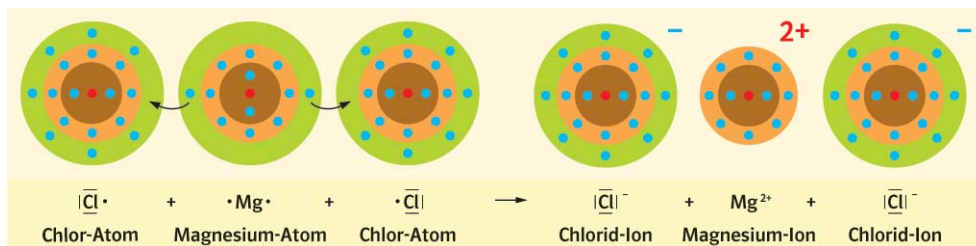
#### A 3

An der Kathode werden die  $\text{Na}^+$ -Ionen (Kationen) entladen, an der Anode die  $\text{Cl}^-$ -Ionen (Anionen). Die Reaktionsgleichungen lauten:



Die Reaktionsgleichung für die Kathodenreaktion wurde mit dem Faktor 2 erweitert, damit die Anzahl der an der Kathode aufgenommenen Elektronen mit der Anzahl der an der Anode abgegebenen Elektronen übereinstimmt.

#### A 4



## A 5

Teilchen	Anzahl Protonen	Anzahl Neutronen	Anzahl Elektronen
Natrium-Atom	11	12	11
Natrium-Ion	11	12	10
Chlor-Atom	17	18	17
Chlorid-Ion	17	18	18

Ein Natrium-Ion weist ein Elektron weniger auf als ein Natrium-Atom und ist deshalb einfach positiv geladen. Ein Chlorid-Ion weist ein Elektron mehr auf als ein Chlor-Atom und ist deshalb einfach negativ geladen.

## A 6

- $\text{Al}^{3+}$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen
- $\text{Na}^+$ - und  $\text{S}^{2-}$ -Ionen
- $\text{Mg}^{2+}$ - und  $\text{O}^{2-}$ -Ionen
- $\text{Mg}^{2+}$ - und  $\text{N}^{3-}$ -Ionen

## A 7

a) Die in  $\triangleright$ Abb. 23 dargestellten Metall-Ionen entstehen aus den ungeladenen Atomen, indem diese sämtliche Valenzelektronen abgeben. Diese Metall-Ionen entsprechen also den Atomrümpfen der jeweiligen Metall-Atome. Die Rümpfe besitzen eine Schale weniger als die Atome; somit sind sie kleiner.

Nichtmetall-Ionen entstehen aus Nichtmetall-Atomen durch Aufnahme zusätzlicher Elektronen in die Valenzschale. Dadurch wird die gegenseitige Abstossung der Elektronen in der Valenzschale verstärkt und die Valenzschale «aufgebläht». Die Nichtmetall-Ionen sind daher grösser als die Nichtmetall-Atome, aus denen sie gebildet werden.

*Hinweis:* Dies lässt sich auch so erklären: Beim Nichtmetall-Ion wirkt die gleiche Kernladung wie beim Nichtmetall-Atom auf die Elektronenhülle, die Kernladung verteilt sich aber beim Nichtmetall-Ion auf mehr Elektronen. Die Anziehung auf das einzelne Elektron ist deshalb beim Nichtmetall-Ion schwächer. Somit kann sich die Elektronenhülle weiter ausdehnen.

b) Natrium-Ionen und Magnesium-Ionen haben beide die Konfiguration des Edelgases Neon. Sie unterscheiden sich jedoch im Bau des Atomkerns: Beim Magnesium-Ion (bzw. -Atom) ist die Kernladung um eins grösser als beim Natrium-Ion (bzw. -Atom). Die Elektronenhülle wird daher beim Magnesium-Ion vom Atomkern stärker angezogen als beim Natrium-Ion; dies führt zu einer «Schrumpfung» der Elektronenhülle. Das Magnesium-Ion ist damit kleiner als das Natrium-Ion.

c) Oxid-Ionen ( $\text{O}^{2-}$ ) und Fluorid-Ionen ( $\text{F}^-$ ) besitzen dieselbe Elektronenkonfiguration wie Neon-Atome. Die Ionen unterscheiden sich aber in der Kernladung: Beim Oxid-Ion ist die Kernladung  $8+$ , beim Fluorid-Ion dagegen  $9+$ . Die Elektronenhülle wird beim Fluorid-Ion folglich stärker vom Kern angezogen; aus diesem Grund sind Fluorid-Ionen kleiner als Oxid-Ionen.

## A 8

Bei der Bildung des Ionengitters aus den einzelnen Ionen wird sehr viel Energie frei. Vor allem dies ist die Ursache dafür, dass die Reaktion von Natrium und Chlor stark exotherm verläuft.

## A 9

- Die Schmelzen und Lösungen von Salzen leiten den elektrischen Strom, weil sie bewegliche Ionen als Ladungsträger enthalten. In einem elektrischen Feld wandern positiv geladene Ionen zum Minuspol und negativ geladene Ionen zum Pluspol.
- In festen Salzen können die Ionen ihre Gitterplätze nicht verlassen. Somit können die Ionen in einem elektrischen Feld nicht wandern und keine Ladung transportieren.
- Die Härte von Salzkristallen erklärt sich durch die starken Coulomb-Kräfte im Ionengitter. Die Sprödigkeit resultiert daraus, dass bei der Verschiebung von Schichten im Ionengitter gleichnamig geladene Ionen nebeneinander zu liegen kommen. Da in diesem Fall die Abstoßungskräfte überwiegen, wird der Kristall gespalten.
- Salze haben hohe Schmelztemperaturen, da zwischen den Ionen im Gitter des Feststoffs starke elektrostatische Anziehungskräfte (Coulomb-Kräfte) wirken. Bei Temperaturerhöhung – also bei Energiezufuhr – schwingen die Ionen immer stärker um ihre Gitterplätze. Erst bei hohen Temperaturen können die Ionen ihre Plätze verlassen; das Gitter bricht zusammen, das Salz schmilzt.

## A 10

- Bei den Alkalimetallhalogeniden nehmen die Beträge der Gitterenergien sowohl innerhalb einer Spalte (z. B. vom Lithiumfluorid zum Caesiumfluorid) als auch innerhalb einer Zeile (z. B. vom Lithiumfluorid zum Lithiumiodid) ab.

*Erklärung:* Innerhalb der Spalten nehmen die Radien der Kationen, innerhalb der Zeilen die Radien der Anionen zu. Die Anziehungskräfte sind umso kleiner, je grösser der Abstand zwischen den Ionen ist.

- Die Erdalkalimetalloxide weisen wesentlich höhere Gitterenergien als die Alkalimetallhalogenide auf, da bei den Erdalkalimetalloxiden *zweifach* positiv geladene Kationen und *zweifach* negativ geladene Anionen ( $O^{2-}$ ) vorliegen.

*Hinweis:* Die Anziehungskräfte zwischen geladenen Teilchen sind nach dem Coulomb-Gesetz umso grösser, je höher deren Ladung ist.

## A 11

Beim Schmelzen eines Salzes müssen die Gitterkräfte überwunden werden. Die Schmelztemperaturen von Salzen sind daher umso höher, je höher die Gitterenergien sind. Aufgrund der Werte in  $\triangleright$ Abb. 26 nehmen die Schmelztemperaturen somit in der folgenden Reihenfolge zu:  $NaI < NaBr < NaCl < NaF$ .

## A 12

a) Die fünf Einzelprozesse sind:

1. Sublimation von Lithium (Sublimationsenergie muss aufgewendet werden)
2. Spaltung von  $F_2$ -Molekülen in F-Atome (Bindungsenergie muss aufgewendet werden)
3. Abspaltung je eines Elektrons von den Li-Atomen (Ionisierungsenergie muss aufgewendet werden)
4. Aufnahme je eines Elektrons durch die F-Atome (Energie wird frei, die sogenannte Elektronenaffinität)
5. Bildung des Ionengitters (Gitterenergie wird frei)

b) Diese Aussage ist falsch. Die Ionen sind insgesamt energiereicher als die Atome, aus denen sie gebildet werden. Der Grund für den exothermen Reaktionsverlauf liegt in der Freisetzung der Gitterenergie bei der Bildung des Ionengitters aus den freien Ionen.

## A 13

	Ionen	Verhältnisformel
a)	$Na^+, S^{2-}$	$Na_2S$
b)	$Li^+, I^-$	$LiI$
c)	$Na^+, O^{2-}$	$Na_2O$
d)	$Al^{3+}, F^-$	$AlF_3$
e)	$Al^{3+}, O^{2-}$	$Al_2O_3$
f)	$Na^+, P^{3-}$	$Na_3P$

## A 14

In den beiden Salzen  $CuCl$  und  $CuCl_2$  tritt das Kupfer-Ion in zwei unterschiedlichen Ladungen auf. Die Ladung des Anions ist aber in beiden Fällen dieselbe. Aufgrund der Verhältnisformel kann die Ladung des Kupfer-Ions daher jeweils berechnet werden:

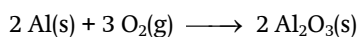
$CuCl$ :	Da das Chlorid-Ion die Ladung $1-$ hat, muss das Kupfer-Ion die Ladung $1+$ aufweisen ( $Cu^+$ ).
$CuCl_2$ :	Aufgrund der Ladung der Chlorid-Ionen und der Verhältnisformel ergibt sich für die Kupfer-Ionen die Ladung $2+$ ( $Cu^{2+}$ ).

## A 15

- a) Natriumhydrid
- b) Magnesiumphosphid
- c) Kaliumsulfid
- d) Kaliumbromid

## A 16

Die Edukte sind Aluminium ( $Al$ ) und Sauerstoff ( $O_2$ ), das Produkt ist Aluminiumoxid (Ionen:  $Al^{3+}, O^{2-}$ ; Formel:  $Al_2O_3$ ). Die Reaktionsgleichung lautet damit:



## A 17

- a) Natriumhydrogencarbonat
- b) Kaliumcarbonat
- c) Aluminiumsulfat
- d) Calciumhydroxid
- e) Ammoniumnitrat

## A 18

*Hinweis:* Zur besseren Unterscheidung von den Indexzahlen sind die Ionenladungen im Folgenden rot dargestellt.

Salz	Ionen	Verhältnisformel
a) Kaliumnitrat	$K^+$ , $NO_3^-$	$KNO_3$
b) Calciumcarbonat	$Ca^{2+}$ , $CO_3^{2-}$	$CaCO_3$
c) Kaliumhydrogencarbonat	$K^+$ , $HCO_3^-$	$KHCO_3$
d) Natriumhydrogenphosphat	$Na^+$ , $HPO_4^{2-}$ (*)	$Na_2HPO_4$
e) Natriumphosphat	$Na^+$ , $PO_4^{3-}$	$Na_3PO_4$

\* Die Ladung des Hydrogenphosphat-Ions ( $HPO_4^{2-}$ ) ist um eins grösser als die des Phosphat-Ions ( $PO_4^{3-}$ ), genau gleich wie die Ladung des Hydrogencarbonat-Ions ( $HCO_3^-$ ) um eins grösser ist als die des Carbonat-Ions ( $CO_3^{2-}$ ).

## A 19

- a)  $KBr(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(aq) + Br^-(aq)$
- b)  $CaCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq)$
- c)  $(NH_4)_2SO_4(s) \xrightarrow{H_2O} 2 NH_4^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

## A 20

Die Dipol-Moleküle des Wassers lagern sich an der Oberfläche des Ionengitters an. Ihre negativ geladenen Enden (O-Atome mit  $\delta^-$ ) wenden sie den  $Na^+$ -Ionen zu, die positiv geladenen Enden (H-Atome mit  $\delta^+$ ) wenden sie den  $Cl^-$ -Ionen zu. Die Wechselwirkung zwischen den Ionen und den Dipol-Molekülen heisst Ion-Dipol-Wechselwirkung. Ionen, die sich an den Ecken des Kristalls befinden, können besonders leicht abgelöst werden. Auf sie wirken die geringsten Anziehungskräfte. Die Ion-Dipol-Wechselwirkung ist stark genug, um diese Ionen aus dem Gitter herauszulösen. Die abgelösten Ionen werden vollständig von Wasser-Molekülen umgeben (hydratisiert).

## A 21

Unter Hydratation versteht man den Vorgang, bei dem die aus dem Ionengitter herausgelösten Ionen von Wasser-Molekülen umgeben werden. Dabei wird Energie freigesetzt, man nennt sie Hydratationsenergie.

Mit dem Zusatz «aq» (von lat. aqua, Wasser) kennzeichnet man hydratisierte Ionen, z. B.  $Na^+(aq)$ ,  $Cl^-(aq)$ . Man verwendet das Symbol auch oft zur Bezeichnung in Wasser gelöster Stoffe, z. B.  $NaCl(aq)$ .

## A 22

Beim Lithiumchlorid setzt die Hydratation der Ionen mehr Energie frei als zur Zerlegung des Gitters aufgewendet werden muss; die Hydratationsenergie ist also grösser als die Gitterenergie. Daher verläuft der Lösungsvorgang exotherm; die Lösungswärme ist negativ.

Beim Kaliumchlorid überwiegt die zur Zerlegung des Gitters erforderliche Energie; die Gitterenergie ist grösser als die Hydratationsenergie. Der Lösungsvorgang ist endotherm, die Lösungswärme positiv.

## A 23

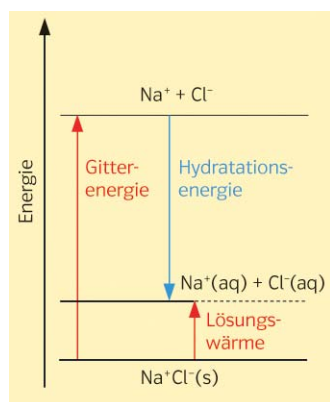
Beim Lösen von Kochsalz beobachtet man keine Temperaturänderung, da die Hydratationsenergie und die Gitterenergie praktisch gleich gross sind. Eine deutliche Temperaturänderung ist nur dann festzustellen, wenn sich die Hydratationsenergie und die Gitterenergie genügend stark unterscheiden. Die folgenden Beispiele sollen dies verdeutlichen:

Salz	Hydratationsenergie in kJ/mol	(negative*) Gitterenergie in kJ/mol	Bilanz
LiBr	-850	804	exotherm (Temperaturerhöhung)
NaBr	-740	743	schwach endotherm (kaum messbare Temperaturänderung)
KBr	-665	679	endotherm (Temperaturerniedrigung)

\* Die Gitterenergie ist per Definition die Energie, die bei der Bildung eines Ionengitters aus freien Ionen (in der Gasphase) *freigesetzt* wird. Da die Gitterbildung exotherm verläuft, sind die Gitterenergien *negativ*. Beim Lösen eines Salzes muss die Gitterenergie jedoch *aufgebracht* werden, d. h. die Gitterenergie fliesst als *positive Grösse* in die Berechnung der Lösungswärme ein. Um positive Grössen zu erhalten, muss man also die negativen Gitterenergien einsetzen.

## A 24

*Hinweis:* Das folgende Energiediagramm wurde aufgrund der sehr kleinen Differenz zwischen Gitterenergie und Hydratationsenergie nicht masstabgetreu richtig dargestellt. Sonst würde das Diagramm sehr gross, bzw. der Pfeil für die Lösungswärme (Differenz zwischen Gitterenergie und Hydratationsenergie) sehr klein.



Da der Betrag der Gitterenergie geringfügig grösser ist als der Betrag der Hydratationsenergie, verläuft der Lösevorgang (sehr schwach) *endotherm*. Die Lösungswärme entspricht der Differenz der beiden Energiebeträge:

$$\begin{aligned} \text{Lösungswärme} &= |\text{Gitterenergie}| - |\text{Hydratationsenergie}| \\ &= 789 \text{ kJ/mol} - 780 \text{ kJ/mol} = +9 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

## A 25

Das Natrium-Ion hat eine Elektronenschale weniger als das Kalium-Ion, ist also kleiner. Die einfach positive Ladung ist daher beim Natrium-Ion auf einen kleineren Raumbe- reich verteilt als beim Kalium-Ion. Man sagt auch, das Natrium-Ion hat eine höhere *La- dungsdichte* als das Kalium-Ion. Aufgrund der höheren Ladungsdichte hat das Natrium-Ion eine stärkere Anziehungswirkung auf die Dipolmoleküle des Wassers. Beim Natrium-Ion bildet sich somit eine mehrschichtige Hydrathülle aus, die ausgedehnter ist als diejenige des Kalium-Ions. Als Folge davon hat das hydratisierte Natrium-Ion (mitsamt seiner Hy- drathülle) einen grösseren Durchmesser als das hydratisierte Kalium-Ion.

## A 26

Die Durchmesser der Alkalimetall-Ionen werden in der Gruppe von oben nach unten aufgrund der zunehmenden Schalenanzahl grösser. Da alle Alkalimetall-Ionen die Ladung 1+ besitzen, nimmt somit die Ladungsdichte der Ionen in der Gruppe von oben nach unten ab. Daher müssen auch die Hydratationsenergien in der Gruppe von oben nach unten abnehmen. Dies wird durch die Zahlenwerte in ▢Abb. 32 bestätigt.

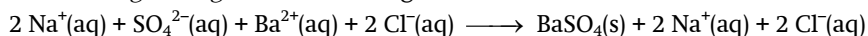
## A 27

Weil die Ionen im Gitter des blauen Kupfersulfats ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ) bereits teilweise hydratisiert sind, wird beim Lösen dieses Salzes weniger Hydratationsenergie frei als beim Lösen des wasserfreien Kupfersulfats. Beim wasserhaltigen Salz ist die Hydrata- tionsenergie kleiner als die Gitterenergie, der Lösevorgang verläuft *endotherm*; beim wasserfreien Salz ist es gerade umgekehrt.

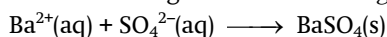
## A 28

Die Natriumsulfat-Lösung enthält  $\text{Na}^+(\text{aq})$ - und  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ -Ionen, die Bariumchlorid-Lösung  $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ - und  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ -Ionen. Beim Zusammengiessen der Lösungen ergibt die Kombination der Barium-Ionen und der Sulfat-Ionen das schwer lösliche Bariumsulfat ( $\text{BaSO}_4$ ), welches einen Niederschlag bildet. Die Natrium-Ionen und die Chlorid-Ionen bleiben in Lösung.

Die *Teilchengleichung* für diese Fällungsreaktion lautet somit:



Lässt man die an der Reaktion nicht beteiligten «Zuschauer-Ionen» ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) weg, so erhält man folgende *Netto-Teilchengleichung*:



## A 29

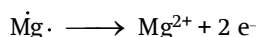
Die hohen Schmelz- und Siedetemperaturen von Natrium- und Magnesiumfluorid beruhen darauf, dass es sich um Ionenverbindungen mit starken Gitterkräften handelt. Aluminiumfluorid «passt» zwar in diese Reihe, die vorhandene Sublimationstemperatur weist jedoch auf andere Bindungsverhältnisse hin: Es liegen polare Elektroneparbindungen vor. Im Gitter ist jedes Aluminium-Atom oktaedrisch von sechs Fluor-Atomen umgeben; jedes Fluor-Atom ist Bestandteil von zwei Oktaedern.

Die übrigen Stoffe sind aus *Molekülen* mit polaren Elektronenparbindungen aufgebaut. Zwischen  $\text{SiF}_4$ -Molekülen,  $\text{PF}_5$ -Molekülen und  $\text{SF}_6$ -Molekülen wirken aufgrund des symmetrischen Molekülbaus nur Van-der-Waals-Kräfte. Zwischen  $\text{ClF}$ -Molekülen liegen wegen den polaren Cl-F-Bindungen Dipolkräfte vor.

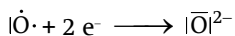
## Überprüfung und Vertiefung

## Ü 1

a) Magnesium ist ein Element der 2. Hauptgruppe. Die beiden Elektronen der Valenzschale werden bei der Ionenbildung abgegeben:



Sauerstoff ist ein Element der 6. Hauptgruppe. Die Atome nehmen bei der Ionenbildung je 2 Elektronen auf und füllen damit ihre Valenzschale:



b)

Teilchen	Protonenanzahl	Neutronenanzahl	Elektronenanzahl
Magnesium-Atom	12	12	12
Magnesium-Ion ( $\text{Mg}^{2+}$ )	12	12	10
Sauerstoff-Atom	8	8	8
Oxid-Ion ( $\text{O}^{2-}$ )	8	8	10

Ein Magnesium-Ion weist zwei Elektronen weniger auf als ein Magnesium-Atom; das Ion ist deshalb zweifach positiv geladen.

Ein Oxid-Ion weist zwei Elektronen mehr auf als ein Sauerstoff-Atom; das Ion ist deshalb zweifach negativ geladen.

Das Magnesium-Ion und das Oxid-Ion weisen die gleiche Elektronenanzahl auf wie das Neon-Atom.

c) Das Magnesium-Ion und das Oxid-Ion weisen die gleiche Elektronenkonfiguration auf wie das Neon-Atom.

## Ü 2

a) Neon befindet sich in der 8. Hauptgruppe und in der 2. Periode des Periodensystems. Die Elektronenanordnung des Neon-Atoms wird von Atomen der Elemente der 2. Periode erreicht, welche die entsprechende Anzahl von Elektronen aufnehmen, sowie von Atomen der Elemente der 3. Periode, welche die entsprechende Anzahl von Elektronen abgeben. Ionen:  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ;  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ .

b) Reihenfolge der Grössen:  $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$ .

*Begründung:* Diese Teilchen besitzen alle dieselbe Anzahl Elektronen in der Elektronenhülle (Neon-Konfiguration). Die Kernladung nimmt in der obigen Reihenfolge ab; somit sinkt die Anziehungskraft des Atomkerns und die Elektronenhüllen können sich weiter ausdehnen.

## Ü 3

Die Wasser-Moleküle ordnen sich so um das zentrale Metall-Ion an, dass die Abstände zwischen ihnen alle gleich gross sind. Beim Calciumchlorid-Hexahydrat ergibt sich so eine *oktaedrische* Anordnung.

*Hinweis:* Wenn man die Sauerstoff-Atome der Wasser-Moleküle miteinander verbindet, erhält man ein Oktaeder.

Bei einem Dihydrat ordnen sich die Wasser-Moleküle *linear* an: Das Metall-Ion befindet sich der Mitte, die beiden Wasser-Moleküle an entgegengesetzten Enden. Bei einem Trihydrat ergibt sich eine *trigonale* Anordnung: Die Wasser-Moleküle besetzen die Ecken eines gleichseitigen Dreiecks, in dessen Zentrum das Metall-Ion sitzt. Bei einem Octahydrat schliesslich ordnen sich die Wasser-Moleküle *kubisch* an; sie besetzen die Ecken eines Würfels, in dessen Zentrum sich das Metall-Ion befindet.

## Ü 4

- a)  $\text{FeSO}_4$  (Ionen:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ )  
 b)  $\text{HgO}$  (Ionen:  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ )  
 c)  $\text{PbO}_2$  (Ionen:  $\text{Pb}^{4+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ )

## Ü 5

- a) Eisen(II)-oxid  
 b) Eisen(III)-oxid  
 c) Blei(II)-oxid  
 d) Blei(IV)-oxid

## Ü 6

	Ionen	Formel	korrekte Formel
a)	$\text{Ba}^{2+}$ und $\text{Cl}^-$	falsch	$\text{BaCl}_2$
b)	$\text{Ca}^{2+}$ und $\text{NO}_3^-$	korrekt	
c)	$\text{Ca}^{2+}$ und $\text{HCO}_3^-$	falsch	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
d)	$\text{Na}^+$ und $\text{O}^{2-}$	falsch	$\text{Na}_2\text{O}$
e)	$\text{K}^+$ und $\text{S}^{2-}$	falsch	$\text{K}_2\text{S}$
f)	$\text{Al}^{3+}$ und $\text{SO}_4^{2-}$	falsch	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

## Ü 7

Beim Erwärmen verliert das rosafarbene Salzhydrat sein Kristallwasser. Dabei wechselt die Farbe von rosa nach blau. Dasselbe geschieht auch in trockener Luft. In feuchter Luft wechselt die Farbe von blau nach rosa. Der Wetteranzeiger dient somit zur Anzeige der Luftfeuchtigkeit.

*Hinweis:* Cobalt(II)-chlorid bildet Hydrate der Zusammensetzung  $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (blauviolett),  $\text{CoCl}_2 \cdot 1,5 \text{H}_2\text{O}$  (dunkelblauviolett),  $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  (rosaviolett),  $\text{CoCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$  (pfirsichblütenrot),  $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  (rosa). Je nach Feuchtigkeitsgehalt der Luft zeigt Cobalt(II)-chlorid Farbänderungen zwischen blau und rötlich. Darauf beruht die Verwendung von Cobalt(II)-chlorid für Wetterbilder, Wetterfiguren und Feuchtigkeits-Indikatoren.

## Ü 8

Vier typische Salzeigenschaften sind:

- hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
- Härte und Sprödigkeit von Salzkristallen
- leiten den elektrischen Strom in gelöstem oder in geschmolzenem Zustand
- keine elektrische Leitfähigkeit als Feststoffe

Für die Erklärung dieser Eigenschaften, siehe Lösung zu ↗ Aufgabe 9.

## Ü 9

Die Gitterenergie ist umso grösser, je grösser die Beträge der Ionenladungen sind und je kleiner der Abstand der Ladungsschwerpunkte ist. Da bei NaCl, NaI und KCl die Ionen alle einfach geladen sind, muss die Ursache für die unterschiedlichen Gitterenergien in den Abständen der Ladungsschwerpunkte liegen:

- Natriumchlorid hat eine höhere Gitterenergie als Natriumiodid, da das  $\text{Cl}^-$ -Ion einen kleineren Radius als das  $\text{I}^-$ -Ion hat.
- Natriumchlorid hat eine höhere Gitterenergie als Kaliumchlorid, da das  $\text{Na}^+$ -Ion einen kleineren Radius als das  $\text{K}^+$ -Ion hat.

## Ü 10

Obwohl die geringere Grösse des Magnesium-Ions und seine höhere Ladung eine höhere Schmelztemperatur des Magnesiumchlorids erwarten liessen, liegt diese, bedingt durch den Gittertyp, tiefer als die des Natriumchlorids. Beim Magnesiumchlorid liegt ein Schichtgitter vor, in dem sich Schichten gleichnamig geladener Ionen relativ nahe kommen. Dies führt zu einer Verringerung der Anziehungskräfte im Gitter.

## Ü 11

Quarzgitter	Atomgitter, bei dem Silicium-Atome tetraedrisch von vier Sauerstoff-Atomen umgeben sind. Es liegen <i>räumlich gerichtete Bindungen</i> (Elektronenpaarbindungen) vor.
Ionengitter	Einzelne Kationen und Anionen sind – abhängig von den Ladungen und Ionenradien – in einer bestimmten geometrischen Anordnung im Gitter fixiert. Es liegen <i>räumlich nicht gerichtete Bindungen</i> (Ionenbindungen) vor.