

Inhaltsverzeichnis:

<b>1 Die Bildung von Natriumchlorid</b>	
1.1 Vereinfacht: Aus einzelnen Atomen	2
1.2 Besser: Unter Berücksichtigung von Teilchentyp und Struktur	3
1.3 Als Elektronenübergang	4
1.4 Energetische Betrachtung	5
1.5 Löslichkeit	6
<b>2 Die Zersetzung von Eisen(III)-chlorid</b>	
2.1 Unter Berücksichtigung von Teilchentyp und Struktur	7
2.2 Als Elektronenübergang	8
2.3 Energetische Betrachtung	9
<b>3 Bedeutung</b>	
3.1 Salz-Lösungen (Elektrolyte)	10
3.2 Binäre und Ternäre Salze	11

**Zusätzlich zu diesem Arbeitsheft benötigte Materialien:**

- immer mit zu bringen:

1. Das Schul**heft** zum Aufschreiben der Lösungen zu bestimmten Übungsaufgaben
2. Das Schul**buch** für ergänzende Informationen

- als Ergänzung für zu Hause:

3. Internet-Quellen, Übersicht dazu auf:  
[www.kronberg-gymnasium.de/05aktiv/bcmt/index.html](http://www.kronberg-gymnasium.de/05aktiv/bcmt/index.html)

Hinweis:

Aufgrund der großen Stoff-Fülle in der 10. Jgst. wird hier bereits das Kapitel einfache Elektronenübergänge/Redoxreaktionen vorgezogen.

**Versuchs-Skizze  
mit Beschriftung****Versuchs-Auswertung  
in Stichpunkten****evtl. Merksatz****Versuchsbeschreibung  
in Worten**

**1 Die Bildung von Natriumchlorid:** 1.1 Vereinfacht: Aus einzelnen Atomen

**Aufgaben:**

1. Ergänze mit Hilfe der Versuchsbeschreibung und des PSE das folgende Versuchsprotokoll:

V Reaktion von \_\_\_\_\_ mit \_\_\_\_\_

D:

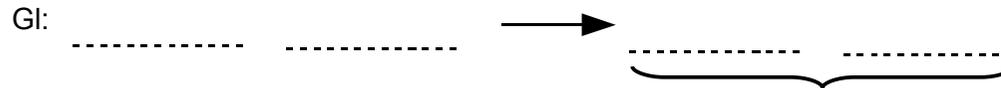


B: ① \_\_\_\_\_

② \_\_\_\_\_

F: ① \_\_\_\_\_

② \_\_\_\_\_



2. Ergänze passend zur Reaktionsgleichung die folgende Tabelle:

allgemeiner Teilchenname	des Metallatoms	des Nichtmetallatoms	des Metall- _____	des Nichtmetall- _____
Protonenzahl				
Gesamtelektronenzahl				
Gesamtladung				
Valenzelektronenzahl (höchste <u>besetzte</u> Schale)	__-Schale	__-Schale	__-Schale	__-Schale
Teilchenname (für das Bsp.)				

**Versuch 1**

In einem mit einem Glasdeckel verschlossenen Glaszylinder befindet sich grünes Chlorgas. Mit Hilfe eines an einer Seite durchlöchernten Reagenzglases wird ein Stück silbrig glänzendes Natrium *kurzzeitig* in der Bunsenbrennerflamme erhitzt. Sobald das Natriumstück aufglüht, wird es mit dem Reagenzglas in den Glaszylinder gegeben und dieser sofort wieder verschlossen. Es gibt eine leuchtende und heiße Flamme und ein weißer Rauch entsteht. Die grüne Farbe des Chlor-Gases verschwindet. Auch das silbrige Natriumstückchen ist nach Ablauf der Reaktion nicht mehr zu sehen. Nach einiger Zeit setzt sich am Boden und an den Wänden des Glasgefäßes ein weißer Feststoff ab.

Die **Strukturformel/Valenzstrichformel** gibt die Valenzelektronen wie folgt an:

- | = Elektronenpaar
- = einzelnes Elektron

**Edelgasregel:**

Alle Elemente streben die

\_\_\_\_\_ eines Edelgases an.

**Oktettregel:**

Für Elemente (der 2. Periode) beträgt die maximale Valenzelektronenzahl gleich

\_\_\_\_\_.

**1 Die Bildung von Natriumchlorid: 1.2 Besser: Unter Berücksichtigung von Teilchentyp und Struktur****a) Kurzer Vorgriff auf das Arbeitsheft Elektronenpaarbindung in molekularen Stoffen****Information:**

- Die typischen Nichtmetalle (1) Wasserstoff, (2) Stickstoff, (3) Sauerstoff, (4) Fluor, (5) Chlor, (6) Brom und (7) Iod liegen elementar in Form von **zweiatomigen Molekülen** vor. Das untypische Nichtmetall (8) Schwefel liegt als achtatomiges Molekül vor, (9) Phosphor als vieratomiges Molekül.
- Bei Summenformeln gibt der **Index** die Zahl der Atome eines Elements pro Molekül (oder Molekülon) an.

**Aufgaben:**

1. Erstelle ins Schulheft die Strukturformeln für folgende Elemente: Wasserstoff, Fluor, Chlor, Sauerstoff, Stickstoff (**Oktettregel** beachten!)
2. Erstelle ins Schulheft die Strukturformeln für folgende Element-Wasserstoff-Verbindungen: Fluorwasserstoff, Chlorwasserstoff, Wasser, Ammoniak

**b) Regeln zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen für einfache Salzbildungsreaktionen****- Schritt 1: Summenformeln mit Indices ermitteln**

- 1.1 Hinschreiben der **Elementsymbole** der Ausgangs- und Endstoffe.
- 1.2 Zusammen mit den **Indices** (rechts unten tiefgestellte Zahlen) ergeben sich die Summenformeln
  - 1.2.1 Bei *Molekülen* (Vgl. a) lassen sich die Indices mit Hilfe der Oktettregel aus der Strukturformel ableiten.
  - 1.2.2 Bei *Salzen* lassen sich die Indices aus dem Verhältnis der Ionenladungen ableiten, da jedes Salz nach außen elektrisch neutral ist.

**- Schritt 2: Ausgleichen mit Koeffizienten**

- 2.1 **Koeffizienten** (vorangestellte Zahlen) geben die Zahlenverhältnisse (einfacher: die Anzahl) einer Teilchensorte an.  
Die Zahl der Atome eines Elements muss links und rechts vom Reaktionspfeil gleich sein, da nur eine Umgruppierung stattfindet.

**Aufgaben:**

3. Erstelle die folgenden Reaktionsgleichungen und kennzeichne die jeweils nacheinander angewendete Regel mit den Farben:  
Regel 1.1=Schreibfarbe, Regel 1.2.1=Orange, Regel 1.2.2=Rot, Regel 2.1=Grün

Metall	Natrium	Magnesium
Nichtmetall	Chlor	Chlor

Metall	Calcium	Aluminium
Nichtmetall	Sauerstoff	Sauerstoff

4. Übertrage die rechts stehende Tabelle auf eine Seite des Schulhefts im Querformat und ergänze in jedem Feld bei den Metallen das dazugehörige Chlorid und Oxid, bei den Nichtmetallen die dazugehörige Nichtmetall-Wasserstoffverbindung und das jeweilige Natriumsalz.

1							
2							
3							
4							
5							

**1 Die Bildung von Natriumchlorid: 1.3 Als Elektronenübergang****Information:**

- Eine **Oxidation** (Ox.!) ist eine Elektronenabgabe, eine **Reduktion** (Red.!) ist eine Elektronenaufnahme.
- Ein **Reduktionsmittel** (Redm, grüne Schreibfarbe) (gibt Elektronen ab) wird von einem **Oxidationsmittel** (Oxm, rote Schreibfarbe) (nimmt Elektronen auf) oxidiert.
- Bei einem Elektronenübergang laufen die beiden Teilreaktionen Oxidation und Reduktion immer miteinander gekoppelt als "**Redoxreaktion**" (= "Reaktion eines **Reduktionsmittels** mit einem **Oxidationsmittel**") ab.

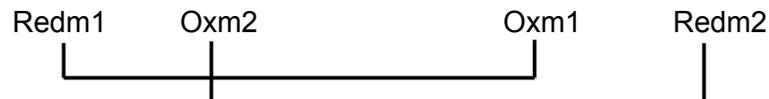
**Aufgaben:**

1. **Blättere im Arbeitsheft Atommodelle und Periodensystem zurück** auf S. 9 (Kap. 3.4 Atomradius und Energietrends) und auf S. 10 (Kap. 3.5 Metalle und Nichtmetalle) und ergänze den folgenden Merksatz. Übernehme diesen anschließend nochmal ins Schulheft:

Bei Salzbildungsreaktionen sind Metalle immer ..... , sie werden selbst .....  
 Nichtmetalle dienen als ..... , sie werden selbst .....

2. Ergänze des folgende Schema für Redoxreaktionen mit den Teilreaktionen für die Reaktion von Natrium mit Chlor:

Ox.: \_\_\_\_\_ →  
 Red.: \_\_\_\_\_ →  
 \_\_\_\_\_ →



Die Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommen Elektronen muss bei beiden Teilgleichungen gleich sein, da keine freien Elektronen „übrigbleiben“. Die Gesamtzahl der übergebenen Elektronen entspricht dem KGV.

3. Ergänze den folgenden Merksatz. Übernehme diesen anschließend ins Schulheft:

Die Überschrift von Redoxreaktionen lautet allgemein: Oxidation des ..... mit dem .....  
 ..... und ..... bilden ein sogenanntes **korrespondierendes Redoxpaar**. Ebenso ..... und ..... Die beiden Mitglieder eines korrespondierenden Redoxpaares besitzen die gleiche Nummer. Die jeweilige Nummer richtet sich nach der Stellungs-Reihenfolge in der Gesamtreaktion: Ausgangsstoff 1, dann Ausgangsstoff 2 reagieren zu Endstoff 1 und Endstoff 2.

4. Gib im Schulheft für die folgenden Redox-/Salzbildungs-Beispiele die jeweilige Überschrift und die Gesamtgleichung mit den Teilgleichungen an.

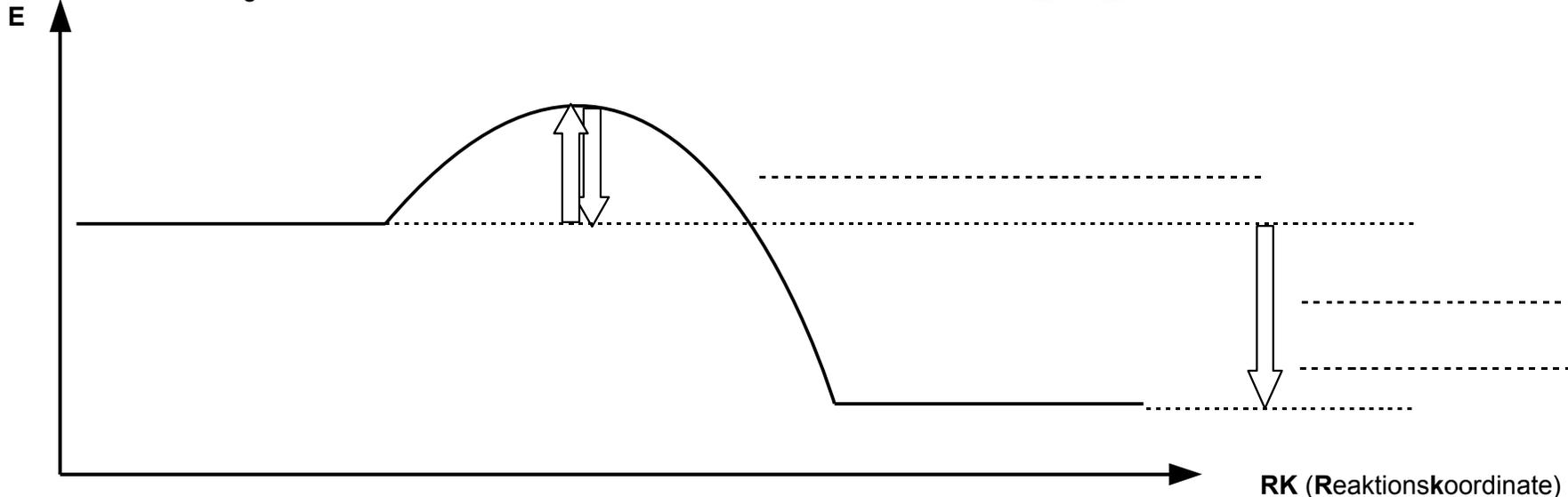
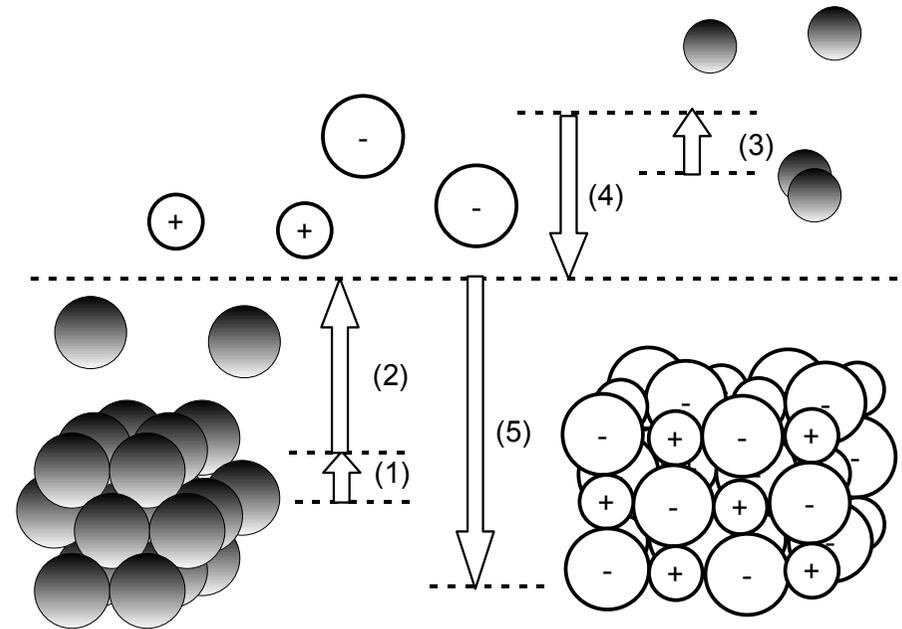
Metall	Lithium	Kalium	Calcium	Magnesium	Aluminium
Nichtmetall	Brom	Iod	Fluor	Sauerstoff	Chlor

**Blättere zurück auf S. 3** und vergleiche in Aufgabe 3 die verschiedenen Möglichkeiten, die **Koeffizienten** in einer Reaktionsgleichung zu ermitteln.

**1 Die Bildung von Natriumchlorid: 1.4 Energetische Betrachtung**

**Aufgaben:**

1. Ordne den Schritten (1) bis (5) die folgenden Begriffe zu: Bindungsspaltung, Elektronenabgabe, Elektronenaufnahme, Gitterbildung, Sublimation
2. Bei welchen Schritten ist die Ionisierungsenergie bzw. die Elektronenaffinität entscheidend? Begründe die jeweilige Radienveränderung.
3. Welche Schritte sind physikalische Vorgänge?
4. Welchen Schritt können wir erst später im **Arbeitsheft Elektronenpaarbindung in molekularen Stoffen** erklären?
5. Kennzeichne alle Energiepfeile, bei denen Energie zugeführt wird mit Blau, alle bei denen Energie frei wird mit Rot.
6. Warum muss zunächst überhaupt Energie zugeführt werden?
7. Warum muss dies hier nur *kurzzeitig* geschehen?
8. Aufgrund welchen Schritts wird hier insgesamt viel Energie frei?
9. Welche Struktur hat der Endstoff und wie beeinflusst diese Struktur seinen Zustand bei Raumtemperatur?
10. Übertrage das folgende **Energiediagramm** ins Schulheft und ergänze es:
11. Definiere den Begriff "*exotherme Reaktion*"

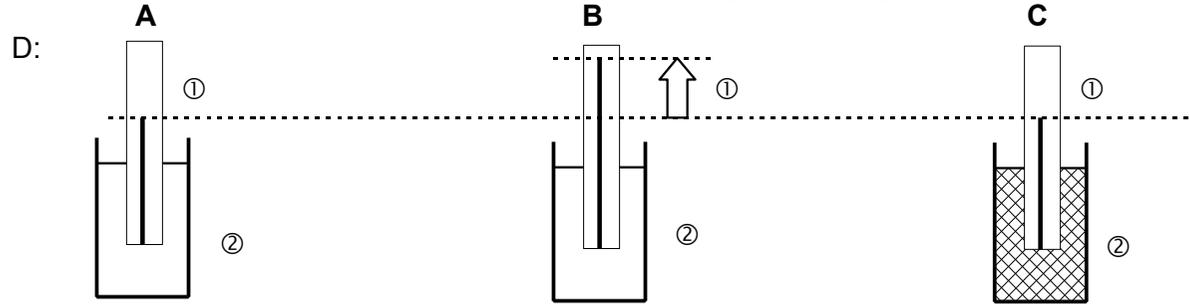


11. Welche drei physikalischen Eigenschaften von Salzen werden v. a. durch die Gitterstruktur und die hohe Gitterenergie beeinflusst?  
 und

..... , ..... und .....

**1 Die Bildung von Natriumchlorid: 1.5 Löslichkeit**

V ----- von Salzen und Messung der Lösungswärme



B: ① ----- ① ----- ① -----  
 -----  
 -----  
 ② ----- ② ----- ② -----  
 -----

**Information:**

Beim Herauslösen der Ionen aus dem Gitter muss die Gitterenergie ( $E_G$ ) aufgebracht werden.  
 Bei der Bildung der Hydrathülle (Vgl. Abbildung rechts unten) wird die Hydratationsenergie ( $E_H$ ) frei.

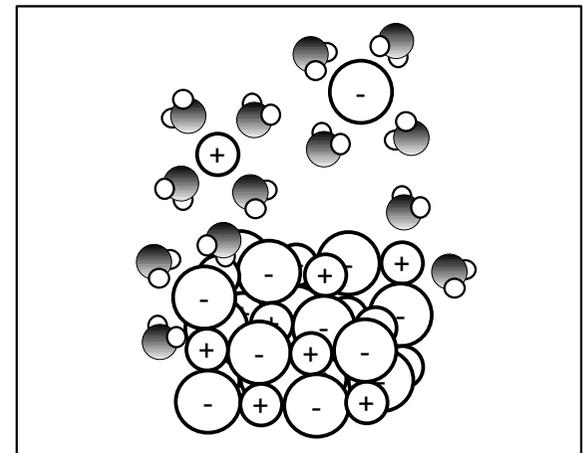
**Aufgaben:**

- Ergänze die Folgerung bezüglich des jeweiligen Verhältnisses von Gitterenergie und Hydratationsenergie:  
 F: ①+② ----- ①+② ----- ①+② -----  
 -----
- Welche zwei Ursachen kann daher die Schwerlöslichkeit eines Salzes haben?  
 1. hohe ----- und/oder 2. niedrige -----
- Blättere zurück im Arbeitsheft Atommodelle und Periodensystem S. 3 zu Kap. 1.2 Vergleich physikalischer Vorgänge mit chemischen Reaktionen** und begründe, ob hier in Gefäß **B** eine exotherme Reaktion vorliegt.
- Gib die Definition für den Begriff "*Lösung*" an. (Vgl. Kap. 3.7 Das Problem: Reinstoff oder Stoffgemisch?)

**Versuch 2**

In drei Bechergläsern befindet sich jeweils die gleiche Menge Wasser bei Raumtemperatur. In allen drei Gläsern steht ein Thermometer, das einen konstanten Wert von etwa 20°C anzeigt.

- In Becherglas **A** wird ein Teelöffel *Natriumchlorid* gegeben und kurz umgerührt.
  - In Becherglas **B** wird ein Teelöffel *Aluminiumchlorid* gegeben und kurz umgerührt.
  - In Becherglas **C** wird ein Teelöffel *Calciumsulfat* (Vgl. später S. 11 Kap. 3.2) gegeben und kurz umgerührt.
- ① In den Gläsern **A** und **C** bleibt die Temperatur (fast) unverändert.  
 In Glas **B** steigt die Temperatur sprunghaft auf etwa 40°C an.  
 ② In den Gläsern **A** und **B** entsteht nach einiger Zeit eine klare Lösung.  
 In Glas **C** entsteht eine Suspension.



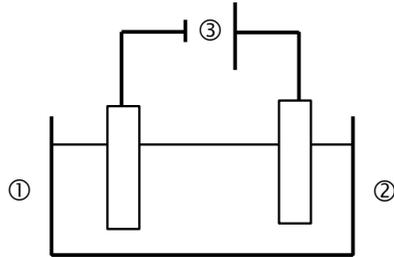
**2 Die Zersetzung von Eisen(III)-chlorid:** 2.1 Unter Berücksichtigung von Teilchentyp und Struktur

**Aufgaben:**

1. Blätze im Arbeitsheft Atommodelle und Periodensystem zurück auf S. 12 Kap. 3.7 Das Problem: Reinstoff oder Gemisch? und gib die Definition für den Begriff "*Elektrolyse*" an.
2. Ergänze das Versuchsprotokoll:

V ..... von Eisen(III)-chlorid

D/B:

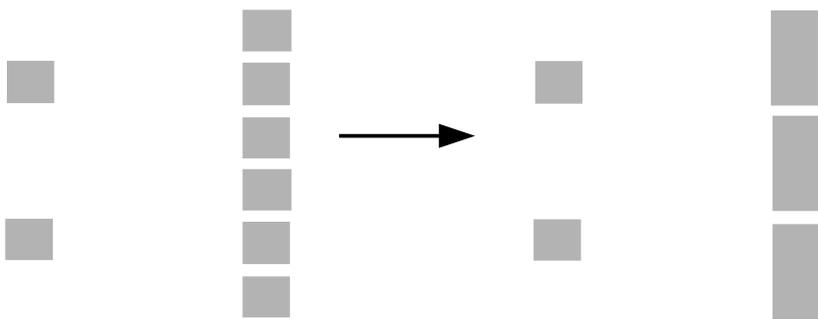


- ① .....
- ② .....
- ③ .....

F:

- ① .....
- ② .....
- ③ .....

Gl: - Strukturformelschreibweise:



- Summenformelschreibweise:



**Versuch 3**

Festes wasserfreies Eisen(III)-chlorid wird in einem Porzellantigel geschmolzen. Die Schmelztemperatur beträgt nur etwa 300°C. In diese braune Schmelze werden zwei Elektroden eingetaucht und eine Spannung wird angelegt. Es wird *ständig* Energie in Form von elektrischem Strom zugeführt.

- ① Am Plus-Pol entsteht ein grünes, sehr giftiges Gas.
- ② Am Minus-Pol entsteht ein silbriger Feststoff.
- ③ *Ständige* Energiezufuhr nötig .

**Hinweise zur Versuchsauswahl**

1. Besser wäre doch ein Hauptgruppen-Metall?
  - 1.1 Warum nicht Zersetzung von Natriumchlorid?
    - zu hoher Schmelzpunkt
  - 1.2 Warum nicht Zersetzung von Natriumchlorid-Lösung?
    - kein Reinstoff
    - zu hohe Zersetzungsspannung, daher Zersetzung des Wassers
2. Besser wäre doch ein weniger gefährlicheres Halogen?
  - 2.1 Warum nicht Zersetzung von Zink(II)-bromid-Lösung?
    - kein Reinstoff
    - kommt später im **Arbeitsheft Elektronenübergänge**

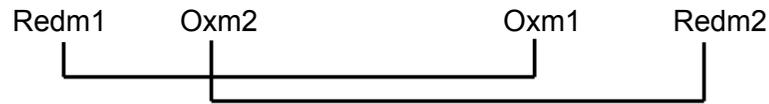
**2 Die Zersetzung von Eisen(III)-chlorid: 2.2 Als Elektronenübergang**

**Aufgaben:**

1. Ergänze die folgende Überschrift und die Gesamtgleichung mit den Teilgleichungen:

Oxidation von ..... mit ..... unter ständiger Energiezufuhr

Ox.: \_\_\_\_\_ →  
 Red.: \_\_\_\_\_ →  
 \_\_\_\_\_ →

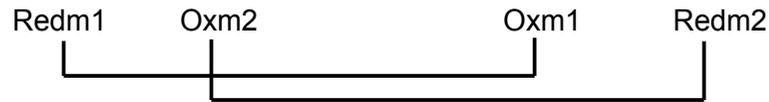


2. **Blättere zurück auf Seite 4** und vergleiche mit Aufgabe 4, letzte Spalte - was fällt hier auf?

3. Ergänze die folgende Überschrift und die Gesamtgleichung mit den Teilgleichungen für die (hypothetische) Zersetzung von Natriumchlorid:

Oxidation von ..... mit ..... unter ständiger Energiezufuhr

Ox.: \_\_\_\_\_ →  
 Red.: \_\_\_\_\_ →  
 \_\_\_\_\_ →



4. **Blättere zurück auf Seite 4** und vergleiche mit Aufgabe 4, die ersten beiden Spalten - was fällt hier wieder auf?

5. Warum muss bei Zink(II)-bromid die Ladung des Zink-Kations als römische Ziffer angegeben werden, während dies z. B. bei Magnesiumbromid nicht notwendig ist?

6. Gib im Schulheft für die folgenden Redox-Zersetzungs-Beispiele die jeweilige Überschrift und die Gesamtgleichung mit den Teilgleichungen an:

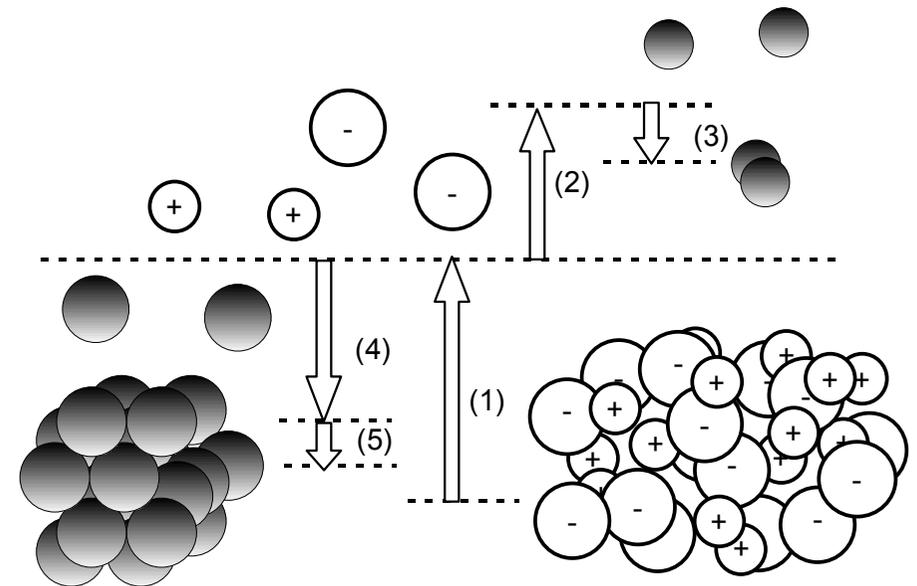
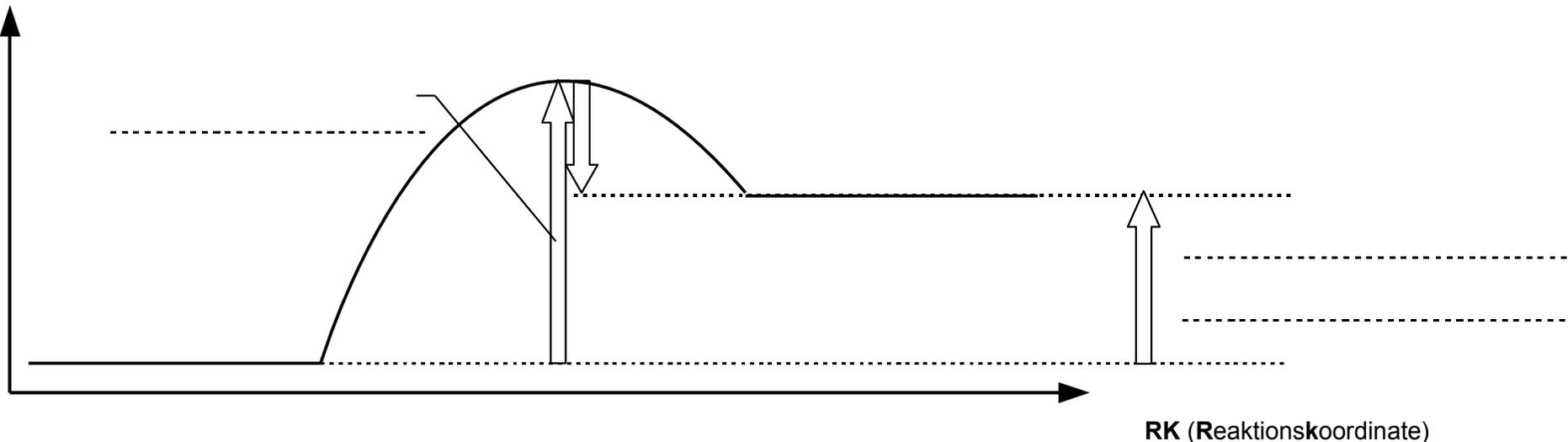
Salz	Blei(II)-iodid	Aluminiumchlorid	Aluminiumoxid
besteht aus den Ionen: (Summenformeln)			

7. Welche Voraussetzung muss für die Elektrolyse von Salzen bzw. von Salz-Lösungen gegeben sein?

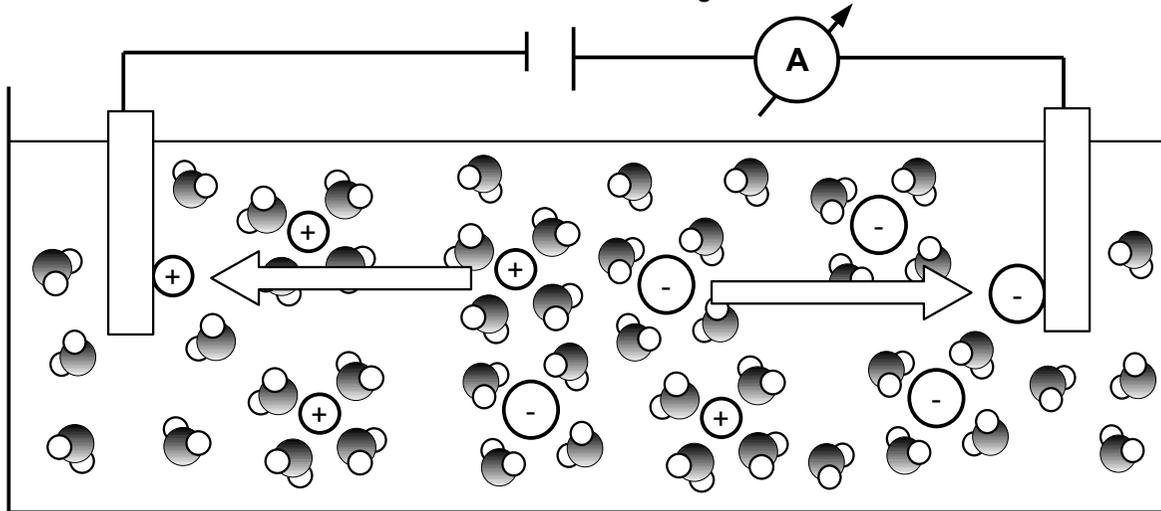
8. Gib im Schulheft die Herkunft des Begriffes "**Ion**" an.

**2 Zersetzung von Eisen(III)-chlorid: 2.3 Energetische Betrachtung**

1. Ordne den Schritten (1) bis (5) die folgenden Begriffe zu: Bindungsspaltung, Elektronenabgabe, Elektronenaufnahme, Resublimation, Sieden
2. Bei welchen Schritten ist die Ionisierungsenergie bzw. die Elektronenaffinität entscheidend? Begründe die jeweilige Radienveränderung.
3. Welche Schritte sind physikalische Vorgänge?
4. Welchen Schritt können wir erst später im **Arbeitsheft Elektronenpaarbindung in molekularen Stoffen** erklären?
5. Kennzeichne alle Energiepfeile, bei denen Energie zugeführt wird mit Blau, alle bei denen Energie frei wird mit Rot.
6. Warum muss hier *ständig* Energie zugeführt werden?
7. Aufgrund welchen Schritts ist hier insgesamt viel Energie nötig?
8. Blättere zurück auf Seite 5 und vergleiche den dortigen Endstoff mit dem hier vorliegenden Ausgangsstoff bezüglich des Zustands.
9. Welche Struktur haben die Endstoffe und wie beeinflusst diese Struktur ihren Zustand bei Raumtemperatur?
10. Übertrage das folgende **Energiediagramm** ins Schulheft und ergänze es:
11. Definiere den Begriff "*endotherme Reaktion*"

**E**

12. Begründe, welche Aussage sich anhand des Versuchs über die Gitterenergie von Eisen(III)-chlorid im Vergleich zu der von Natriumchlorid machen lässt. (Schmelzpunkt  $\text{FeCl}_3 = 300^\circ\text{C}$ , Schmelzpunkt  $\text{NaCl} = 801^\circ\text{C}$ )

**3 Bedeutung:** 3.1 Salz-Lösungen (Elektrolyte)**Abb. 1:** Vereinfachtes Schema für den Stromkreis in Becherglas **B**:**Information:**

Ein **Kation** ist ein positiv geladenes Ion, das zum Plus-Pol (der Kathode) wandert.

Ein **Anion** ist ein negativ geladenes Ion, das zum Minus-Pol (der Anode) wandert.

**Aufgaben:**

1. Gib im Schulheft die Definition für die Begriffe "*Leiter 1. Klasse*" und "*Leiter 2. Klasse*" an.
2. Trage in der oberen Schemaskizze alle Bereiche und Teilchen mit negativer Ladung mit Blau, alle mit positiver Ladung mit Rot ein.
3. Erstelle im Schulheft eine Skizze wie in **Abb. 1** für den unterbrochenen Stromkreis in Becherglas **A**.
4. Wenn man in Becherglas irgendeine verdünnte Säure dazugibt, erhält man schlagartig eine recht gute Leitfähigkeit. Welche Folgerung lässt sich daraus ziehen?  
(Vgl. später **Arbeitsheft Protonenübergänge**)
5. Wie verändert sich die Leitfähigkeit voraussichtlich, wenn man die Menge an gelöstem Kochsalz erhöht?
6. Begründe mit Hilfe von **Abb. 1**, warum sich durch Erhöhung der gelösten Salzmenge irgendwann keine weitere Verbesserung des Stromflusses mehr erzielen lässt.
7. Welche Einfluss hat eine Temperaturerhöhung auf den gemessenen Stromfluss? (Wie ist das bei Metallen?)

**Hinweis:**

Die anschließend an den Elektroden ablaufenden Redox-Vorgänge werden später im **Arbeitsheft Elektrochemie** angesprochen.

**Versuch 4**

In zwei Bechergläser **A** und **B** wird destilliertes Wasser gegeben. In Becherglas **B** wird anschließend ein Teelöffel Kochsalz gelöst.

Nun werden in beiden Bechergläsern Elektroden in die Flüssigkeit eingetaucht und ein Stromkreis aufgebaut. Bei beiden Stromkreisen ist ein Strommessgerät (oder eine Glühbirne) dazwischengeschaltet. Nun wird eine Spannung angelegt.

Beim Stromkreis **A** zeigt das Amperemeter keinen Stromfluss an (bzw. die Glühbirne leuchtet nicht). Beim Stromkreis **B** zeigt das Amperemeter einen Stromfluss an (bzw. die Glühbirne leuchtet).

Stromkreis **A** wird also durch den Isolator destilliertes Wasser unterbrochen, so dass kein Stromfluss stattfindet. Stromkreis **B** dagegen wird durch den Leiter 2. Klasse Kochsalz-Lösung geschlossen.

**Blättere zurück auf Seite 8** und vergleiche mit den Aufgaben 7 und 8

**3 Bedeutung:** 3.1 Binäre und Ternäre Salze**Aufgaben:**

- Blättere** im **Arbeitsheft Atommodelle und Periodensystem** zurück auf S. 11 Kap. 3.6 Bindungstypenübersicht und ordne alle passenden Summenformeln aus Aufgabe 3 den binären oder den ternären Salzen zu.
- Ergänze in folgender Tabelle mit Hilfe des Schulbuchs die Lücken.

Name des Moleküliions	Summenformel des Moleküliions	Summenformel der sauerstoffhaltigen Säure, von dem sich das Moleküliion (evtl. über mehrere Stufen) ableitet	Name der sauerstoffhaltigen Säure, von dem sich das Moleküliion (evtl. über mehrere Stufen) ableitet
Carbonat <u>ion</u>		$\text{H}_2\text{CO}_3$	
	$\text{SO}_4^{2-}$		Schwefelsäure
Nitrat <u>ion</u>		$\text{HNO}_3$	
	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	
Sulfat <u>ion</u>	$\text{SO}_3^{2-}$		Schwefelige Säure
Nitrit <u>ion</u>		$\text{HNO}_2$	Salpetrige Säure
Permanganat <u>ion</u>	$\text{MnO}_4^-$		
Dichromat <u>ion</u>	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		

- Gib an, worin sich die Summenformeln der Moleküliionen mit der Endung **-at** von den Moleküliionen mit der Endung **-it** unterscheiden.
- Worin besteht der Unterschied zu den Ionen mit der Endung **-id** (wie z. B. Oxidion, Sulfidion, Chloridion)
- Benenne die folgenden Salze:  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$
- Erstelle die Summenformeln für die folgenden Salze:  
Achtung: Klammere Moleküliionen hier zunächst immer ein, später wird bei Index = 1 diese Klammer üblicherweise aus Bequemlichkeit weggelassen. z. B.: üblich  $\text{K}_2\text{CO}_3$  statt (eigentlich besser!)  $\text{K}_2(\text{CO}_3)$  oder evtl. selten auch mit eckigen Klammern:  $\text{K}_2[\text{CO}_3]$   
(1) Natriumchlorid, (2) Natriumnitrat, (3) Natriumcarbonat, (4) Calciumchlorid, (5) Calciumnitrat, (6) Calciumoxid, (7) Calciumsulfat (Gips), (8) Calciumcarbonat (Kalk), (9) Magnesiumsulfat, (10) Aluminiumchlorid, (11) Aluminiumnitrat, (12) Aluminiumsulfat, (13) Aluminiumphosphat, (14) Kaliumpermanganat, (15) Kaliumdichromat
- Blättere zurück auf Seite 3** Kap. 1.2 **Besser:** Unter Berücksichtigung von Teilchentyp und Struktur b) Regel 1.2.2 Indices in Summenformeln von Salzen ermitteln und begründe die Bedeutung der Unterstreichung in Aufgabe 6!