

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 | g) Silber(I)-oxid (Silberionen mit der Ladung Ag^+) |
| b) Natriumfluorid | h) Rhenium(VII)-oxid (Elementsymbol Rhenium: Re) |
| c) Silber(I)-bromid (Silberionen mit der Ladung: Ag^+) | i) Eisen(III)-chlorid (Elementsymbol Eisen: Fe) |
| d) Aluminiumoxid | j) Platin(IV)-oxid (Elementsymbol Platin: Pt) |
| e) Blei(II)-oxid (Bleiionen mit der Ladung: Pb^{2+}) | k) Mangan(IV)-oxid (Elementsymbol Mangan: Mn) |
| f) Blei(IV)-oxid (Bleiionen mit der Ladung: Pb^{4+}) | 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: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

Ammoniumcarbonat: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

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

- | | |
|--------------------|------------------------|
| a) Bariumsulfat | e) Ammoniumsulfat |
| b) Calciumcarbonat | f) Silber(I)-nitrat |
| c) Calciumphosphat | g) Blei(II)-carbonat |
| d) Ammoniumchlorid | 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) | d) Eisen + Sauerstoff (Hinweis: Es entsteht ein Fe(III)-Salz) |
| b) Eisen + Chlor (Hinweis: Es entsteht ein Fe(III)-Salz) | e) Beryllium + Kohlenstoff |
| c) Lithium (Li) + Sauerstoff | 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. \Rightarrow **molares Volumen:** $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

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. \Rightarrow molares Volumen: $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

- | | | | |
|---------------|--------------------|----------------------|-----------------------|
| 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 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 ein elektrischer Gleichspannung von wenigen Volt angelegt. Welche Beobachtungen kann man machen? Begründen Sie ausführlich und geben Sie zur Erklärung Reaktionsgleichungen 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 (d.h. kleine Abweichungen erlaubt) die Elemente die bei Salzbildungen Kationen ergeben und solche die die Anionen ergeben mit jeweils unterschiedlicher Farbe. Grenzfälle (an der Farbgrenze) können Sie weglassen. Erklären Sie kurz die Hintergründe!

1 (1. Hg)										18 (8. Hg)																										
1	H Wasserstoff 1 2,2																	2	He Helium 2 4,003																	
2	Li Lithium 3 6,94		Be Beryllium 4 9,012												B Bor 5 10,813		C Kohlenstoff 6 12,011		N Stickstoff 7 14,007		O Sauerstoff 8 15,999		F Fluor 9 18,998		Ne Neon 10 20,180											
3	Na Natrium 11 22,990		Mg Magnesium 12 24,305												Al Aluminium 13 26,981		Si Silicium 14 28,085		P Phosphor 15 30,974		S Schwefel 16 32,06		Cl Chlor 17 35,45		Ar Argon 18 39,948											
4	K Kalium 19 39,098		Ca Calcium 20 40,078		Sc Scandium 21 44,956		Ti Titan 22 47,867		V Vanadium 23 50,941		Cr Chrom 24 51,996		Mn Mangan 25 54,946		Fe Eisen 26 55,845		Co Cobalt 27 58,933		Ni Nickel 28 58,693		Cu Kupfer 29 63,546		Zn Zink 30 65,380		Ga Gallium 31 69,723		Ge Germanium 32 72,631		As Arsen 33 74,922		Se Selen 34 78,972		Br Brom 35 79,90		Kr Krypton 36 83,798	
5	Rb Rubidium 37 85,468		Sr Strontium 38 87,620		Y Yttrium 39 88,906		Zr Zirkon 40 91,224		Nb Niob 41 92,906		Mo Molybdän 42 95,95		Tc Technetium 43 (97)		Ru Ruthenium 44 101,07		Rh Rhodium 45 102,91		Pd Palladium 46 106,42		Ag Silber 47 107,868		Cd Cadmium 48 112,414		In Indium 49 114,81		Sn Zinn 50 118,711		Sb Antimon 51 121,76		Te Tellur 52 127,60		I Iod 53 126,90		Xe Xenon 54 131,29	
6	Cs Cäsium 55 132,906		Ba Barium 56 137,328		La Lanthan 57 138,91		Hf Hafnium 72 178,49		Ta Tantal 73 180,95		W Wolfram 74 183,84		Re Rhenium 75 186,21		Os Osmium 76 190,23		Ir Iridium 77 192,22		Pt Platin 78 195,09		Au Gold 79 196,967		Hg Quecksilber 80 200,592		Tl Thallium 81 204,384		Pb Blei 82 207,2		Bi Bismut 83 208,98		Po Polonium 84 209,98		At Astat 85 (210)		Rn Radon 86 (222)	
7	Fr Francium 87 (223)		Ra Radium 88 (226)		Ac Actinium 89 (227)		Rf Rutherfordium 104 (261)		Db Dubnium 105 (262)		Sg Seaborgium 106 (271)		Bh Bohrium 107 (267)		Hs Hassium 108 (270)		Mt Meitnerium 109 (268)		Ds Darmstadtium 110 (281)		Rg Roentgenium 111 (286)?		Cn Copernicium 112 (277)?		Nh Nihonium 113 (287)?		Fl Flerovium 114 (289)?		Mc Moscovium 115 (288)?		Lv Livermorium 116 (293)?		Ts Tenness 117 (294)?		Og Oganesson 118 (294)?	
Lanthanoide										Actinoide																										
Ce Cer 58 140,12										Pr Praseodym 59 140,91										Nd Neodym 60 144,24																
Pm Promethium 61 (145)										Sm Samarium 62 150,31										Eu Europium 63 151,96																
Gd Gadolinium 64 157,25										Tb Terbium 65 158,93										Dy Dysprosium 66 162,50																
Ho Holmium 67 164,93										Er Erbium 68 167,26										Tm Thulium 69 168,93																
Yb Ytterbium 70 173,05										Lu Lutetium 71 174,97																										
Th Thorium 90 232,04										Pa Protactinium 91 231,04										U Uran 92 238,03																
Np Neptunium 93 (237)										Pu Plutonium 94 (244)										Am Americium 95 (243)																
Cm Curium 96 (247)										Bk Berkelium 97 (247)										Cf Californium 98 (251)																
Es Einsteinium 99 (252)										Fm Fermium 100 (257)										Md Mendelevium 101 (258)																
No Nobelium 102 (259)										Lr Lawrencium 103 (266)																										

2.6 Die Verbrennung von Magnesium in Chlor verläuft stark exotherm.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und benennen Sie das Reaktionsprodukt.
- Berechnen Sie die Stoffmengen und die Massen der Ausgangsstoffe, um 1 mol des Salzes herzustellen.
- [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)
- [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** MgCl₂: 2502 kJ/mol, **Dissoziationsenergie** Cl₂: 242 kJ/mol. (Vergleichen Sie ihr Ergebnis mit dem Literaturwert der Standardbildungsenergie von MgCl₂: Δ_BH° = - 641 kJ/mol)

kommentierte Lösungen unter www.laborberufe.de

Lösungen

Aufgabe 1.1

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) NaBr | g) Ag ₂ O |
| b) NaF | h) Re ₂ O ₇ |
| c) AgBr | i) FeCl ₃ |
| d) Al ₂ O ₃ | j) PtO ₂ |
| e) PbO | k) MnO ₂ |
| f) PbO 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. Fe²⁺ und Fe³⁺. Bei den entsprechenden Salzen, muss dort die Oxidationszahl (=Ionenladung) mit angegeben werden

Eisen(II)-chlorid: FeCl₂

Eisen(III)-chlorid: FeCl₃

Aufgabe 1.3

- | | |
|--|--|
| a) BaSO ₄ | e) (NH ₄) ₂ SO ₄ |
| b) CaCO ₃ | f) AgNO ₃ |
| c) Ca ₃ (PO ₄) ₂ | g) PbCO ₃ |
| d) NH ₄ Cl | h) FePO ₄ |

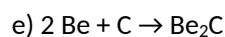
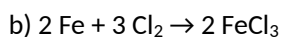
Aufgabe 1.4

- | | |
|-----------------|---|
| a) Cu + S → CuS | d) 4 Fe + 3 O ₂ → 2 Fe ₂ O ₃ |
|-----------------|---|

mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: Fe → Fe³⁺ (4 * 3 e⁻ = 12 e⁻)

Reduktion: O₂ → O²⁻ (6 * 2 e⁻ = 12 e⁻)



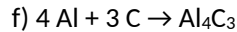
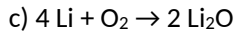
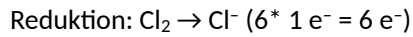
mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: Fe → Fe³⁺ (2 * 3 e⁻ = 6 e⁻)

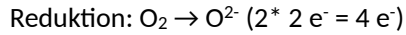
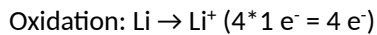
mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:

Oxidation: Be → Be²⁺ (2 * 2 e⁻ = 4 e⁻)

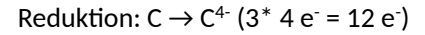
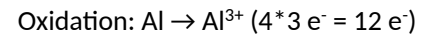
Reduktion: C → C⁴⁻ (1 * 4 e⁻ = 4 e⁻)



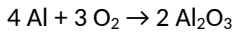
mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:



mit Pfeilen in der Rkt.gl. kennzeichnen:



Nr. 1.5 - Aluminiumoxid



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)

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

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

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.

2.2

- 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

2.4

siehe *Unterrichtsunterlagen*. Hierzu haben wir einen Versuch gesehen. Stichwort: Elektrolyse

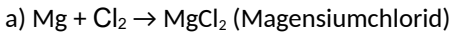
2.5

- **Metalle** geben die Elektronen ab und werden zu Kationen. Das ist möglich, weil sie geringe Ionisierungsenergien besitzen. Sie erreichen durch die Elektronenabgabe die Edelgaskonfiguration.
- **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.

1 (1. Hg)																		18 (8. Hg)																		
1	H Wasserstoff 1 1,008																	He Helium 2 4,003																		
2	Li Lithium 3 6,94		Be Beryllium 4 9,012															B Bor 5 10,813		C Kohlenstoff 6 12,011		N Stickstoff 7 14,007		O Sauerstoff 8 15,999		F Fluor 9 18,998		Ne Neon 10 20,180								
3	Na Natrium 11 22,990		Mg Magnesium 12 24,305															Al Aluminium 13 26,981		Si Silicium 14 28,085		P Phosphor 15 30,974		S Schwefel 16 32,06		Cl Chlor 17 35,45		Ar Argon 18 39,948								
4	K Kalium 19 39,098		Ca Calcium 20 40,078		Sc Scandium 21 44,956		Ti Titan 22 47,867		V Vanadium 23 50,941		Cr Chrom 24 51,996		Mn Mangan 25 54,946		Fe Eisen 26 55,845		Co Cobalt 27 58,933		Ni Nickel 28 58,693		Cu Kupfer 29 63,546		Zn Zink 30 65,380		Ga Gallium 31 69,723		Ge Germanium 32 72,631		As Arsen 33 74,922		Se Selen 34 78,972		Br Brom 35 79,90		Kr Krypton 36 83,798	
5	Rb Rubidium 37 85,468		Sr Strontium 38 87,620		Y Yttrium 39 88,906		Zr Zirkonium 40 91,224		Nb Niob 41 92,906		Mo Molybdän 42 95,95		Tc [☼] Technetium 43 (97)		Ru Ruthenium 44 101,07		Rh Rhodium 45 102,91		Pd Palladium 46 106,42		Ag Silber 47 107,868		Cd Cadmium 48 112,414		In Indium 49 114,818		Sn Zinn 50 118,711		Sb Antimon 51 121,76		Te Tellur 52 127,60		I Iod 53 126,90		Xe Xenon 54 131,29	
6	Cs Cäsium 55 132,906		Ba Barium 56 137,328		La Lanthan 57 138,91		Hf Hafnium 72 178,49		Ta Tantal 73 180,95		W Wolfram 74 183,84		Re Rhenium 75 186,21		Os Osmium 76 190,23		Ir Iridium 77 192,22		Pt Platin 78 195,09		Au Gold 79 196,967		Hg Quecksilber 80 200,592		Tl Thallium 81 204,384		Pb Blei 82 207,2		Bi [☼] Bismut 83 208,98		Po [☼] Polonium 84 209		At [☼] Astat 85 (210)		Rn [☼] Radon 86 (222)	
7	Fr [☼] Francium 87 (223)		Ra [☼] Radium 88 (226)		Ac [☼] Actinium 89 (227)		Rf [☼] Rutherfordium 104 ?		Db [☼] Dubnium 105 ?		Sg [☼] Seaborgium 106 ?		Bh [☼] Bohrium 107 ?		Hs [☼] Hassium 108 ?		Mt [☼] Meitnerium 109 ?		Ds [☼] Darmstadtium 110 ?		Rg [☼] Roentgenium 111 ?		Cn [☼] Copernicium 112 ?		Nh [☼] Nihonium 113 ?		Fl [☼] Flerovium 114 ?		Mc [☼] Moscovium 115 ?		Lv [☼] Livermorium 116 ?		Ts [☼] Tenness 117 ?		Og [☼] Oganesson 118 ?	
Lanthanoide																																				
Actinoide																																				

2.6



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 nötig 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! (\Rightarrow neg. Vorzeichen): 2 · -364 kJ = -728 kJ
- Bildung des Ionengitters - 2502 kJ
- Bilanz: ca. - 633 kJ

Die Energiebilanz entspricht damit ungefähr dem Literaturwert.