

Lösungen der Übungsaufgaben aus Kapitel 10.6 (Skript S. 114f)

1. *Stichworte:* spezielle Bahnen anstelle von beliebigen Bahnen \Rightarrow diskrete Energiezustände, strahlungslose Kreisbewegung der Elektronen um den Kern, Lichtemission oder -absorption bei Elektronensprüngen; Modell erklärt Linienspektren (*Skript S. 12 – 17, Kap. 2.3*)

2.

<p>O²⁻, F⁻, Na⁺:</p> <p>2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶</p>	<p>Al:</p> <p>3p $\uparrow - -$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹</p>	<p>C:</p> <p>2p $\uparrow - \uparrow - -$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p²</p>
<p>Si:</p> <p>3p $\uparrow - \uparrow - -$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p²</p>	<p>S²⁻:</p> <p>3p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶</p>	<p>Mn²⁺:</p> <p>3d $\uparrow - \uparrow - \uparrow - \uparrow - \uparrow$ 4s $-$ 3p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ Hinweis: 2s $\uparrow\downarrow$ <i>leere, halb-</i> 1s $\uparrow\downarrow$ <i>oder vollbesetzte</i> <i>d-Orbitale sind</i> <i>besonders stabil.</i> 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s⁰ 3d⁵</p>
<p>Zn:</p> <p>3d $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 4s $\uparrow\downarrow$ 3p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰</p>		<p>Ni:</p> <p>3d $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow - \uparrow$ 4s $\uparrow\downarrow$ 3p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 3s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 1s $\uparrow\downarrow$ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁸</p>

3.

Elementsymbol	Z	A	Protonen	Neutronen	Elektronen
Ca	20	40	20	20	20
Cs	55	133	55	78	55
Fe ³⁺	26	56	26	30	23
Ag ⁺	47	114	47	67	46
Tl	81	169	81	88	81
Ar	18	40	18	22	18
S ²⁻	16	34	16	18	18

4. $M = 69 \text{ u} \cdot 0,601 + 71 \text{ u} \cdot 0,399 = 69,8 \text{ u} \Rightarrow \text{Gallium (Ga)}$

5. α -Strahlung: Heliumkerne (${}^4_2\text{He}^{2+}$)

β^- -Strahlung: Elektronen (${}^0_{-1}\text{e}$)

β^+ -Strahlung: Positronen (${}^0_{+1}\text{e}$)

γ -Strahlung: elektromagnetische „Wellenpakete“, Photonen, γ -Quanten

Strahlung radioaktiver Stoffe entsteht im Atomkern.

6. Isotope: Atome mit gleicher Ordnungszahl (d. h. von derselben Elementsorte) aber unterschiedlichen Neutronen- oder Massenzahlen

Oxidation: Elektronenabgabe

Elektronegativität: Ein Maß für das Bestreben der Atome Elektronen an sich zu binden

Base: Wasserstoffionenempfänger (Protonenakzeptor)

Disproportionierung: Aufspalten einer mittleren Oxidationszahl des Eduktes in eine niedrigere und eine höhere Oxidationszahl auf der Produktseite

amphoter: Der Stoff kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren.

7. Stichworte: Bohr'sches Atommodell; Aufnahme von elektrischer Energie, Abgabe der Energie durch Lichtemission, Linienspektrum, Ergebnis: rötliches Licht (*Skript S. 12 – 17, Kap. 2.3*)

8. Stichworte: (*Skript S. 36 – 51, Kap. 4*)

Ionenbindung: Kationen (+) und Anionen (-) im Kristallgitter, ungerichtete Bindung, hart und spröde, Schmelze elektrisch leitfähig, meist hohe Schmelz- und Siedepunkte

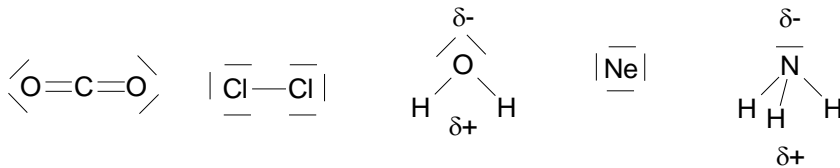
Atombindung: Elektronenpaarbindung (gerichtet), geringe Bindungskräfte zwischen den Molekülen \Rightarrow niedrige Schmelz- und Siedepunkte, weich, meist nicht leitend, eher niedrige Dichten

(wichtigste Ausnahme: Kohlenstoff in seinen Modifikationen *Diamant und Graphit*)

Metallbindung: Kationen (+) auf festen Kristallgitterplätzen, frei bewegliche Elektronen („Elektronengas“), ungerichtete Bindung, oft hart aber verformbar, gute elektrische und Wärmeleitfähigkeit, meist hohe Schmelz- und Siedepunkte, eher hohe Dichten

Komplexbindung: Anlagerungsverbindung aus einem zentralen Kation und einer (oft unerwartet großen) Zahl von Liganden mit neg. Ladung oder freien Elektronenpaaren. Das charakteristische Verhalten der Kationen wird durch die Komplexbildung gravierend verändert.

9.

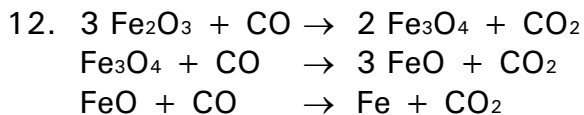


10.

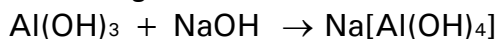
KBr	Al ₂ O ₃	Cl ₂	P ₄	Fe	SO ₂	Kr	K ₃ [Fe(CN) ₆]	C ₈ H ₁₈
ionisch	ionisch	kovalent	kovalent	metallisch	kovalent	keine	komplex	kovalent

11.

<u>K</u> M <u>n</u> O ₄	<u>P</u> ₄ <u>O</u> ₁₀	<u>Cl</u> ₂	<u>Cr</u> O ₃	H ₂ <u>O</u> ₂	Na ₂ <u>S</u> O ₃	Zn(<u>N</u> O ₃) ₂
+7	+5	0	+6	-1	+4	+5



13. Trennung mittels konz. Natronlauge



löslicher Komplex entsteht

bleibt schwerlöslich \Rightarrow abfiltrieren

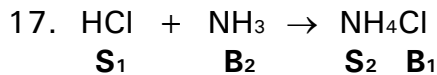
14. $\text{H}^+/\text{H}_3\text{O}^+$, HSO_4^- und SO_4^{2-}

15.

<i>Base:</i>	HSO ₄ ⁻	H ₂ O	NO ₃ ⁻	NH ₃	S ²⁻
<i>Name:</i>	Hydrogensulfat	Wasser	Nitrat	Ammoniak	Sulfid
<i>korresp. Säure:</i>	H ₂ SO ₄	H ₃ O ⁺	HNO ₃	NH ₄ ⁺	HS ⁻
<i>Name:</i>	Schwefelsäure	Hydronium	Salpetersäure	Ammonium	Hydrogensulfid

16.

<i>Säure:</i>	HCl	HSO ₄ ⁻	H ₂ S	NH ₄ ⁺	H ₂ O
<i>Name:</i>	Salzsäure	Hydrogensulfat	Schwefelwasserstoff	Ammonium	Wasser
<i>korresp. Base:</i>	Cl ⁻	SO ₄ ²⁻	HS ⁻	NH ₃	OH ⁻
<i>Name:</i>	Chlorid	Sulfat	Hydrogensulfid	Ammoniak	Hydroxid



18. (Skript S. 86, Kap. 7.6)

NH_4Cl	Na_2CO_3	Na_2S	NaCl
sauer	basisch	basisch	neutral

19. Die Entscheidung, ob es sich um eine starke oder schwache Säure oder Base handelt, wird mittels Tabelle 7-1, Skript S. 85 getroffen. Dort finden Sie auch die ggf. benötigten pK_a - und pK_b -Werte. Näheres zur pH-Wert-Berechnung auf S. 82 – 85, Kap. 7.1 – 7.3

0,001 m Phosphorsäure: H_3PO_4 , schwache Säure, $pK_a = 1,96$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(1,96 - \lg 0,001) = 2,48$$

Praktischer Hinweis: Da die zweite und dritte Dissoziationsstufe (H_2PO_4^- und HPO_4^{2-}) sehr schwach sind, bleiben sie aus Gründen der Vereinfachung unberücksichtigt. Die daraus resultierende Ungenauigkeit ist vertretbar.

0,1 m Ameisensäure: $pK_a = 3,7 \Rightarrow$ schwache Säure

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(3,7 - \lg 0,1) = 2,35$$

0,5 m Kalilauge: **KOH**, starke Base (OH^-)

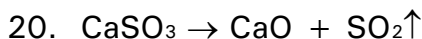
$$\text{pOH} = -\lg 0,5 = 0,30$$

$$\text{pH} = 14 - 0,30 = 13,70$$

1 m Ammoniakwasser: **NH₃**, schwache Base (!), $pK_b = 4,75$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(4,75 - \lg 1) = 2,375$$

$$\text{pH} = 14 - 2,375 = 11,63$$



$$M(\text{CaSO}_3) = 40,1 + 32,1 + 3 \cdot 16 = 120,2 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_2) = 32,1 + 2 \cdot 16 = 64,1 \text{ g/mol}$$

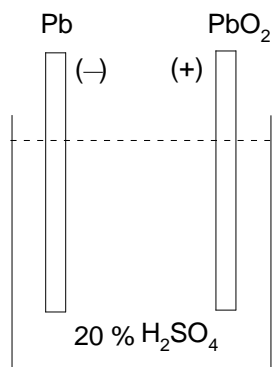
$$n(\text{CaSO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{10^6 \text{ g}}{120,2 \text{ g/mol}} = 8319,5 \text{ mol}; \text{ aus RG } \Rightarrow n(\text{SO}_2) = 8319,5 \text{ mol}$$

$$m(\text{SO}_2) = n \cdot M = 8319,5 \text{ mol} \cdot 64,1 \text{ g/mol} = 533280 \text{ g} = \mathbf{533,3 \text{ kg SO}_2}$$

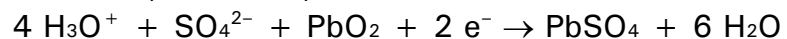
$$V(\text{SO}_2) = n \cdot MV = 8319,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 186357 \text{ l} = \mathbf{186,4 \text{ m}^3}$$

(Alternative: Lösungsweg über allg. Gasgleichung)

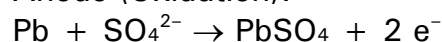
21.



Kathode (Reduktion) :



Anode (Oxidation):



Gemäß der Reaktionsgleichungen wird beim Entladevorgang Schwefelsäure verbraucht, die Konzentration und die **Dichte** der Elektrolytflüssigkeit sinken.

22. $I = 1 \text{ A}, t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s} \Rightarrow Q = I \cdot t = 1 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 3600 \text{ C}$

Faraday-Konstante $F = 96500 \text{ C/mol}$ (1-wertig)

$$n = \frac{Q}{F} = \frac{3600 \text{ C}}{96500 \text{ C/mol}} = 0,0373 \text{ mol (1-wertig)}$$

Kupfersulfat (CuSO_4) $\Rightarrow \text{Cu}^{2+} \Rightarrow$ 2-wertig $\Rightarrow n(\text{Cu}) = \frac{0,0373}{2} = 0,01865 \text{ mol}$

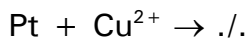
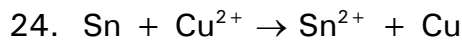
$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$

$m(\text{Cu}) = n \cdot M = 0,01865 \text{ mol} \cdot 63,5 \text{ g/mol} = 1,18 \text{ g}$

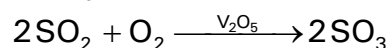
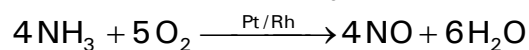
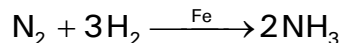
23. Spannungsreihe: Ordnung der Metalle nach ihrem Reduktionsvermögen; Metalle, die aus Säuren Wasserstoff freisetzen, sind „unedel“ (z. B. Magnesium, Zink), sind sie dagegen in Säuren beständig, heißen sie „edel“ (z. B. Kupfer, Gold).

Normalpotential: Spannung einer galvanischen Halbzelle gegenüber der Wasserstoffelektrode unter Normalbedingungen ($p = 10^5 \text{ Pa}, T = 298 \text{ K}, c = 1 \text{ mol/l}$) gemessen

(Skript S. 99 – 101, Kap. 9.1 – 9.4)

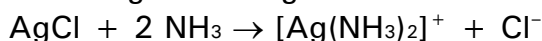
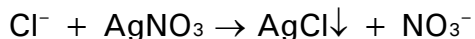


25. Beschleunigt oder ermöglicht eine Reaktion durch Absenken der Aktivierungsenergie, beeinflusst nicht das chemische Gleichgewicht (Ausbeute) (Skript S. 73f, Kap. 6.4)



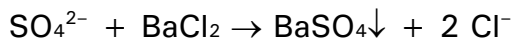
26. Natriumnachweis mittels Flammenfärbung

Chloridnachweis mit Silbernitratlösung und Ammoniakwasser:



27. Säurenachweis mit Indikator, z. B. Lackmus (im Sauren rot)

Sulfatnachweis mit Bariumchloridlösung:



28. $x \cdot 10 \text{ ml} = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 25 \text{ ml}$

$$x = \frac{0,1 \text{ mol/l} \cdot 25 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} = 0,25 \text{ mol/l} \Rightarrow c(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ mol/l}$$

$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

$m = c \cdot V \cdot M = 0,25 \text{ mol/l} \cdot 10 \text{ l} \cdot 40 \text{ g/mol} = 100 \text{ g}$

$\text{pOH} = -\lg 0,25 = 0,60 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0,60 = 13,40$

29. a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{NaHSO}_4$
 c) $\text{CuSO}_4 + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
*(mit wenig Ammoniakwasser steht die basische Wirkung im Vordergrund:
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$)*
 d) $\text{AlCl}_3 + 3 \text{AgNO}_3 \rightarrow 3 \text{AgCl}\downarrow + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 e) $\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ *(in Gegenwart von viel
 Ammoniakwasser steht die komplexierende Wirkung im Vordergrund)*
 f) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
 g) $\text{FeCl}_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3 \text{NaCl}$
 h) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 i) $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 j) $\text{AlCl}_3 + 4 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3 \text{NaCl}$
 k) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$
 l) $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2\uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
 m) $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 n) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{BaCl}_2 \rightarrow 3 \text{BaSO}_4\downarrow + 2 \text{AlCl}_3$
 o) $\text{Cl}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+$
vereinfacht: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
 p) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 q) $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 r) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 s) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

Hinweis: Zu den hier angegebenen Reaktionsgleichungen gibt es manchmal auch alternative Lösungen, vor allem durch Anwendung der Ionenschreibweise.