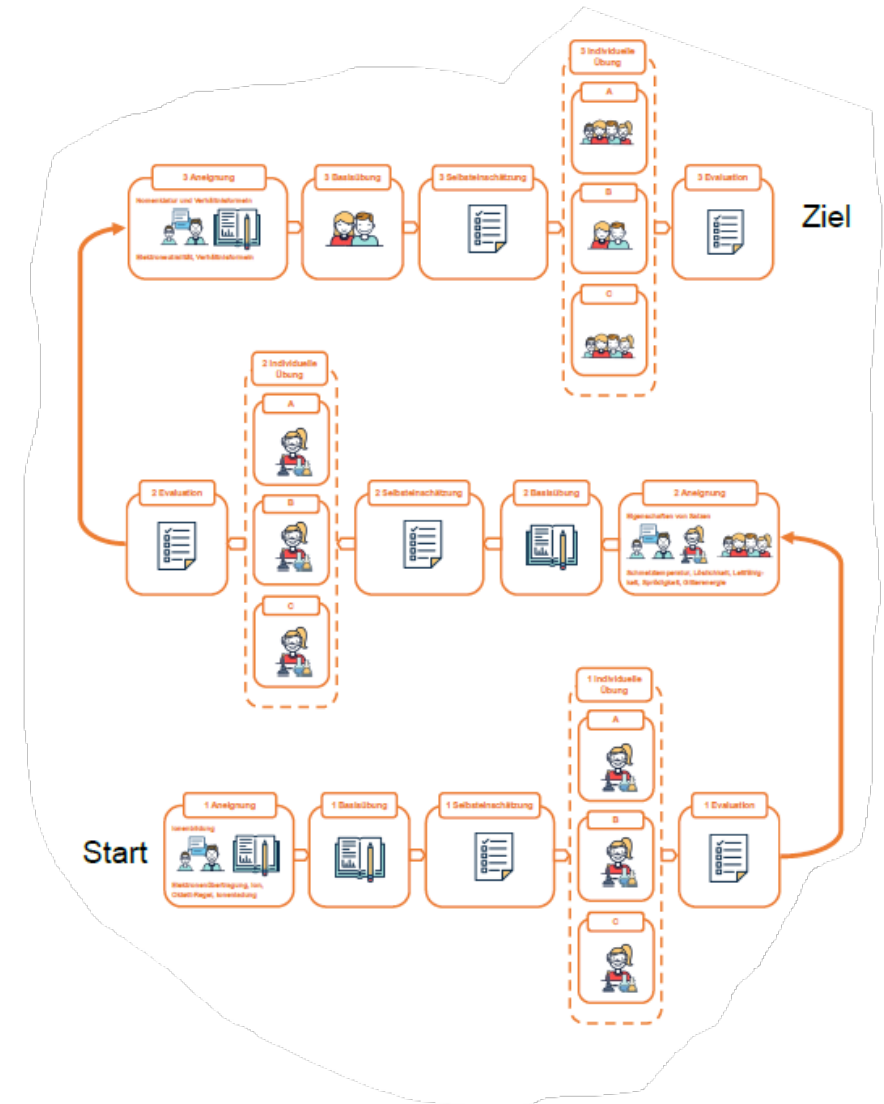
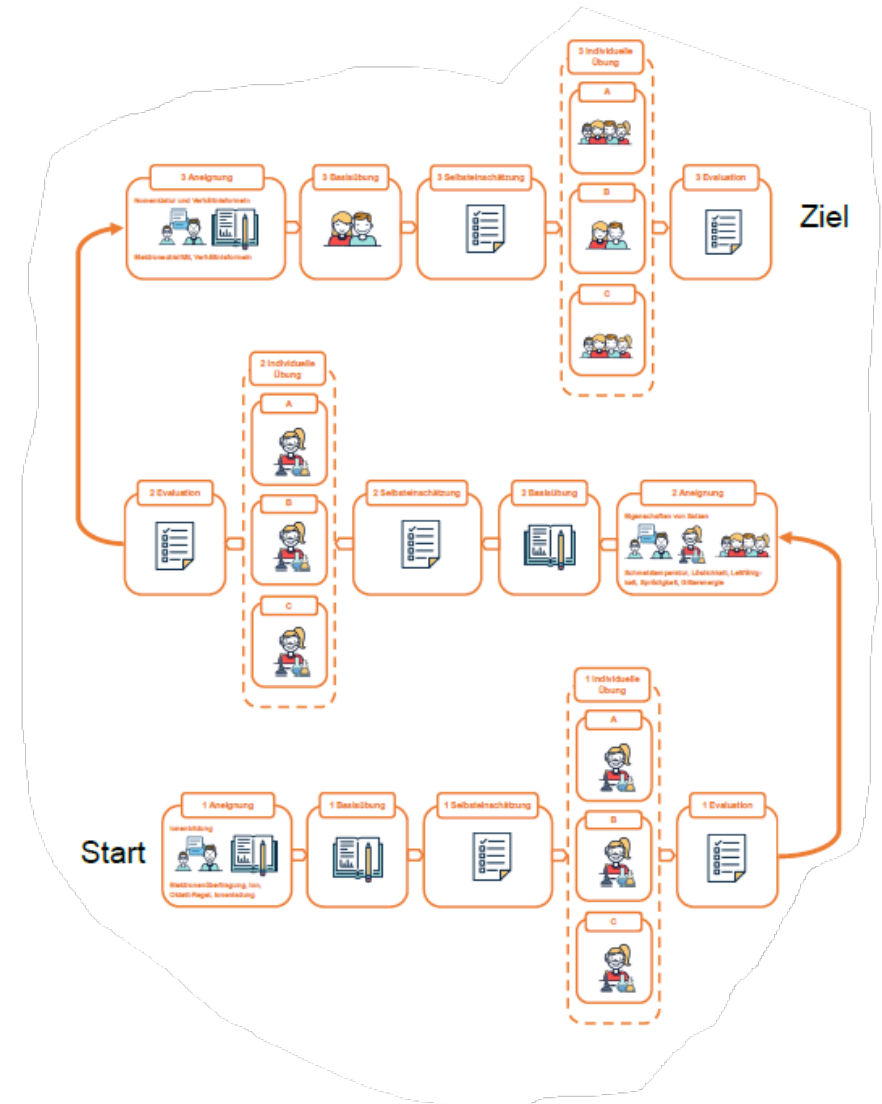


# Lernleiter zu Ionen und Salzen



Um die **Einführung** in das Lernleiter-Konzept zu bearbeiten, klicke weiter.

Klicke auf das entsprechende Symbol der Lernleiter, um direkt zum gewünschten Teil der Lernleiter zu gelangen.



Liebe Schülerinnen und Schüler,

in den nächsten Wochen werdet ihr das Thema „Ionen und Salze“ im Chemieunterricht behandeln und mithilfe der Lernleiter erarbeiten.

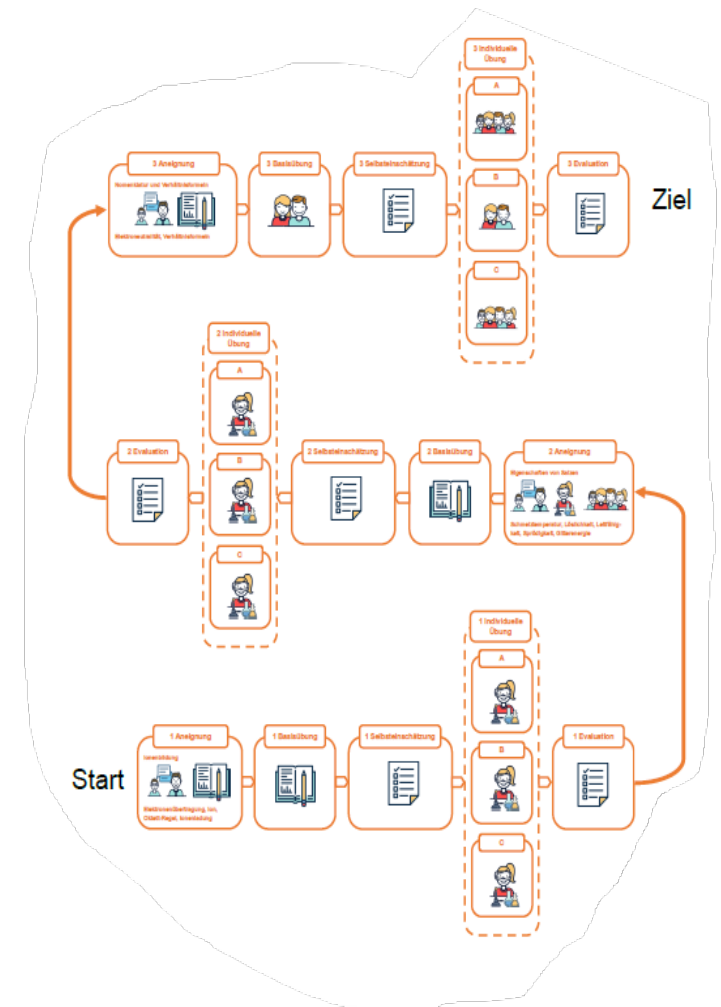
Die folgende Übersicht soll euch beim Unterricht mit der Lernleiter helfen.

## Warum Unterricht mit der Lernleiter?

- Die Lernleiter hilft beim Lernen, indem sie neue Lerninhalte übersichtlicher gestaltet.
- Die Lernleiter hält Aufgaben bereit, die an eure eigenen Fähigkeiten angepasst sind.
- Dadurch kann die Lernleiter euch helfen, eventuelle Lücken zu schließen. Solltet ihr auf Anhieb alles verstanden haben, bearbeitet ihr Aufgaben, die neue Ideen und Aspekte enthalten. So ist immer für jeden von euch eine passende Aufgabe dabei.

## Wie ist die Lernleiter aufgebaut?

- Die Lernleiter besteht aus drei Sprossen.
- Ihr werdet euren Weg durch die Lernleiter bei „Start“ beginnen und sie dann von unten nach oben durchlaufen, bis ihr am „Ziel“ seid.



## Wie ist eine Lernleitersprosse aufgebaut?

1. „Aneignung“: Gemeinsam mit eurer Lerngruppe werdet ihr neue Begriffe, Konzepte, Arbeitsweisen und vieles mehr kennenlernen und euer Wissen erweitern.
2. „Basisübung“: In der Basisübung werdet ihr euer neu erworbenes Wissen in Übungsaufgaben anwenden. Dabei sollt ihr feststellen, was ihr bisher schon verstanden habt und was euch eventuell noch unklar ist.
3. „Selbsteinschätzung“: Ihr schätzt selbst ein, welche Inhalte ihr schon gut verstanden habt und was euch eventuell noch unklar ist.
4. „Individuelle Übung“: Hier könnt ihr das üben, was ihr bisher noch nicht ganz verstanden habt und eventuelle Lücken schließen. Solltet ihr bereits alles verstanden haben, erhaltet ihr eine weiterführende Aufgabe.
5. „Evaluation“: Als Abschluss jeder Leitersprosse erhaltet ihr noch einen Fragebogen, mit dem ihr euer Wissen testen könnt. Zu jeder Frage gibt es vier Antwortmöglichkeiten und ihr sollt das ankreuzen, was eurer Meinung nach die richtige Antwort ist.


# Wie ist ein Lernleiter-Feld aufgebaut?

Thema, das in dieser Lernleitersprosse erarbeitet wird.

Name des Bausteins

**1 Aneignung**

Ionenbildung



Elektronenübertragung, Ion, Oktett-Regel, Ionenladung

Arbeitsweise, in der die Aufgabe bearbeitet werden soll.



Welches Bild steht für welche Arbeitsweise?

Begriffe, die in dieser Lernleitersprosse erarbeitet werden.



Lehrer-Schüler-Gespräch



Einzelarbeit



Partnerarbeit



**Ziel setzen**

Setze dir ein realistisches, zuvor geplantes und genaues Ziel!



**Überprüfen**

Überprüfe deinen Lösungsweg sowie deine Lösung auf Richtigkeit!



**Reagieren**

Reagiere auf deine Fehler und verbessere sie!

**Meta-Strategien**



Gruppenarbeit



Schülerexperiment



Evaluation

## Wie kannst du dich selbst überprüfen?



Klicke auf dieses Symbol, um zur Lösung zu gelangen.



Klicke auf dieses Symbol, um zu deiner Antwort zurück zu gelangen und sie ggf. zu verbessern!



Klicke auf dieses Symbol, um zum Poster der Lernleiter zurück zu gelangen.








---



# Wie funktioniert ein Selbsteinschätzungsbogen?

Hier stehen Fähigkeiten, die du in dieser Lernleitersprosse erlernen sollst.

Hier kreuzt du an, wie sicher du dir bei einer bestimmten Fähigkeit bist.

Meine Fähigkeiten	Hier kreuzt du an, wie sicher du dir bei einer bestimmten Fähigkeit bist.				Übungs- aufgaben
	Das kann ich.	Da bin ich mir fast sicher.	Da bin ich mir unsicher.	Das kann ich noch nicht.	
Ich kann die Begriffe <i>Ion</i> , <i>Ionenladung</i> und <i>Edelgaskonfiguration</i> erklären.					1 A 
Ich kann ein Schalenmodell zur Bildung eines Ions aus einem Atom darstellen.					1 A 
Ich kann die Bildung eines Natriumions und eines Chloridions beschreiben.					1 A 
Ich kann erklären, was bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen auf Teilchenebene passiert.					1 B 
Ich kann die Bildung der Ionen der Hauptgruppenelemente im Schalenmodell darstellen.					1 B 
Ich kann erklären, wie Salze aufgebaut sind.					1 B 
Wenn du bei den oberen Aussagen immer „Das kann ich.“ oder „Da bin ich mir fast sicher.“ angekreuzt hast, dann bearbeite folgende Aufgaben:					1 C 

Die erste Zeile, in der du „Da bin ich mir unsicher.“ oder „Das kann ich noch nicht.“ angekreuzt hast, verrät dir, welches Arbeitsblatt du bearbeiten sollst.

Um zu sehen, welches Arbeitsblatt du bearbeiten sollst, guckst du in die letzte Spalte. Die Nummer und das Symbol sind auch ganz oben auf dem Arbeitsblatt zu sehen:



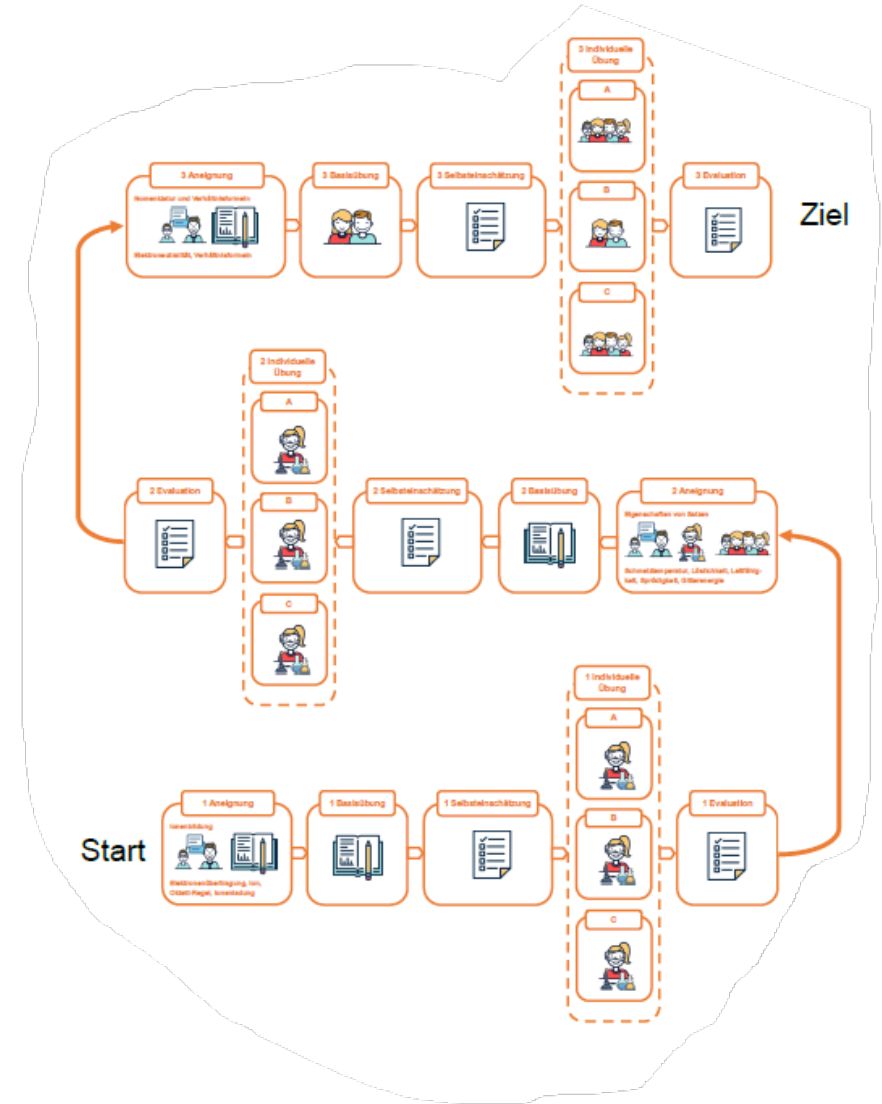
Klicke auf das Feld, um direkt zum Arbeitsblatt zu gelangen.

Wenn du Material benötigst, ist auch dieses gekennzeichnet. So weißt du immer, welches Material zu welchem Arbeitsblatt gehört.

**Viel Spaß mit der Lernleiter!**

# Milestone 1 Ionenbildung

Elektronenübertragung, Ion, Oktett-Regel,  
Ionenladung





## 1 Einführung

# Ionenbildung

### Hinweise für Schülerinnen und Schüler im Präsenzunterricht

- Die Arbeitsblätter der **Aneignungsphase** werden jeweils in der Klasse miteinander verglichen und besprochen.
- Bevor ihr mit den **Individuellen Übungen** beginnt:
  - Vor Beginn der Experimente müsst ihr über den Umgang mit den Gefahrstoffen unterwiesen werden.
  - Die Spielmaterialien werden von der Lehrkraft ausgegeben.



1 Aneignung

Ionenbildung

# Natrium reagiert mit Chlor

Arbeitsabschnitt 1





# 1 Aneignung

# Ionenbildung

**Aufgabe 1:** Starte den Trickfilm zur Reaktion von Natrium mit Chlor:



Schaue zunächst den Ablauf des Versuchs an (in der Animation unten rechts: Video). Mit Hilfe der Felder unten links kannst du verschiedene Ansichten wählen.



**Notiere deine Beobachtungen:**

- Aussehen der Stoffe vor der Reaktion:

---

- Beobachtungen während der Reaktion:

---



---

- Aussehen der Stoffe nach der Reaktion:

---



---





# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Information zum Ionengitter

Reagiert ein Metall mit einem Nichtmetall, so bilden sich Ionen. Zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen (positiv oder negativ geladenen Teilchen) bestehen Anziehungskräfte. Deshalb ordnen sich die Ionen regelmäßig in einem Ionengitter (Kristallgitter) an. Es entsteht ein Salz.


Unterschiedliche Salze bilden verschiedene Arten von Ionengittern, bei denen jedes Ion jeweils von einer bestimmten Anzahl von entgegengesetzt geladenen Ionen umgeben ist. Durch diese regelmäßige Anordnung entsteht ein für das jeweilige Salz typischer Kristall. Zum Beispiel ist beim Salz Natriumchlorid im Ionengitter jedes Chlorid-Ion von sechs Natrium-Ionen umgeben und jedes Natrium-Ion von sechs Chlorid-Ionen. Natriumchlorid bildet das Kristallgitter in Würfelform aus.



## 1 Aneignung

## Ionenbildung





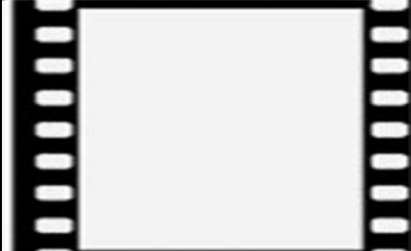
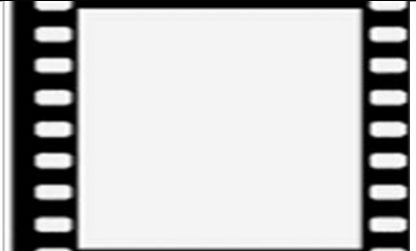
### Aufgabe:

1. Starte den Trickfilm zur Reaktion von Natrium mit Chlor: 
2. Beschreibe die Vorgänge bei der Synthese von Natriumchlorid auf Teilchenebene. Nutze dazu die auf der nächsten Seite angefügten Filmstreifen, indem du die Szenen einzeichnest und erläuterst.



# 1 Aneignung

# Ionenbildung

Die Synthese von Natriumchlorid	Erläuterungen		Erläuterungen
	1. _____ _____		4. _____ _____
	2. _____ _____		5. _____ _____
	3. _____ _____		6. _____ _____





1 Aneignung

Ionenbildung

# Natrium reagiert mit Chlor

## Auswertung des Versuchs

Arbeitsabschnitt 2



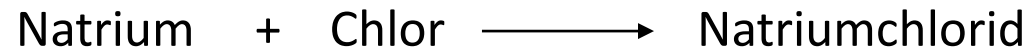


# 1 Aneignung

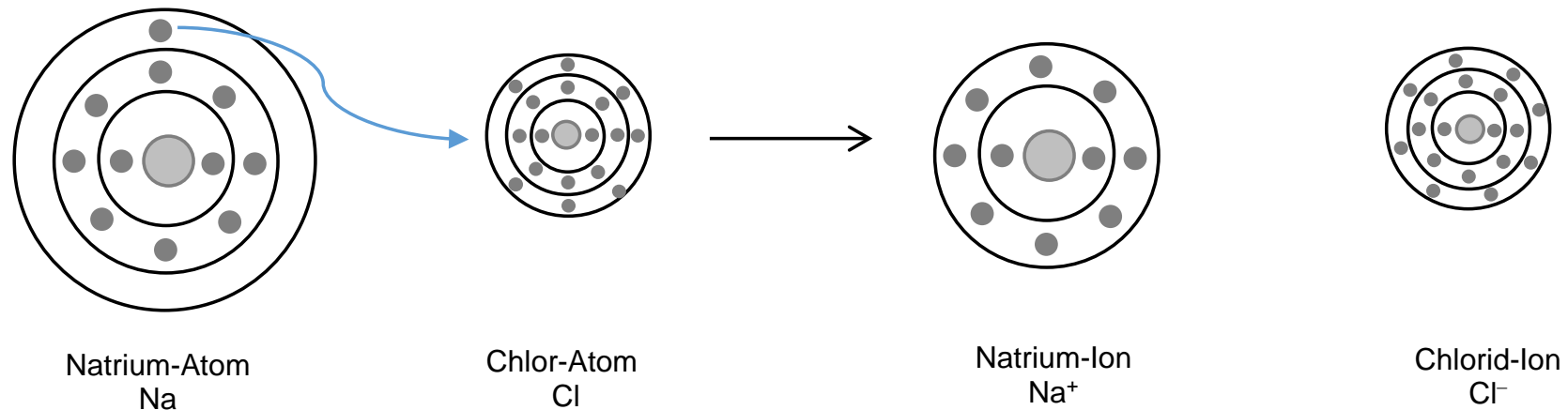
# Ionenbildung

## Infotext zur Ionenbildung

Der Versuch *Natrium reagiert mit Chlor* kann mit folgendem Reaktionsschema dargestellt werden:



Dabei finden folgende Veränderungen am Natrium-Atom und am Chlor-Atom statt:



Die meisten chemischen Elemente (außer die Edelgase) streben die so genannte **Edelgaskonfiguration** an. Das ist ein sehr stabiler Zustand. Die äußere Elektronenschale ist dabei vollständig mit Elektronen besetzt. Um diesen Zustand zu erreichen, müssen die Elemente Elektronen abgeben oder aufnehmen.



## 1 Aneignung

## Ionenbildung

Ihr kennt dieses Phänomen bereits im Zusammenhang mit der Oktett-Regel. Auch hier sind die Elemente darum bestrebt, eine voll besetzte Außenschale zu erreichen. Durch das Aufnehmen oder Abgeben von Elektronen wird das Atom eines Elements zum Ion (geladenes Teilchen). Dadurch entspricht die Anzahl der Elektronen in der Außenschale nicht mehr der Anzahl der Protonen im Kern. Ionen sind deshalb positiv oder negativ geladen.

Um zu bestimmen, ob Elektronen aufgenommen oder abgegeben werden, hilft der Blick ins Periodensystem der Elemente (PSE). Wenn ein Ion die Edelgaskonfiguration erreicht hat, hat es genauso viele Elektronen in der Hülle wie ein Edelgas (edelgasähnlicher Zustand). Es gilt, dass so wenige Elektronen wie möglich wandern. Dabei soll die Anzahl an Elektronen des Edelgases erreicht werden, das im PSE am nächsten steht.



## 1 Aneignung

## Ionenbildung

Die Elemente der ersten Hauptgruppe, z. B. das Element Natrium, streben die gleiche Anzahl an Elektronen an wie das Edelgas Neon, das im PSE vor Natrium steht. Hierzu geben Natrium-Atome ein Elektron ab. Für das Element Chlor als einem Element der siebten Hauptgruppe ist der edelgasähnliche Zustand am schnellsten zu erreichen, wenn ein Elektron aufgenommen wird. Das Ion besitzt dann die gleiche Anzahl Elektronen wie das Edelgas-Atom Argon. Aus dem Natrium-Atom ist ein Natrium-Ion geworden und aus dem Chlor-Atom ein Chlorid-Ion.

Atome der ersten drei Hauptgruppen im PSE geben Elektronen ab, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dadurch haben sie weniger Elektronen in der Hülle als Protonen im Kern. Es liegt damit ein Überschuss an positiver Ladung vor, sodass **positiv** geladene Ionen entstehen. Solche Ionen heißen **Kationen**. Atome der fünften bis siebten Hauptgruppe nehmen Elektronen auf, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dadurch haben sie mehr Elektronen in der Hülle als Protonen im Kern, somit entstehen **negativ** geladene Ionen. Solche Ionen heißen **Anionen**.



# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Aufgabe 1:

a) Erkläre den Begriff *Edelgaskonfiguration*.

Die Edelgaskonfiguration ... \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b) Warum werden Ionen gebildet? Erkläre.

Ionen werden gebildet, weil ... \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_





# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Aufgabe 2:

a) Vervollständige die folgende Tabelle mithilfe des PSE ([klicke hier](#)).

Hauptgruppe (exemplarisch)	Anzahl der Elektronen, die aufgenommen oder abgegeben werden	Ladung des Ions
I	1 e <sup>-</sup> wird abgegeben	1+
III		
V		
VII	1 e <sup>-</sup> wird aufgenommen	1-





## 1 Aneignung

## Ionenbildung

### Aufgabe 2:

b) Erkläre den Zusammenhang zwischen den Hauptgruppen und der Ionenladung.

---

---

---

---

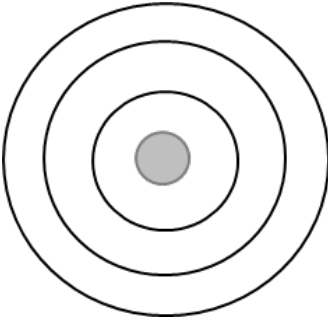
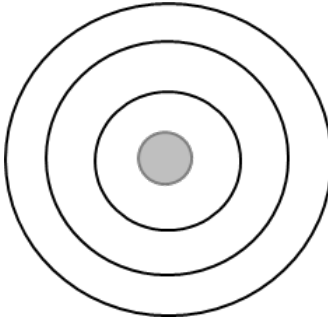
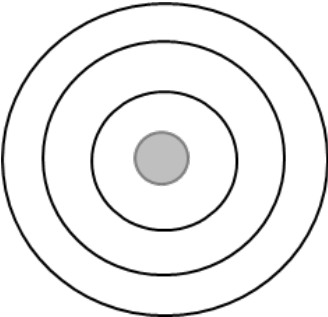




# 1 Aneignung

# Ionenbildung

**Aufgabe 3:** Vervollständige die Darstellung im Schalenmodell, indem du Elektronen in die Hülle einzeichnest.

	Magnesium-Atom	Magnesium-Ion	Neon-Atom
Protonenzahl	12	12	10
Elektronenzahl	12	10	10
Elementsymbol	Mg	Mg <sup>2+</sup>	Ne
Lewis-Formel	· Mg ·	$\overline{\text{Mg}}$	$\overline{\text{Ne}}$
Schalenmodell			





# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Das Periodensystem der Elemente PSE

Hauptgruppen								
Periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1.	<b>H</b>							<b>He</b>
2.	<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>
3.	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>
4.	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>
5.	<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>
6.	<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>



# Die Ionenbildung

Basisübung





## 1 Basisübung

# Ionenbildung

### Die Ionenbildung - Eine Übung

**Aufgabe 1:** Setze die folgenden Begriffe an der richtigen Stelle im Text ein:

abgeben oder aufnehmen / aufgenommen / Anionen / Argon / Chloridion / Edelgaskonfiguration / Elektron / Ion / Kationen / negativ / positiv / sehr stabiler / sieben / drei

Die Teilchen der meisten chemischen Elemente (außer die Edelgase) streben die so genannte \_\_\_\_\_ an. Das ist ein \_\_\_\_\_ Zustand. Die äußere Elektronenschale ist hierbei vollständig mit Elektronen besetzt. Um diesen Zustand zu erreichen, müssen die Elemente Elektronen \_\_\_\_\_ .

Sie werden dadurch zum \_\_\_\_\_ .

Ob Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden, hängt von der Stellung im PSE ab. Es gilt, dass so wenige Elektronen wie möglich wandern. Die Anzahl an Elektronen des im PSE am nächsten stehenden Edelgases soll erreicht werden.





## 1 Basisübung

## Ionenbildung

### Aufgabe 1:

Die Elemente der ersten Hauptgruppe, z. B. das Element Natrium, streben die gleiche Anzahl an Elektronen an wie das vor ihnen stehende Edelgas (hier: Neon). Hierzu müssen sie ein \_\_\_\_\_ abgeben. Für das Element Chlor ist der edelgasähnliche Zustand am schnellsten zu erreichen, wenn ein Elektron \_\_\_\_\_ wird. Es besitzt dann die gleiche Anzahl Elektronen wie das Edelgas \_\_\_\_\_.

Aus dem Natrium-Atom ist ein Natrium-Ion geworden und aus dem Chlor-Atom ein \_\_\_\_\_.

Atome mit ein bis \_\_\_\_\_ Außenelektronen können Elektronen abgeben. Dabei entstehen \_\_\_\_\_ geladene Ionen. Solche Ionen heißen \_\_\_\_\_. Atome mit fünf bis \_\_\_\_\_ Außenelektronen können Elektronen aufnehmen. Dabei entstehen \_\_\_\_\_ geladene Ionen. Solche Ionen heißen \_\_\_\_\_.



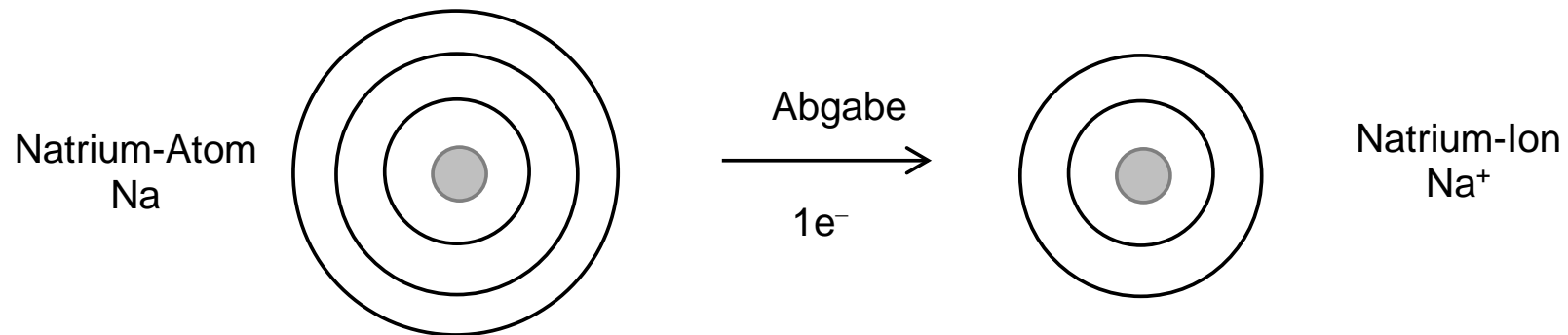


# 1 Basisübung

# Ionenbildung

## Aufgabe 2:

Die Abbildung soll exemplarisch die Bildung eines Natrium-Ions im Schalenmodell zeigen. Ergänze die Verteilung der Elektronen und gib die Anzahl der Elektronen und Protonen an.



Anzahl der Elektronen: \_\_\_\_  
Anzahl der Protonen: \_\_\_\_

Anzahl der Elektronen: \_\_\_\_  
Anzahl der Protonen: \_\_\_\_





# 1 Basisübung

# Ionenbildung

**Aufgabe 3:** Vervollständige die Tabelle zur Ionenbildung mit Hilfe des Periodensystems.

Name des Elements	Lewis-Formel	Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen	Das aus dem Atom entstandene Ion	Das dem Ion entsprechende Edelgasatom
	$\cdot \overset{\cdot}{\text{Al}} \cdot$	$3e^-$ werden abgegeben	$\text{Al}^{3+}$	Neon
Beryllium		$2e^-$ werden abgegeben		
	$\overset{\cdot}{\text{Ca}} \cdot$			
Kalium				
		$1e^-$ wird aufgenommen	$\text{F}^-$	
		$1e^-$ wird abgegeben	$\text{Na}^+$	
Neon				
	$\overset{\cdot}{\text{S}} \cdot$	$2e^-$ werden aufgenommen		
Stickstoff	$\cdot \overset{\cdot}{\text{N}} \cdot$	$3e^-$ werden aufgenommen		



1 Selbsteinschätzung

Ionenbildung

# Selbsteinschätzungsbogen





## 1 Selbsteinschätzung

## Ionenbildung

### Selbsteinschätzungsbogen

Nun sollst du dein erworbenes Wissen zur Ionenbildung einschätzen. Bearbeite im Anschluss diejenige Aufgabe, die zu der Fähigkeit in der Tabelle gehört, bei der du zuerst „Da bin ich mir unsicher.“ oder „Das kann ich noch nicht.“ angekreuzt hast.








Wenn du dich schon bei allen aufgeführten Inhalten sicher fühlst, kannst du die Aufgabe 1 C bearbeiten.





# 1 Selbsteinschätzung

# Ionenbildung

Meine Fähigkeiten	Das kann ich.	Da bin ich mir fast sicher.	Da bin ich mir unsicher.	Das kann ich noch nicht.	Übungsaufgaben
Ich kann die Begriffe <i>Ion</i> , <i>Ionenladung</i> und <i>Edelgaskonfiguration</i> erklären.					1A 
Ich kann ein Schalenmodell zur Bildung eines Ions aus einem Atom darstellen.					1A 
Ich kann die Bildung eines Natriumions und eines Chloridions beschreiben.					1A 
Ich kann erklären, was bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen auf Teilchenebene passiert.					1B 
Ich kann die Bildung der Ionen der Hauptgruppenelemente im Schalenmodell darstellen.					1B 
Ich kann erklären, wie Salze aufgebaut sind.					1B 
Wenn du bei den oberen Aussagen immer „Das kann ich.“ oder „Da bin ich mir fast sicher.“ angekreuzt hast, dann bearbeite folgende Aufgaben:					1C 



## 1 Selbsteinschätzung

## Ionenbildung

Welche Aufgabe hast du in der individuellen Übungsphase bearbeitet?

---

## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung

# „Karl trinkt Mineralwasser“



# 1 A Individuelle Übung

# Ionenbildung



## „Karl trinkt Mineralwasser“



Setze dir das Ziel zu verstehen, aus welchen Teilchen Salze aufgebaut sind.

Der folgende Text ist ein Dialog, den ihr rollenverteilt lesen sollt. Der Text ist in drei Abschnitte aufgeteilt. Am Ende des Textes erwartet euch eine zusammenfassende Aufgabe, mit der ihr überprüfen könnt, was ihr gelernt habt.

### Teil I:

Karl und Anton treffen sich nach dem Sportunterricht in der Pausenhalle. Karl trinkt gerade den letzten Rest aus seiner Mineralwasserflasche. Anton greift nach der leeren Flasche, sein Blick fällt auf das Etikett.

**Anton:** „Du hast gerade Chlor getrunken.“

**Karl:** „Ne, Wasser, warum?“

# 1 A Individuelle Übung

# Ionenbildung



**Anton:** „Hier steht, im Wasser ist Chlor enthalten.“

*NATÜRLICHES MINERALWASSER MIT KOHLENSÄURE VERSETZT  
AUS DER PERLENSPRITZQUELLE*

*Medium*

Auszug aus der Mineralwasseranalyse vom 05.04.2016 der Laborunion Prof. Chent.

In 1 l Mineralwasser sind enthalten:

**Kationen:** Natrium ( $\text{Na}^+$ ) 34 mg/l, Kalium ( $\text{K}^+$ ) 1,3 mg/l, Magnesium ( $\text{Mg}^{2+}$ ) 5,8 mg/l,  
Calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) 17,6 mg/l

**Anionen:** Chlorid ( $\text{Cl}^-$ ) 49 mg/l, Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) 25 mg/l, Hydrogencarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ ) 57 mg/l

*AUS DEN TIEFEN DER GESUNDEN NATUR*

## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



Karl: „Ist das gefährlich?“

Anton: „Ja, Chlor ist doch giftig, das haben wir im Chemieunterricht gelernt.“

Karl: „Das kann gar nicht sein. Entweder du hast etwas falsch verstanden oder in meinem Wasser ist etwas anderes drin.“

Anton: „Stimmt. Das können nur Salze sein. Wahrscheinlich Natriumchlorid, hier steht doch ‚aus den Tiefen der gesunden Natur‘.“

Karl: „Davon habe ich schon mal was gehört. Man kann sogar beweisen, ob bestimmte Salze im Wasser enthalten sind. Man gibt einen Stoff dazu und das Mineralwasser verfärbt sich ganz weiß, wenn Chlorid-Ionen enthalten sind. Wenn keine oder andere Ionen drin sind, passiert nichts oder das Wasser verfärbt sich grau oder sogar gelb.“

## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Schülerversuch: Nachweis von Chlorid-Ionen im Mineralwasser


#### Chemikalien

- Silbernitratlösung verd.




- Mineralwasser

#### Geräte

- 1 Reagenzglas
- Reagenzglasständer
- Pipette
- Schutzbrille 

#### Achtung

- Schutzbrille tragen! 
- Das entstandene Produkt wird in den Abfallbehälter für Schwermetallsalzlösungen entsorgt.

## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuchsdurchführung



- Setze die Schutzbrille auf.
- Gebe etwa 2 ml Mineralwasser in das Reagenzglas und füge ein bis zwei Tropfen Silbernitratlösung hinzu.
- Schwenke das Reagenzglas vorsichtig und beobachte.

### Beobachtungen

### Deutung: Was ist im Mineralwasser enthalten?

(Hinweis: Nutze dazu die Informationen aus dem Dialog.)







## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



Überprüfe, ob die neuen Inhalte, die du in diesem Abschnitt erfahren hast, zu dem passen, was du schon wusstest.

### Teil II:

Die zwei Freunde unterhalten sich weiter in der nächsten Pause.

Karl: „Also habe ich eben Chlorid-Ionen getrunken?“

Anton: „Ja, sieht so aus. Schau mal, ich habe eine Chemie-App gefunden. Wenn du einen Blick ins Periodensystem der Elemente wirfst, erkennst du, dass Natrium (Na) in einem dunkelgrauen Feld steht und damit zu der Gruppe der Metalle gehört. Der andere Bestandteil des Salzes – Chlor (Cl) – ist hellgrau markiert und gehört somit zu den Nichtmetallen. Metalle und Nichtmetalle unterscheiden sich in ihren Eigenschaften. Dies liegt unter anderem an der Anzahl der Elektronen auf der Außenschale ihrer Atome. Metall-Atome haben in der Regel ein bis drei Elektronen auf der äußeren Schale. Nichtmetall-Atome haben in der Regel vier bis sieben Elektronen auf der äußeren Schale. Ich denke, du weißt, warum das wichtig ist.“



# 1 A Individuelle Übung

# Ionenbildung

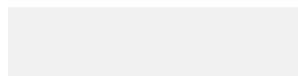
Hauptgruppen								
Periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1.	<b>H</b>							<b>He</b>
2.	<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>
3.	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>
4.	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>
5.	<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>
6.	<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>



**Metalle**



**Halbmetalle**



**Nichtmetalle**



## 1 A Individuelle Übung

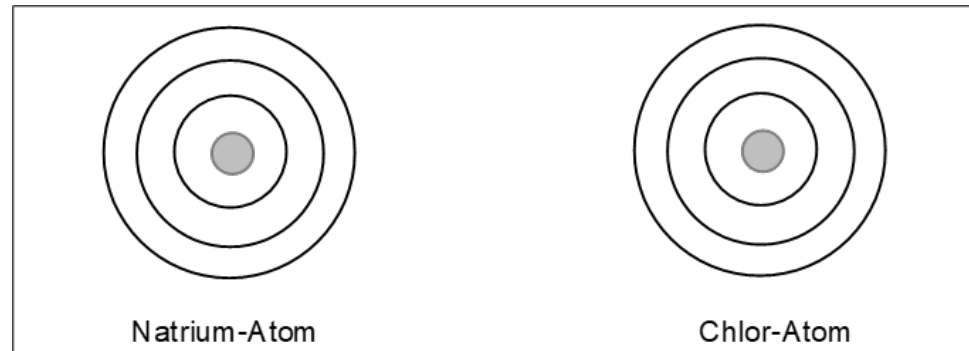
## Ionenbildung



Überprüfe, ob du verstanden hast, wie die Elektronen in Metall-Atomen und Nichtmetall-Atomen verteilt sind.

**Karl:** „Aus der Bezeichnung Natriumchlorid kann man ableiten, dass dieser Stoff aus den Elementen Natrium (Na) und Chlor (Cl) entstanden ist. Wir haben festgestellt, dass ein Natrium-Atom ein Elektron auf seiner Außenschale besitzt. Ein Chlor-Atom besitzt 7 Elektronen auf der äußeren Schale.“

**Aufgabe 1:** Vervollständige die Schalenmodelle eines Natrium-Atoms und eines Chlor-Atoms.



**Karl:** „Reagieren Natrium und Chlor miteinander, überträgt das Natrium-Atom ein Elektron auf das Chlor-Atom. Es bildet sich ein positiv geladenes Natrium-Kation ( $\text{Na}^+$ ) und ein negativ geladenes Chlorid-Anion ( $\text{Cl}^-$ ).“

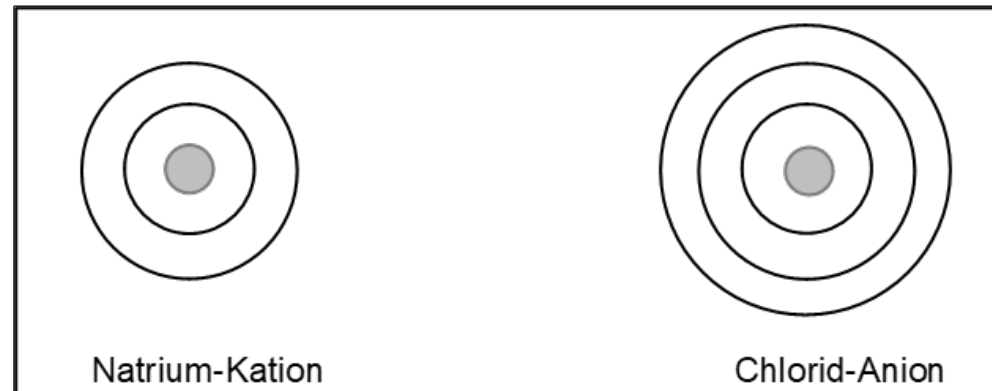




## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung

**Aufgabe 2:** Vervollständige die Schalenmodelle eines Natrium-Kations und eines Chlorid-Anions.



**Karl:** „Sowohl das Natrium-Kation als auch das Chlorid-Anion haben nun acht Elektronen auf ihrer Außenschale und erreichen damit die Edelgaskonfiguration. Das Natriumchlorid [...] besteht also aus Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen. So wie es auf dem Etikett der Mineralwasserflasche steht.“





## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



Überprüfe mit dem Spiel, ob du verstanden hast, wie Ionen gebildet werden.

### Spielanleitung:

1. Finde dich mit einer Mitschülerin oder einem Mitschüler zusammen, die/der ebenfalls diese Aufgabe bearbeitet.
2. Mischt die elf Spielkarten gut durch und verteilt sie so untereinander, dass eine Spielerin / ein Spieler fünf und die / der andere sechs Karten erhält.
3. Jede Karte enthält auf der Vorderseite eine Frage und auf der Rückseite eine Antwort zu einer anderen Frage. Die Spielerin / der Spieler mit sechs Karten beginnt und liest ihre /seine Frage vor. Beide suchen dann in ihren Karten nach der passenden Antwort.
4. Hat eine Schülerin / ein Schüler die Antwort gefunden, wird sie vorgelesen. Nun wird diese Karte umgedreht und die nächste Frage auf ihrer Rückseite vorgelesen.

Wurde von einer Karte sowohl die Frage als auch die Antwort vorgelesen, wird diese abgelegt.



Hattet ihr Schwierigkeiten, Frage und Antwort zuzuordnen? Vergleicht mit der Lösung.



## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**



1 B Individuelle Übung

Ionenbildung

# Salz selbst herstellen - Kupferiodid



## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuch: Salz selbst herstellen - Kupferiodid

Finde dich mit zwei bis drei Mitschülern oder Mitschülerinnen zusammen, die ebenfalls diese Aufgabe bearbeiten.



Setze dir das Ziel herauszufinden, \_\_\_\_\_

**Aufgabe 1:** Überlegt euch, aus welchen Elementen sich das Salz Kupferiodid herstellen lässt, und formuliert eine Idee.

---



---

**Aufgabe 2:** Überprüft eure Idee, indem ihr das Experiment durchführt. Beachtet bei der Durchführung die Sicherheits- und Entsorgungshinweise. Notiert eure Beobachtungen.





# 1 B Individuelle Übung

# Ionenbildung




## Schülerversuch: Herstellung von Kupferiodid



### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Kupferblech

- Iod 

- Glaswolle 

### Geräte

- Stativ mit Klemme
- Reagenzglas
- Spatel
- Pinzette
- Bunsenbrenner
- Porzellanschale
- Schutzbrille

### Achtung

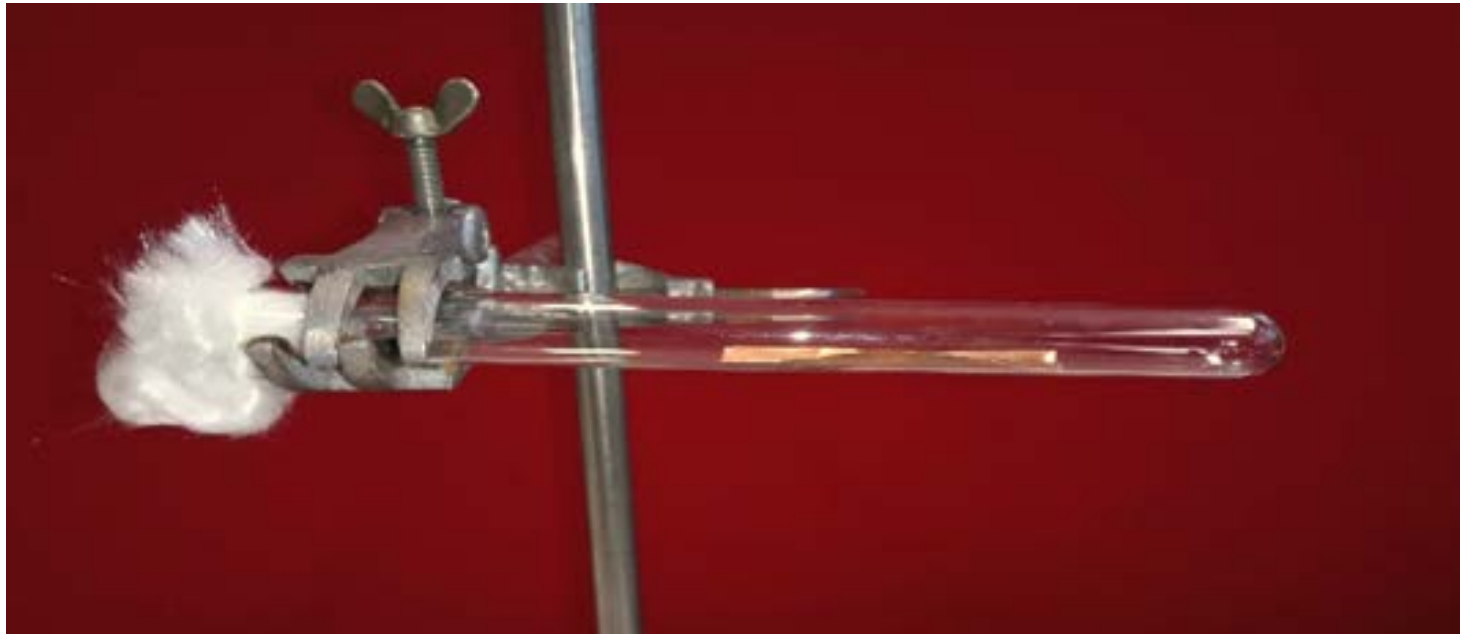
- Schutzbrille tragen! 
- Das entstandene Produkt wird in die Feststofftonne entsorgt.

## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuchsaufbau:



**Abb. 1:** Versuchsaufbau zum Schülerversuch: Herstellung von Kupferiodid

## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuchsdurchführung

- Setze die Schutzbrille auf.
- Baue die Versuchsanordnung gemäß dem Versuchsaufbau auf.
- Gib 1 – 2 Kristalle Iod in das Reagenzglas.



### Wie sieht Iod vor der Reaktion aus? Notiere deine Beobachtung!

- Befestige das Reagenzglas waagrecht am Stativ.
- Falte das Kupferblech und führe es bis in die Mitte des Reagenzglases ein.

### Wie sieht Kupfer vor der Reaktion aus? Notiere deine Beobachtung!

- Verschließe das Reagenzglas mit der Glaswolle.
- Erhitze mit dem Gasbrenner den hinteren Teil des Reagenzglases, bis das Iod gasförmig wird.
- Erhitze nun das Kupferblech in der Mitte des Reagenzglases solange, bis kein violetteres Gas mehr im Reagenzglas vorhanden ist.

### Was passiert während der Reaktion? Notiere deine Beobachtung!

- Lass das Reagenzglas abkühlen und entnimm das Kupferblech. Klopfe das Blech über der Porzellanschale ab.

### Wie sieht das Reaktionsprodukt aus? Notiere deine Beobachtung!

## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuchsbeobachtungen:

Aussehen der Stoffe vor der Reaktion:

---

---

Beobachtungen während der Reaktion:

---

Aussehen des Stoffes nach der Reaktion:

---

---





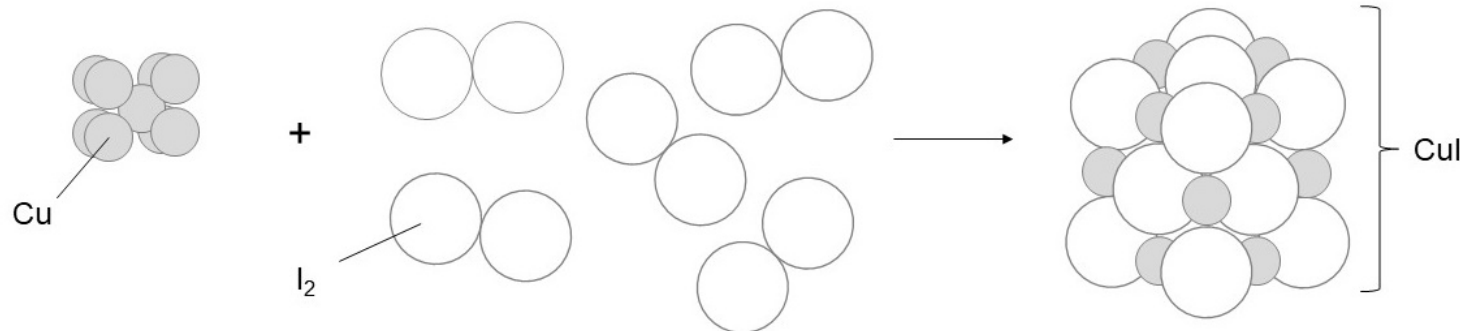
## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung

**Aufgabe 3:** Die Reaktion zwischen Kupfer und Iod ist der Reaktion zwischen Natrium und Chlor, die dir bereits aus dem Unterricht bekannt sein sollte, sehr ähnlich. Deshalb sollte dir die Deutung des Experiments mithilfe der nachfolgenden Aufgaben selbstständig gelingen.

In Abbildung 2 ist die Reaktionsgleichung im Teilchenmodell dargestellt. Leite daraus eine Wortgleichung für die Reaktion ab und trage sie unten auf dieser Seite ein.

**Tipp:** Als Hilfe kannst du deine Unterlagen zum Thema Ionenbildung nutzen.



**Abb. 2:** Die Reaktion von Kupfer und Iod im Teilchenmodell

\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_ → \_\_\_\_\_





## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



Überprüfe, ob du alles richtig gemacht hast:

### Überprüfe

1. die Formulierung deiner Idee,
2. die Durchführung deines Experiments und
3. die Ergebnisse der Aufgabe 3  
mit Hilfe der Lösung.



Reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.





## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung

### Aufgabe 4: Puzzle zur Elektronenverteilung



Setze dir das Ziel zu verstehen, wie man Ionen im Modell darstellt.

Finde dich mit drei weiteren Mitschülern oder Mitschülerinnen zusammen, die diese Aufgabe ebenfalls bearbeiten. Lest euch anschließend die Spielanleitung sorgfältig durch.

#### Spielanleitung:

1. Jeder von euch bekommt einen Spielplan mit dem Modell des Atomkerns, 3 Schalen und eine Dose mit Elektronenplättchen. Zusätzlich wird ein Periodensystem der Elemente benötigt.
2. Legt die Spielkarten verdeckt in die Mitte. Jede Karte enthält das Symbol und das Schalenmodell eines Ions.
3. Die jüngste Spielerin / der jüngste Spieler zieht eine Karte, nennt das Symbol des Ions und ist für diesen Spielzug die Spielleitung. Diese wechselt für jeden Zug im Uhrzeigersinn.
4. Diejenige Spielerin / derjenige Spieler, die / der als erstes das richtige Modell zum Symbol gelegt hat, gewinnt die Karte. Hat keiner das richtige Modell gepuzzelt, wird die Karte wieder unter den Stapel gelegt.
5. Diejenige Spielerin/ derjenige Spieler mit den meisten Karten am Ende hat gewonnen.



Überprüfe, ob du jede Darstellung der Ionen verstanden hast.

## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**





# Wie reagiert Magnesium mit Salzsäure?



## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Wie reagiert Magnesium mit Salzsäure?

Finde dich mit einem Mitschüler oder einer Mitschülerin zusammen, der/die ebenfalls diese Aufgabe bearbeitet.



Setze dir das Ziel herauszufinden, \_\_\_\_\_.

**Aufgabe 1:** Formuliert eine Idee, was passiert, wenn man ein Magnesiumband in verdünnte Salzsäure-Lösung gibt. Notiert eure Idee in eurem Arbeitsheft.

**Aufgabe 2:** Überprüft eure Idee, indem ihr das Experiment durchführt. Beachtet bei der Durchführung die Sicherheits- und Entsorgungshinweise.

## 1 C Individuelle Übung



## Ionenbildung



### Schülerversuch: Die Reaktion von Magnesium und Salzsäure




#### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Salzsäure verd. 
- Magnesiumband 

#### Geräte

- 2 Reagenzgläser
- Reagenzglas mit seitlichem Ansatz
- pneumatische Wanne
- Pipette
- Pinzette
- Reagenzglasklammer
- Stativmaterial
- Bunsenbrenner
- Schutzbrille

#### Achtung

- Schutzbrille tragen! 
- Das entstandene Produkt wird in die Feststofftonne entsorgt.
- Vorsicht!!! Ein Reaktionsprodukt ist Wasserstoff.



## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Versuchsdurchführung

(Zwei mögliche Varianten: s. Abb. 1 und 2)



- Setze die Schutzbrille auf.
- Gib 2 ml verdünnte Salzsäure ( $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ) in das Reagenzglas und füge einen ca. 2 cm langen Streifen Magnesiumband ( $\text{Mg}_{(\text{s})}$ ) hinzu.
- Warte, bis die Reaktion abgeklungen ist.
- Erhitze die Lösung, bis das Wasser komplett verdampft ist.
- Führe den Versuch ein zweites Mal durch und fange dabei das entstehende Gas pneumatisch auf (s. Skizze).
- Führe mit dem aufgefangenen Gas die Knallgasprobe durch.

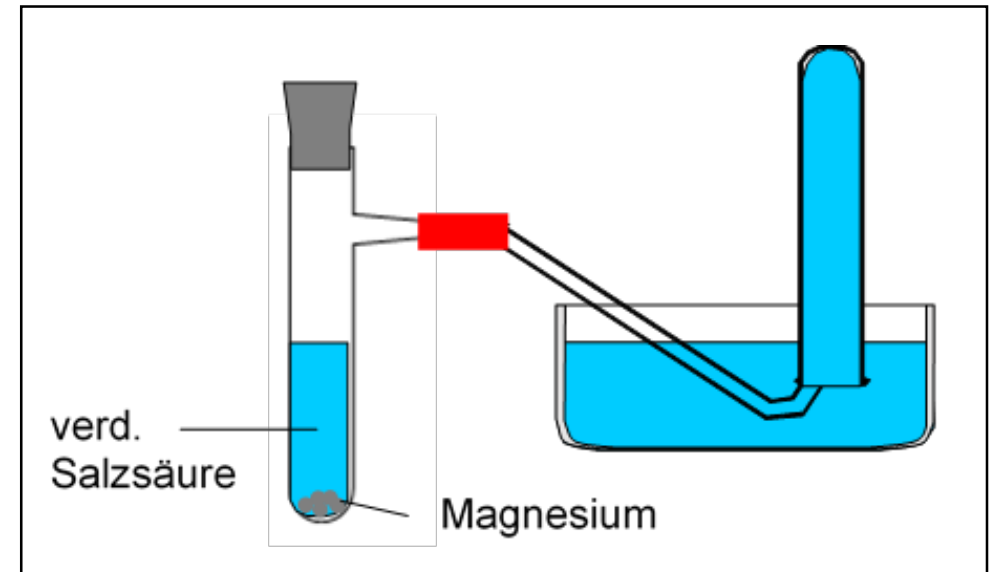


Abb. 1: Versuchsskizze (Variante 1)

## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung

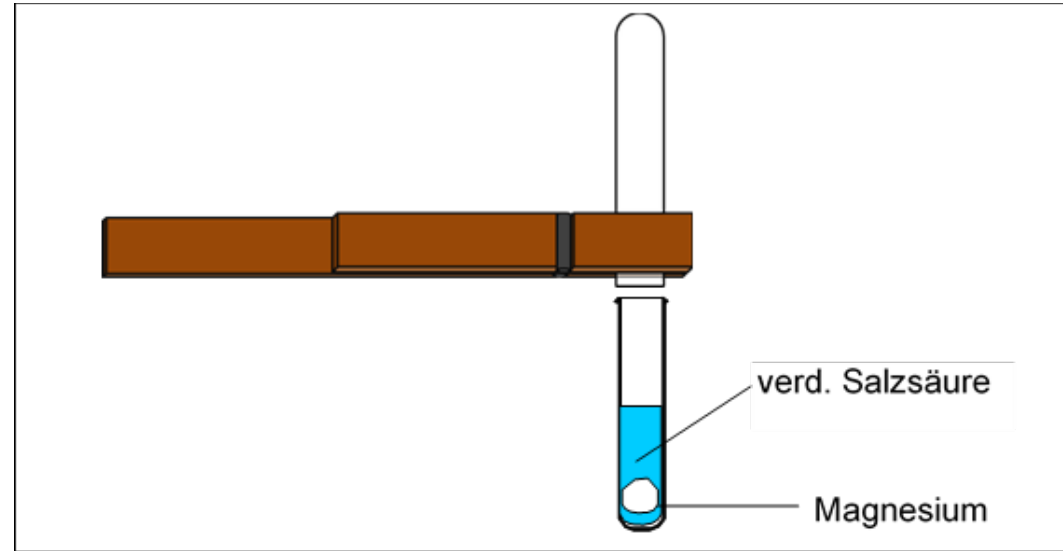


Abb. 2: Versuchsskizze (Variante 2)

Beobachtung: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



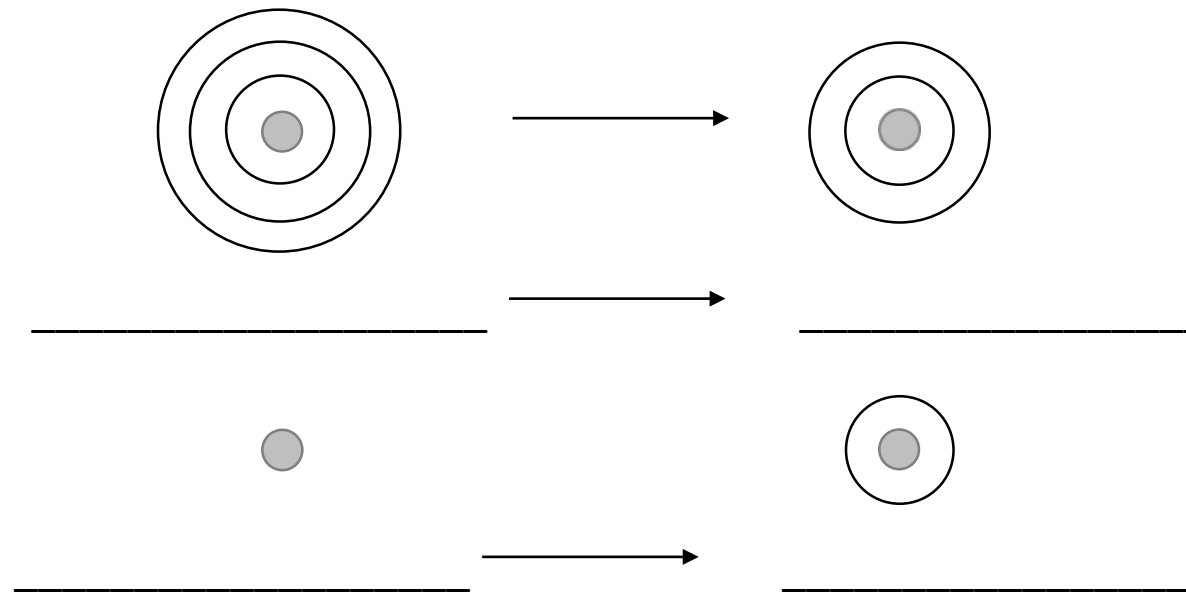
## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



**Aufgabe 3:** Formuliert die Wortgleichung zu diesem Versuch. Überlegt euch dabei, welche Produkte entstanden sind.

**Aufgabe 4:** Stellt die Teilreaktionen im Schalenmodell dar. Ergänzt dazu folgende Modellzeichnungen und erläutert die Elektronenübergänge: Welcher Stoff gibt Elektronen ab, welcher nimmt Elektronen auf? Ergänzt die Namen der Stoffe und das jeweilige Formelsymbol.



## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



**Aufgabe 5:** Formuliert die Reaktionsgleichung zu dem Versuch. Achtet auf die Schreibweise der Ionen.

**Tipp:** Salzsäure kann man auch als Lösung von Wasserstoffchlorid ( $\text{HCl}_{\text{aq}}$ ) bezeichnen.

---

### Aufgabe 6:



Überprüfe, ob du alles richtig gemacht hast: die Formulierung deiner Idee, die Durchführung des Experiments, deine Ergebnisse der Aufgaben 3-5 (vergleiche mit den Lösungen).



Reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.



## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



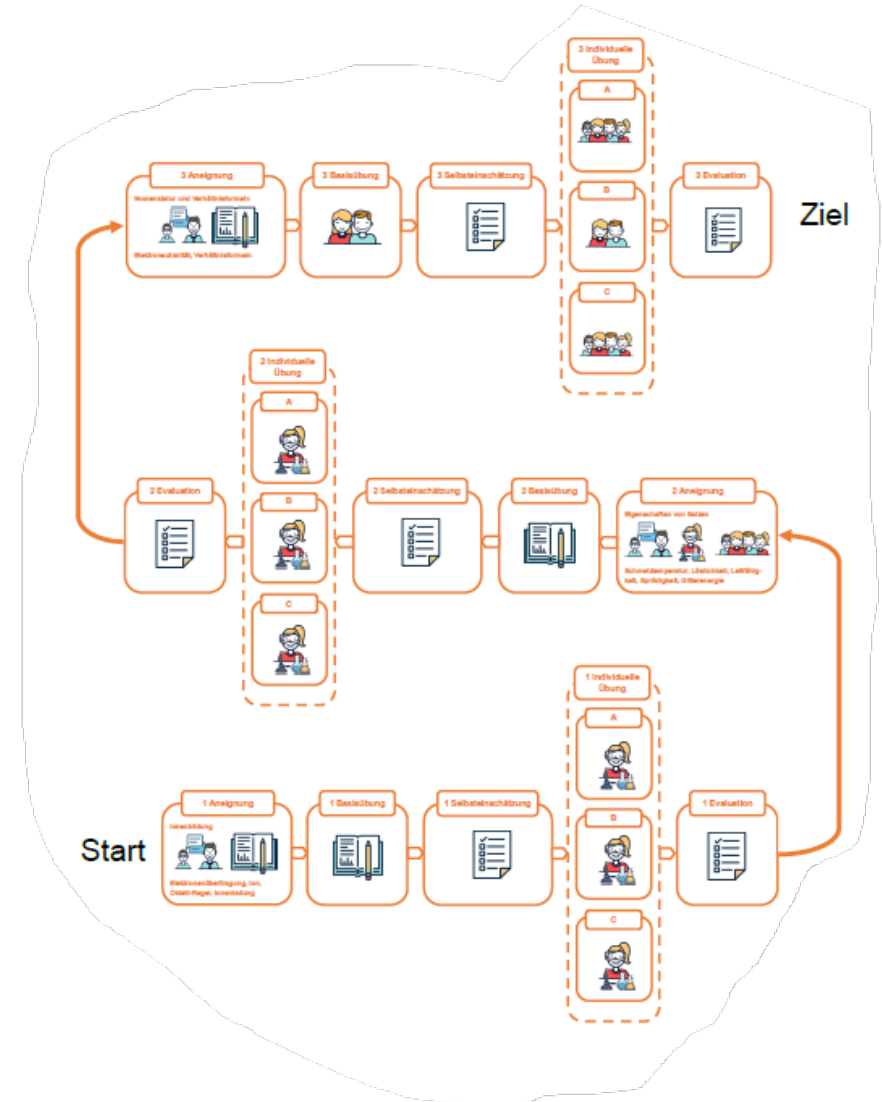
**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**





# Milestone 2 Eigenschaften von Salzen

Schmelztemperatur, Löslichkeit, Leitfähigkeit,  
Sprödigkeit, Gitterenergie





## 2 Einführung

# Eigenschaften von Salzen

### Hinweise für Schülerinnen und Schüler im Präsenzunterricht

- Bevor ihr in der **Aneignungsphase** mit der experimentellen **Stationsarbeit** beginnt:
  - Vor Beginn der Experimente müsst ihr über den Umgang mit den Gefahrstoffen unterwiesen werden.
  - Solltet ihr mit der Auswertung der Versuche nicht klar kommen, bittet um die **Hinweiskarten**.
- Bevor ihr mit den **Individuellen Übungen** beginnt:
  - Vor Beginn der Experimente müsst ihr über den Umgang mit den Gefahrstoffen unterwiesen werden.
  - Solltet ihr mit der Auswertung der Versuche nicht klar kommen, bittet um die **Hinweiskarten**.



# Stoffeigenschaften von Salzen



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Information zu Stoffeigenschaften von Salzen

**Salze** bilden eine eigene **Stoffgruppe**, weil alle Salze aus **Ionen** bestehen, die in einem **festen Ionengitter** angeordnet sind. Am Aufbau des Ionengitters sind **positiv geladene Metallionen (Kationen)** und **negativ geladene Nichtmetallionen (Anionen)** beteiligt. Das wohl bekannteste Salz ist das Natriumchlorid ( $\text{NaCl}$ ), das vor allem als Kochsalz bei der Zubereitung von Speisen verwendet wird. Viele Eigenschaften des Kochsalzes lassen sich deshalb mithilfe des Alltagswissens beschreiben.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 1:** Welche Eigenschaften haben Salze? Das sollt ihr an den nachfolgenden Stationen untersuchen und die Ergebnisse in die folgende Tabelle zu eurem Salz eintragen.

Stoffeigenschaften	Natriumchlorid (NaCl)	Kaliumchlorid (KCl)	Kaliumbromid (KBr)
Station 1: Schmelztemperatur			
Station 2: Elektrische Leitfähigkeit			
Station 3: Löslichkeit in Wasser			
Station 4: Sprödigkeit			



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 2:** Erklärt jede Stoffeigenschaft mithilfe der Ergebnisse der Stationsaufgaben auf Teilchenebene. Bereitet hierzu einen Kurzvortrag vor. Notiert dafür Stichworte in der folgenden Tabelle.

Schmelztemperatur	Elektrische Leitfähigkeit	Löslichkeit in Wasser	Sprödigkeit



2 Aneignung

Eigenschaften von Salzen



# Schmelztemperatur

Station 1



## 2 Aneignung

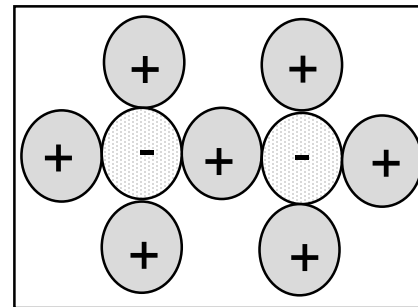
## Eigenschaften von Salzen



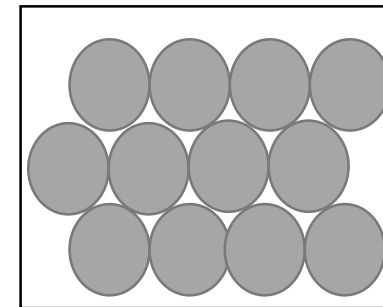
In der nachfolgenden Tabelle sind die Schmelztemperaturen einiger Salze im Vergleich zu anderen Stoffen aufgeführt. Daneben findet ihr außerdem einen sehr stark vereinfachten Ausschnitt aus der Kristallstruktur eines Salzes sowie eine schematische Darstellung von Kerzenwachs auf Teilchenebene.

Stoff	Schmelztemperatur
Lithiumbromid	550°C
Kaliumbromid	734°C
Kaliumchlorid	773°C
Natriumchlorid	801°C
Natriumsulfat	888°C
Calciumphosphat	1670°C
Wasser	0°C
Ethanol (Trinkalkohol)	-114°C
Sauerstoff	-219°C

Tabelle 1: Schmelzpunkte



**Abb. 1:** Vereinfachter Ausschnitt der Kristallstruktur eines Salzes



**Abb. 2:** Schematische Darstellung von Kerzenwachs auf Teilchenebene



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 1:** Baut mithilfe der Magnetplättchen den Kristallausschnitt eines Salzes sowie mithilfe der Spielplättchen das Kerzenwachs auf Teilchenebene nach.

**Aufgabe 2:** Beschreibt in einem Text, wie sich die Magnetplättchen des Salzkristalls zueinander verhalten. Wie ist es mit den Spielplättchen des Kerzenwachses?

---



---



---



---



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 3:** Lest den folgenden Infotext. Überlegt euch, was die Plättchen eurer Modelle verdeutlichen. Formuliert einen Text zur Deutung eurer Modelle.

### Infotext: Gitterenergie

Salze bestehen aus **Ionen**, also positiv und negativ geladenen Teilchen, die regelmäßig in einem **Ionengitter** angeordnet sind. Ähnlich wie bei zwei Magneten ziehen sich die positiv und negativ geladenen Ionen innerhalb des Ionengitters an. Ein Maß für die Stärke des Zusammenhangs von Ionen in einem Kristallgitter ist die **Gitterenergie**. Dies ist die benötigte Energiemenge, um die **Anziehungskräfte** zwischen den Ionen zu überwinden. Umgekehrt handelt es sich dabei auch um die **Energiemenge**, die frei wird, wenn positiv und negativ geladene Ionen ein Kristallgitter bilden.



## 2 Aneignung

# Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 4:** Leitet nun eine Schlussfolgerung ab, weshalb die Schmelztemperatur des Salzes so hoch ist, während die Schmelztemperatur von Kerzenwachs deutlich geringer ist. Notiert die Schlussfolgerung in ganzen Sätzen.

---



---



---



---





# Elektrische Leitfähigkeit

## Station 2



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Info: Strom – Was ist das eigentlich?

Unter **elektrischem Strom** versteht man Ladungen, die sich in eine bestimmte Richtung bewegen. Damit ist eine wichtige Voraussetzung für einen Stromfluss der Transport von geladenen Teilchen. Im einfachsten Fall handelt es sich bei Strom, der durch eine Leitung fließt, um **negativ geladene Elektronen**, die sich vom Minuspol zum Pluspol bewegen. Aber auch andere geladene Teilchen wie z. B. Ionen können in eine bestimmte Richtung gelenkt werden und so für einen Stromfluss sorgen.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Schülerversuch: Elektrische Leitfähigkeit von Salzen



#### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Destilliertes Wasser
  - Natriumchlorid
- oder
- Kaliumchlorid
- oder
- Kaliumbromid



**Achtung:** Schutzbrille tragen!

#### Geräte

- Wechselspannungsquelle
- Kabel
- Krokodilklemmen
- Strommessgerät
- Fassung mit Glühlampe
- 2 Graphitelektroden
- 2 Bechergläser (100 ml)

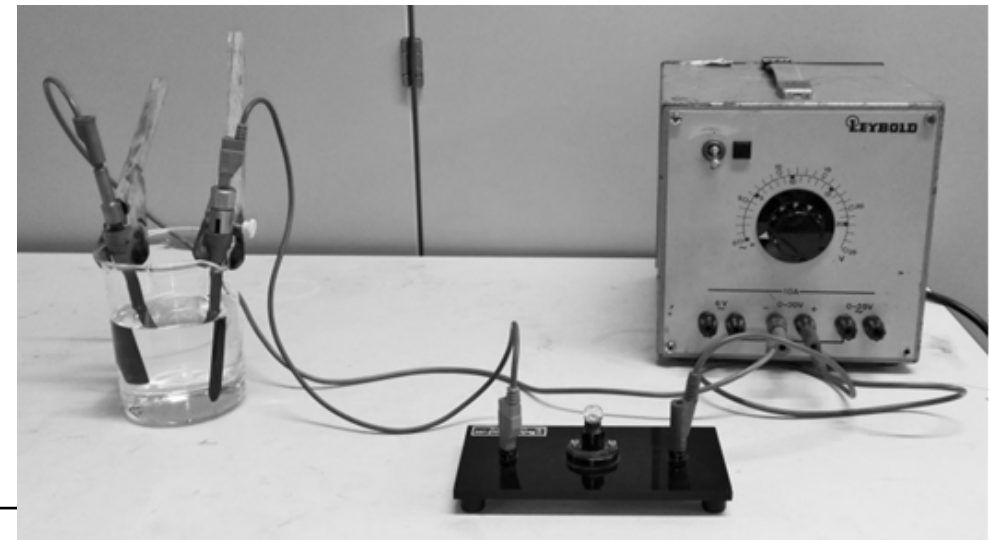


Abb. 1: Versuchsaufbau

**Aufgabe 1:** Lest euch die Durchführung zum „Schülerversuch: Elektrische Leitfähigkeit von Salzen“ auf der nächsten Seite sorgfältig durch. Formuliert eigene Vermutungen über die Ergebnisse der Schritte 2 bis 5 und tragt diese in die zweite Spalte der Auswertungstabelle auf der übernächsten Seite ein.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Schülerversuch: Elektrische Leitfähigkeit von Salzen

**Aufgabe 2:** Führt nun den Versuch zur elektrischen Leitfähigkeit durch und notiert eure Beobachtungen in der dritten Spalte der Auswertungstabelle.

Schritt 1: Baut die Apparatur zur Messung der elektrischen Leitfähigkeit entsprechend der Abbildung auf. Legt eine Spannung von etwa 5 V an und stellt einen Messbereich im Milliampere-Bereich ein.

Schritt 2: Haltet die beiden Graphitelektroden zunächst in eure Salzprobe. Die Elektroden dürfen sich nicht berühren. Notiert die Stromstärke und eure Beobachtungen der Glühlampe. Reguliert die Spannung wieder herunter. Nehmt dann beide Elektroden wieder heraus und reinigt sie gut mit einem Papiertuch.

Schritt 3: Haltet die beiden Graphitelektroden in ein Becherglas mit 50 ml destilliertem Wasser, ohne dass sich die Elektroden berühren. Notiert die Stromstärke und eure Beobachtungen der Glühlampe.

Schritt 4: Löst in dem Becherglas mit 50 ml destilliertem Wasser zunächst 5 Spatelspitzen Salz. Haltet anschließend die beiden Graphitelektroden in das Becherglas und notiert erneut eure Beobachtungen der Stromstärke sowie der Glühlampe.

Schritt 5: Fügt drei weitere Spatelspitzen Salz in die Wasserprobe hinzu. Ermittelt erneut die Stromstärke, indem ihr die Graphitelektroden hineinhaltet.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 3:** Aus dem bisherigen Unterricht wisst ihr bereits, dass euer Salz aus positiv geladenen und negativ geladenen Ionen aufgebaut ist. Formuliert Erklärungen für eure Versuchsbeobachtungen und tragt diese in die Auswertungstabelle ein. Nutzt dazu die Informationen aus dem Infotext „Strom – Was ist das eigentlich?“.

	Vermutung	Beobachtung	Erklärung
<u>Schritt 2:</u> ungelöste Salzprobe			
<u>Schritt 3:</u> destilliertes Wasser			
<u>Schritt 4:</u> gelöstes Salz			
<u>Schritt 5:</u> erhöhte Konzentration des Salzes			





2 Aneignung

Eigenschaften von Salzen

# Löslichkeit

Station 3



## 2 Aneignung

# Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 1:** Bestimmt die Löslichkeit eures Salzes in Wasser, indem ihr folgendes Experiment durchführt:

### Versuchsdurchführung:

1. Stellt den Erlenmeyerkolben mit dem Reagenzglas mit Stopfen auf die Waage und drückt die Tara-Taste.
2. Gebt anschließend ca. 10 g destilliertes Wasser in das Reagenzglas und stellt das Reagenzglas in den Erlenmeyerkolben auf die Waage und notiert die genaue Masse in die Messwerttabelle.
3. Gebt nun ca. 0,5 g der Salzprobe in das Reagenzglas, verschließt das Reagenzglas mit dem Stopfen und schüttelt kräftig, bis sich das Salz vollständig gelöst hat.
4. Wiederholt den Schritt 3 solange, bis sich ein Bodensatz auf dem Boden des Reagenzglases gebildet hat. Notiert abschließend die gesamte Masse der Lösung in die Messwerttabelle.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Beobachtungen:

#### Messwerttabelle

m (Wasser)	
m (Lösung)	
$m(\text{Salz}) = m(\text{Lösung}) - m(\text{Wasser})$	

**Anmerkung:** m steht für die Masse eines Stoffes, die in Gramm (g) angegeben wird.

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Infotext: Löslichkeit

Die **Löslichkeit**  $\beta$  eines Stoffes gibt an, welche **Masse** eines Stoffes sich in **100 ml Wasser** vollständig löst.

Wird die Löslichkeit eines Stoffes überschritten, fällt der Feststoff aus und bildet einen **Bodensatz**. Die Lösung ist **gesättigt**.

In der Regel ist die Löslichkeit eines Salzes **temperaturabhängig**.

### Berechnung der Löslichkeit:

$$\text{Löslichkeit} = \frac{\text{Masse (Salz) in Gramm}}{\text{Volumen (Wasser) in Milliliter}}$$

$$\beta = \frac{m(\text{Salz}) \text{ in } g}{V(\text{Wasser}) \text{ in } ml}$$

*Tipp: Ein Milliliter Wasser wiegt ein Gramm.*

### Infotext: Massenanteil

Der **Massenanteil**  $\omega$  gibt an, wie viel **Gramm des Salzes** in **100 g fertiger Lösung** gelöst sind.

**Beispiel:** Eine Lösung mit einem Massenanteil von 10% enthält z. B. 10 g Salz in 90 g Wasser gelöst.

### Berechnung des Massenanteils:

$$\text{Massenanteil} = \frac{\text{Masse (Salz) in Gramm}}{\text{Masse (Salz + Wasser) in Gramm}}$$

$$\omega = \frac{m(\text{Salz}) \text{ in } g}{m(\text{Salz}) + m(\text{Wasser}) \text{ in } g}$$

$$\omega = \frac{10 \text{ g}}{10 \text{ g} + 90 \text{ g}} = 0,1 \hat{=} 10\%$$

## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Auswertung:** Berechnet die Löslichkeit und den Massenanteil des Salzes in eurer Lösung.

**Berechnung der Löslichkeit:**

**Berechnung des Massenanteils:**



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Aufgabe 2:** Um euch den Lösungsvorgang auf Teilchenebene vorstellen zu können, schaut euch die Animation zum Lösen eines Natriumchlorid-Kristalls in Wasser auf dem Computer an.

Link zum Animationsfilm:

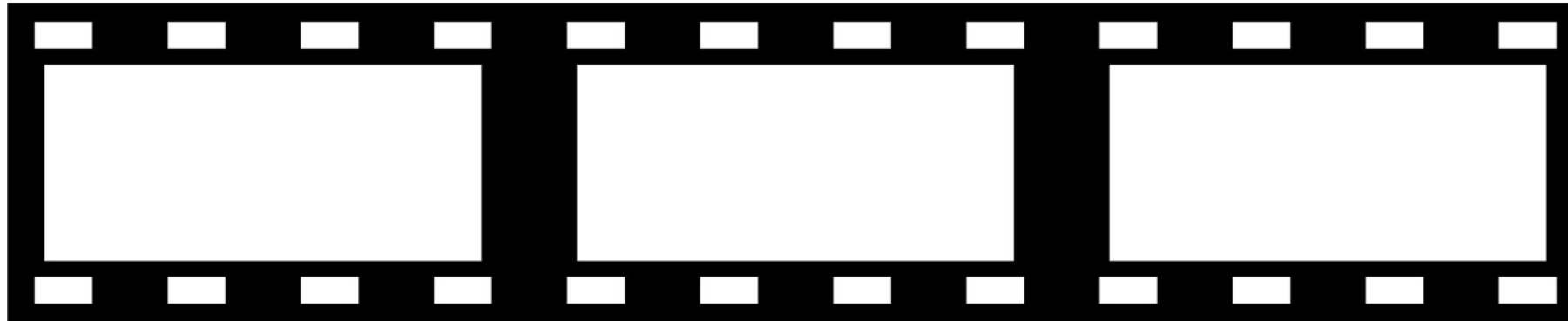


## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



Zeichnet den Prozess der Lösung eines Salzkristalls auf Teilchenebene in drei Schritten in den Filmstreifen und beschreibt den Prozess in eigenen Worten.



Schritt 1: Beginn des Lösungsvorgangs	Schritt 2: Während des Lösungsvorgangs	Schritt 3: Ende des Lösungsvorgangs



2 Aneignung

Eigenschaften von Salzen

# Sprödigkeit

Station 4







## 2 Aneignung

# Eigenschaften von Salzen

### Ein Salzkristall unter der Lupe

Salzkristalle sind hart und spröde. Schlägt man mit einem Hammer auf einen Salzkristall, zerspringt er in einzelne Stücke (**Sprödigkeit**). Betrachtet man diese Bruchstücke genauer, erkennt man regelmäßige Formen mit geraden Bruchkanten. Dieses Phänomen ist nicht nur bei Kochsalz, sondern auch bei zahlreichen anderen Salzen festzustellen.



**Abb. 1:** Kochsalz unter der Lupe



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 1:** In der nachfolgenden Abb. 2 sind die einzelnen Schritte des Vorgangs auf Teilchenebene durcheinandergekommen. Bringt sie in die richtige Reihenfolge, indem ihr sie entsprechend nummeriert.

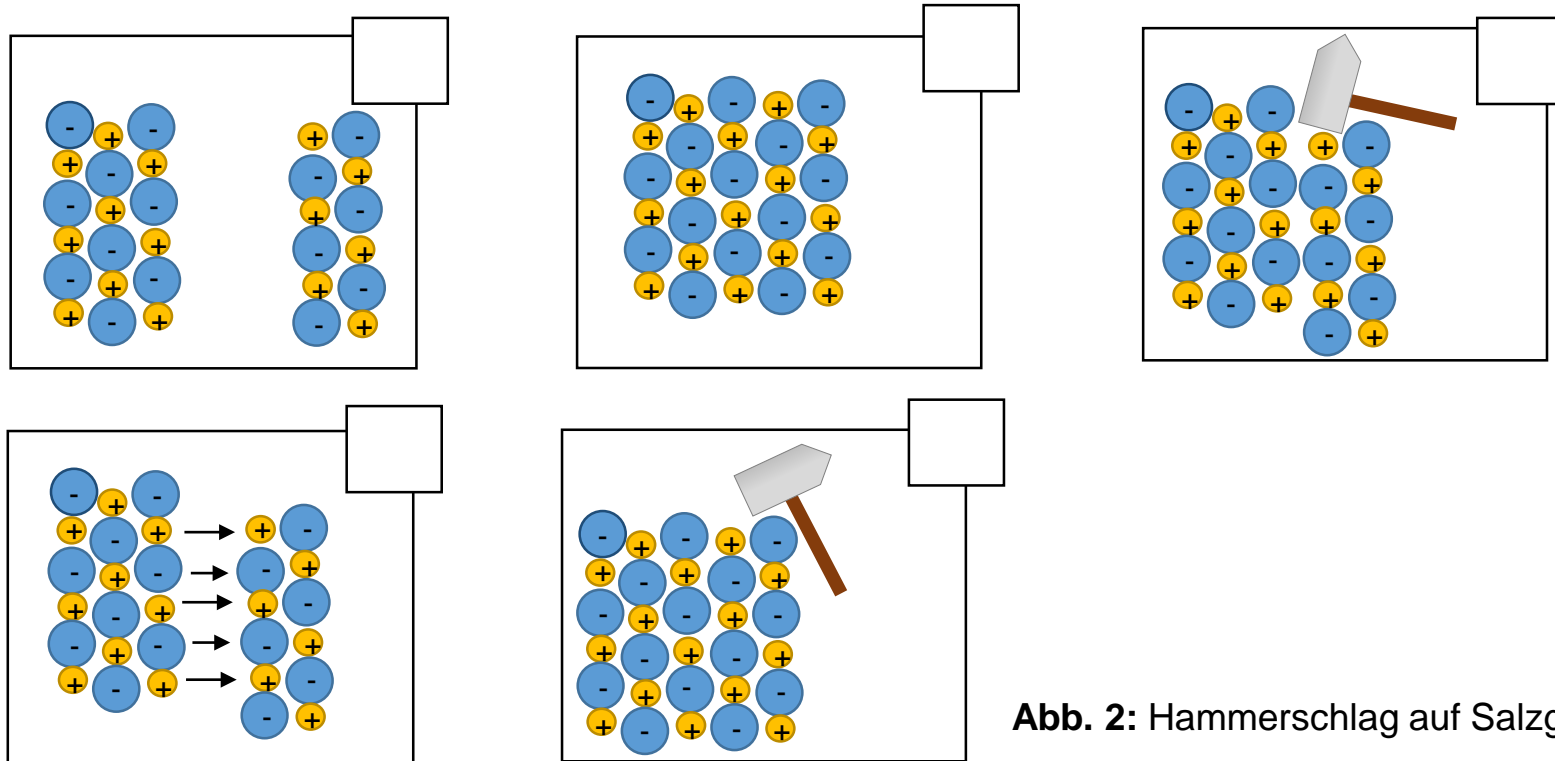


Abb. 2: Hammerschlag auf Salzgitter





## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 2:** Beschreibt den Schlag des Hammers auf einen Salzkristall mit eigenen Worten. Teilt den Vorgang in drei verschiedene Phasen ein (vorher, während, danach). Leitet daraus eine Erklärung für die Sprödigkeit von Salzen ab. Wie kommen die geraden Bruchkanten zustande?

---

---

---

---





## 2 Aneignung

# Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 3:** In der Abb. 2 wird der Salzkristall in einem stark vereinfachten Modell dargestellt. Fasst zusammen, welche Aussagen diese Modelldarstellung über den Aufbau eines Salzkristalls macht.

---



---



---



---



## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

# Eigenschaften von Salzen

Basisübung





## 2 Basisübung

# Eigenschaften von Salzen

### Eigenschaften von Salzen

Im allgemeinen Sprachgebrauch versteht man unter dem Begriff **Salz** das Kochsalz, also Natriumchlorid. Durch die **Brille der Chemie** betrachtet handelt es sich bei Kochsalz um einen beispielhaften Vertreter, die **Gruppe der Salze** ist jedoch weitaus größer.

In der Chemie werden Stoffe als Salze bezeichnet, die aus positiv geladenen **Kationen** und negativ geladenen **Anionen** bestehen. Im festen Zustand ordnen sich diese Ionen regelmäßig in einem **Ionengitter** an und bilden einen **Kristall**.



## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 1:** Im durchgeführten Stationenlernen hast du verschiedene Eigenschaften einiger Salze kennengelernt und die Erklärung dieser Eigenschaften auf Teilchenebene erarbeitet.

- a) Im folgenden Text wird dir die hohe Schmelztemperatur von Salzen mithilfe der Teilchenebene erklärt. Vervollständige die Lücken.

Salze haben eine \_\_\_\_\_ Schmelztemperatur, da starke  
 \_\_\_\_\_ zwischen den einzelnen Ionen im  
 \_\_\_\_\_ herrschen. Somit haben Salze eine  
 \_\_\_\_\_ Gitterenergie. Diese \_\_\_\_\_  
 muss überwunden werden, damit die \_\_\_\_\_ ihre feste  
 Position verlassen können und das Salz damit vom \_\_\_\_\_ in den  
 flüssigen Zustand übergehen kann. Dazu muss viel Energie in Form von  
 \_\_\_\_\_ aufgewendet werden.





## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

b) Schreibe einen Text, in dem du erklärst, warum Salzlösungen eine hohe elektrische Leitfähigkeit haben. Nutze bei der Erklärung das kennengelernte Modell über den Aufbau von Salzen.

---

---

---

---



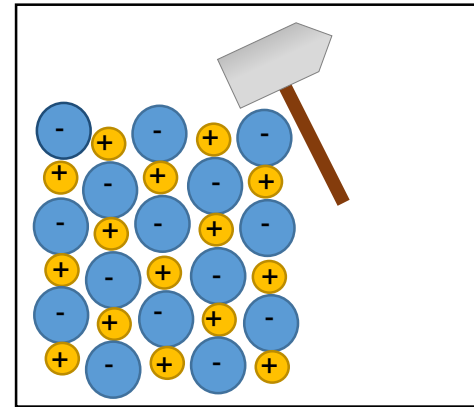
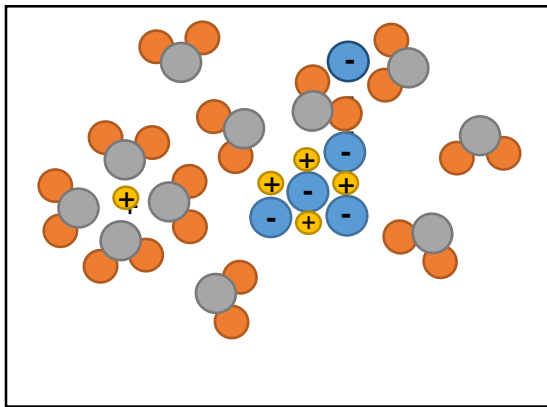




## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

c) Nachfolgend sind zwei weitere typische Stoffeigenschaften von Salzen im Teilchenmodell dargestellt: die Löslichkeit und die Sprödigkeit. Ordne den Abbildungen die jeweilige Eigenschaft richtig zu. Erkläre die beiden Stoffeigenschaften mit Hilfe der jeweiligen Modellabbildung in kurzen Sätzen.



**Abb. 1:**

**Abb. 2:**

Abb. 1:	Abb. 2:
<hr/>	<hr/>
<hr/>	<hr/>
<hr/>	<hr/>
<hr/>	<hr/>





## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 2:** Amelie und Noah haben ihre Vorstellung vom Aufbau eines Natriumchlorid-Kristalls in einem Modell nachgebaut, das jeweils auf den nachfolgenden Fotos dargestellt ist. Da Modelle immer Grenzen haben, lassen sich mit jedem Modell zwei Eigenschaften passend erklären.

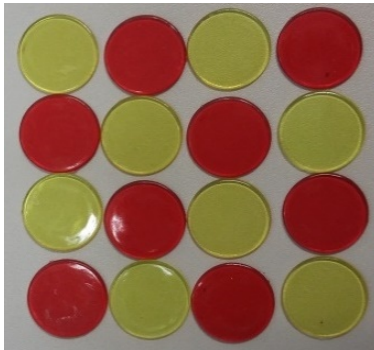


Abb. 3: Noahs Modell

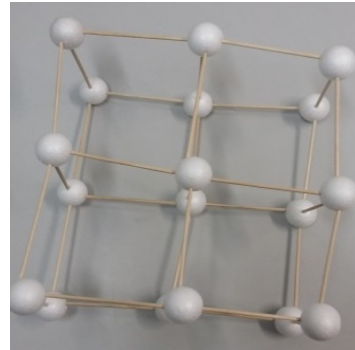


Abb. 4: Amelies Modell

---



---



---



---



# Selbsteinschätzungsbogen





## 2 Selbsteinschätzung

## Eigenschaften von Salzen

### Selbsteinschätzungsbogen

Nun sollst du dein erworbenes Wissen zu den Eigenschaften von Salzen einschätzen. Bearbeite im Anschluss diejenige Aufgabe, die zu der Fähigkeit in der Tabelle gehört, bei der du zuerst „Da bin ich mir unsicher.“ oder „Das kann ich noch nicht.“ angekreuzt hast.

Wenn du dich schon bei allen aufgeführten Inhalten sicher fühlst, kannst du die Aufgabe 2 C bearbeiten.



## 2 Selbsteinschätzung

## Eigenschaften von Salzen

Meine Fähigkeiten	Das kann ich.	Da bin ich mir fast sicher.	Da bin ich mir unsicher.	Das kann ich noch nicht.	Übungsaufgaben
Ich kann den Zusammenhang zwischen der Struktur eines Salzes (Ionenraster) und seinen Eigenschaften beschreiben.					2A
Ich kann ein Salz im Teilchenmodell darstellen.					2A
Ich kann beschreiben, welchen Einfluss die Gitterenergie auf die Eigenschaften eines Salzes hat.					2A
Ich kann die Eigenschaften von Salzen mithilfe eines Teilchenmodells erklären.					2B
Ich kann die Eigenschaften von Salzen mithilfe ihrer Gitterstruktur und der Gitterenergie erklären.					2B
Wenn du bei den oberen Aussagen immer „Das kann ich.“ angekreuzt hast, dann bearbeite folgende Aufgaben:					2C



## 2 Selbsteinschätzung

## Eigenschaften von Salzen

Welche Aufgabe hast du in der individuellen Übungsphase bearbeitet?

---

# Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

#### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Heißes destilliertes Wasser ( $\approx 100\text{ °C}$ ),
- Kaltes destilliertes Wasser ( $\approx 25\text{ °C}$ ),
- Kupfersulfat



#### Geräte

- 2 Bechergläser
- 1 Spatel
- 1 Glasstab

#### Achtung:



Schutzbrille tragen!  
Verbrühungsgefahr!

#### Versuchsdurchführung

Schritt 1: Fülle 50 ml heißes destilliertes Wasser in ein Becherglas.

Schritt 2: Fülle 50 ml kaltes destilliertes Wasser in das zweite Becherglas.

Schritt 3: Gib nacheinander in jedes Becherglas je eine Spatelspitze Kupfersulfat hinzu und rühre gut mit dem Glasstab um.





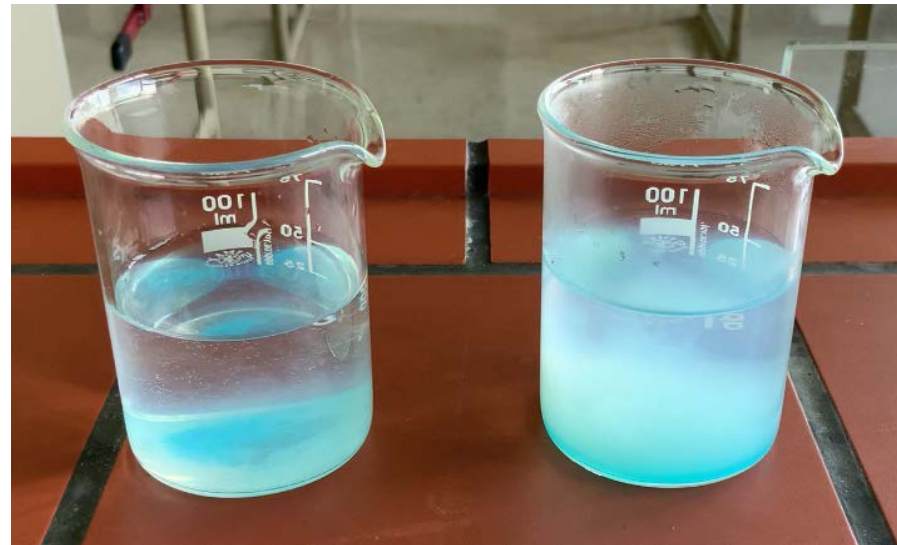
## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

#### Hinweiskarte

Kupfersulfat in kaltem und  
heißem Wasser gelöst:





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

**Beobachtungen:**

---

---

---

---



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?



Setze dir das Ziel, die Versuchsbeobachtungen auf Teilchenebene erklären zu können. Dabei hilft dir das nachfolgende Arbeitsmaterial.

Stelle vor der Bearbeitung Hypothesen auf, die die Beobachtungen erklären könnten.

#### Hypothesen:

---



---



---



---



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Zur Arbeit mit dem nachfolgenden Material:

Es ist wichtig, dass du dir den folgenden Text **aufmerksam** durchliest, so dass du möglichst viel lernst. Wenn du zwischendurch zurückblättern möchtest, um etwas noch einmal nachzuschauen oder eine Textstelle noch einmal zu lesen, kannst du dies jederzeit machen. Um erfolgreich mit dem Text lernen zu können, solltest du dir **am Ende jedes Abschnitts** überlegen:

1. Was habe ich in diesem Abschnitt Neues erfahren?
2. Wie passt das, was ich neu erfahren habe, zu dem, was ich vorher schon wusste oder bereits gelesen habe?
3. Welche Fragen habe ich noch?

Lies erst danach den nächsten Abschnitt. Am Ende des Textes erwarten dich zusammenfassende Aufgaben, mit denen du überprüfen kannst, was du gelernt hast.



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Jetzt geht es los!

Es gibt eine Vielzahl an Salzen. Die meisten Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe mit hohen Schmelzpunkten. Zahlreiche Salze sind in Wasser gut löslich. Damit ist die Löslichkeit eines Salzes eine Eigenschaft, die zur Charakterisierung von Salzen genutzt werden kann.

Wenn man die Lösungseigenschaft von Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) in Wasser bei verschiedenen Temperaturen untersucht, kann man beobachten, dass sich das kalte Wasser hellblau verfärbt, während das heiße Wasser sehr schnell eine dunklere Blaufärbung annimmt (siehe ggf. [Hinweiskarte 1](#)).

Dies passiert auch, wenn man sehr gewissenhaft arbeitet und in jedes Becherglas die gleiche Menge an Wasser und Salz hinzugefügt.

**„Wieso nehmen die beiden Lösungen unterschiedliche Farben an, obwohl gleiche Mengen Salz in gleichen Mengen Wasser gegeben wurden?“**



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### 1. Aus welchen Teilchen besteht Kupfersulfat?

Um die Beobachtungen besser verstehen zu können, klären wir in diesem Absatz, aus welchen kleinsten Teilchen das Salz Kupfersulfat besteht. Die chemische Formel von Kupfersulfat lautet:  $\text{CuSO}_4$ . Anders als die Salze, die wir bisher verwendet haben, besteht Kupfersulfat aus einem Molekülanion Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) und einem Kupferkation.

Moleküle sind kleinste Teilchen, die aus zwei oder mehr Atomen bestehen und durch chemische Bindungen zusammengehalten werden.

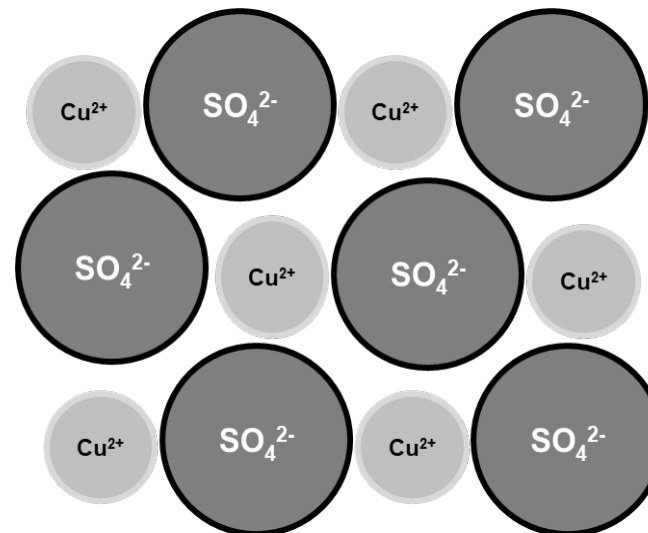
Sulfatanionen sind *mehratomige Ionen*, die aus einem Schwefelatom und vier Sauerstoffatomen bestehen. Dieses Ion hat insgesamt zwei negative Ladungen. Da das Molekülanion Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) zweifach negativ geladen ist, muss das Kupferkation als zweifach positiv geladenes Kupferkation ( $\text{Cu}^{2+}$ ) vorliegen.



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Das Salz Kupfersulfat entsteht, wenn sich **positiv geladene** Kupfer-Kationen und **negativ geladene** Sulfat-Anionen zusammenlagern, wie man auf der schematischen Abbildung sehen kann.





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### 2. Was passiert beim Lösen des Salzes auf Teilchenebene?

Wenn man die Zusammensetzung von Kupfersulfat kennt, ist es einfacher, die Beobachtungen zu deuten.

Das Kupfersulfatsalz besteht somit aus winzigen Kristallen, die aus der Zusammenlagerung von Kupferkationen und Sulfatanionen zu einem Ionengitter bestehen. Innerhalb des Ionengitters wird jedes Kupferkation von Sulfatanionen umgeben – und umgekehrt. Zwischen den Ionen herrschen Anziehungskräfte, die den Salzkristall zusammenhalten.

Wenn dieses Salz nun in dem Becherglas mit Wasser in Berührung kommt, beginnt der Lösungsprozess.

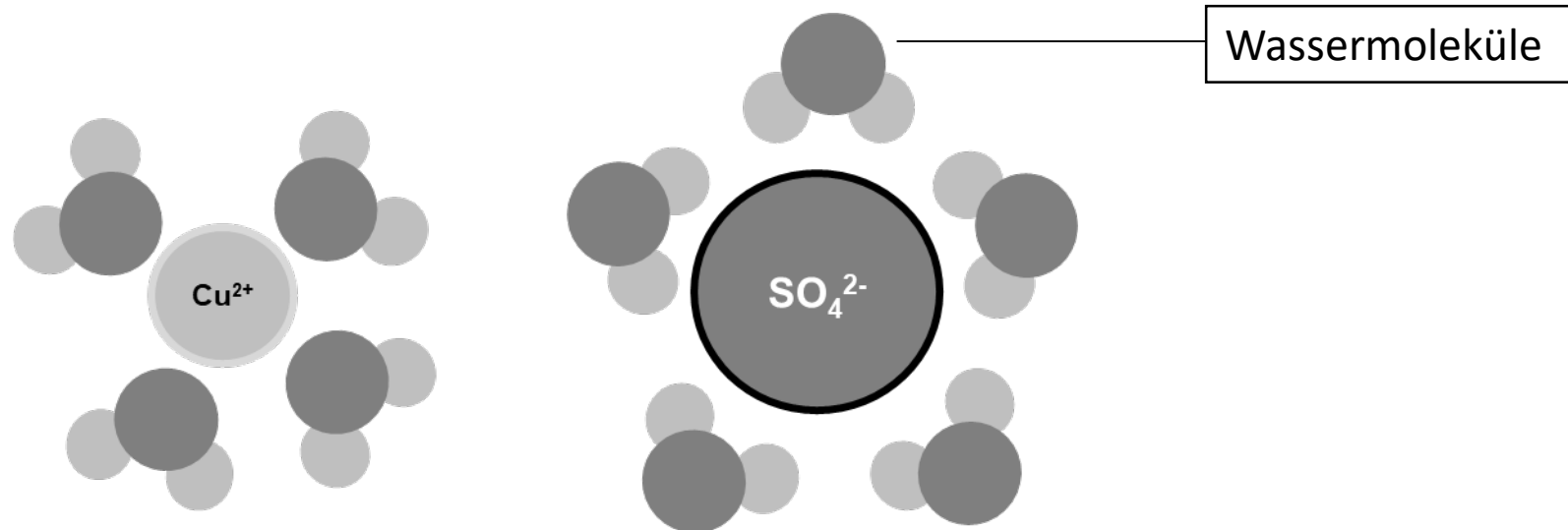




## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Auf der schematischen Abbildung kannst du sehen, was passiert, wenn ein Kupfersulfat-Salzkristall mit Wasser in Kontakt kommt: Sobald ein Salzkristall mit dem Wasser im Becherglas in Berührung kommt, findet eine Wechselwirkung zwischen den Wassermolekülen und dem Salzkristall statt. Dabei lagern sich die Wassermoleküle um die Ionen des Salzkristalls an. Schließlich werden die Ionen komplett von Wassermolekülen umgeben (**hydratisiert**) und lösen sich so in Wasser.





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Der Lösevorgang beginnt an den Kanten eines Salzkristalls und schreitet solange voran, bis sich kein weiteres Salz mehr im Wasser lösen kann. Ein entscheidender Faktor für die Löslichkeit eines Salzes ist die Temperatur des Wassers, was dir auch der Versuch gezeigt hat.

Das Wasser in dem ersten Becherglas hatte Raumtemperatur ( $\approx 25\text{ °C}$ ), das Wasser in dem zweiten Becherglas hatte beinahe Siedetemperatur ( $\approx 100\text{ °C}$ ). In dem wärmeren Wasser konnte sich mehr Kupfersulfatsalz lösen.



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### 3. Warum ist das Lösen temperaturabhängig?

Wenn du ein Salz in Wasser löst, passieren während des Lösevorgangs zwei Prozesse: Zum einen werden die Anionen und Kationen aus dem Salzgitter gelöst und zum anderen werden sie von Wassermolekülen umschlossen (hydratisiert).

Um Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als **Gitterenergie** bezeichnet.

Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird Energie frei. Diese Energie bezeichnet man als **Hydratationsenergie**.

Im Fall von Kupfersulfat ist allerdings die Gitterenergie höher als die Hydratationsenergie, die dann im zweiten Schritt wieder frei wird, sodass insgesamt für den Löseprozess Energie aufgenommen werden muss. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Ist das Wasser wärmer, steht mehr Energie für den Lösevorgang zur Verfügung.

Damit gilt: ***Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kupfersulfatsalz kann sich lösen. Je mehr Kupfersulfat sich löst, desto dunkler erscheint die blaue Farbe im Wasser.***



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Bei deinem Experiment passiert also Folgendes:

Die Lösung von Kupfersulfat in Wasser ist blau. Kupfersulfat löst sich unter Wärmeaufnahme in Wasser. Damit ist klar, dass sich in deinem Versuch mehr Kupfersulfat in dem heißen Wasser gelöst haben muss als in dem Wasser, das nur Zimmertemperatur hatte. Je mehr Kupfersulfat sich im Wasser löst, desto dunkler muss auch die Farbe sein, die das Wasser annimmt. Dementsprechend erscheint das heiße Wasser dunkelblau.

Im kalten Wasser lösen sich weniger Kupfersulfatsalzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hellblaue Färbung annimmt. Deine Beobachtung beruht allein auf der unterschiedlichen Löslichkeit eines Salzes in Abhängigkeit von der Temperatur. Jetzt solltest du in der Lage sein, deine Versuchsbeobachtungen zu deuten.



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 1:** Formuliere eine kurze Erklärung der nachfolgenden Begriffe in eigenen Worten mit Hilfe der Informationen im Text.

a. Salz:

b. Kupfersulfat:

c. Ion:

d. Ionengitter:

e. Gitterenergie:





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 2:** Die einzelnen Textbausteine ergeben zusammen einen kurzen Überblick über die wesentlichen Inhalte des Textes. Ordne die Bausteine in der richtigen Reihenfolge an, sodass du eine sinnvolle Zusammenfassung des Textes erhältst.

Gibt man einen Kupfersulfat-Salzkristall in Wasser, kommt es zu einer Wechselwirkung zwischen den Wassermolekülen und den Ionen im Salzkristall.

Um Ionen aus einem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden.

Dabei gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Salz kann darin gelöst werden, da mehr Energie zur Verfügung steht.

Sie bilden zusammen ein Kristallgitter, in welchem positive und negative Ionen regelmäßig angeordnet sind.

Dabei wird jedes Ion von Wassermolekülen umgeben; sie sind dann in Wasser gelöst. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen.

Ein Vertreter aus der Gruppe der Salze ist das Kupfersulfat. Kupfersulfat besteht aus positiv geladenen Kupferkationen und negativ geladenen Sulfat-Anionen.





## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 3:** Deute nun die gemachten Beobachtungen in eigenen Worten.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



Überprüfe mithilfe der Lösung, ob du verstanden hast, wie man das Lösen von Salz im Teilchenmodell erklären kann und was die Gitterenergie damit zu tun hat.

Reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.



## 2 A Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**





# Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?





## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

#### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Heißes destilliertes Wasser ( $\approx 100\text{ °C}$ ),
- Kaltes destilliertes Wasser ( $\approx 25\text{ °C}$ ),
- Kupfersulfat



#### Geräte

- 2 Bechergläser
- 1 Spatel
- 1 Glasstab

#### Achtung:



Schutzbrille tragen!  
Verbrühungsgefahr!

#### Versuchsdurchführung

Schritt 1: Fülle 50 ml heißes destilliertes Wasser in ein Becherglas.

Schritt 2: Fülle 50 ml kaltes destilliertes Wasser in das zweite Becherglas.

Schritt 3: Gib nacheinander in jedes Becherglas je eine Spatelspitze Kupfersulfat hinzu und rühre gut mit dem Glasstab um.



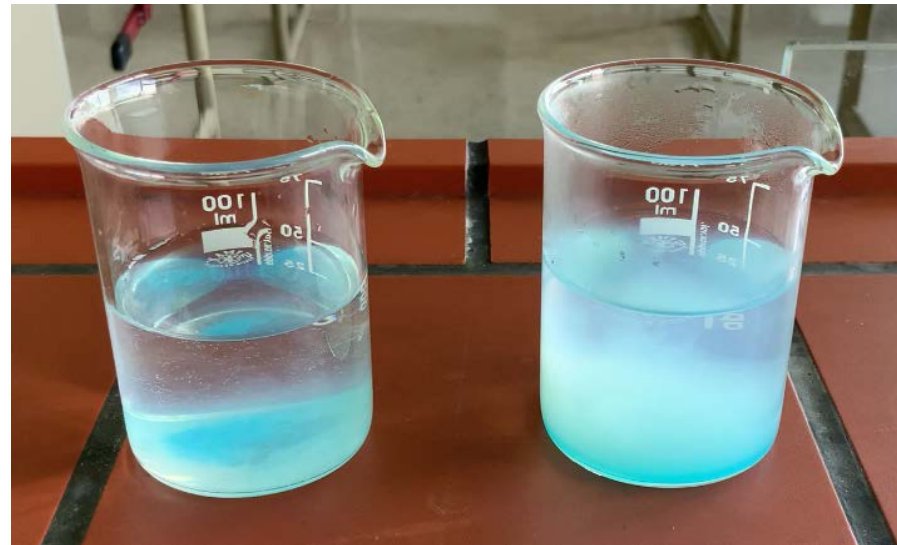
## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

#### Hinweiskarte

Kupfersulfat in kaltem und  
heißem Wasser gelöst:





## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

**Beobachtungen:**

---

---

---

---



## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?



Setze dir das Ziel, die Versuchsbeobachtungen auf Teilchenebene erklären zu können. Dabei hilft dir das nachfolgende Arbeitsmaterial.

Stelle vor der Bearbeitung Hypothesen auf, die die Beobachtungen erklären könnten.

**Hypothesen:**

---



---



---



---



## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Es ist wichtig, dass du dir den folgenden Infotext aufmerksam durchliest.**

Es gibt eine Vielzahl an Salzen. Die meisten Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe mit hohen Schmelzpunkten. Zahlreiche Salze sind in Wasser gut löslich. Damit ist die Löslichkeit eines Salzes eine Eigenschaft, die zur Charakterisierung von Salzen genutzt werden kann.

Wenn man die Lösungseigenschaft von Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) in Wasser bei verschiedenen Temperaturen untersucht, kann man beobachten, dass sich das kalte Wasser hellblau verfärbt, während das heiße Wasser sehr schnell eine dunklere Blaufärbung annimmt (siehe ggf. [Hinweiskarte 1](#)).

Dies passiert auch, wenn man sehr gewissenhaft arbeitet und in jedes Becherglas die gleiche Menge an Wasser und Salz hinzugefügt.

**„Wieso nehmen die beiden Lösungen unterschiedliche Farben an, obwohl gleiche Mengen Salz in gleichen Mengen Wasser gegeben wurden?“**



## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Um die Beobachtungen besser verstehen zu können, klären wir in diesem Absatz, aus welchen kleinsten Teilchen das Salz Kupfersulfat besteht. Die chemische Formel von Kupfersulfat lautet:  $\text{CuSO}_4$ . Anders als die Salze, die wir bisher verwendet haben, besteht Kupfersulfat aus einem Molekülanion Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) und einem Kupferkation.



Moleküle sind kleinste Teilchen, die aus zwei oder mehr Atomen bestehen und durch chemische Bindungen zusammengehalten werden.

Ein Salz besteht aus winzigen Kristallen, die aus der Zusammenlagerung von Kationen und Anionen zu einem Ionengitter entstehen. Zwischen den Ionen herrschen Anziehungskräfte, die den Salzkristall zusammenhalten. Wenn Kupfersulfat nun im Becherglas mit Wasser in Berührung kommt, beginnt der Lösungsvorgang. Dabei passieren zwei Prozesse:

Zum einen werden die Anionen und Kationen aus dem Salzgitter gelöst und zum anderen werden sie von Wassermolekülen umschlossen (hydratisiert).

Um die Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als **Gitterenergie** bezeichnet. Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird dann wieder Energie frei. Diese Energie bezeichnet man als **Hydratationsenergie**.



## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 1:** Kupfersulfat ist ein Salz, das aus Kupfer-Kationen und Sulfat-Anionen besteht. Zeichne ein Modell des Ionengitters.

**Hinweis:** Das Ionengitter ist vergleichbar mit dem Ionengitter von Natriumchlorid, das du schon aus der Aneignungsphase kennst.







## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 2:** Beschreibe am Beispiel von Kupfersulfat, was beim Lösen von Salzen in Wasser auf Teilchenebene passiert.

Zur Unterstützung kannst du die Informationen aus der Animation, die du bei Station 3 (Löslichkeit) während der Aneignungsphase gesehen hast, nutzen.

---



---



---



---





## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 3:** In dem Versuch wird deutlich: Wie gut sich ein Salz in Wasser löst, hängt von der Temperatur des Wassers ab. Formuliere eine Deutung dieser Beobachtung. Beachte dabei, dass die Gitterenergie eine wichtige Rolle spielt und dass auch Wärme eine Form von Energie ist.

---



---



---



---



Überprüfe mithilfe der Lösung, ob du verstanden hast, wie man das Lösen von Salz im Teilchenmodell erklären kann und was die Gitterenergie damit zu tun hat.

Reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.



## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**



# Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?





## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat– hell oder dunkel?

#### Chemikalien / Gefahrenhinweise

- Heißes destilliertes Wasser ( $\approx 100\text{ °C}$ ),
- Kaltes destilliertes Wasser ( $\approx 25\text{ °C}$ ),
- Kupfersulfat



#### Geräte

- 2 Bechergläser
- 1 Spatel
- 1 Glasstab

#### Achtung:



Schutzbrille tragen!  
Verbrühungsgefahr!

#### Versuchsdurchführung

Schritt 1: Fülle 50 ml heißes destilliertes Wasser in ein Becherglas.

Schritt 2: Fülle 50 ml kaltes destilliertes Wasser in das zweite Becherglas.

Schritt 3: Gib nacheinander in jedes Becherglas je eine Spatelspitze Kupfersulfat hinzu und rühre gut mit dem Glasstab um.



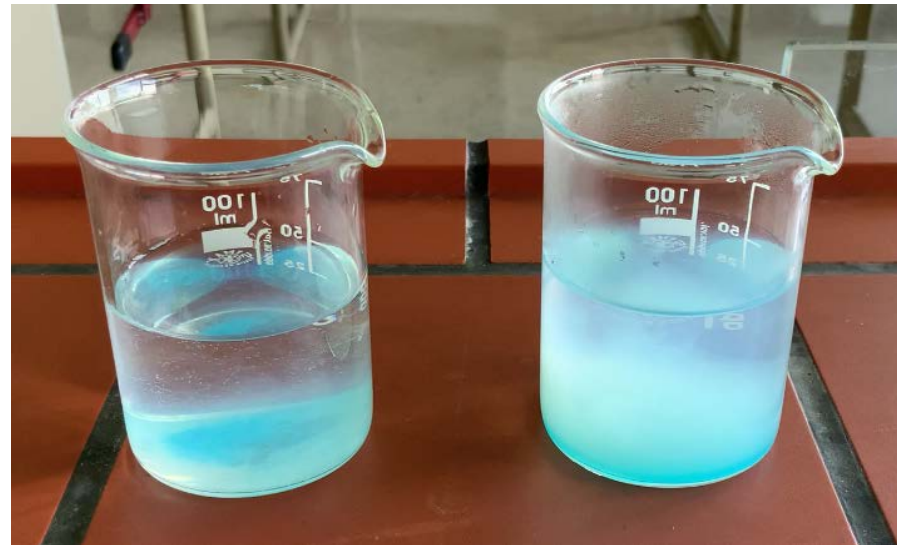
## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

#### Hinweiskarte

Kupfersulfat in kaltem und  
heißem Wasser gelöst:





## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

**Beobachtungen:**

---

---

---

---



## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Schülerversuch: Kupfersulfat – hell oder dunkel?



Setze dir das Ziel, die Versuchsbeobachtungen auf Teilchenebene erklären zu können. Dabei hilft dir das nachfolgende Arbeitsmaterial.

Stelle vor der Bearbeitung Hypothesen auf, die die Beobachtungen erklären könnten.

#### Hypothesen:

---



---



---



---





## 2 C Individuelle Übung

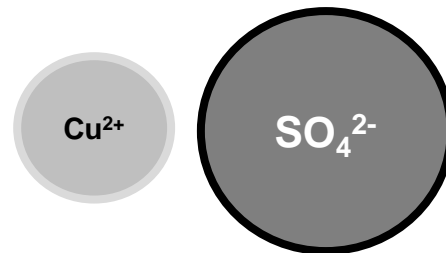
## Eigenschaften von Salzen

Es gibt eine Vielzahl an Salzen. Die meisten Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe mit hohen Schmelzpunkten. Zahlreiche Salze sind in Wasser gut löslich. Damit ist die Löslichkeit eines Salzes eine Eigenschaft, die zur Charakterisierung von Salzen genutzt werden kann.

Wenn man die Lösungseigenschaft von Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) in Wasser bei verschiedenen Temperaturen untersucht, kann man beobachten, dass sich das kalte Wasser hellblau verfärbt, während das heiße Wasser sehr schnell eine intensive Blaufärbung annimmt (siehe [Hinweiskarte 1](#)). Dies passiert auch, wenn man sehr gewissenhaft arbeitet und in jedes Becherglas die gleiche Menge an Wasser und Salz hinzugefügt.

**„Wieso nehmen die beiden Lösungen unterschiedliche Farben an, obwohl gleiche Mengen Salz in gleichen Mengen Wasser gegeben wurden?“**

Um die Beobachtungen besser verstehen zu können, ist es notwendig zu wissen, aus welchen kleinsten Teilchen das Salz Kupfersulfat besteht. Die chemische Formel von Kupfersulfat lautet:  $\text{CuSO}_4$ . Anders als die Salze, die wir bisher verwendet haben, besteht Kupfersulfat aus einem Molekulanion Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) und einem Kupferkation ( $\text{Cu}^{2+}$ ).



Moleküle sind kleinste Teilchen, die aus zwei oder mehr Atomen bestehen und durch chemische Bindungen zusammengehalten werden.



## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 1:** Erkläre die unterschiedliche Färbung in den beiden Bechergläsern ausführlich auf Teilchenebene in einem Text. Beziehe dabei die Gitterenergie sowie den Temperaturunterschied in den beiden Bechergläsern in deine Erklärung ein.

---



---



---



---



Überprüfe anhand der Lösungen, ob du die Erklärung ausführlich notiert hast.



Ergänze gegebenenfalls deinen Text und reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.





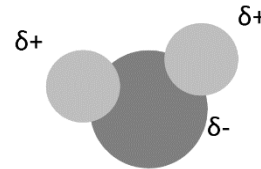
## 2 C individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

Lies den folgenden Auszug aus einem Chemiebuch und bearbeite die Aufgaben 2 und 3.

### Löslichkeit

Wenn ein fester Salzkristall mit Wassermolekülen in Berührung kommt, lösen sich die einzelnen Ionen aus der Gitterstruktur. Entscheidend dafür ist der Aufbau der Wassermoleküle. Man bezeichnet ein Wassermolekül auch als **Dipol**. Das bedeutet, dass es innerhalb des Moleküls unterschiedliche Ladungsschwerpunkte gibt, das Molekül ist also **polarisiert**. Das Sauerstoffatom des Wassermoleküls (dunkel dargestellt) ist partial, das heißt zum Teil negativ geladen, was durch das Zeichen  $\delta^-$  (gelesen: delta minus) verdeutlicht wird. Die Wasserstoffatome des Wassermoleküls (hell dargestellt) sind partial positiv geladen, was man mit dem Zeichen  $\delta^+$  (gelesen: delta plus) kenntlich macht.



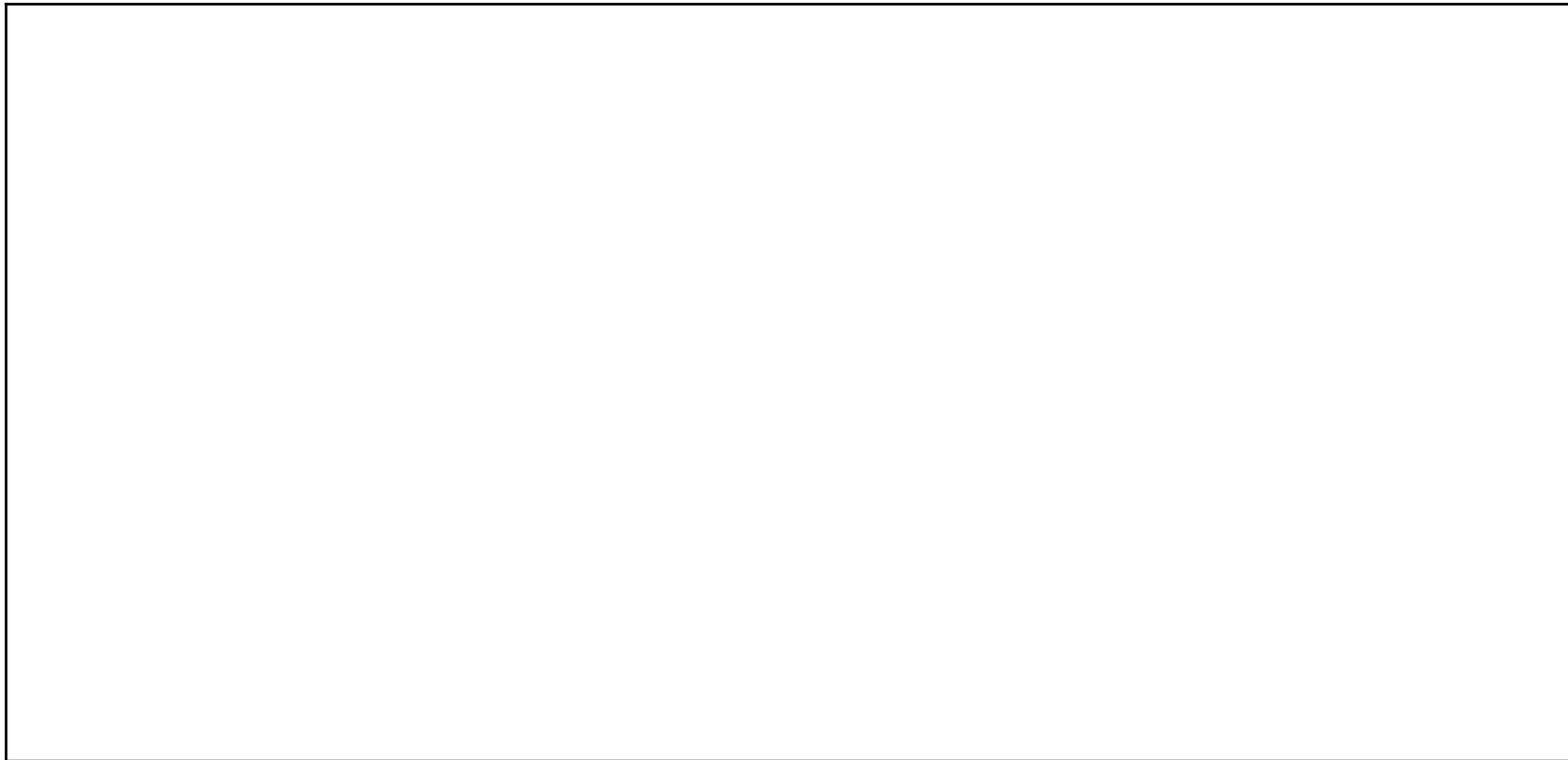
Nähern sich Wassermoleküle dem Salzkristall, so ziehen sich die positiv polarisierten Wasserstoffatome des Wassers und die negativ geladenen Anionen im Salzkristall gegenseitig an, während die negativ polarisierten Sauerstoffatome der Wassermoleküle die positiv geladenen Kationen des Salzkristalls anziehen. So kann durch die Anziehungskraft der Wassermoleküle die benötigte Gitterenergie aufgebracht werden, um die Ionen aus dem Ionengitter zu lösen. Dabei umhüllen die Wassermoleküle einzelne Ionen des Salzes (**hydratisieren**) und lösen es so aus dem Kristallgitter heraus. Dies geschieht so lange, bis alle Ionen eines Salzkristalls hydratisiert sind – das Salz ist gelöst.



## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Aufgabe 2:** Wie kann man sich ein gelöstes Salz auf Teilchenebene vorstellen? Fertige eine Zeichnung an, welche die Zusammenhänge verdeutlicht, die im Auszug beschrieben sind.





## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

### Aufgabe 3: Calciumcarbonat – löslich oder nicht?

Jonas und Anna untersuchen in ihrem Chemieunterricht die Löslichkeit von **Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ )**, das sie auch unter dem Namen Kalk kennen. Anna gibt eine Spatelspitze ihrer Calciumcarbonat-Probe in das Reagenzglas mit Wasser und schüttelt kräftig. Doch es passiert nichts, die Menge an Calciumcarbonat am Boden des Reagenzglases hat sich kaum verändert. Die beiden versuchen es nochmal und nochmal, doch immer wieder kommen sie zum gleichen Ergebnis: Calciumcarbonat lässt sich einfach nicht in Wasser lösen. „Ist Calciumcarbonat etwa kein Salz?“, fragen sich die beiden.

Weshalb ist Calciumcarbonat fast gar nicht in Wasser löslich? Erkläre die schlechte Löslichkeit von Calciumcarbonat im Wasser mit Hilfe des Auszugs aus dem Chemiebuch und der Lösungen zu Aufgabe 1.

---



---



---



---



Überprüfe, ob du dein Ziel erreicht hast, indem du mit der Lösung vergleichst.



Ergänze gegebenenfalls deinen Text und reagiere auf deine Fehler und verbessere sie.



## 2 C Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen



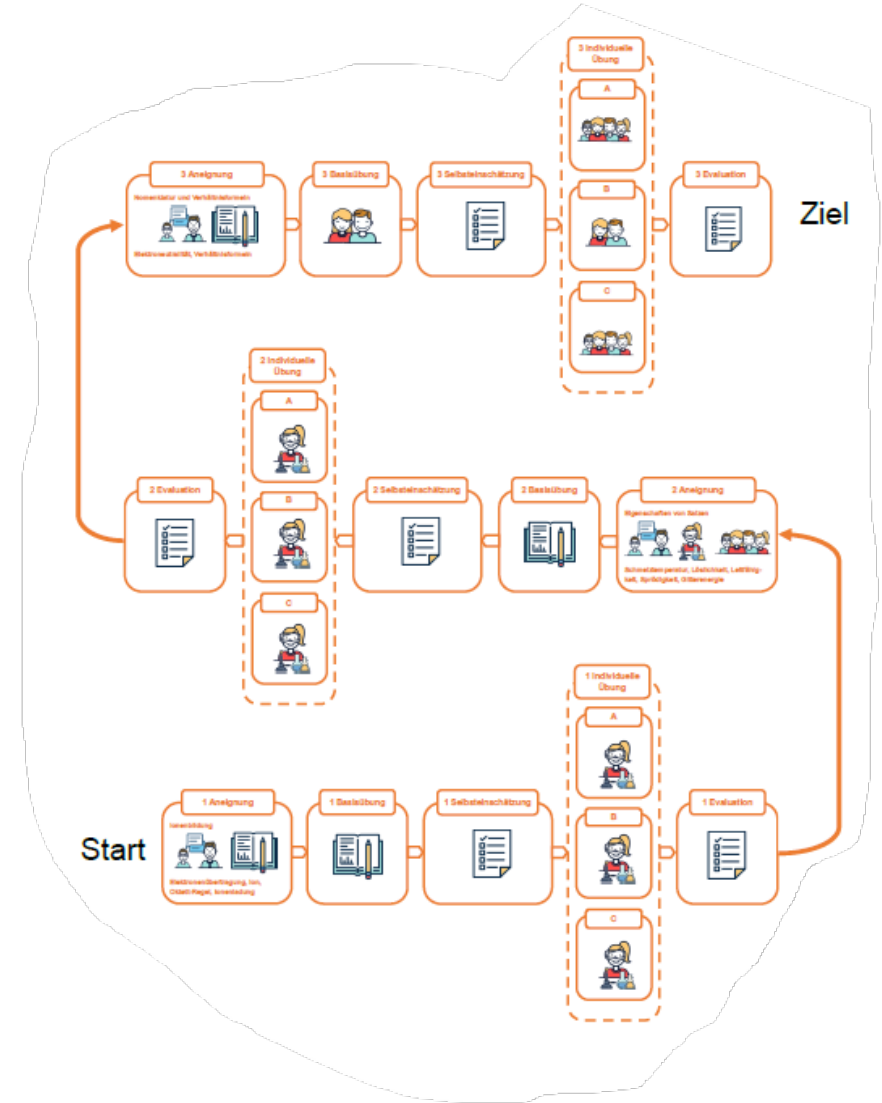
**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Aufgabe.**



# Milestone 3

## Salze – Nomenklatur und Verhältnisformeln

Elektroneutralität, Verhältnisformel



3 Aneignung

Nomenklatur und Verhältnisformeln

# Benennung von Salzen

Arbeitsabschnitt 1







## 3 Einführung

# Nomenklatur und Verhältnisformel

### Hinweise für Schülerinnen und Schüler im Präsenzunterricht

- In der **Aneignungsphase** liegt für eine Aufgabe eine Hinweiskarte aus.
- Solltet ihr mit der Basisübung nicht klar kommen, bittet um die **Hinweiskarte**.





## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Natriumchlorid besteht, wie du bereits weißt, aus einem Natrium-Kation und einem Chlorid-Anion. In Tabelle 1 stehen weitere Salze und die Ionen, aus denen sie bestehen.

Tabelle 1: Salze und ihre Ionen

Name	Kation	Anion
Natriumchlorid	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Calciumoxid	Ca <sup>2+</sup>	O <sup>2-</sup>
Magnesiumsulfid	Mg <sup>2+</sup>	S <sup>2-</sup>
Kaliumbromid	K <sup>+</sup>	Br <sup>-</sup>

Bei der Namensgebung der ionischen Verbindungen (Salze) gibt es ein System:

Kation: *Magnesium* + Anion: Sulfid = *Magnesiumsulfid*

Kation: *Calcium* + Anion: Oxid = *Calciumoxid*

**Merke:**  
Der Name eines Salzes wird gebildet,  
indem man den Namen des Anions an den Elementnamen des Kations anfügt.



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

In der Natur kommen nicht nur Salze vor, die aus einatomigen Ionen bestehen. Es gibt auch Ionen, die aus mehreren Atomen aufgebaut sind.

Bei der Benennung der Anionen werden bestimmte Endungen benutzt:

- id** kennzeichnet einatomige Anionen.
- it** kennzeichnet Anionen, die zwei oder drei Sauerstoffatome enthalten.
- at** kennzeichnet Anionen, die drei oder vier Sauerstoffatome enthalten.



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Kation	Name
Na <sup>+</sup>	Natrium-Ion
K <sup>+</sup>	Kalium-Ion
Cu <sup>2+</sup>	Kupfer(II)-Ion
Cu <sup>+</sup>	Kupfer(I)-Ion
Ca <sup>2+</sup>	Calcium-Ion
Mg <sup>2+</sup>	Magnesium-Ion
Al <sup>3+</sup>	Aluminium-Ion
Ag <sup>+</sup>	Silber-Ion
Zn <sup>2+</sup>	Zink-Ion
Fe <sup>2+</sup>	Eisen(II)-Ion
Fe <sup>3+</sup>	Eisen(III)-Ion
Ba <sup>2+</sup>	Barium-Ion
mehratomig	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ammonium-Ion

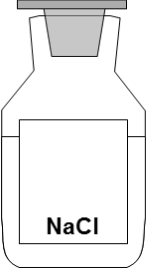



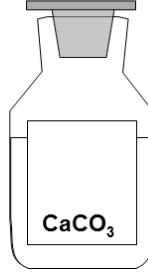

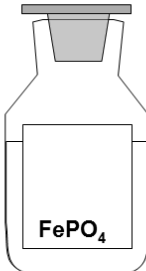
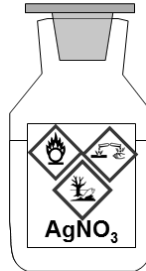
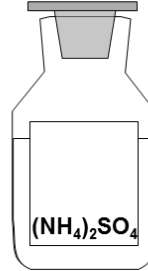

Anion	Name
F <sup>-</sup>	Fluorid-Ion
Br <sup>-</sup>	Bromid-Ion
O <sup>2-</sup>	Oxid-Ion
S <sup>2-</sup>	Sulfid-Ion
N <sup>3-</sup>	Nitrid-Ion
mehratomig	
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfat-Ion
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonat-Ion
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrat-Ion
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogencarbonat-Ion
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Phosphat-Ion
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrit-Ion
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfit-Ion

**Tabelle 2:** Namen für häufig vorkommende Ionen



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 1:** Benenne die Salze in den Vorratsflaschen.

1  NaCl	2  KF	3  NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	4  FeSO <sub>4</sub>	5  CaCO <sub>3</sub>
6  K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7  FePO <sub>4</sub>	8  AgNO <sub>3</sub>	9  (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10  KNO <sub>3</sub>

Flaschennummer	Name des Salzes (Ionenverbindung)
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	





## 3 Aneignung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 2:** Formuliere in eigenen Worten eine Faustregel zur Benennung von Salzen (Ionenverbindungen).

---



---



---



---



# Salze -

eine ausgewogene Sache *oder*  
Ionen im richtigen Verhältnis

Arbeitsabschnitt 2





## 3 Aneignung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

Feste Salze, wie sie bei der Bildung aus den Elementen entstehen, sind elektrisch ungeladen. Das liegt daran, dass im Salzkristall genauso viele positive Ladungen wie negative Ladungen enthalten sind.

Bei Salzen wird das Teilchenzahlverhältnis zwischen den im Salz enthaltenen Ionen durch eine **Verhältnisformel** angegeben. Hier ein einfaches Beispiel:

Das Salz Natriumchlorid besteht aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen.

Natrium-Ionen sind einfach positiv geladen: **Na<sup>+</sup>**

Chlorid-Ionen sind einfach negativ geladen: **Cl<sup>-</sup>**

Damit ein Natriumchlorid-Kristall elektrisch neutral ist, also genauso viele positive wie negative Ladungen enthält, müssen sich die Ladungen der positiv geladenen Natrium-Ionen und der negativ geladenen Chlorid-Ionen insgesamt ausgleichen. Das ist genau dann der Fall, wenn auf ein positiv geladenes Natrium-Ion genau ein negativ geladenes Chlorid-Ion kommt:

$$(+1) + (-1) = 0$$

Das Verhältnis zwischen Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen beträgt in Natriumchlorid also 1:1.





## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Die Elektroneutralität gilt für alle Salze**, so zum Beispiel auch für das Salz Calciumchlorid. Damit die zweifach positive Ladung des Calcium-Ions ( $\text{Ca}^{2+}$ ) ausgeglichen werden kann, werden für jedes Calcium-Ion zwei einfach negativ geladene Chlorid-Ionen  $\text{Cl}^-$  benötigt:

$$(+2) + 2 \cdot (-1) = 0$$

Ein Calciumchlorid-Kristall enthält also doppelt so viele Chlorid-Ionen wie Calcium-Ionen. Die Calcium-Ionen und Chlorid-Ionen kommen im Verhältnis 1:2 vor.

### Merke:

**Alle Salze sind elektrisch ungeladen, da sie genauso viele positive und negative Ladungen enthalten (Elektroneutralität).**

**Enthält ein Salz unterschiedlich geladene Anionen und Kationen, so kommen die beiden Ionensorten nicht im gleichen Verhältnis vor.**



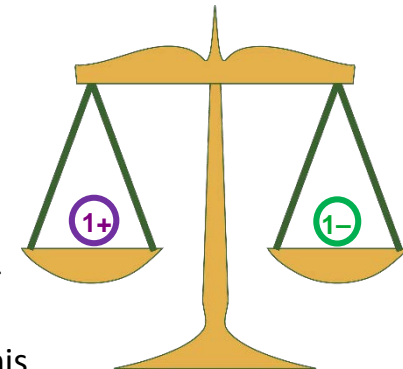
## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Um die Verhältnisformel zu bestimmen, wird zunächst das **kleinste gemeinsame Vielfache (kgV)** der Ladungen von Kation und Anion bestimmt. Dazu berechnet man das **Produkt aus den Ladungen von Kation und Anion**.

Um die Anzahl der Kationen bzw. der Anionen im Salz herauszufinden, dividiert man dann das kgV durch die Ladung des Kations bzw. des Anions.

### **Beispiel 1: Natriumchlorid**

1. Identifizieren, aus welchen Ionen das Salz besteht: Natrium-Ion ( $\text{Na}^+$ ) und Chlorid-Ion ( $\text{Cl}^-$ )
2. Ladung der Ionen bestimmen:  $\text{Na}^+$ : +1  $\text{Cl}^-$ : -1
3. kgV berechnen:  $1 \times 1 = 1$
4. Anzahl an  $\text{Na}^+$ -Ionen bestimmen:  $\frac{1}{1} = 1$
5. Anzahl der  $\text{Cl}^-$ -Ionen bestimmen:  $\frac{1}{1} = 1$
6. (Anzahl-)verhältnis der beiden Ionen angeben: 1:1
7. Gib die Verhältnisformel an:  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$



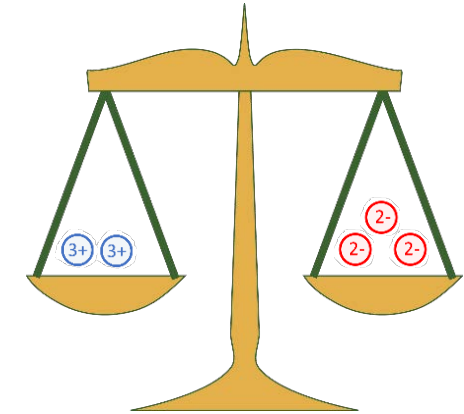
**Abb. 1:** Ladungswaage – Ladungen der Ionen im ausgeglichenen Verhältnis in **Natriumchlorid**.



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Beispiel 2: Aluminiumoxid (siehe Abbildung 2):

1. Identifiziere, aus welchen Ionen das Salz besteht:  $\text{Al}^{3+}$  und  $\text{O}^{2-}$
2. Leite die Ladung der Ionen ab:  $\text{Al}^{3+}$ : 3+       $\text{O}^{2-}$ : 2-
3. Bilde das kleinste gemeinsame Vielfache (kgV):  $3 \times 2 = 6$
4. Bestimme die Anzahl an  $\text{Al}^{3+}$ -Ionen:  $\frac{6}{3} = 2$
5. Bestimme die Anzahl an  $\text{O}^{2-}$ -Ionen:  $\frac{6}{2} = 3$
6. Bestimme das Anzahlverhältnis der beiden Ionen: 2:3
7. Verhältnisformel angeben:  $\text{Al}_2\text{O}_3$



**Abb. 2:** Ladungswaage – Ladungen der Ionen im ausgeglichenen Verhältnis in Aluminiumoxid.



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

In Tabelle 1 sind weitere Beispiele für Verhältnisformeln von Salzen angegeben. In der ersten Zeile der Tabelle 1 ist z. B. die Verhältnisformel von Natriumchlorid angegeben.

Auffällig ist, dass in der Formel unter Natrium und Chlor keine „1“ als Index steht. Um Schreibarbeit zu sparen, wurde nämlich vereinbart, dass eine „1“ in Formeln immer weggelassen wird. Statt  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$  schreibt man also kurz  $\text{NaCl}$ .

Ionen	Anzahlverhältnis	Verhältnisformel	Name
$\text{Na}^+$ und $\text{Cl}^-$	1:1	$\text{NaCl}$	Natriumchlorid
$\text{Al}^{3+}$ und $\text{O}^{2-}$	2:3	$\text{Al}_2\text{O}_3$	Aluminiumoxid
$\text{Ca}^{2+}$ und $\text{Cl}^-$	1:2	$\text{CaCl}_2$	Calciumchlorid
$\text{Al}^{3+}$ und $\text{Cl}^-$	1:3	$\text{AlCl}_3$	Aluminiumchlorid
$\text{Na}^+$ und $\text{SO}_4^{2-}$	2:1	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Natriumsulfat
$\text{Al}^{3+}$ und $\text{SO}_4^{2-}$	2:3	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Aluminiumsulfat

**Tabelle 1:** Anzahlverhältnis und Verhältnisformeln einiger Salze

In der letzten Zeile der Tabelle 1 steht das Salz Aluminiumsulfat. Das Anion  $\text{SO}_4^{2-}$  wird hier aus den Atomen der Elemente Schwefel und Sauerstoff gebildet. Man spricht dann von einem *mehratomigen Ion* (bzw. *Molekülion*). Beim Aufstellen von Verhältnisformeln mit solchen mehratomigen Ionen muss man aufpassen: Die mehratomigen Ionen werden dann in Klammern geschrieben, hinter der Klammer wird die berechnete Anzahl der Ionen angegeben, z. B.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .



## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe:** Ermittle die Verhältnisformeln der Ionenverbindungen in Tabelle 2.

Kation	Anion	Anzahlverhältnis	Verhältnisformel	Namen
Na <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>			
Fe <sup>3+</sup>	Br <sup>-</sup>			
Cu <sup>+</sup>	O <sup>2-</sup>			
Ca <sup>2+</sup>	S <sup>2-</sup>			
Mg <sup>2+</sup>	N <sup>3-</sup>			
Zn <sup>2+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>			
Ag <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>			

**Tabelle 2:** Verhältnisformeln und Namen von Salzen



## 3 Basisübung

## Nomenklatur und Verhältnisformeln

# Wer bin ich? Verhältnisformeln und Benennung von Salzen

Basisübung





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 1:** Ergänze den Lückentext. Verwende dazu die untenstehenden Wörter.

Vielfache | Verhältnisformel | hinter | positive | ausgleichen | elektrisch ungeladen | geladenen Ionen | Ion | Ion | dividiert | Ladung | mehratomige | zweifach | Teilchenverhältnis | Elektroneutralität

Ionenverbindungen sind \_\_\_\_\_. Der Grund für diese \_\_\_\_\_ ist, dass genauso viele \_\_\_\_\_ Ladungen wie negative Ladungen im Salz enthalten sind und diese sich \_\_\_\_\_. Einige Salze enthalten \_\_\_\_\_ Ionen, wie zum Beispiel das Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ ).

Um das \_\_\_\_\_ der Ionenverbindung anzugeben, stellt man die \_\_\_\_\_ auf. Diese wird bestimmt, indem das kleinste gemeinsame \_\_\_\_\_ der Ladungen von Kation und Anion bestimmt und durch die \_\_\_\_\_ des Kations bzw. Anions \_\_\_\_\_ wird.

Besteht eine Ionenverbindung aus zwei mehrfach \_\_\_\_\_, von denen eins ein mehratomiges \_\_\_\_\_ ist, wie zum Beispiel das \_\_\_\_\_ negativ geladene Sulfat-Ion ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), dann wird das mehratomige \_\_\_\_\_ in Klammern gesetzt und die berechnete Anzahl der Ionen \_\_\_\_\_ die Klammer geschrieben. Ein Beispiel hierfür ist Aluminiumsulfat  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 2:** Erkläre deinem Partner oder deiner Partnerin am Beispiel von Kaliumsulfat, wie man eine Verhältnisformel aufstellt. Dein Partner oder deine Partnerin kontrolliert deine Erklärung mithilfe der **Lösungen.**

---



---



---

Anschließend erklärt dir dein Partner oder deine Partnerin am Beispiel von Calciumcarbonat, wie man eine Verhältnisformel aufstellt und du kontrollierst.

---



---



---







## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 3:** Formuliere eine Definition für den Begriff *Verhältnisformel*. (Was gibt sie an?)

---

---

---

---





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 4:** Vervollständige die Tabelle.

Name	Ionen	Anzahlverhältnis	Verhältnisformel
Natriumiodid	$\text{Na}^+, \text{I}^-$	1:1	
Aluminiumsulfid	$\text{Al}^{3+}, \text{S}^{2-}$		
			$\text{Al}_2\text{O}_3$
Kaliumoxid			
			$\text{Ca}_3\text{N}_2$
			$\text{AgNO}_3$





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 5:** Die Abbildungen 1 bis 3 zeigen das Modell eines Natriumchlorid-Ionenkristalls aus unterschiedlichen Perspektiven.

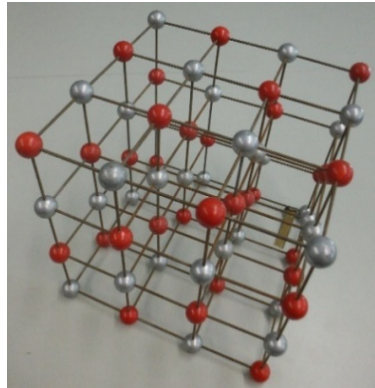


Abb. 1

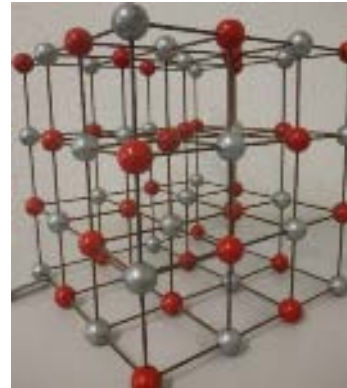


Abb. 2

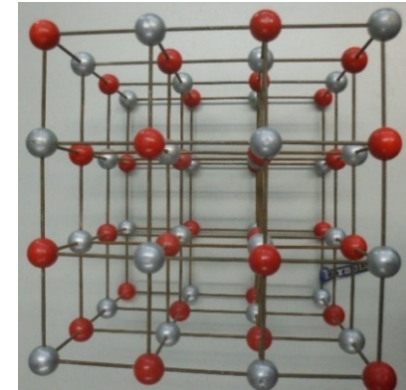


Abb. 3



## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

a) Max und Kati haben sich das Modell genauer angeschaut und überlegt, wofür die einzelnen Kugeln stehen. Max behauptet, dass die roten Kugeln die Chlorid-Ionen darstellen und die silbernen Kugeln die Natrium-Ionen, weil Natrium ein Alkalimetall ist.

Kati ist anderer Meinung. Sie sagt, dass die roten Kugeln für die Natrium-Ionen und die silbernen für die Chlorid-Ionen stehen. Denn wenn es so wäre, wie Max behauptet, dann müssten die Chlorid-Ionen ja grün sein und das sind sie nicht. Die beiden können sich nicht einigen und fragen ihren Freund Tom, was er meint. „Warum streitet ihr euch eigentlich? Es kann sich doch jeder selber aussuchen, wofür die Kugeln stehen.“

Was meinst du? Begründe deine Antwort.

---



---



---



---





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

b) Welche Funktion haben die Stäbe im Modell und was könnten sie im Salzkristall darstellen?

---



---



---



---

c) Welche Annahme(n) über Natriumchlorid-Kristalle war(en) die Grundlage, um dieses Modell des Natriumchlorid-Kristalls zu entwickeln?

Nutze zur Erklärung die folgenden Begriffe:

*1:1-Verhältnis – regelmäßig – Anordnung – elektrostatische Anziehungskräfte*

---



---



---



---





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

d) Vergleiche die Verhältnisformel mit dem Ionenkristall-Modell. Beantworte dabei die folgenden Fragen:

- Was vereinfacht die Formel im Vergleich zum Modell?
- Was zeigt die Verhältnisformel NaCl im Vergleich zum Modell des Natriumchlorid-Kristalls nicht?
- Warum verwendet man in einer Reaktionsgleichung die Verhältnisformel und nicht so eine Kristalldarstellung?

---



---



---



---





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Aufgabe 6:

#### Spiel „Würfle die Verhältnisformel!“

Mit Hilfe des folgenden Spiels sollst du das Aufstellen der Verhältnisformeln von Salzen üben. Das Spiel besteht aus zwei Runden.

#### 1. Runde:

In der 1. Runde nehmt ihr die Würfel mit der roten und der blauen Beschriftung. Auf dem Würfel mit der roten Beschriftung befinden sich die Elementsymbole eines Metalls und auf dem Würfel mit der blauen Beschriftung befinden sich Elementsymbole von Nichtmetallen.

- Würfelt nun mit beiden Würfeln gleichzeitig.
- Welche Ionen werden aus den beiden Elementen bei einer Elektronenübertragungsreaktion gebildet?
- Welche Verhältnisformel hat das Salz, das aus beiden Ionen gebildet wird?
- Notiert eure Antworten.

Spielt so lange weiter, bis jeder von euch 5-mal gewürfelt hat. Wer die meisten richtigen Antworten gegeben hat, hat gewonnen.



## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln



### 2. Runde:

In der 2. Runde nehmt ihr die Würfel mit der schwarzen und der grünen Beschriftung. Auf dem Würfel mit der schwarzen Beschriftung befinden sich positiv geladene Ionen (Kationen) und auf dem Würfel mit der grünen Beschriftung befinden sich negativ geladene Ionen (Anionen).

- Würfelt nun mit beiden Würfeln gleichzeitig.
- Welche Verhältnisformel hat das Salz, das aus beiden Ionen gebildet wird?
- Notiert eure Antworten.

Spielt so lange weiter, bis jeder von euch 5-mal gewürfelt hat. Wer die meisten richtigen Antworten gegeben hat, hat gewonnen.





## 3 Selbsteinschätzung Nomenklatur und Verhältnisformeln

# Selbsteinschätzungsbogen





## 3 Selbsteinschätzung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Selbsteinschätzungsbogen

Nun sollst du dein erworbenes Wissen zu Nomenklatur und Verhältnisformeln einschätzen. Bearbeite im Anschluss diejenige Aufgabe, die zu der Fähigkeit in der Tabelle gehört, bei der du zuerst „Da bin ich mir unsicher.“ oder „Das kann ich noch nicht.“ angekreuzt hast.

Wenn du dich schon bei allen aufgeführten Inhalten sicher fühlst, kannst du die Aufgabe 3 C bearbeiten.

Viel Spaß beim Üben!



## 3 Selbsteinschätzung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Meine Fähigkeiten	Das kann ich.	Da bin ich mir fast sicher.	Da bin ich mir unsicher.	Das kann ich noch nicht.	Übungsaufgaben
Ich kann Ionenverbindungen, deren Verhältnisformeln vorgegeben sind, benennen.					3A 
Ich kann Verhältnisformeln aufstellen, wenn die Ionen vorgegeben sind.					3A 
Ich kann die Unterschiede zwischen dem Natriumchlorid-Kristallgitter-Modell und der Verhältnisformel benennen.					3A 
Ich kann erklären, wie Verhältnisformeln aufgestellt werden.					3B 
Ich kann beschreiben, welche Annahmen über den Aufbau des Natriumchlorid-Kristalls zur Entwicklung des Natriumchlorid-Kristallgitter-Modells führten.					3B 
Wenn du bei den oberen Aussagen immer „Das kann ich.“ oder „Da bin mir fast sicher.“ angekreuzt hast, dann bearbeite folgende Aufgaben:					3C 



## 3 Selbsteinschätzung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Welche Aufgabe hast du in der individuellen Übungsphase bearbeitet?

---

## 3 A Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



# Ionfix



Setze dir das Ziel, Salze chemisch richtig benennen und Verhältnisformeln für Ionenverbindungen aufstellen zu können.





## 3 A Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 1:** Lest euch noch einmal das AB 2 „Ionen im richtigen Verhältnis“ durch.

**Aufgabe 2:** Erklärt euch gegenseitig, wie man Ionenverbindungen benennt und wie die Verhältnisformeln aufgestellt werden.

**Aufgabe 3:** Lest die Spielregeln zum Spiel *Ionfix* aufmerksam durch und spielt das Spiel solange, bis ein Spieler oder eine Spielerin keine Karten mehr hat.

**Aufgabe 4:** Notiert euch die Ergebnisse eures Spiels in der Tabelle.

## 3 A Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



### Ionfix: Spielregeln (maximal 4 Spieler)

#### Ablauf

Jeder Spieler / jede Spielerin erhält 6 Karten. Die restlichen Karten bilden den Ziehstapel. Von diesem wird die oberste Karte aufgedeckt.

Der linke Nachbar bzw. die linke Nachbarin des Gebenden beginnt mit dem Ablegen, indem eine passende Karte auf den Ablagestapel gelegt wird. Ist das Ablegen nicht möglich, muss eine Karte gezogen werden. Beim Ablegen einer Spielkarte muss der Spieler oder die Spielerin den Namen der Verbindung und das Ionenverhältnis nennen. Hierbei müssen also die passenden Indices (violette Fragezeichen) genannt werden, und der Spieler / die Spielerin entscheidet, ob die violetten Klammern wegfallen. Benennt ein Spieler eine Verbindung falsch, muss er eine Strafkarte ziehen.

#### *Wann darf ich ablegen?*

Der Spieler oder die Spielerin darf nur eine Karte ablegen, die entweder das identische Anion oder das identische Kation der aufliegenden Karte aufweist. Die Farben der Karten werden durch das jeweilige Kation bestimmt.

Beispiel: Es liegt eine Natriumchlorid (NaCl)-Karte aus. Die folgende Person kann entweder eine andere Natrium-Komponentenkarte, z. B. Natriumhydroxid (NaOH), oder eine andere Chlorid-Komponentenkarte ablegen.





## 3 A Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Lernleiter.**



## 3 B Individuelle Übung

## Nomenklatur und Verhältnisformeln



# Leporello



Setze dir das Ziel zu verstehen, \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Das Leporello besteht aus mehreren Karten. Auf der rechten Seite steht immer die Aufgabe und auf der linken Seite steht die Lösung der vorherigen Aufgabe. Dein Partner oder deine Partnerin und du beginnen mit der ersten Karte. Wenn ihr die Aufgabe beantwortet habt, holt ihr euch die nächste Karte mit der Lösung und der nächsten Aufgabe. Legt die Karte neben die erste Karte. Notiere dir hier deine Lösungen, bevor ihr euch die Karte mit der Lösung holt.

### Aufgabe 1:

Aufgabe 1	Erkläre schriftlich den Unterschied zwischen Kationen und Anionen.	Lösung 1	
-----------	--	----------	--





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Aufgabe 2:

Aufgabe 2	<p>Bestimme für die folgenden Kationen die Ladung. Notiere dir deine Ergebnisse.</p> <p>a) <math>\text{Mg}^{?+}</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4^{?+}</math></p>	Lösung 2	
-----------	--	----------	--

### Aufgabe 3:

Aufgabe 3	<p>Erläutere, worin sich die Salze unterscheiden:</p> <p>a) <math>\text{MgO}</math> bzw. <math>\text{Mg}_3\text{N}_2</math></p> <p>Erläutere, warum beim zweiten Beispiel eine Klammer gesetzt werden muss:</p> <p>b) <math>\text{NH}_4\text{Br}</math> und <math>(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4</math></p>	Lösung 3	
-----------	---	----------	--





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Aufgabe 4:

Aufgabe 4	<p>Bestimme die Ladung der folgenden Anionen. Notiere dir deine Ergebnisse.</p> <p>a) <math>\text{Cl}^{?-}</math></p> <p>b) <math>\text{PO}_4^{?-}</math></p> <p>c) <math>\text{CO}_3^{?-}</math></p>	Lösung 4	
-----------	---	----------	--

### Aufgabe 5:

Aufgabe 5	<p>Wie viele negative Ladungen müssen hier ausgeglichen werden? Begründe deine Antwort schriftlich.</p> <p><math>\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3</math></p>	Lösung 5	
-----------	--	----------	--





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Aufgabe 6:

Aufgabe 6	<p>Setze die folgenden Ionen zu zwei Verhältnisformeln zusammen.</p> <p>a) <math>3 \text{ Mg}^{2+}</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4^+</math></p> <p>c) <math>\text{Cl}^-</math></p> <p>d) <math>2 \text{ PO}_4^{3-}</math></p>	Lösung 6	
-----------	--	----------	--

### Aufgabe 7:

Aufgabe 7	<p>Begründe schriftlich, weshalb diese beiden Formeln richtig sind.</p> <p>a) <math>\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></p>	Lösung 7	
-----------	---	----------	--

Denke

an:



## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Lernleiter.**





# Verhältnisformeln von Salzen aus Kristallgittern ableiten: Die Elementarzelle



Setze dir das Ziel zu verstehen, wie man die Verhältnisformel aus der Elementarzelle des Salzgitters bestimmt.







## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Salze finden in unserem täglichen Leben in vielen verschiedenen Bereichen Anwendung. Kochsalz (Natriumchlorid) kann z. B. zum Würzen von Speisen oder zum Auftauen von Schnee und Eis genutzt werden. Streusalz ist eine Mischung aus verschiedenen Salzen. Neben einem Hauptanteil von ca. 98 % Natriumchlorid enthält es auch einen kleinen Anteil Calciumchlorid.

Salze sind Ionenverbindungen. Ein Salzkristall besteht aus sehr vielen Ionen, die regelmäßig in einem Kristallgitter angeordnet sind. Um die Anordnung der Ionen zu beschreiben, genügt es, einen repräsentativen Ausschnitt, die *Elementarzelle*, zu betrachten.

Mit Hilfe der Elementarzelle lässt sich die Verhältnisformel des Salzes bestimmen. Dabei muss man beachten, ob die Ionen vollständig in der Elementarzelle liegen (Innen) oder ob sie auf der Grenze der Zelle liegen, also auf einer Fläche, einer Kante oder einer Ecke der Zelle:

**Tab. 1:** Lage und Anteil der Ionen in einer Elementarzelle

Lage der Ionen	Anteil an der Elementarzelle
Innen	1
Fläche	$\frac{1}{2}$
Kante	$\frac{1}{4}$
Ecke	$\frac{1}{8}$

## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



### Beispiel: Natriumchlorid-Gitter

Die Chlorid-Ionen haben einen größeren Ionenradius als die Natrium-Ionen, sie sind in Abbildung 1 blau dargestellt. Zählt man die Chlorid-Ionen in der abgebildeten Elementarzelle, erhält man folgende Werte:

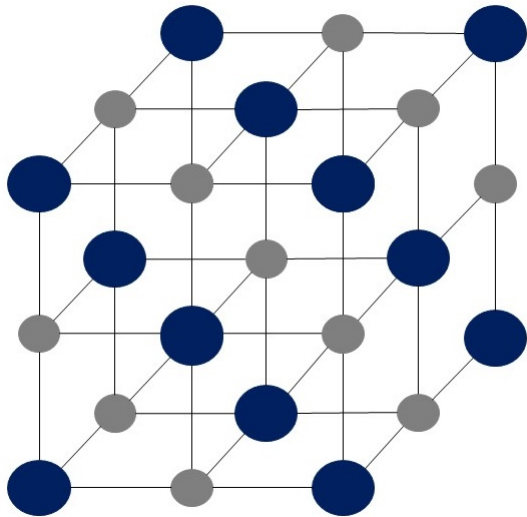
An den Kanten befinden sich keine Chlorid-Ionen (Tabelle 2, Zeile 1), dafür aber 8 auf den Ecken des Würfels. Diese werden jeweils zu einem Achtel gezählt (Tabelle 2, Zeile 2).

In den sechs Flächen sind sechs Ionen angeordnet. Diese werden jeweils zur Hälfte gezählt (Tabelle 2, Zeile 3). Es befindet sich kein Chlorid-Ion im Inneren der Zelle; die Summe der Chlorid-Ionen ist pro Elementarzelle also 4.



## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 1:** Ergänzt in der Tabelle die Angaben zu den Natrium-Ionen und bestimmt aus dem Verhältnis der Ionen die Verhältnisformel für Natriumchlorid.



**Abb. 1:** Elementarzelle Natriumchlorid

Lage	Na <sup>+</sup> - Ionen		Cl <sup>-</sup> - Ionen	
	Anzahl	Anteil	Anzahl	Anteil
Kante		$\cdot \frac{1}{4} = \underline{\quad}$	0	$0 \cdot \frac{1}{4} = 0$
Ecke		$\cdot \frac{1}{8} = \underline{\quad}$	8	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$
Fläche		$\cdot \frac{1}{2} = \underline{\quad}$	6	$6 \cdot \frac{1}{2} = 3$
Innen		$\cdot 1 = \underline{\quad}$	0	$0 \cdot 1 = 0$
<b>Summe</b>	-		-	<b>4</b>

**Tab. 2:** Bestimmung der Anzahl der Ionen in einer Elementarzelle



## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



**Aufgabe 2:** Nicht alle Kristallgitter sind so aufgebaut wie das von Natriumchlorid. Es gibt verschiedene Gittertypen. Diese werden von der Verhältnisformel und den Radien der Ionen bestimmt. Denn durch die Aufnahme oder Abgabe von Elektronen ändert sich der Radius eines Atoms.

### Exkurs: Infos zum Atom- und Ionenradius

Schaut man sich den Atomradius der Elemente des Periodensystems an, kann man folgende Feststellung machen: Innerhalb einer Hauptgruppe nimmt der Atomradius von oben nach unten im Periodensystem zu. Je mehr Schalen ein Atom besitzt, desto größer ist auch sein Radius.

Betrachten wir das Element Kalium: Ein Kalium-Atom besitzt ein (Valenz-)Elektron auf der äußersten Schale und hat einen Atomradius von 227 pm ( $= 227 \cdot 10^{-12}$  m). Wird das Valenzelektron entfernt, verringert sich die Anzahl der Schalen. Daher hat ein Kalium-Ion ( $K^+$ ) einen kleineren Radius als ein Kalium-Atom (Ionenradius: 138pm).

Ein Calcium-Atom hat zwei Valenzelektronen. Entfernt man nur eines der beiden Valenzelektronen (sodass ein  $Ca^+$ -Ion entsteht), ergibt sich eine interessante Beobachtung: Das  $Ca^+$ -Ion hat einen geringeren Radius als das Calcium-Atom, obwohl sich die Anzahl der Schalen nicht geändert hat. Dies liegt an der fehlenden Abstoßung durch das entfernte Valenzelektron: Je geringer die Anzahl der Elektronen in der Atomhülle ist, desto geringer ist die Abstoßung der Elektronen untereinander. Hieraus resultiert ein geringerer Abstand zwischen den einzelnen Elektronen und somit auch ein geringerer Abstand der Elektronen zum Kern.

Die Entfernung eines Elektrons aus der Hülle bewirkt also – unabhängig davon, ob sich die Anzahl der Schalen verändert – immer eine Verringerung des Atomradius.

Ein Fluor-Atom hat sieben Valenzelektronen. Wenn das Fluor-Atom ein zusätzliches Elektron aufnimmt und dadurch zum Fluoridion ( $F^-$ ) wird, verändert sich die Anzahl der Schalen nicht. Trotzdem nimmt der Radius zu, denn durch das hinzugekommene Elektron sind mehr negative Ladungen vorhanden, die sich gegenseitig abstoßen und darum versuchen, sich mit dem größtmöglichen Abstand anzuordnen. Der Radius des Fluoridions ist also größer als der des Fluor-Atoms.



## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

a) Erklärt, warum der Ionenradius eines Chloridanions größer ist als der Atomradius eines Chloratoms.

---



---



---



---

b) Erklärt, warum der Ionenradius eines Natriumkations kleiner ist als der Atomradius eines Natriumatoms.

---



---



---



---



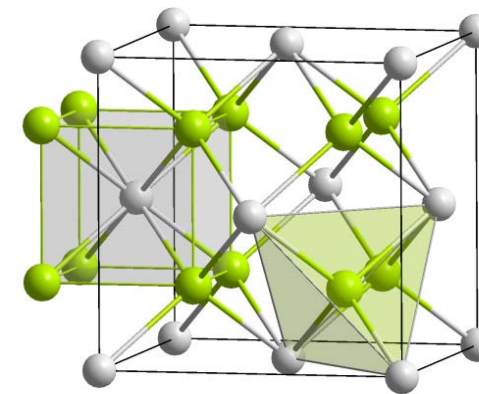


## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Aufgabe 3:** In Abbildung 2 ist die Elementarzelle von Calciumfluorid modellhaft dargestellt. Dabei sind die Fluorid-Ionen (grün) im Vergleich zu den Calcium-Ionen (grau) etwas größer gezeichnet.

a) Bestimmt die Anteile der Calcium- und Fluorid-Ionen in der Elementarzelle (Tabelle 3).

Lage	Ca <sup>2+</sup> - Ionen		F <sup>-</sup> - Ionen	
	Anzahl	Anteil	Anzahl	Anteil
Kante		$\cdot \frac{1}{4} = \underline{\quad}$		$\cdot \frac{1}{4} = \underline{\quad}$
Ecke		$\cdot \frac{1}{8} = \underline{\quad}$		$\cdot \frac{1}{8} = \underline{\quad}$
Fläche		$\cdot \frac{1}{2} = \underline{\quad}$		$\cdot \frac{1}{2} = \underline{\quad}$
Innen		$\cdot 1 = \underline{\quad}$		$\cdot 1 = \underline{\quad}$
<b>Summe</b>	-		-	



**Abb. 2:** Elementarzelle Calciumfluorid

**Tab. 3:** Bestimmung der Anzahl der Ionen in einer Elementarzelle





## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**b)** Aus den Summen der berechneten Anteile könnt ihr die Verhältnisformel ableiten. Wie lautet sie? Erläutert, wie ihr auf die Verhältnisformel anhand der Summe der berechneten Anteile gekommen seid.

---



---



---



---

Denke an:  und 





# 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

## Das selbstgebastelte Periodensystem der Lernleiter Atombau<sup>2</sup>

		Hauptgruppe = Anzahl der Valenzelektronen							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Periode = Anzahl der Schalen	1	H 1							Ne 2
	2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
	3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
	4	K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36

→ Nebengruppenelemente: Ordnungszahl 21-30



<sup>2</sup>Quelle: van Vorst, H. & Sumfleth, E. (Hrsg.). (2020). *Von Sprosse zu Sprosse. Innovative Erarbeitung des Bohr'schen Atomkonzepts mit der Lernleiter*. Münster: Waxmann, S. 123.



## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln



**Du bist nun fertig mit der Bearbeitung der Lernleiter.**





## 1 Aneignung

# Ionenbildung

**Lösung zu Aufgabe 1:** Trickfilm zur Reaktion von Natrium mit Chlor

**Notiere deine Beobachtungen:**

**Aussehen der Stoffe vor der Reaktion:**

- *Natrium: grau, glänzender Feststoff*
- *Chlor: blass grünes, fast farbloses Gas*

**Beobachtungen während der Reaktion:**

- *Beim Erwärmen schmilzt das Natriumstück (zunächst zu einer Kugel, später fließt es auseinander) und wird anschließend an der Oberfläche gasförmig.*
- *Beim Kontakt mit dem einströmenden Chlorgas entsteht eine weiße, grelle Flamme. Obwohl nicht weiter erwärmt wird, wird die grelle Flamme immer intensiver und weißer Rauch steigt im Reagenzglas auf.*

**Aussehen der Stoffe nach der Reaktion:**

- *Grauer Feststoff am Reagenzglasboden*
- *Weißer Feststoff an der Reagenzglaswand*

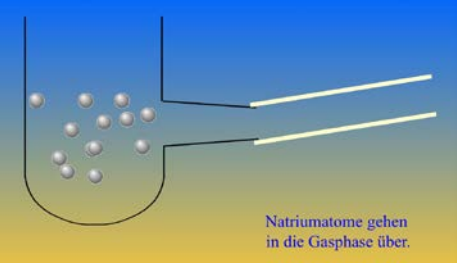
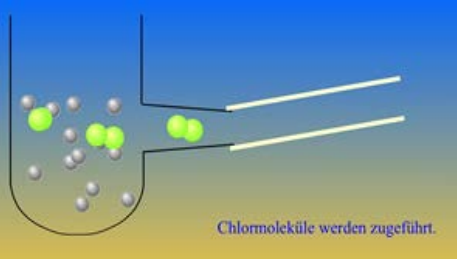
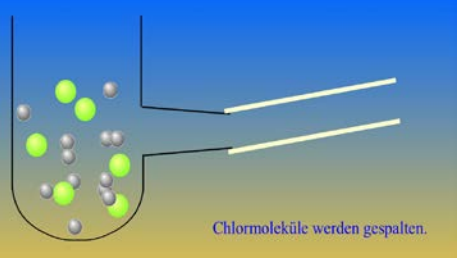
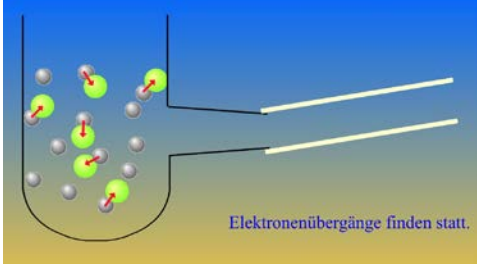
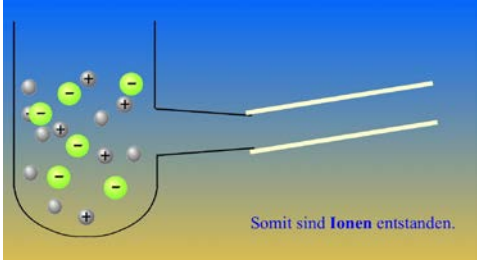
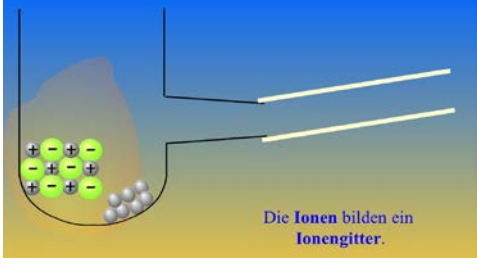




# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Lösung zu Aufgabe 2: Trickfilm zur Reaktion von Natrium mit Chlor

1.  Natriumatome gehen in die Gasphase über.
2.  Chlormoleküle werden zugeführt.
3.  Chlormoleküle werden gespalten.
4.  Elektronenübergänge finden statt.
5.  Somit sind Ionen entstanden.
6.  Die Ionen bilden ein Ionengitter.





## 1 Aneignung

## Ionenbildung

### Lösung zu Aufgabe 1:

a) Erkläre die Edelgaskonfiguration.

Die Edelgaskonfiguration...

*ist ein sehr stabiler Zustand. Die äußere Elektronenschale ist hierbei vollständig mit Elektronen besetzt. Dieses entspricht der Elektronenkonfiguration der Edelgase. Um diesen Zustand zu erreichen, müssen die Elemente Elektronen abgeben oder aufnehmen.*

b) Warum werden Ionen gebildet? Erkläre.

Ionen werden gebildet, weil...

*die Teilchen der chemischen Elemente einen energetisch stabilen Zustand erzielen, indem sie so viele Elektronen abgeben oder aufnehmen, bis sie die Edelgaskonfiguration erreichen.*





# 1 Aneignung

# Ionenbildung

## Lösung zu Aufgabe 2a:

a) Vervollständige die folgende Tabelle mithilfe des PSE.

Hauptgruppe (exemplarisch)	Anzahl der Elektronen, die aufgenommen oder abgegeben werden	Ladung des Ions
I	<i>1 e<sup>-</sup> wird abgegeben</i>	1+
III	<i>3 e<sup>-</sup> werden abgegeben</i>	3+
V	<i>3 e<sup>-</sup> werden aufgenommen</i>	3-
VII	<i>1 e<sup>-</sup> wird aufgenommen</i>	1-





## 1 Aneignung

## Ionenbildung

### Lösung zu Aufgabe 2b:

b) Erkläre den Zusammenhang zwischen den Hauptgruppen und der Ionenladung.

*Aus der Hauptgruppennummer lässt sich ableiten, wie viele Elektronen aufgenommen oder abgegeben werden. Man zählt die Schritte bis zum nächsten Edelgas im PSE. Wenn der Weg zum vorherigen Edelgas der kürzere ist, werden Elektronen abgegeben. Ist jedoch der Weg zum nachfolgenden Edelgas der kürzere, werden Elektronen aufgenommen. Dies bestimmt dann die Ionenladung.*

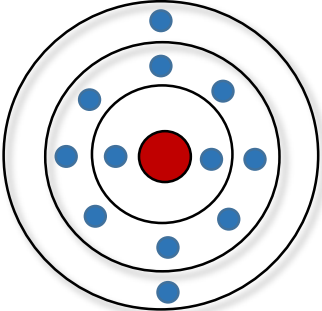
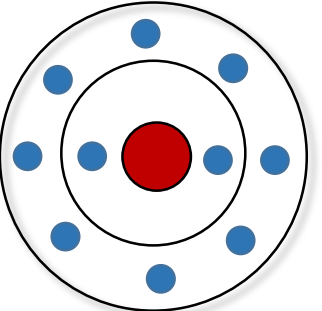
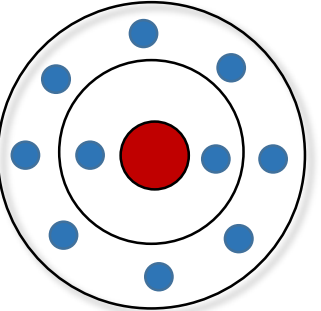




# 1 Aneignung

# Ionenbildung

**Lösung zu Aufgabe 3:** Vervollständige die Darstellung im Schalenmodell, indem du Elektronen in die Hülle einzeichnest.

	<i>Magnesium-Atom</i>	<i>Magnesium-Ion</i>	<i>Neon-Atom</i>
<i>Protonenzahl</i>	12	12	10
<i>Elektronenzahl</i>	12	10	10
<i>Elementsymbol</i>	Mg	Mg <sup>2+</sup>	Ne
<i>Lewis-Formel</i>	· Mg ·	$\overline{Mg}$	$\overline{Ne}$
<i>Schalenmodell</i>			





## 1 Basisübung

## Ionenbildung

### Die Ionen - Eine Übung

**Lösung zu Aufgabe 1:** Setze die folgenden Begriffe an der richtigen Stelle im Text ein:

*abgeben oder aufnehmen / aufgenommen / Anionen / Argon / Chlorid-Ion / Edelgaskonfiguration / Elektron / Ion / Kationen / negativ / positiv / sehr stabiler / sieben / drei*

Die Teilchen der meisten chemischen Elemente (außer die Edelgase) streben die so genannte Edelgaskonfiguration an. Das ist ein sehr stabiler Zustand. Die äußere Elektronenschale ist hierbei vollständig mit Elektronen besetzt. Um diesen Zustand zu erreichen, müssen die Elemente Elektronen abgeben oder aufnehmen.

Sie werden dadurch zum Ion.

Ob Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden, hängt von der Stellung im PSE ab. Es gilt, dass so wenige Elektronen wie möglich wandern. Die Anzahl an Elektronen des im PSE am nächsten stehenden Edelgases soll erreicht werden.







## 1 Basisübung

## Ionenbildung

### Lösung zu Aufgabe 1:

Die Elemente der ersten Hauptgruppe, z. B. das Element Natrium, streben die gleiche Anzahl an Elektronen an wie das vor ihnen stehende Edelgas (hier: Neon). Hierzu müssen sie ein Elektron abgeben. Für das Element Chlor ist der edelgasähnliche Zustand am schnellsten zu erreichen, wenn ein Elektron aufgenommen wird. Es besitzt dann die gleiche Anzahl Elektronen wie das Edelgas Argon. Aus dem Natrium-Atom ist ein Natrium-Ion geworden und aus dem Chlor-Atom ein Chlorid-Ion.

Atome mit ein bis drei Außenelektronen können Elektronen abgeben. Dabei entstehen positiv geladene Ionen. Solche Ionen heißen Kationen. Atome mit fünf bis sieben Außenelektronen können Elektronen aufnehmen. Dabei entstehen negativ geladene Ionen. Solche Ionen heißen Anionen.



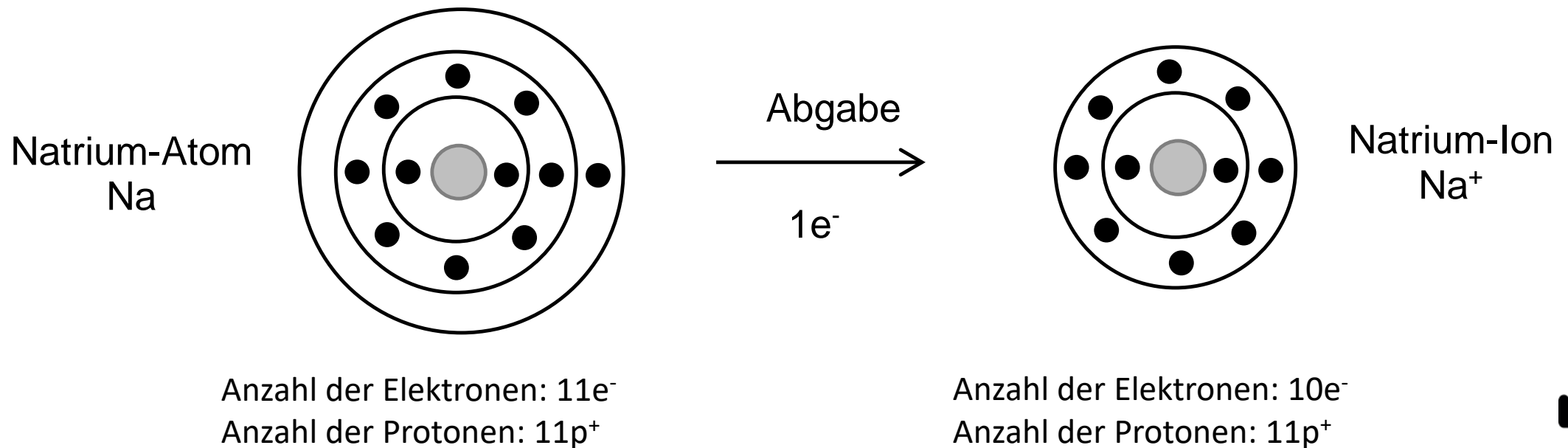


## 1 Basisübung

## Ionenbildung

### Lösung zu Aufgabe 2:

Die Abbildung soll exemplarisch die Bildung eines Natrium-Ions im Schalenmodell zeigen. Ergänze die Verteilung der Elektronen und gib die Anzahl der Elektronen und Protonen an.





# 1 Basisübung

# Ionenbildung

**Lösung zu Aufgabe 3:** Vervollständige die Tabelle zur Ionenbildung mit Hilfe des Periodensystems.

Name des Elements	Lewis-Formel	Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen	Das aus dem Atom entstandene Ion	Das dem Ion entsprechende Edelgasatom
<i>Aluminium</i>	$\cdot \overset{\cdot}{\text{Al}} \cdot$	$3e^-$ werden abgegeben	$\text{Al}^{3+}$	Neon
Beryllium	$\cdot \text{Be} \cdot$	$2e^-$ werden abgegeben	$\text{Be}^{2+}$	<i>Helium</i>
<i>Calcium</i>	$\overset{\cdot}{\text{Ca}} \cdot$	$2e^-$ werden abgegeben	$\text{Ca}^{2+}$	<i>Argon</i>
Kalium	$\text{K} \cdot$	$1e^-$ wird abgegeben	$\text{K}^+$	<i>Argon</i>
<i>Fluor</i>	$\overline{\cdot \text{F} \cdot}$	$1e^-$ wird aufgenommen	$\text{F}^-$	<i>Neon</i>
<i>Natrium</i>	$\text{Na} \cdot$	$1e^-$ wird abgegeben	$\text{Na}^+$	<i>Neon</i>
Neon	$\overline{\text{Ne}}$	<i>Es werden keine Elektronen abgegeben oder aufgenommen.</i>	<i>bildet keine Ionen</i>	<i>Neon ist selbst ein Edelgas.</i>
<i>Schwefel</i>	$\cdot \overline{\text{S}} \cdot$	$2e^-$ werden aufgenommen	$\text{S}^{2-}$	<i>Argon</i>
Stickstoff	$\cdot \overset{\cdot}{\text{N}} \cdot$	$3e^-$ werden aufgenommen	$\text{N}^{3-}$	<i>Neon</i>



## 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Lösungen zu Teil I:

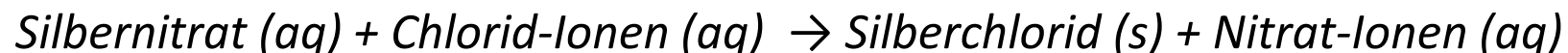
**Schülerversuch:** Nachweis von Chlorid-Ionen im Mineralwasser

**Beobachtungen:** *Nach der Zugabe der Silbernitrat-Lösung zu der Mineralwasser-Probe färbt sich die Lösung weiß. Ein weißer Feststoff fällt aus.*

**Deutung:** Beachte die Textstelle:

**Karl:** „Davon habe ich schon mal was gehört. Man kann sogar beweisen, ob bestimmte Salze im Wasser enthalten sind. Man gibt einen Stoff dazu und das Mineralwasser verfärbt sich ganz weiß, wenn Chloridionen enthalten sind. Wenn keine oder andere Ionen drin sind, passiert nichts oder das Wasser verfärbt sich grau oder sogar gelb.“

*Mit der Silbernitrat-Lösung lassen sich Chlorid-Ionen nachweisen. Die Silbernitrat-Lösung enthält Silber-Ionen und Nitrat-Ionen. Die Silber-Ionen reagieren mit den Chlorid-Ionen aus dem Mineralwasser zu einem schwerlöslichen, weißen Salz. Der Name des entstandenen Salzes ist Silberchlorid.*



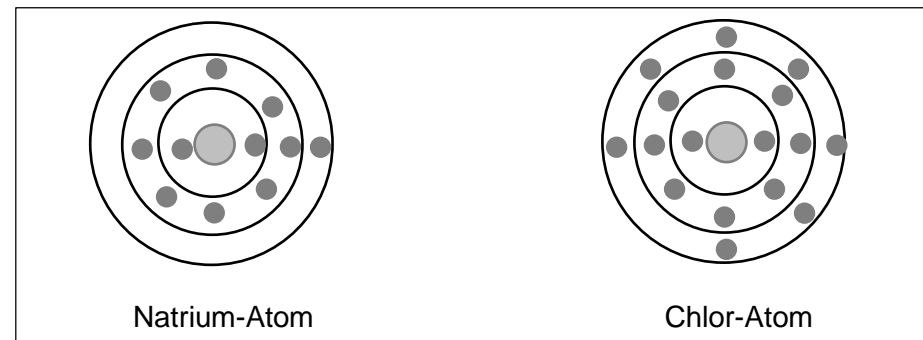


# 1 A Individuelle Übung

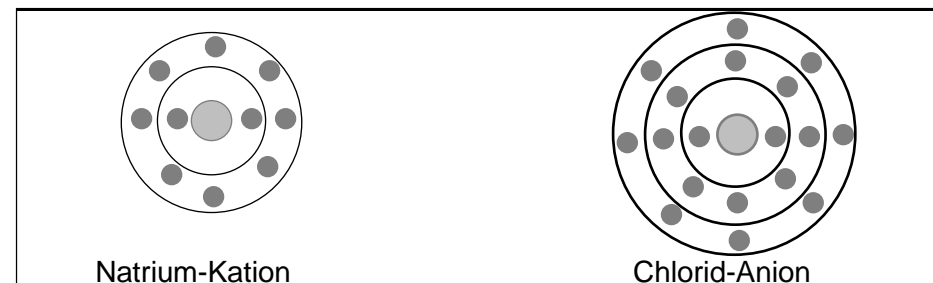
# Ionenbildung

Lösungen zu Teil II:

**Aufgabe 1:** Vervollständige die Schalenmodelle eines Natriumatoms und eines Chloratoms.



**Aufgabe 2:** Vervollständige die Schalenmodelle eines Natrium-Kations und eines Chlorid-Anions.





# 1 A Individuelle Übung

## Ionenbildung

### Lösung zum Kartenspiel:

VORDERSEITE (eine Frage)	RÜCKSEITE (eine Antwort)
Was ist ein Ion?	Ein geladenes Teilchen, das aus einem ungeladenen Teilchen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen entsteht.
Was ist ein Kation?	Ein positiv geladenes Teilchen, das entsteht, wenn ein ungeladenes Teilchen mindestens ein Elektron abgibt.
Was ist die Edelgaskonfiguration?	Ein Zustand, in dem ein Atom seine äußerste Elektronenschale vollständig besetzt hat.
Was ist ein Anion?	Ein negativ geladenes Teilchen, das entsteht, wenn ein ungeladenes Teilchen mindestens ein Elektron aufnimmt.
Was ist Kaliumchlorid?	Ein Salz, das aus positiv geladenen Kaliumkationen und negativ geladenen Chloranionen besteht.
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der I. Hauptgruppe?	Die Ionen sind einfach positiv geladen (+).
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der VI. Hauptgruppe?	Die Ionen sind zweifach negativ geladen (2-).
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der II. Hauptgruppe?	Die Ionen sind zweifach positiv geladen (2+).
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der VII. Hauptgruppe?	Die Ionen sind einfach negativ geladen (-).
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der III. Hauptgruppe?	Die Ionen sind dreifach positiv geladen (3+).
Wie groß ist die Ladung der Ionen der Elemente der V. Hauptgruppe?	Die Ionen sind dreifach negativ geladen (3-).



## 1 B Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Lösung zu: Salz selbst herstellen - Kupferiodid

#### Aufgabe 1:

*Das Salz Kupferiodid lässt sich aus den Elementen Kupfer und Iod herstellen.*

#### Aufgabe 2:

Versuchsbeobachtungen:

- *Aussehen der Stoffe vor der Reaktion: Die Kupferfolie ist braun-glänzend. Iod sind grau-schwarze, metallisch-glänzende, schuppenförmige Kristalle.*
- *Beobachtungen während der Reaktion: Beim Erhitzen des Iods bildet sich im Reagenzglas ein violette Gas. Die Kupferfolie glüht auf.*
- *Aussehen des Stoffes nach der Reaktion: Auf der Kupferfolie bildet sich ein helles, fast weißes Pulver.*

**Aufgabe 3:**       $\text{Kupfer (s)} + \text{Iod (s)} \rightarrow \text{Kupferiodid (s)}$



## 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Lösungen zu: Wie reagiert Magnesium mit Salzsäure?

#### Aufgabe 1: mögliche Ideen:

- Die Säure „ätzt das Magnesiumband an“.
- Das Magnesiumband löst sich auf.
- Es bildet sich ein Salz.

#### Aufgabe 2:

##### Beobachtung:

*Das Magnesiumband reagiert mit der Salzsäure unter Gasentwicklung. Dabei löst es sich langsam auf. Die Knallgasprobe mit dem aufgefangenen Gas verläuft positiv. Beim Eindampfen der Lösung bleibt ein weißer Feststoff zurück.*





# 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung

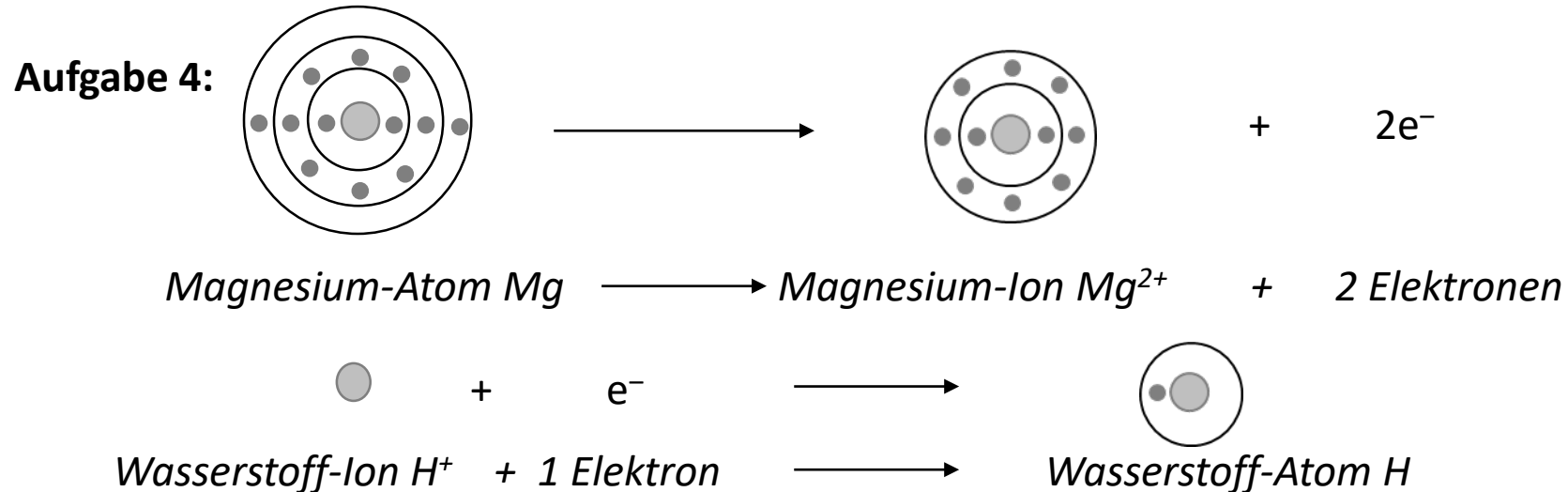


Lösungen zu: **Wie reagiert Magnesium mit Salzsäure?**

**Aufgabe 3:**

Der gebildete Wasserstoff kann nur aus der Salzsäure stammen. Diese enthält, wie der Name Wasserstoffchlorid schon andeutet, Wasserstoff-Ionen ( $H^+$ ) und Chlorid-Ionen ( $Cl^-$ ).

Magnesium + Salzsäure (Wasserstoffchlorid)  $\rightarrow$  Magnesiumchlorid + Wasserstoff



# 1 C Individuelle Übung

## Ionenbildung



### Lösungen zu: Wie reagiert Magnesium mit Salzsäure?

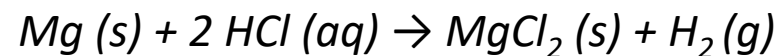
Elektronenübergänge:

Magnesium gibt Elektronen ab:  $Mg (s) \rightarrow Mg^{2+} (aq) + 2e^{-}$

Wasserstoff-Ionen nehmen jeweils ein Elektron auf. Elementarer Wasserstoff liegt stets als zweiatomiges Molekül ( $H_2$ ) vor. Somit nehmen immer zwei Wasserstoff-Ionen an der Reaktion teil, die jeweils ein Elektron vom Magnesium aufnehmen:  $2 H^{+} (aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2 (g)$

Die Chlorid-Ionen nehmen an der Reaktion nicht teil, sie bleiben unverändert.

### Aufgabe 5:



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



Lösung zu Aufgabe 1: Welche Eigenschaften haben Salze?

Stoffeigenschaften	Natriumchlorid (NaCl)	Kaliumchlorid (KCl)	Kaliumbromid (KBr)
Schmelztemperatur	801°C	773°C	734°C
Löslichkeit in Wasser	gute Löslichkeit in Wasser	gute Löslichkeit in Wasser	gute Löslichkeit in Wasser
Leitfähigkeit	gute Leitfähigkeit (im gelösten Zustand)	gute Leitfähigkeit (im gelösten Zustand)	gute Leitfähigkeit (im gelösten Zustand)
Sprödigkeit	hohe Sprödigkeit	hohe Sprödigkeit	hohe Sprödigkeit



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zu Aufgabe 2:** Erklärt jede Stoffeigenschaft mithilfe der Ergebnisse der Stationsaufgaben auf Teilchenebene.

Schmelztemperatur	Elektrische Leitfähigkeit	Löslichkeit in Wasser	Sprödigkeit
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Die Gitterenergie ist ein Maß für die Anziehungskraft zwischen Ionen.</li> <li>• Man muss die Energiemenge der Gitterenergie aufbringen, um die Anziehungskraft zwischen Ionen zu überwinden.</li> <li>• Im Kerzenwachs ist die Gitterenergie zwischen den Teilchen sehr viel geringer.</li> <li>• Beim Schmelzen eines Salzes verlassen die Ionen durch zunehmende Teilchenbewegung ihre festen Plätze im Ionengitter.</li> <li>• Die Gitterenergie eines Salzkristalls ist deutlich höher als die Gitterenergie des Kerzenwachses.</li> <li>• Dadurch muss dem Salzkristall mehr Energie in Form von Wärme zugeführt werden, damit das Salz schmilzt.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Im festen Salz sind die Ionen fest im Gitter angeordnet, sodass ein Transport von Ladung nicht möglich ist. Ein Transport von Ladungen ist Voraussetzung für einen Stromfluss.</li> <li>• In destilliertem Wasser sind keine Ionen (also freie Ladungen) vorhanden; der Strom kann nicht fließen.</li> <li>• Löst man etwas Salz in Wasser auf, sind frei bewegliche Ionen im Wasser vorhanden, sodass ein Stromfluss möglich ist.</li> <li>• Wird mehr Salz im Wasser gelöst, sind mehr Ionen (also freie Ladungen) im Wasser vorhanden, sodass mehr Strom geleitet werden kann.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Viele Salze sind in Wasser gut löslich.</li> <li>• Die Ionen im Ionengitter eines Salzkristalls werden von Wassermolekülen umschlossen (hydratisiert).</li> <li>• Die Anziehungskraft zwischen einem Ion und den Wassermolekülen ist dabei groß genug, um die Gitterenergie zu überwinden, sodass die Ionen aus dem Salzgitter herausgelöst werden.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Salze weisen eine hohe Sprödigkeit auf.</li> <li>• Das Ionengitter eines Salzes besteht abwechselnd aus positiv und negativ geladenen Ionen.</li> <li>• Wird Kraft von außen auf das Ionengitter (z. B. durch einen Schlag mit dem Hammer) ausgeübt, verschiebt sich eine Kette aus unterschiedlich geladenen Ionen innerhalb des Gitters.</li> <li>• Dabei stehen die Ionen dann einem jeweils gleich geladenen Ion gegenüber. Diese Ionen gleicher Ladung stoßen sich gegenseitig ab.</li> <li>• Der Kristall bricht an dieser Stelle auseinander.</li> </ul>



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zu Aufgabe 2:** Beschreibt in einem Text, wie sich die Magnetplättchen des Salzkristalls zueinander verhalten.

*Die Magnetplättchen des Salzkristalls ziehen sich an bzw. stoßen sich ab. Die Spielplättchen des Kerzenwachses haben keine Wechselwirkungen miteinander. Sie können problemlos nebeneinandergelegt werden oder auch auseinandergezogen werden.*



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zu Aufgabe 3:** Formuliert einen Text zur Deutung eurer Modelle.

*Die Gitterenergie ist ein Maß für die Anziehungskraft zwischen Ionen. Man muss die Energiemenge der Gitterenergie aufbringen, um die Anziehungskraft zwischen Ionen zu überwinden.*

*Die Anziehungskraft zwischen den Magnetplättchen des Modells zur Kristallstruktur eines Salzes verdeutlicht diese Gitterenergie.*

*Im Kerzenwachs sind die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sehr viel geringer. Das verdeutlichen die Spielplättchen als Modell des Kerzenwachses auf Teilchenebene*



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zu Aufgabe 4:** Notiert die Schlussfolgerung zur Schmelztemperatur in ganzen Sätzen.

*Beim Schmelzen eines Salzes verlassen die Ionen durch zunehmende Teilchenbewegung ihre festen Plätze im Ionengitter. Die Gitterenergie eines Salzkristalls ist deutlich höher als die Gitterenergie des Kerzenwachses. Dadurch muss dem Salzkristall mehr Energie in Form von Wärme zugeführt werden, damit das Salz schmilzt.*

*Die Anziehungskraft zwischen den Teilchen im Kerzenwachs ist deutlich geringer. Sie benötigen also deutlich weniger Energie, um die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen zu überwinden. Es wird damit deutlich weniger Wärme benötigt, um Kerzenwachs zu schmelzen.*

*Die große Gitterenergie bestimmt somit die hohe Schmelztemperatur der Salze.*



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zur Auswertung:**

**Berechnung der Löslichkeit:**

Für  $\beta$  gilt: 
$$\beta = \frac{m(\text{Salz})}{V(\text{Wasser})}$$

$$\beta = \frac{3,6 \text{ g}}{10 \text{ ml}} \approx 0,36 \text{ g/ml}$$

Die Löslichkeit von Natriumchlorid in Wasser beträgt 0,36 g/ml.

**Berechnung des Massenanteils:**

Für  $\omega$  gilt: 
$$\omega = \frac{m(\text{Salz})}{m(\text{Salz}) + m(\text{Wasser})}$$

$$\omega = \frac{3,6 \text{ g}}{3,6 \text{ g} + 10 \text{ g}} \approx 0,265 \triangleq 26,5 \%$$

Der Massenanteil von Natriumchlorid an der Lösung beträgt 26,5 %.



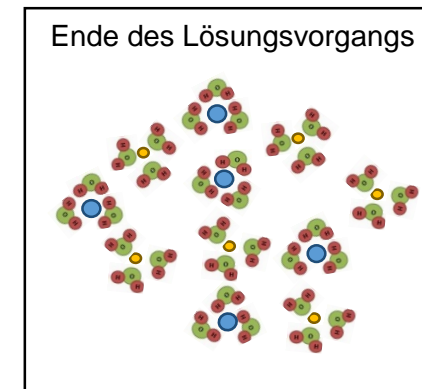
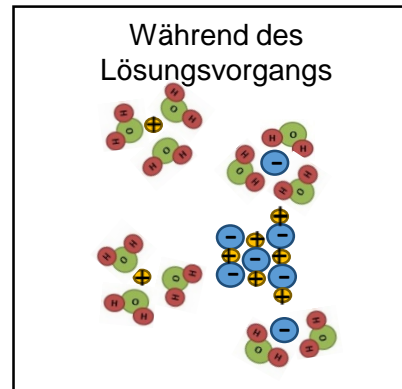
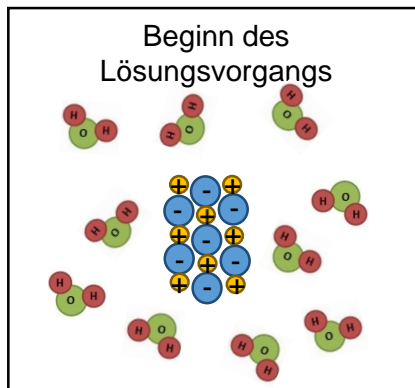


## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



**Lösung zu Aufgabe 2:** Zeichnet den Prozess der Lösung eines Salzkristalls auf Teilchenebene.



Schritt 1: Beginn des Lösungsvorgangs	Schritt 2: Während des Lösungsvorgangs	Schritt 3: Ende des Lösungsvorgangs
<p>Die Salzkristalle bestehen aus Ionen, die in einem Ionengitter angeordnet sind. Die Wasserteilchen lagern sich zunächst an den Ecken des Kristalls an, da an den Ecken die Summe der Gitterkräfte zwischen den Ionen am kleinsten ist.</p>	<p>Die Wasserteilchen lagern sich an die Ionen an und überwinden durch ihre „Zugkräfte“ die Gitterkräfte im Ionengitter. Damit gehen Ionen in Lösung. Die herausgelösten Ionen sind von einer Hülle aus Wasserteilchen umgeben. Die Ionen werden <b>hydratisiert</b>.</p>	<p>Die Wasserteilchen bilden sogenannte <b>Hydrathüllen</b> um die Ionen. Diese <b>hydratisierten Ionen</b> werden in der Lösung verteilt.</p>



## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen



### Lösung zu Aufgabe 1:

	Vermutung	Beobachtung	Erklärung
<u>Schritt 2:</u> ungelöste Salzprobe	Individuelle Schülerantwort	<i>Leitet den Strom nicht.</i>	<i>Im festen Salz sind die Ionen fest im Gitter angeordnet, sodass ein Transport von Ladung nicht möglich ist.</i>
<u>Schritt 3:</u> destilliertes Wasser	Individuelle Schülerantwort	<i>Leitet den Strom nicht (kaum).</i>	<i>In destilliertem Wasser sind keine Ionen (also freie Ladungen) vorhanden; der Strom kann nicht fließen.</i>
<u>Schritt 4:</u> gelöstes Salz	Individuelle Schülerantwort	<i>Leitet den Strom gut.</i>	<i>Es sind frei bewegliche Ionen im Wasser vorhanden, sodass ein Stromfluss möglich ist.</i>
<u>Schritt 5:</u> erhöhte Konzentration des Salzes	Individuelle Schülerantwort	<i>Leitet den Strom noch besser.</i>	<i>Wird mehr Salz im Wasser gelöst, sind mehr Ionen (also freie Ladungen) im Wasser vorhanden, sodass mehr Strom geleitet werden kann.</i>





## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen

Lösung zu Aufgabe 1: Bringt die Abbildungen in die richtige Reihenfolge.

The diagrams show the following sequence of events:

- 1:** A regular 3x5 lattice of alternating blue (-) and yellow (+) ions.
- 2:** A hammer strikes the lattice from the top right, causing it to crack.
- 3:** The hammer strikes again, causing the lattice to shatter into two separate pieces.
- 4:** The two pieces from step 3 are shown with arrows pointing towards each other, indicating they are attracted to each other.
- 5:** The two pieces are shown separated, illustrating that the ions in each piece are attracted to their own kind (like-charges repel).





## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 2:** Beschreibt den Schlag des Hammers auf einen Salzkristall mit eigenen Worten.

*Vorher: In einem Salzkristall sind positiv geladene Kationen und negativ geladene Anionen abwechselnd angeordnet.*

*Während: Bei einem Schlag mit dem Hammer auf den Kristall verschieben sich die Ionen entlang der Schlagkante, sodass nun gleich geladene Ionen nebeneinanderliegen.*

*Danach: Diese stoßen sich entlang der gesamten Fläche ab, sodass eine gerade Bruchkante entsteht.*





## 2 Aneignung

## Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 3:** Fasst die Aussagen dieser Modelldarstellung über den Aufbau eines Salzkristalls zusammen.

*Aus der Darstellung kann man ableiten, dass ein Ionenkristall aus positiv und negativ geladenen Ionen besteht, die abwechselnd angeordnet sind. Dadurch entsteht eine regelmäßige Anordnung.*





## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

Lösung zu Aufgabe 1 a): zur Schmelztemperatur von Salzen

Salze haben eine hohe Schmelztemperatur, da starke Anziehungskräfte zwischen den einzelnen Ionen im Salzkristall herrschen. Somit haben Salze eine hohe Gitterenergie. Diese Gitterenergie muss überwunden werden, damit die Ionen ihre feste Position verlassen können und das Salz damit vom festen in den flüssigen Zustand übergehen kann. Dazu muss viel Energie in Form von Wärme aufgewendet werden.





## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 1 b):** Schreibe einen Text dazu, warum Salzlösungen eine hohe elektrische Leitfähigkeit haben.

*Leitfähigkeit:*

*Damit ein Stromfluss möglich ist, müssen frei bewegliche Ladungen in Form von Elektronen oder Ionen vorhanden sein. Da in einem festen Salzkristall die einzelnen Ionen einen festen Platz im Salzkristall besetzen, können sie sich nicht frei bewegen, sodass ein Stromfluss nicht möglich ist. Sind die Ionen jedoch in Wasser gelöst, können sie sich dort frei bewegen, sodass hier die Leitfähigkeit hoch ist.*





## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 1 c):** Ordne den Abbildungen die jeweilige Eigenschaft richtig zu und erlaüttere.

Abbildung 1: Löslichkeit von Salzen in Wasser	Abbildung 2: Sprödigkeit eines Salzkristalls
<p><i>Salze sind in Wasser löslich. Dabei werden während des Lösevorgangs die einzelnen Ionen des Salzkristalls von Wassermolekülen umschlossen und so aus ihrem festen Platz im Kristallgitter herausgelöst.</i></p>	<p><i>Salze zeigen eine hohe Sprödigkeit. Diese kommt zustande, da die Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Salzgitter sehr stark sind. Erfährt der Kristall jedoch einen Schlag, verschieben sich die abwechselnd angeordneten Ionen so, dass nun Ionen mit gleicher Ladung nebeneinanderliegen. Diese stoßen sich ab, sodass eine gerade Bruchkante entsteht.</i></p>







## 2 Basisübung

## Eigenschaften von Salzen

### Lösung zu Aufgabe 2

#### Noahs Modell:

**Sprödigkeit:** Die unterschiedlichen Farben der Plättchen verdeutlichen die unterschiedliche Ladung. Gleichzeitig lassen sich die Plättchen problemlos verschieben, sodass deutlich gemacht werden kann, dass durch einen Stoß gleich geladene Ionen nebeneinanderliegen würden.

**Löslichkeit:** Die Plättchen können leicht verschoben werden. Hier sind jedoch weitere Plättchen notwendig, welche die Wassermoleküle verdeutlichen. Unter dieser Bedingung kann dann auch die Leitfähigkeit gelöster Ionen gezeigt werden.

#### Amelies Modell:

**Schmelztemperatur:** Die Verbindungen der Kugeln durch Zahnstocher spiegeln die Gitterenergie wider. Dadurch werden die einzelnen Ionen (Kugeln) fest an ihrem Platz im Kristallgitter gehalten und es muss ein gewisser Aufwand betrieben werden, um die Ionen aus diesem Gitter heraus zu lösen.

**Leitfähigkeit fester Salze:** Die feste Verbindung der einzelnen Kugeln verdeutlicht, dass sich die Ionen in einem festen Salzkristall nicht bewegen können, weshalb ein Stromfluss nicht möglich ist.





## 2 A Individuelle Übung    Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 1:** Formuliere eine kurze Erklärung der nachfolgenden Begriffe.

- **Salz:** Salze sind ionische Verbindungen, die aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen bestehen. Da Anionen und Kationen unterschiedlich geladen sind, ziehen sie sich gegenseitig an und bilden im festen Zustand ein Kristallgitter, in welchem sie sich in abwechselnder Reihenfolge anordnen.
- **Kupfersulfat:** Kupfersulfat ist ein Salz, das aus positiv geladenen Kupfer-Kationen und negativ geladenen Sulfat-Anionen besteht.
- **Ion:** Ionen sind positiv oder negativ geladene Teilchen. Positiv geladenen Teilchen heißen Kationen. Sie können z. B. dadurch gebildet werden, dass ein Element Elektronen abgibt. Negativ geladene Ionen heißen Anionen. Sie werden durch die Aufnahme von Elektronen gebildet.
- **Ionengitter:** Da Kationen und Anionen unterschiedliche Ladungen haben, ziehen sie sich gegenseitig an. Dabei lagern sie sich regelmäßig aneinander und bilden damit ein Ionengitter.
- **Gitterenergie:** Die Gitterenergie ist ein Maß für die Stärke des Zusammenhalts von Ionen in einem Kristallgitter. Sie ist die benötigte Energiemenge, um die Anziehungskräfte zwischen den Ionen zu überwinden. Umgekehrt handelt es sich dabei auch um die Energiemenge, die frei wird, wenn sich positiv und negativ geladene Ionen zu einem Kristallgitter formieren.





## 2 A Individuelle Übung    Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 2:** Ordne die Bausteine in der richtigen Reihenfolge an.

Gibt man einen Kupfersulfat-Salzkristall in Wasser, kommt es zu einer Wechselwirkung zwischen den Wassermolekülen und den Ionen im Salzkristall.

3

Um Ionen aus einem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden.

4

Dabei gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Salz kann darin gelöst werden, da mehr Energie zur Verfügung steht.

6

Sie bilden zusammen ein Kristallgitter, in welchem positive und negative Ionen regelmäßig angeordnet sind.

2

Dabei wird jedes Ion von Wassermolekülen umgeben; sie sind dann in Wasser gelöst. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen.

5

Ein Vertreter aus der Gruppe der Salze ist das Kupfersulfat. Kupfersulfat besteht aus positiv geladenen Kupferkationen und negativ geladenen Sulfat-Anionen.

1





## 2 A Individuelle Übung    Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 3:** Deute die gemachten Beobachtungen in eigenen Worten.

**Aufgabe 3:** In dem Versuch wird deutlich: Wie gut sich ein Salz in Wasser löst, hängt von der Temperatur des Wassers ab. Formuliere eine Deutung dieser Beobachtung. Beachte dabei, dass die Gitterenergie eine wichtige Rolle spielt und dass auch Wärme eine Form von Energie ist.

*Um Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als Gitterenergie bezeichnet. Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird dann wieder Energie frei. Im Fall von Kupfersulfat ist allerdings die Gitterenergie höher als die Energiemenge, die dann im zweiten Schritt wieder frei wird, sodass insgesamt Energie aufgenommen werden muss. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kupfersulfat kann sich lösen. Je mehr Kupfersulfat sich löst, desto dunkler erscheint die blaue Farbe des Wassers. Dementsprechend erscheint das warme Wasser dunkelblau. Im kalten Wasser lösen sich weniger Salzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hellblaue Färbung annimmt.*

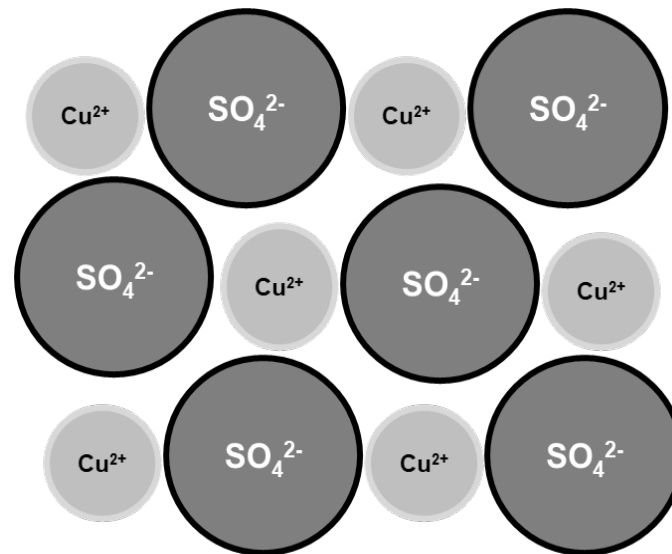




## 2 B Individuelle Übung      Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 1:** Zeichne ein Modell des Ionengitters.

*Die positiv geladenen Kupferkationen und die negativ geladenen Sulfat-Anionen ziehen sich gegenseitig an. Dabei formieren sie sich regelmäßig in einem Kristallgitter, in welchem sie abwechselnd angeordnet sind.*





## 2 B Individuelle Übung

## Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 2:** Beschreibe am Beispiel von Kupfersulfat, was beim Lösen von Salzen in Wasser auf Teilchenebene passiert.

*Sobald ein Salzkristall mit Wasser in Berührung kommt, findet eine Wechselwirkung zwischen den Wassermolekülen und dem Salzkristall statt. Dabei lagern sich die Wassermoleküle um die Ionen des Salzkristalls an. Schließlich werden die Ionen komplett von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) und lösen sich so in Wasser. Der Lösevorgang beginnt an den Kanten eines Salzkristalls und schreitet solange voran, bis sich kein weiteres Salz mehr im Wasser lösen kann.*





## 2 B Individuelle Übung      Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 3:** Formuliere eine Deutung der Beobachtung.

*Um Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als Gitterenergie bezeichnet. Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird dann wieder Energie frei. Im Fall von Kupfersulfat ist allerdings die Gitterenergie höher als die Energiemenge, die dann im zweiten Schritt wieder frei wird, sodass insgesamt Energie aufgenommen werden muss. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kupfersulfatsalz kann sich lösen. Je mehr Kupfersulfat sich löst, desto dunkler erscheint die blaue Farbe des Wassers. Dementsprechend erscheint das warme Wasser dunkelblau. Im kalten Wasser lösen sich weniger Salzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hellblaue Färbung annimmt.*





## 2 C Individuelle Übung    Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 1:** Erkläre die unterschiedliche Färbung in den beiden Bechergläsern.

*Um Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als Gitterenergie bezeichnet. Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird dann wieder Energie frei. Im Fall von Kupfersulfat ist allerdings die Gitterenergie höher als die Energiemenge, die dann im zweiten Schritt wieder frei wird, sodass insgesamt Energie aufgenommen werden muss. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kupfersulfat-Salz kann sich lösen. Je mehr Kupfersulfat sich löst, desto intensiver erscheint die blaue Farbe des Wassers. Dementsprechend erscheint das warme Wasser dunkler blau. Im kalten Wasser lösen sich weniger Salzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hellblaue Färbung annimmt.*

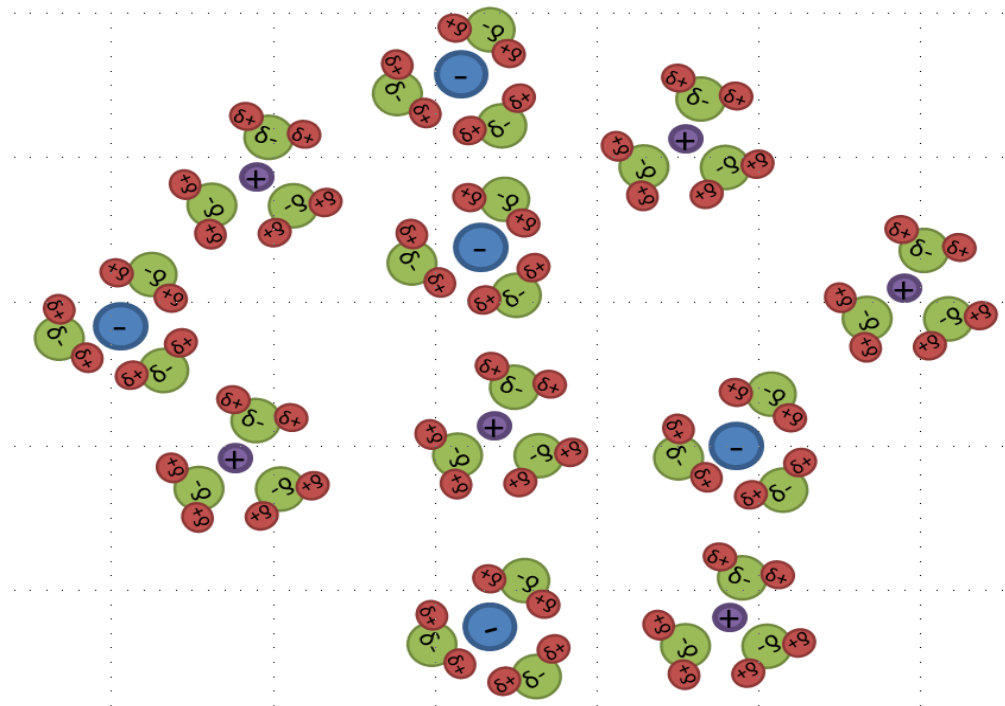






## 2 C Individuelle Übung      Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 2:** Fertige eine Zeichnung an, welche die Zusammenhänge verdeutlicht.



**Abb. 1:** Zeichnung zu Aufgabe 2





## 2 C Individuelle Übung      Eigenschaften von Salzen

**Lösung zu Aufgabe 3:** Erkläre die schlechte Löslichkeit von Calciumcarbonat im Wasser.

*Die Ionen eines Salzes sind fest und regelmäßig in einem Salzgitter angeordnet. Da hier positiv geladene Kationen und negativ geladene Anionen abwechselnd angeordnet sind, ziehen sich die unterschiedlich geladenen Ionen an. Diese Anziehungskräfte zwischen den Ionen müssen überwunden werden, wenn ein Salz in Wasser gelöst werden soll. Die dafür notwendige Energiemenge entspricht der Gitterenergie.*

*Wassermoleküle bestehen aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen. Beide Bestandteile weisen im Wassermolekül eine partielle Ladung auf: Sauerstoff ist dabei partiell negativ geladen, die Wasserstoffatome sind dagegen partiell positiv geladen.*

*Gibt mal also Salz in Wasser, ziehen die partiell positiv geladenen Wasserstoffatome die negativ geladenen Anionen des Salzes an, die partiell negativ geladenen Sauerstoffatome ziehen hingegen die positiv geladenen Kationen des Salzes an. Dabei werden nach und nach die einzelnen Ionen von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) und so aus dem Kristallgitter herausgelöst.*

*Im Calciumcarbonat ist dies hingegen bei Raumtemperatur nicht möglich, weil die Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Salzkristall stärker sind als die Anziehungskräfte zwischen den Ionen und den Wassermolekülen. Es kann also nicht genügend Gitterenergie aufgebracht werden, um die Calciumionen und Carbonationen zu hydratisieren und damit zu lösen. Deshalb ist Calciumcarbonat nur schlecht in Wasser löslich, obwohl es sich bei diesem Stoff um ein Salz handelt.*





## 3 Aneignung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 1:** Benenne die Salze in den Vorratsflaschen.

Flaschennummer	Name des Salzes (Ionenverbindung)
1	<i>Natriumchlorid</i>
2	<i>Kaliumfluorid</i>
3	<i>Ammoniumnitrat</i>
4	<i>Eisensulfat</i>
5	<i>Calciumcarbonat</i>
6	<i>Kaliumphosphat</i>
7	<i>Eisenphosphat</i>
8	<i>Silbernitrat</i>
9	<i>Ammoniumsulfat</i>
10	<i>Kaliumnitrat</i>





## 3 Aneignung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 2:** Formuliere in eigenen Worten eine Faustregel zur Benennung von Salzen.

*Exemplarische Schülerantworten:*

- *Der Name des Salzes setzt sich aus dem Elementnamen des Kations und dem Namen des Anions zusammen. Dabei steht der Elementname des Kations vereinbarungsgemäß vorn.*
- *Die Endsilben **-id**, **-it** oder **-at** geben an, wie die Ionen in dem Salz aufgebaut sind:*
  - *Auf **-id** enden einatomige Anionen,*
  - *auf **-at** enden Anionen, die drei oder vier Sauerstoffatome enthalten,*
  - *auf **-it** enden Anionen, die zwei oder drei Sauerstoffatome enthalten.*





## 3 Aneignung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zur Aufgabe:** Ermittle die Verhältnisformeln der Ionenverbindungen.

Kation	Anion	Anzahlverhältnis	Verhältnisformel	Namen
$\text{Na}^+$	$\text{F}^-$	1:1	$\text{NaF}$	Natriumfluorid
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Br}^-$	1:3	$\text{FeBr}_3$	Eisen(III)-bromid
$\text{Cu}^+$	$\text{O}^{2-}$	2:1	$\text{Cu}_2\text{O}$	Kuper(I)-oxid
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{S}^{2-}$	1:1	$\text{CaS}$	Calciumsulfid
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{N}^{3-}$	3:2	$\text{Mg}_3\text{N}_2$	Magnesiumnitrid
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	1:1	$\text{ZnSO}_4$	Zinksulfat
$\text{Ag}^+$	$\text{NO}_3^-$	1:1	$\text{AgNO}_3$	Silbernitrat

**Tabelle 2:** Verhältnisformeln und Namen von Salzen





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 1:** Ergänze den Lückentext.

Ionenverbindungen sind elektrisch ungeladen. Der Grund für diese Elektroneutralität ist, dass genauso viele positive Ladungen wie negative Ladungen im Salz enthalten sind und diese sich ausgleichen. Einige Salze enthalten mehratomige Ionen, wie zum Beispiel das Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ ).

Um das Teilchenverhältnis der Ionenverbindung anzugeben, stellt man die Verhältnisformel auf. Diese wird bestimmt, indem das kleinste gemeinsame Vielfache der Ladungen von Kation und Anion bestimmt und durch die Ladung des Kations bzw. Anions dividiert wird.

Besteht eine Ionenverbindung aus zwei mehrfach geladenen Ionen, von denen eins ein mehratomiges Ion ist, wie zum Beispiel das zweifach negativ geladene Sulfat-Ion ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), dann wird das mehratomige Ion in Klammern gesetzt und die berechnete Anzahl der Ionen hinter die Klammer geschrieben. Ein Beispiel hierfür ist Aluminiumsulfat  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 2:** Erkläre deinem Partner oder deiner Partnerin, wie man eine Verhältnisformel aufstellt.

### Hinweiskarte *Kaliumsulfat*

1. Identifiziere, aus welchen Ionen das Salz besteht:  $K^+$  und  $SO_4^{2-}$
2. Leite die Ladung der Ionen ab:  $K^+$ : 1+  $SO_4^{2-}$ : 2-
3. Bilde das kleinste gemeinsame Vielfache (kgV):  $1 \times 2 = 2$
4. Bestimme die Anzahl an  $K^+$ -Ionen:  $\frac{2}{1} = 2$
5. Bestimme die Anzahl an  $SO_4^{2-}$ -Ionen:  $\frac{2}{2} = 1$
6. Bestimme das Anzahlverhältnis der beiden Ionen: 2:1
7. Gib die Verhältnisformel an:  $K_2SO_4$

### Hinweiskarte *Calciumcarbonat*

1. Identifiziere, aus welchen Ionen das Salz besteht:  $Ca^{2+}$  und  $CO_3^{2-}$
2. Leite die Ladung der Ionen ab:  $Ca^{2+}$ : 2 +  $CO_3^{2-}$ : 2-
3. Bilde das kleinste gemeinsame Vielfache (kgV):  $1 \times 2 = 2$
4. Bestimme die Anzahl an  $Ca^{2+}$ -Ionen:  $\frac{2}{2} = 1$
5. Bestimme die Anzahl an  $CO_3^{2-}$ -Ionen:  $\frac{2}{2} = 1$
6. Bestimme das Anzahlverhältnis der beiden Ionen: 1:1
7. Gib die Verhältnisformel an:  $CaCO_3$



## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 3:** Formuliere eine Definition für den Begriff *Verhältnisformel*.

*Die Verhältnisformel gibt an, in welchem Teilchenzahlverhältnis Kationen und Anionen in dem jeweiligen Salz stehen. Das Teilchenzahlverhältnis lässt sich an den tiefgestellten Zahlen (Indices) in der Verhältnisformel ablesen.*







## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Lösung zu Aufgabe 4: Vervollständige die Tabelle.

Name	Ionen	Anzahlverhältnis	Verhältnisformel
Natriumiodid	$\text{Na}^+, \text{I}^-$	1:1	$\text{NaI}$
Aluminiumsulfid	$\text{Al}^{3+}, \text{S}^{2-}$	2:3	$\text{Al}_2\text{S}_3$
Aluminiumoxid	$\text{Al}^{3+}, \text{O}^{2-}$	2:3	$\text{Al}_2\text{O}_3$
Kaliumoxid	$\text{K}^+, \text{O}^{2-}$	2:1	$\text{K}_2\text{O}$
Calciumnitrid	$\text{Ca}^{2+}, \text{N}^{3-}$	3:2	$\text{Ca}_3\text{N}_2$
Silbernitrat	$\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$	1:1	$\text{AgNO}_3$





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 5 a):** Gib eine begründete Antwort zu den Farben im Modell.

*Tom hat Recht. Den Ionen wird keine eigene Farbe zugeordnet. Die silberfarbenen Kugeln können sowohl für die Natrium-Ionen als auch für die Chlorid-Ionen stehen, dies gilt auch für die roten Kugeln. Der Betrachter muss sich nur für eine Ionensorte für jede Farbe entscheiden. Sofern das Teilchenzahlverhältnis identisch ist, kann man sich selbst und auch der Hersteller des Modells aussuchen, welche Farbe für welches Ion steht.*





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 5 b):** Welche Funktion haben die Stäbe im Modell und was könnten sie im Salzkristall darstellen?

*Im Modell halten die Stäbe die Kugeln zusammen. Im richtigen Salzkristall gibt es diese Stäbe natürlich nicht, aber sie besitzen eine Entsprechung im Salzkristall: Der Modellbauer verdeutlicht damit die Anziehung zwischen den positiven und den negativen Ionen.*

**Lösung zu Aufgabe 5 c):** Welche Annahme(n) über Natriumchlorid-Kristalle war(en) die Grundlage, um dieses Modell des Natriumchlorid-Kristalls zu entwickeln?

*Natriumchlorid-Kristalle bestehen aus kleinsten Teilchen, nämlich Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen. Die beiden Ionensorten haben ein Verhältnis von 1:1. Im Kristall ist die Anordnung von Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen regelmäßig. Die Ionen werden aufgrund von elektrostatischen Anziehungskräften zusammengehalten.*





## 3 Basisübung      Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 5 d):** Vergleiche die Verhältnisformel mit dem Ionenkristall-Modell.

*Das Modell des Natriumchlorid-Kristalls zeigt die Anordnung der Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen in der Ionenverbindung, d.h. im Kristall. Die Verhältnisformel kann dies nicht zeigen.*

*Außerdem ist der Natriumchlorid-Kristall eine räumliche Darstellung, die Verhältnisformel nicht. Trotzdem ist das Modell des Natriumchlorid-Kristalls nur ein Ausschnitt aus dem Kristall. Der Verhältnisformel kann man das Verhältnis viel leichter entnehmen als dem Kristall-Modell. Mit und an ihr kann man die Reaktion viel leichter verdeutlichen als an dem Kristall-Modell.*





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Lösung zu Aufgabe 6, 1. Runde: „Würfle die Verhältnisformel!“

	Br à Br <sup>-</sup>	O à O <sup>2-</sup>	N à N <sup>3-</sup>	I à I <sup>-</sup>	P à P <sup>3-</sup>	S à S <sup>2-</sup>
Mg à Mg <sup>2+</sup>	MgBr <sub>2</sub>	MgO	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	MgI <sub>2</sub>	Mg <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	MgS
Li à Li <sup>+</sup>	LiBr	Li <sub>2</sub> O	Li <sub>3</sub> N	LiI	Li <sub>3</sub> P	Li <sub>2</sub> S
Al à Al <sup>3+</sup>	AlBr <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	AlN	AlI <sub>3</sub>	AlP	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
Ca à Ca <sup>2+</sup>	CaBr <sub>2</sub>	CaO	Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	CaI <sub>2</sub>	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	CaS
K à K <sup>+</sup>	KBr	K <sub>2</sub> O	K <sub>3</sub> N	KI	K <sub>3</sub> P	K <sub>2</sub> S
Ga à Ga <sup>3+</sup>	GaBr <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GaN	GaI <sub>3</sub>	GaP	Ga <sub>2</sub> S <sub>3</sub>





## 3 Basisübung Nomenklatur und Verhältnisformeln

Lösung zu Aufgabe 6, 2. Runde: „Würfle die Verhältnisformel!“

	$\text{NO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{F}^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{OH}^-$
$\text{Na}^+$	$\text{NaNO}_3$	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{NaF}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	$\text{NaOH}$
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$\text{ZnSO}_4$	$\text{ZnF}_2$	$\text{ZnCO}_3$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{FeF}_3$	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	$\text{FePO}_4$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{NH}_4\text{F}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	$\text{NH}_4\text{OH}$
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{CuSO}_4$	$\text{CuF}_2$	$\text{CuCO}_3$	$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
$\text{Ag}^+$	$\text{AgNO}_3$	$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$\text{AgF}$	$\text{Ag}_2\text{CO}_3$	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	$\text{AgOH}$





## 3 A Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 4:**  
Notiert die Ergebnisse  
eures Spiels.

Verhältnisformeln	Name der Ionenverbindung
$Al(OH)_3$	Aluminiumhydroxid
$Al_2(SO_4)_3$	Aluminiumsulfat
$Al_2O_3$	Aluminiumoxid
$AlCl_3$	Aluminiumchlorid
$AlF_3$	Aluminiumfluorid
$AlI_3$	Aluminiumiodid
$K_2CO_3$	Kaliumcarbonat
$K_2O$	Kaliumoxid
$K_2SO_4$	Kaliumsulfat
$KBr$	Kaliumbromid
$KI$	Kaliumiodid
$KNO_3$	Kaliumnitrat
$Li_2O$	Lithiumoxid
$Li_2SO_4$	Lithiumsulfat
$LiBr$	Lithiumbromid
$LiF$	Lithiumfluorid
$LiI$	Lithiumiodid
$LiOH$	Lithiumhydroxid
$Mg(NO_3)_2$	Magnesiumnitrat
$MgBr_2$	Magnesiumbromid
$MgCl_2$	Magnesiumchlorid
$MgCO_3$	Magnesiumcarbonat
$MgO$	Magnesiumoxid
$MgSO_4$	Magnesiumsulfat
$Sr(NO_3)_2$	Strontiumnitrat
$SrBr_2$	Strontiumbromid
$SrCl_2$	Strontiumchlorid
$SrI_2$	Strontiumiodid
$SrO$	Strontiumoxid
$SrSO_4$	Strontiumsulfat





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Lösung zu Aufgabe 1: Leporello

Aufgabe 1	Erkläre schriftlich den Unterschied zwischen Kationen und Anionen.	Lösung 1	<p>Kationen sind positiv geladene Teilchen. Sie haben vorher Elektronen abgegeben.</p> <p>Anionen sind negativ geladene Teilchen. Sie haben vorher Elektronen aufgenommen.</p>
-----------	--	----------	--







## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Lösung zu Aufgabe 2:

Aufgabe 2	<p>Bestimme für die folgenden Kationen die Ladung. Notiere dir deine Ergebnisse.</p> <p>a) <math>\text{Mg}^{?+}</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4^{?+}</math></p>	Lösung 2	<p>a) <math>\text{Mg}^{2+}</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4^+</math></p>
-----------	--	----------	--

### Lösung zu Aufgabe 3:

Aufgabe 3	<p>Erläutere, worin sich die Salze unterscheiden:</p> <p>a) <math>\text{MgO}</math> bzw. <math>\text{Mg}_3\text{N}_2</math></p> <p>Erläutere, warum beim zweiten Beispiel eine Klammer gesetzt werden muss:</p> <p>b) <math>\text{NH}_4\text{Br}</math> und <math>(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4</math></p>	Lösung 3	<p>Zu a) <math>\text{Mg}^{2+}</math> bedeutet in einer Verhältnisformel, dass nur ein Magnesium-Kation im Verhältnis zur Anionen-Anzahl vorhanden ist. „<math>(\text{Mg}^{2+})_3</math>“ bedeutet, dass drei Magnesium-Kationen im Verhältnis zur Anionen-Anzahl vorhanden sind.</p> <p>Zu b) Wenn ein Ion eine Verbindung aus mehreren Atomen ist, so wird über die Klammer deutlich, dass sich der Index auf alle Teilchen innerhalb der Klammer bezieht.</p>
-----------	---	----------	---





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Lösung zu Aufgabe 4:

Aufgabe 4	<p>Bestimme die Ladung der folgenden Anionen. Notiere dir deine Ergebnisse.</p> <p>a) <math>\text{Cl}^{?-}</math></p> <p>b) <math>\text{PO}_4^{?-}</math></p> <p>c) <math>\text{CO}_3^{?-}</math></p>	Lösung 4	<p>a) <math>\text{Cl}^-</math></p> <p>b) <math>\text{PO}_4^{3-}</math></p> <p>c) <math>\text{CO}_3^{2-}</math></p>
-----------	---	----------	--

### Lösung zu Aufgabe 5:

Aufgabe 5	<p>Wie viele negative Ladungen müssen hier ausgeglichen werden? Begründe deine Antwort schriftlich.</p> <p><math>\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3</math></p>	Lösung 5	<p>Es müssen sechs negative Ladungen ausgeglichen werden, weil die 3 unten rechts an der Klammer „<math>(\text{CO}_3^{2-})_3</math>“ anzeigt, dass die Verhältnisformel drei Carbonat-Ionen enthält. Das Carbonat-Ion <math>\text{CO}_3^{2-}</math> besitzt zwei negative Ladungen und drei mal zwei negative Ladungen ergeben sechs negative Ladungen.</p> <p><math>3 \cdot (-2) = -6</math></p>
-----------	--	----------	---





## 3 B Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Lösung zu Aufgabe 6:

Aufgabe 6	<p>Setze die folgenden Ionen zu zwei Verhältnisformeln zusammen.</p> <p>a) <math>3 \text{ Mg}^{2+}</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4^+</math></p> <p>c) <math>\text{Cl}^-</math></p> <p>d) <math>2 \text{ PO}_4^{3-}</math></p>	Lösung 6	<p>a) <math>\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></p>
-----------	--	----------	---

### Lösung zu Aufgabe 7:

Aufgabe 7	<p>Begründe schriftlich, weshalb diese beiden Formeln richtig sind.</p> <p>a) <math>\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2</math></p> <p>b) <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></p>	Lösung 7	<p>Ionenverbindungen sind elektrisch ungeladen, d. h. die positiven und die negativen Ladungen gleichen sich aus. Das Phosphat-Ion ist dreifach negativ geladen und das Magnesium-Ion zweifach positiv. Das kleinste gemeinsame Vielfache ist also sechs. Man benötigt folglich drei zweifach positive Magnesium-Ionen (<math>3 \cdot 2 = 6</math>) und zwei dreifach negative Phosphat-Ionen (<math>2 \cdot (-3) = -6</math>).</p>
-----------	---	----------	---





## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 1:** Ergänzt die Angaben und bestimmt die Verhältnisformel für Natriumchlorid.

Lage	Na <sup>+</sup> - Ionen		Cl <sup>-</sup> - Ionen	
	Anzahl	Anteil	Anzahl	Anteil
Kante	12	$12 \cdot \frac{1}{4} = 3$	0	$0 \cdot \frac{1}{4} = 0$
Ecke	0	$0 \cdot \frac{1}{8} = 0$	8	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$
Fläche	0	$0 \cdot \frac{1}{2} = 0$	6	$6 \cdot \frac{1}{2} = 3$
Innen	1	$1 \cdot 1 = 1$	0	$0 \cdot 1 = 0$
<b>Summe</b>	-	<b>4</b>	-	<b>4</b>

*Anzahlverhältnis der Ionen in der Elementarzelle: 4:4*

*Daraus ergibt sich als Teilchenzahlverhältnis 1:1.*

*Die Verhältnisformel von Natriumchlorid lautet also NaCl.*





## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

### Lösung zu Aufgabe 2:

- a) Erklärt, warum der Ionenradius eines Chloridanions größer ist als der Atomradius eines Chloratoms.

*Durch die Aufnahme eines Elektrons in die Valenzschale erhöht sich die Anzahl der Elektronen in dieser Schale. Elektronen sind negativ geladen und gleichnamige Ladungen stoßen sich ab. Die Elektronen stoßen sich also in der Schale ab, so dass sie mehr Platz einnehmen müssen. Die Schale wird damit größer und der Radius des gesamten Anions vergrößert sich.*

- b) Erklärt, warum der Ionenradius eines Natriumkations kleiner ist als der Atomradius eines Natriumatoms.

*Ein Natriumatom besitzt ein Elektron in der äußersten Schale. Durch die Abgabe des Valenzelektrons entsteht ein Natriumion und die äußerste Schale ist nicht mehr vorhanden. Daher ist der Ionenradius kleiner als der Atomradius.*





## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 3:** Bestimmt die Anteile der Calcium- und Fluorid-Ionen.

a)

Lage	Ca <sup>2+</sup> - Ionen		F <sup>-</sup> - Ionen	
	Anzahl	Anteil	Anzahl	Anteil
Kante	0	$0 \cdot \frac{1}{4} = 0$	0	$0 \cdot \frac{1}{4} = 0$
Ecke	8	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$	0	$8 \cdot \frac{1}{8} = 0$
Fläche	6	$6 \cdot \frac{1}{2} = 3$	0	$6 \cdot \frac{1}{2} = 0$
Innen	0	$0 \cdot 1 = 0$	8	$8 \cdot 1 = 8$
<b>Summe</b>	-	<b>4</b>	-	<b>8</b>





## 3 C Individuelle Übung Nomenklatur und Verhältnisformeln

**Lösung zu Aufgabe 3:** Erläutere die Verhältnisformel.

b) *Anzahlverhältnis der Ionen in der Elementarzelle: 4:8*

*Daraus ergibt sich als Teilchenzahlverhältnis 1:2.*

*Die Verhältnisformel von Calciumfluorid lautet also  $\text{CaF}_2$ .*



# Symbole der Lernleiter



Lehrer-Schüler Gespräch



Selbstevaluation



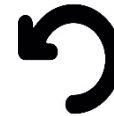
Schülerexperiment



Lösung zum Arbeitsblatt



Einzelarbeit



Zurück zum Arbeitsblatt



Partnerarbeit



Zurück zur Lernleiter-Erklärung



Gruppenarbeit

