

**Einige der hier gestellten Aufgaben sind ehemalige Klassenarbeitsfragen für Chemielaboranten (1. Lehrjahr). Die Nummerierung zwischen dem ausgedruckt vorliegenden Arbeitsblatt und der Download-Version unter [www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de) kann variieren. Häufig enthält die Download-Version auch weitere Aufgaben!**

**1.1** Bestimmen Sie die vollen systematischen Namen der Verbindungen bzw. geben Sie die Summenformel an. Geben sie bei Nebengruppenmetallen immer die Oxidationszahl/Ladungszahl im Namen an.

$\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$	Aluminiumhydrogensulfat
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Berylliumoxid
$\text{Na}_2\text{SO}_3$	Strontiumcarbonat
$\text{Na}_2\text{S}$	Calciumnitrat-Tetrahydrat
$\text{CuCl}_2$	Wolfram(IV)-oxid
$\text{CuCl}$	Zink(II)-sulfat-Heptahydrat
$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$	Eisen(III)-phosphat-Octahydrat
$\text{PbCO}_3$	Calciumhydrogensulfit
$\text{Re}_2\text{O}_7$	Ammoniumhydrogencarbonat
$\text{TiO}_2$	Calciumdihydrogenphosphat

**1.2** Formulieren Sie die Bildungsreaktion ausgehend von den Elementen für alle binären Salze aus Aufgabe 1.1 (d.h. alle Vertreter, die aus genau 2 Elementen aufgebaut sind).

### 1.3 Eigenschaften von Salzen

- Definieren Sie kurz den Begriff Gitterenergie
- Sortieren Sie folgende Verbindungen nach steigendem Betrag der Gitterenergie. Begründen Sie die Sortierung: Aluminiumoxid, Calciumchlorid, Calciumoxid, Kaliumchlorid, Rubidiumchlorid
- Wie beeinflusst die Gitterenergie die Lösungswärme eines Salzes? Begründen Sie!

**1.4** Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen und begründen Sie jeweils, welcher der Ausgangsstoffe oxidiert und welcher reduziert wird.

- I) Lithium reagiert mit Schwefel                      II) Magnesium reagiert mit Ozon ( $\text{O}_3$ ) zu Magnesiumoxid.

b) Geben Sie die Elektronenkonfiguration aller Ionen an, die bei den beiden Reaktionen entstehen.

**1.5.** Geben Sie die Summenformeln/Verhältnisformeln der Salze an.

- a) Calciumoxid                      b) Eisen(III)-oxid                      c) Magnesiumnitrat                      d) Calciumphosphat

**1.6.** Calciumchlorid löst sich stark exotherm in Wasser. Calciumchlorid-Hexahydrat löst sich stark endotherm, 100 g Wasser + 100 g  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  ergeben ca.  $-10^\circ\text{C}$ . Eine noch tiefere Temperatur erreicht man beim Mischen von Eis mit Calciumchlorid-Hexahydrat (100 g Eis + 100 g  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  ergeben bis zu  $-50^\circ\text{C}$ ). Erklären Sie die auftretenden Temperaturveränderungen und die jeweiligen Unterschiede!

1.7 a) Ergänzen Sie die leeren Zellen. Die Aufgabe müssen Sie ohne Hilfsmittel/PSE bewerkstelligen!

Systematischer Name	Formel	Systematischer Name	Formel
Silber(I)-oxid			AgNO <sub>3</sub>
Silber(I)-phosphat			Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Aluminiumchlorid-Hexahydrat			Al(OH) <sub>3</sub>
Aluminiumsulfat			BaCO <sub>3</sub>
Bariumchlorid-Dihydrat			Ba(OH) <sub>2</sub> · 8 H <sub>2</sub> O
Bariumphosphat			Be(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> · 4 H <sub>2</sub> O
Bismutnitrat-Pentahydrat			Bismutsulfat
Calciumhydrogencarbonat			CaHPO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O
Calciumhydrogensulfit			Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>
Calciumnitrat-Tetrahydrat			CoSO <sub>4</sub> · 7H <sub>2</sub> O
Aluminiumcarbid			Cr(OH) <sub>3</sub>
Kobalt(II)-chlorid-Hexahydrat			Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Chrom(III)-nitrat-Nonahydrat			Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
Eisen(II)-sulfid			KNO <sub>2</sub>
Kaliumchlorat			K <sub>2</sub> O
Kaliumphosphat			Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Kaliumsulfid			Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Lithiumhydrid			MgSO <sub>4</sub> · 7H <sub>2</sub> O
Antimon(V)-chlorid			MnO <sub>2</sub>
Magnesiumnitrid			NH <sub>4</sub> I
Mangan(II)-sulfat-Pentahydrat			(NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Ammoniumnitrit			Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> · 10 H <sub>2</sub> O
Ammoniumdihydrogenphosphat			NaIO <sub>3</sub>
Natriumiodid			NiSO <sub>4</sub> · 7 H <sub>2</sub> O
Natriumdihydrogenphosphat			SnCl <sub>2</sub> · 2 H <sub>2</sub> O
Blei(II)-oxid			Zinn(IV)-oxid
Strontiumhydroxid-Oktahydrat			Sr(OH) <sub>2</sub> · 8 H <sub>2</sub> O
Zink(II)-hydroxid			WC

b) Geben Sie zu allen *binären Verbindungen* aus der Teilaufgabe a) die Reaktionsgleichung zur Bildung der Verbindung ausgehend von den natürlichen Elementmodifikationen an. Hinweis: Binäre Verbindungen sind solche, die aus nur 2 Elementen aufgebaut sind.

## Lösungen ohne Gewähr

LiCl·H <sub>2</sub> O	Lithiumchlorid-Monohydrat	Aluminiumhydrogensulfat	Al(HSO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Natriumsulfat	Berylliumoxid	BeO
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Natriumsulfit	Strontiumcarbonat	SrCO <sub>3</sub>
Na <sub>2</sub> S	Natriumsulfid	Calciumnitrat-Tetrahydrat	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·4H <sub>2</sub> O
CuCl <sub>2</sub>	Kupfer(II)-chlorid	Wolfram(IV)-oxid	WO <sub>2</sub>
CuCl	Kupfer(I)-chlorid	Zink(II)-sulfat-Heptahydrat	ZnSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O
Co <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·8 H <sub>2</sub> O	Cobalt(II)-phosphat-Octahydrat	Eisen(III)-phosphat-Octahydrat	FePO <sub>4</sub> ·8H <sub>2</sub> O
PbCO <sub>3</sub>	Bleicarbonat (auch Blei(II)-carbonat ist okay)	Calciumhydrogensulfit	Ca(HSO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Rhenium(VII)-oxid	Ammoniumhydrogencarbonat	Al(HCO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
TiO <sub>2</sub>	Titan(IV)-oxid	Calciumdihydrogenphosphat	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>

1.2

1.3

a) Gitterenergie ist die Energie, die bei der Bildung eines Gitters (z.B. eines Ionengitters) bei Annäherung der gitterbildenden Teilchen (z.B. Ionen) aus unendlicher Entfernung frei wird.

b) Der Betrag der Gitterenergie nimmt mit steigender Ionenladung zu. Grund: Die Anziehung entgegengesetzt geladener Ionen ist mit steigender Ionenladung größer.

Bei gleich bleibender Ionenladung nimmt mit größer werdenden Ionen der Betrag der Gitterenergie ab. Grund: Die entgegengesetzt geladenen Ionen kommen sich im Gitter nicht so nah.



c) Beim Lösevorgang wird das Ionengitter zerstört. Dabei muss der Betrag der Gitterenergie aufgewendet werden. Das Reaktionsgemisch entzieht die hierfür notwendige Energie aus der Umgebung, z.B. dem Lösungsmittel. Insgesamt kommt durch diesen endothermen Vorgang ein abkühlender Effekt zustande. Auf der anderen Seite umgeben sich die Ionen beim Lösevorgang mit Hydrathüllen. Dies ist ein exothermer Prozess, hat also einen erwärmenden Effekt auf die Umgebung. Ob sich die Lösung insgesamt abkühlt oder erwärmt hängt davon ab, ob der Betrag der Gitterenergie größer ist als die Summe der Beträge der Hydratisierungswärmen.

1.4

a)  $\text{Li} + \text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}$       Li wird oxidiert, weil eine Oxidation die Elektronenabgabe darstellt. Aus Li wird Li<sup>+</sup>. S wird reduziert. Aus S wird S<sup>2-</sup>

$3 \text{Mg} + \text{O}_3 \rightarrow 3 \text{MgO}$       Mg wird oxidiert, da es durch e<sup>-</sup>-Abgabe zu Mg<sup>2+</sup> wird. Die O-Atome werden reduziert (aus neutralen O-Atomen wird durch Elektronenaufnahme O<sup>2-</sup>)

b) [fehlt noch]

1.5

Tipp: Versuchen Sie die Aufgabe unter Zuhilfenahme des Tabellenbuchs selbst zu lösen (z.B. Abschnitt über molare Massen). Wenn das nicht hilft, können Sie bei [www.wikipedia.de](http://www.wikipedia.de) nachschlagen.

1.6.

Im festen  $\text{CaCl}_2$  liegen beide Ionensorten nicht hydratisiert vor. Erst beim Lösen in Wasser, kommt es zur exothermen Hydratisierung. Die dabei frei werdende Wärme ist größer als die Wärme die zur Zerstörung des Kristallgitters des  $\text{CaCl}_2$  benötigt wird. Insgesamt ist also der Löseprozess exotherm.

Im festen  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  liegen die Ionen (hier:  $\text{Ca}^{2+}$ ) schon teilweise hydratisiert vor. Das *Kristallwasser* ist in diesem Fall also eine Hydrathülle um die  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen. Beim Lösen wird deshalb nur eine kleinere Wärme beim restlichen Hydratisieren der Ionen (Hydratisierung der  $\text{Cl}^-$ -Ionen, Vervollständigen der Hydrathülle des  $\text{Ca}^{2+}$ ) frei. Jetzt überwiegt die Wärme die zur Zerstörung des Ionengitters aufgebracht werden muss. Insgesamt ist hier der Löseprozess deshalb endotherm.

Nutzt man statt flüssigem Wasser Eis, so bewirkt die Salzzugabe, dass darüber hinaus auch die Kristallstruktur des Eises aufgebrochen wird und das Wasser schmilzt. Im Wasser gelöste Stoffe senken den Schmelzpunkt von Wasser (Schmelzpunktniedrigung). Das Schmelzen ( $\text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ ) ist ein endothermer Vorgang. Zusammen mit dem endothermen Löseprozess von  $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  kann die Temperatur noch weiter sinken. Es handelt sich um eine ausgesprochene Kältemischung. So heißen im Laborjargon solche Gemische, die zur Erzeugung von Kälte genutzt werden.