Aufgaben zu Salzen und zur Ionenbindung TG/TO/BKFH

CC BY NC SA
laborberufe.de

Bei allen Aufgaben ist als Hilfsmittel ein PSE vorgesehen. Sie finden es beispielsweise in Aufgabe 2.5

1. Nomenklatur, Verhältnisformel und Redox-Reaktionen zu Salzen

Lernvideo mit Hilfestellungen und Tipps zum Bearbeiten der Aufgaben aus Abschnitt 1 auf moodle.

1.1 Stellen Sie die Summenformeln (Verhältnisformeln) folgender Salze auf.

a) Natriumbromid

b) Natriumfluorid

c) Silber(I)-bromid (Silberionen mit der Ladung: Ag^+)

d) Aluminiumoxid

e) Blei(II)-oxid (Bleiionen mit der Ladung: Pb^{2+})

f) Blei(IV)-oxid (Bleiionen mit der Ladung: Pb^{4+})

g) Silber(I)-oxid (Silberionen mit der Ladung Ag^+)

h) Rhenium(VII)-oxid (Elementsymbol Rhenium: Re)

i) Eisen(III)-chlorid (Elementsymbol Eisen: Fe)

j) Platin(IV)-oxid (Elementsymbol Platin: Pt)

k) Mangan(IV)-oxid (Elementsymbol Mangan: Mn)

l) Berylliumsulfid (Elementsymbol Beryllium: Be)

1.2 Bei einigen Verbindungen wird im systematischen Namen in Klammern eine Römische Zahl angegeben *(siehe diverse Beispiele in Aufgabe 1.1)* und **Oxidationszahl** genannt. Welche Angabe kann aus der Oxidationszahl entnommen werden? Weshalb ist die Angabe bei der Benennung einiger Verbindungen wichtig *(siehe Beispiel 1.1e) + f)*? Weshalb wird bei anderen Verbindungen (*z.B. Natriumbromid, Aufgabe 1.1a)*) auf die Angabe verzichtet?

1.3 Information: Neben einatomigen Ionen gibt es auch solche, die aus mehreren Atomen zusammengesetzt sind. Folgende zusammengesetzte Ionen **(Molekülionen)** gehören zu den wichtigsten:

Carbonat-Anion: CO_3^{2-}	Sulfat-Anion: SO_4^{2-}	Hydrogensulfat-Anion: HSO_4^-
Nitrat-Anion: NO_3^-	Phosphat-Anion: PO_4^{3-}	Ammonium-Kation: NH_4^+
Beispiele für Salze mit Molekülionen:	Bariumphosphat: $Ba_3(PO_4)_2$	Ammoniumcarbonat: $(NH_4)_2CO_3$

Stellen Sie die Verhältnisformel folgender Salze mit zusammengesetzten Ionen auf *(siehe Spickzettel oben, die müssen Sie nur auf spezielle Lehreranweisung auswendig lernen!)*

a) Bariumsulfat

b) Calciumcarbonat

c) Calciumphosphat

d) Ammoniumchlorid

e) Ammoniumsulfat

f) Silber(I)-nitrat

g) Blei(II)-carbonat

h) Eisen(III)-phosphat

1.4 Richten Sie folgende Redox-Reaktionen ein. Geben Sie dabei mit Pfeilen Oxidation und Reduktion an. Notieren Sie auch, wie viel Elektronen übertragen werden.

a) Kupfer (Cu) + Schwefel (**Hinweis:**Es entsteht ein Cu(II)-Salz)

b) Eisen + Chlor (**Hinweis:** Es entsteht ein Fe(III)-Salz)

c) Lithium (Li) + Sauerstoff

d) Eisen + Sauerstoff (**Hinweis:** Es entsteht ein Fe(III)-Salz)

e) Beryllium + Kohlenstoff

f) Aluminium + Kohlenstoff

1.5 Mit wie viel Gramm Sauerstoff müssen 15,0 g Aluminium umgesetzt werden, um daraus Aluminiumoxid zu bilden. Berechnen Sie auch die Masse des entstehenden Aluminiumoxids und das Volumen des benötigten Sauerstoffgases. **Hinweis:** Bei den gegebenen Bedingungen, nimmt ein mol eines beliebigen Gases das Volumen von 22,4 L ein. ⇒ **molares Volumen**: V_m = 22,4 L/mol.

1.6 Berechnen Sie die einzusetzenden Stoffmassen, um 10 Gramm des Salzes aus den Elementen herzustellen. Bei gasförmigen Elementen (O_2, Cl_2): Berechnen Sie zusätzlich das Gasvolumen! **Hinweis:** Bei den gegebenen Bedingungen, nimmt ein mol eines beliebigen Gases das Volumen von 22,4 L ein. => molares Volumen: V_m = 22,4 L/mol.

a) Kaliumoxid **b)** Aluminiumsulfid **c)** Kupfer(I)-chlorid **d)** Kupfer(II)-chlorid

2. Eigenschaften von Salzen

2.1 a) Wie ist die Gitterenergie definiert und von welchen Faktoren hängt sie ab?

b) Sortieren Sie folgende Verbindungen nach steigendem Betrag der Gitterenergie: LiF, AlN, MgS, NaBr

2.2 Salze besitzen sehr hohe Siede- und Schmelzpunkte von vielen hunderten bis über 1000°C.

Bsp (Smp/Sdp): NaCl: 800°C/1460°C Fe_2O_3: 1600°C/ 2620°C CaF_2: 1420 °C/2500°C

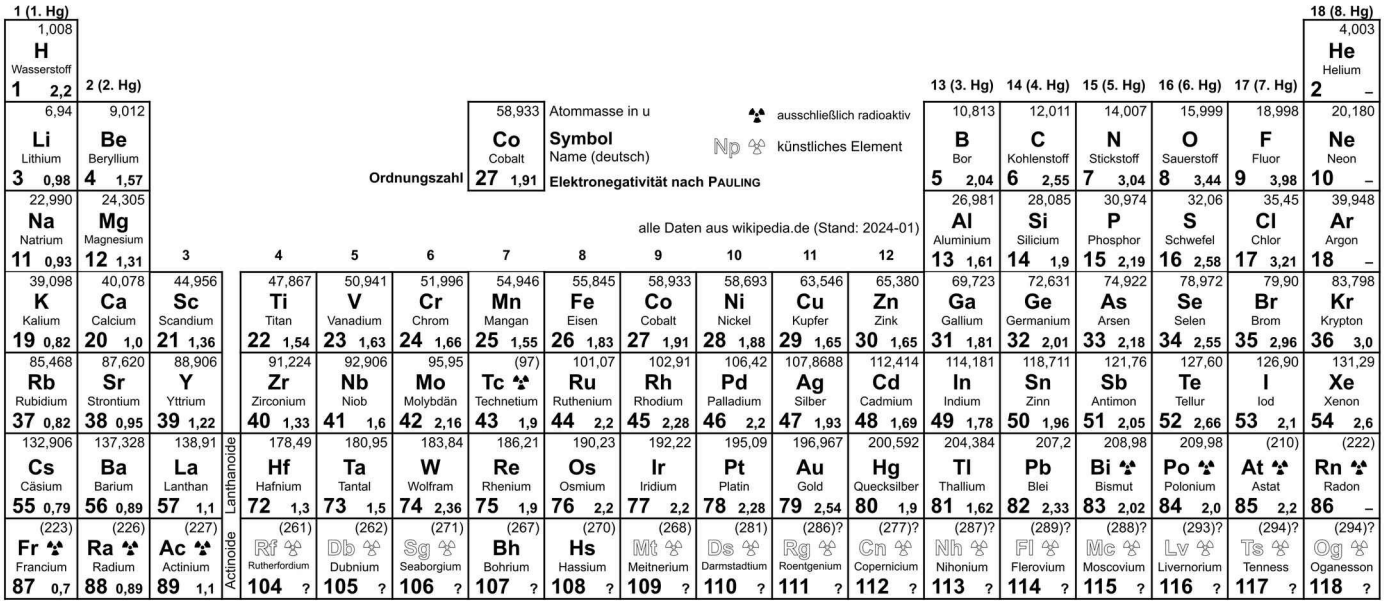
a) Geben Sie die Ursache für diese Eigenschaft an.

b) Beschreiben Sie zwei Faktoren, die die Schmelz- und Siedepunkte von Salzen bestimmen.

2.3 Erklären Sie, warum wässrige Salzlösungen den elektrischen Strom leiten. An eine Kupfer(II)-chloridlösung wird eine elektrische Gleichspannung von wenigen Volt angelegt. Welche Beobachtungen kann man machen? Begründen Sie ausführlich und geben Sie zur Erklärung Reaktionsgleichung(en) an.

2.4 Löst man Salze in Wasser, so kann je nach Verbindung eine Abkühlung oder eine Erwärmung damit verbunden sein. Das geht bis hin zum Kochen der entstehenden Flüssigkeit. Begründen Sie.

2.5 Markieren Sie im folgenden PSE grob die Elemente, die bei Salzbildungen Kationen ergeben. Markieren Sie diejenigen, die Anionen ergeben, mit einer anderen Farbe. Kleinere Abweichungen an den Farbengrenzen (unscharfe Grenzziehung) erlaubt. Wie heißt diese Elementgruppe der Grenzfälle , d.h.diejenigen, die an der Farbgrenze liegen? Erklären Sie kurz die Hintergründe!



2.6 Die Verbrennung von Magnesium in Chlor verläuft stark exotherm.

a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und benennen Sie das Reaktionsprodukt.

b) Berechnen Sie die Stoffmengen und die Massen der Ausgangsstoffe, um 1 mol des Salzes herzustellen.

c) **[nur wenn im U behandelt]** Geben Sie die Reaktionsgleichungen der gedanklichen Einzelschritte an. Geben Sie rechts neben den Einzelschritten die entsprechenden Energiebezeichnungen und die Energien mit dem richtigen Vorzeichen an! Die Energiebeträge (!) finden sie in der Liste und der Teilaufgabe d)

d) **[nur wenn im U behandelt]** Berechnen Sie Energiebilanz der Reaktion (Standardbildungsenergie).

Daten (Achtung: ohne Vorzeichen!):Sublimationsenergie Mg: 167,2 kJ/mol, **Summe aus erste und zweiter Ionisierungsenergie** des Mg: 2188 kJ/mol, **Elektronenaffinität** Cl-Atom: 364 kJ/mol, **Gitterenergie** $MgCl_2$: 2502 kJ/mol, **Dissoziationsenergie** Cl_2: 242 kJ/mol. (Vergleichen Sie ihr Ergebnis mit dem Literaturwert der Standardbildungsenergie von $MgCl_2$: $\Delta_B H° = -641$ kJ/mol)

3. Aufgabenüberschuss

3.1 Es sollen 0,5 mol Aluminiumchlorid hergestellt werden. Welche Stoffmengen Chlor und Aluminium werden hierfür benötigt?

3.2 Aluminiumchlorid wird geschmolzen. In die flüssige Schmelze werden zwei Elektroden gehalten und eine Gleichspannung angelegt. Beschreiben Sie die zu erwartenden Beobachtungen und erklären Sie die Vorgänge in Testform und passender Reaktionsgleichung.

3.3 Geben Sie die Stoffmengen folgender Salzportionen an.

a) 30 g Natriumoxid b) 15 g Magnesiumnitrid (Nitrid = das Anion des N-Atoms) c) 1 g Aluminiumoxid

3.4 Geben Sie die Massen folgender Salzportionen an.

a) 0,2 mol Kaliumbromid b) 0,4 mol Aluminiumchlorid c) 0,6 mol Eisen(III)-chlorid

Lösungen

Aufgabe 1.1

a) $NaBr$

b) NaF

c) $AgBr$

d) Al_2O_3

e) PbO

f) PbO_2

g) Ag_2O

h) Re_2O_7

i) $FeCl_3$

j) PtO_2

k) MnO_2

l) BeS

Aufgabe 1.2

Die Oxidationszahl entspricht bei einfachen (d.h. aus einem Einzelatom bestehend) der Ionenladung. Die Angabe ist wichtig, weil von einem Metall-Nichtmetall-Kombination mehrere Verbindungen existieren.

Beispiel: Es gibt verschiedene Salze aus den Elementen Blei (Pb) und Sauerstoff (O). Um die einzelnen Salze voneinander unterscheiden können und zu einem eindeutigen Namen zu kommen, wird die Oxidationszahl mit angegeben. **vgl. vorangegangene Aufgabe 1.1e) und 1.1 f)!**

Existiert nur eine mögliche Ladungszahl, ist auch ohne Angabe der Oxidationszahl die Benennung eindeutig. Sie wird dann nicht angegeben. So gibt es nur eine Verbindung aus Natrium und Chlor, nämlich das Natriumchlorid, bei dem das Natrium die Oxidationszahl +I besitzt. Man schreibt deshalb nicht *Natrium(I)-chlorid*, sondern *Natriumchlorid*.

Faustregel: Von den Nebengruppenmetallen gibt es meist mehrere mögliche Ionenladungen: z.B. Fe^{2+} und Fe^{3+} . Bei den entsprechenden Salzen, muss dort die Oxidationszahl (=Ionenladung) mit angegeben werden

Eisen(II)-chlorid: $FeCl_2$

Eisen(III)-chlorid: $FeCl_3$

Aufgabe 1.3

a) $BaSO_4$

b) $CaCO_3$

c) $Ca_3(PO_4)_2$

d) NH_4Cl

e) $(NH_4)_2SO_4$

f) $AgNO_3$

g) $PbCO_3$

h) $FePO_4$

Aufgabe 1.4

a) $Cu + S \rightarrow CuS$

b) $2\ Fe + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ FeCl_3$

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: $Fe \rightarrow Fe^{3+}$ ($2*3\ e^- = 6\ e^-$)

d) $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: $Fe \rightarrow Fe^{3+}$ ($4*3\ e^- = 12\ e^-$)

Reduktion: $O_2 \rightarrow O^{2-}$ ($6*\ 2\ e^- = 12\ e^-$)

e) $2\ Be + C \rightarrow Be_2C$

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: $Be \rightarrow Be^{2+}$ ($2*2\ e^- = 4\ e^-$)

Reduktion: $C \rightarrow C^{4-}$ ($1*\ 4\ e^- = 4\ e^-$)

Reduktion: $Cl_2 \rightarrow Cl^-$ (6* 1 e^- = 6 e^-)

c) 4 Li + $O_2 \rightarrow$ 2 Li_2O

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: Li $\rightarrow Li^+$ (4*1 e^- = 4 e^-)

Reduktion: $O_2 \rightarrow O^{2-}$ (2* 2 e^- = 4 e^-)

f) 4 Al + 3 C $\rightarrow$ Al_4C_3

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: Al $\rightarrow Al^{3+}$ (4*3 e^- = 12 e^-)

Reduktion: C $\rightarrow C^{4-}$ (3* 4 e^- = 12 e^-)

Nr. 1.5 – Aluminiumoxid

4 Al + 3 $O_2 \rightarrow$ 2 Al_2O_3

15 g Al + 13,34 g O_2 (das sind 9,3 Liter) werden zu 28,34 g Al_2O_3

Nr. 1.6

a) 8,30 g K, 1,70 g O_2 (entsprechen 1,2 L O_2)

b) 3,59 g Al, 6,41 g S

c) 6,41 g Cu, 3,58 g Cl_2 (entsprechen 1,1 L Cl_2)

d) 4,73 g Cu, 5,27 g Cl_2 (entsprechen 1,7 L Cl_2)

2.1

Gitterenergie: Energiebetrag, der bei Gitterbildung ausgehen von Ionen aus unendlicher Entfernung frei wird. Die Gitterenergie hängt ab von den Ionenladungen und der Größe der Ionen an

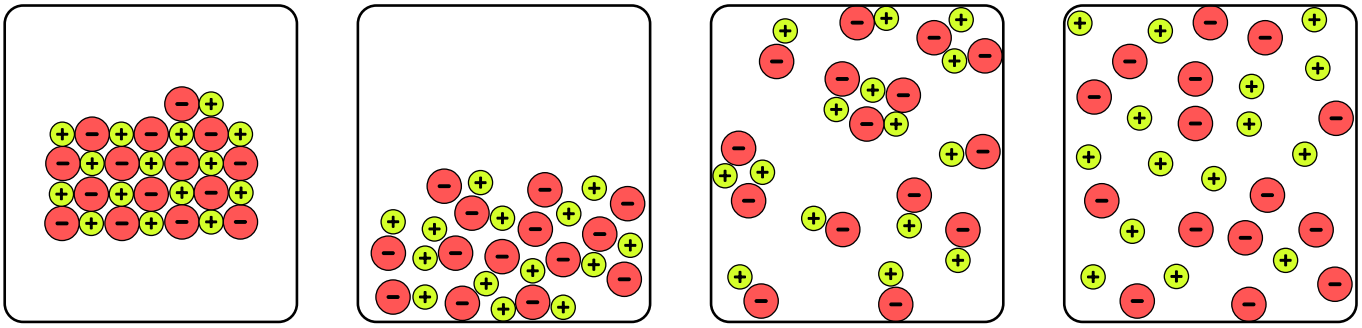
NaBr (enthält Na^+, Br^-) < LiF (enthält Li^+ und F^-) < MgS (enthält Mg^{2+} und S^{2-}) < AlN (enthält Al^{3+} und N^{3-})

Bgr: Je höher die Ionenladung, desto mehr Energie kann bei der Annäherung entgegengesetzt geladener Ionen frei werden. Je kleiner die Ionen bei gleich bleibender Ionenladung, desto mehr Gitterenergie kann abgegeben werden, weil sich die Ionen näher kommen können.

2.2a)

Salze bestehen aus Ionen, die in einem Ionengitter angeordnet sind. Jedes Ion ist von Ionen mit entgegengesetzter Ladung umgeben. Zwischen den Ionen wirken sehr starke elektrostatische Anziehungskräfte, die als Ionenbindung bezeichnet werden. In der Ionenpackung wirkt diese Bindung darüber hinaus von allen Seiten.
Zur Zerstörung dieses Ionengitters, wie sie beim Schmelzen auftritt, wird sehr viel Energie benötigt, weshalb der Schmelzpunkt sehr hoch ist. Die Bindungskräfte der Ionenbindung müssen größtenteils überwunden werden. In der Flüssigkeit (Schmelze) liegt nur noch eine Nahordnung vor, d.h. in kleinen Bereichen findet man noch eine gewisse regelmäßige Anordnung von Kationen und Anionen zueinander. Die ionischen Kräfte sind also nicht vollständig überwunden.

Um die Ionen in den gasförmigen Zustand zu überführen, muss zusätzlich Energie aufgewendet werden, da auch in der Schmelze weitere ionische Anziehungskräfte vorhanden sind, die überwunden werden müssen. Erst im gasförmigen Zustand werden mit steigender Temperatur auch die letzten ionischen Kräfte vollständig überwunden.



Salz als Feststoff (Kristall) | Salz als Flüssigkeit (Schmelze) | Salz als Gas bei niedriger T | Salz als Gas bei hoher T

Q: eW

2.2b)

- Je höher die Ionenladungen, desto höher ist der Betrag der Gitterenergie. Die Ionen ziehen sich bei hoher Ionenladung stärker aneinander an. Es muss Energie zum Schmelzen und zum Sieden aufgebracht werden. Beim Sieden werden Ionen voneinander getrennt. Mit steigender Ionenladung steigt auch der Siedepunkt und der Schmelzpunkt.
- Je kleiner die Ionen, desto höher die Schmelz- und Siedepunkte. Die elektrostatische Anziehung ist bei kleinen Ionen stärker als bei großen Ionen gleicher Ladung.

2.3

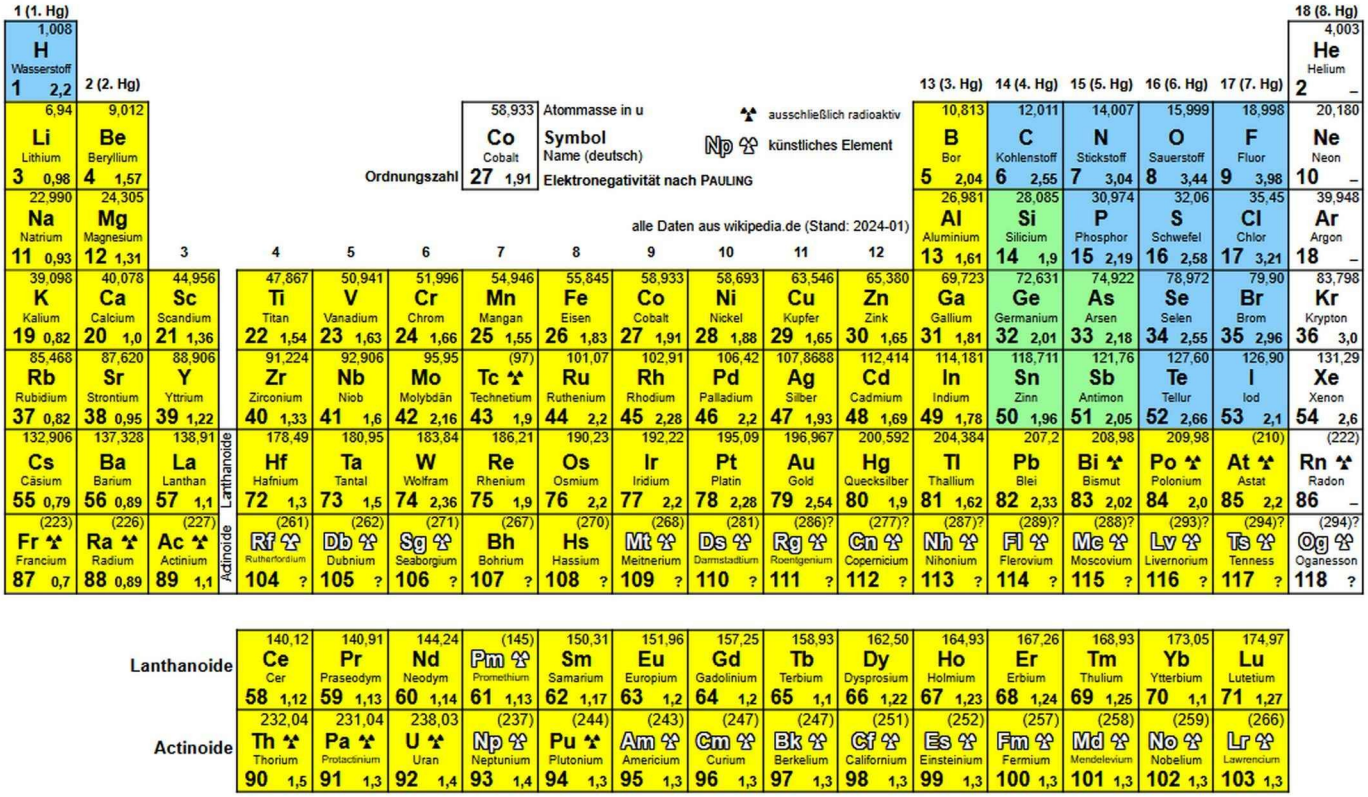
siehe Unterrichtsunterlagen. Hierzu haben wir einen Versuch gesehen. Stichwort: Elektrolyse. Kupfer scheidet sich am Minuspol ab. Am Pluspol entsteht Chlor.

2.4

siehe Unterrichtsunterlagen. Hierzu haben wir einen Versuch gesehen. Stichwort: **Hydratationsenergie versus Gitterenergie**

2.5

- **Metalle** geben die Elektronen ab und werden zu Kationen. Das ist möglich, weil sie geringe Ionisierungsenergien besitzen. Sie erreichen durch die Elektronenabgabe die Edegaskonfiguration.
- **Nichtmetalle** nehmen bei der Salzbildung zum Erreichen der Edelgaskonfiguration Elektronen auf.
- Es müssen also die Metalle und die Nichtmetalle farblich hervorgehoben werden. **GROBER Verlauf**: Alle Elemente links bis incl. der 3. Hauptgruppe sind Metalle, **außer Wasserstoff (H)**. Hinzu kommen noch einige wenige Vertreter aus der 4. Hauptgruppe, die Sie wahrscheinlich auch als Metall aus dem Alltag kennen: **Blei (Pb)** und **Zinn (Sn)**.
- Die Nichtmetalle, bis aus die Edelgase, müssen in einer anderen Farbe dargestellt werden. Die Edelgase dürfen nicht farblich hervorgehoben werden.
- Die Elemente an der farblichen Grenze zwischen blau und gelb, sind eher Halbmetalle und können je nach Reaktionspartner sowohl abgeben als auch aufnehmen. Hier sind sie grün dargestellt. Diese Elemente können hätten auch blau oder gelb dargestellt werden können.



2.6

a) $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ (Magensiumchlorid)

b) Aufgrund der 1:1-Verhältnisse kann man schließen, dass zur Bildung von 1 mol $MgCl_2$, 1 mol Mg und 1 mol Cl_2 nötigt sind. 1 mol Mg wiegt 24,30 g. 1 mol Cl_2 wiegt 70,90 g.

c)

- 1 mol Mg (s) muss zu Mg (g) sublimiert werden: + 167,2 kJ
- 1 mol Mg (g) muss zu Mg^{2+} ionisiert werden: + 2188 kJ
- 1 mol Cl_2 (g) muss in Chloratome gespalten werden: + 242 kJ
- 2 (!) mol Cl-Atome nehmen je ein e^- auf. Dabei wird E frei! (⇒ neg. Vorzeichen): 2·-364 kJ = -728 kJ
- Bildung des Ionengitters - 2502 kJ
- Bilanz: ca. **- 633 kJ**

Die Energiebilanz entspricht damit ungefähr dem Literaturwert.