Lösungen der Übungsaufgaben aus Kapitel 12.9

1. Im Bohr'schen Atommodell bewegen sich Elektronen ohne Energieverlust auf Kreisbahnen um den Kern. In der Natriumdampflampe nehmen die Natriumatome aus dem elektrischen Feld Energie auf. Dadurch werden die Elektronen auf eine höhere, energiereichere Bahn gehoben, die sie nach kurzer Zeit wieder verlassen. Beim Zurückfallen auf Bahnen mit niedrigerer Energie wird die Energiedifferenz als charakteristische elektromagnetische Strahlung ausgesandt (Linienspektrum). Beim Natrium liegen die sichtbaren Emissionslinien im gelben Bereich des elektromagnetischen Spektrums (Na-Doppellinie).

2. Se^{2-}, Br^{-}, Kr, Rb^{+}, Sr^{2+}

3. a) ${}^{35}_{16}S \rightarrow {}^{35}_{17}Cl + {}^{0}_{-1}e + \overline{\nu}$
   b) ${}^{146}_{62}Sm \rightarrow {}^{142}_{60}Nd + {}^{4}_{2}He$
   c) HWZ gerundet: 14,3 Tage ≈ 2 Wochen
   $$\text{Anz. HWZ} = \frac{8}{2} = 4 \Rightarrow \text{Aktivität} = \frac{1}{16} \cdot 740\ \text{MBq} = 46{,}25\ \text{MBq}$$

4. α-Strahlung: Heliumkerne (${}^{4}_{2}He^{2+}$)
   β^{-}-Strahlung: Elektronen (${}^{0}_{-1}e$)
   β^{+}-Strahlung: Positronen (${}^{0}_{+1}e$)
   γ-Strahlung: elektromagnetische „Wellenpakete", Photonen, γ-Quanten
   Strahlung radioaktiver Stoffe entsteht im Atomkern.

5. *Stichworte*: *(Skript S. 32 – 51, Kap. 3.1 – 3.5)*

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

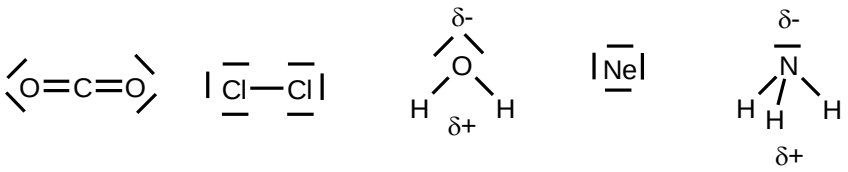
   Atombindung: Elektronenpaarbindung (gerichtet), geringe Bindungskräfte <u>zwischen</u> den Molekülen ⇒ niedrige Schmelz- und Siedepunkte, weich, meist nicht leitend, eher niedrige Dichten
   (wichtigste Ausnahme: Kohlenstoff in seinen Modifikationen Diamant und Graphit)

   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 charakteristi-

sche Verhalten der Kationen wird durch die Komplexierung gravierend verändert.

6.



7.

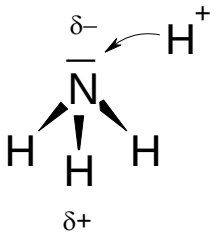
WC	$K[Al(OH)_4]$	Co*	$Ba(OH)_2$	K_2PtCl_6
ionisch	komplex	metallisch	ionisch	ionisch
Rn*	C_8H_{18}	$Zn(NO_3)_2$	PH_3	Co_xNi_y
keine	kovalent	ionisch	kovalent	metallisch

* *Hinweis*: Die chemische Formel steht hier nicht für das einzelne Atom sondern für den Stoff (vgl. Aufgabenstellung).

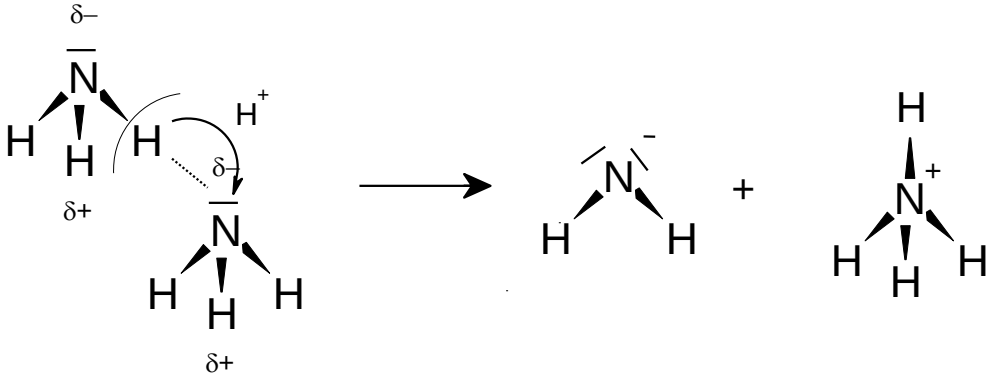
8. Gitterenergie (endotherm)
   Hydratationsenergie (exotherm)
   Je nachdem welche Wärmemenge überwiegt, löst sich das Salz insgesamt exotherm oder endotherm (Addition unter Berücksichtigung des Vorzeichens).

9. Mit dem Modell der sp^3-Hybridisierung. Daraus resultiert zunächst eine ideal tetraedrische Umgebung mit Bindungswinkeln von 109,5° (z. B. CH_4). Da im Wassermolekül jedoch zwei freie Elektronenpaare existieren, ist deren Platzbedarf größer und die H–O–H-Bindung wird auf den Winkel von 104,5° zusammengedrückt.

10. a)



b)



Reaktionsprodukte: NH_4^+ und NH_2^-

c) polar
d) In PH_3 ist aufgrund der geringeren Elektronegativitätsdifferenz der Dipolcharakter weniger stark ausgeprägt als in NH_3. Die H-Brückenbindung ist schwächer und der Siedepunkt deshalb niedriger (–88 °C).

11. Trennung mittels konz. Natronlauge

$Al(OH)_3$ + NaOH $\rightarrow$ $Na[Al(OH)_4]$	löslicher Komplex entsteht
Fe_2O_3 + NaOH $\rightarrow$ ./.	bleibt schwerlöslich $\Rightarrow$ abfiltrieren

12. *keine Lösungsvorgabe, eigene Formulierung verwenden!*

Stichworte: Sonderstellung von H_2O, HF, NH_3, Dipolcharakter, H-Brücken $\Rightarrow$ stärkere intermolekulare Wechselwirkung
$\Rightarrow$ höhere Siedepunkte trotz kleinerer rel. Molmassen,
CH_4 ist unpolar
(vgl. S. 41f Vorlesungsskript)

13. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $\qquad$ T = 150 °C + 273,15 °C = 423,15 K

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{0{,}977 \cdot 10^5 N \cdot 0{,}45 \cdot 10^{-3} m^3 \cdot K \cdot mol}{m^2 \cdot 8{,}314\ Nm \cdot 423{,}15\ K} = 0{,}0125\ mol$$

$$M = \frac{1{,}5\ g}{0{,}0125\ mol} = \underline{\mathbf{120\ g/mol}}$$

14. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $\qquad$ T = 7 °C + 273,15 °C = 280,15 K
$M(N_2)$ = 28,0 g/mol

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{72 \cdot 10^5 N \cdot 0{,}060\ m^3 \cdot K \cdot mol}{m^2 \cdot 8{,}314\ Nm \cdot 280{,}15\ K} = 185{,}5\ mol$$

m = n · M = 185,5 mol · 28 g/mol = 5194 g = **<u>5,2 kg Stickstoff</u>**

15. $M(C_8H_{18})$ = 8 · 12 g/mol + 18 · 1 g/mol = 114 g/mol
Q = 47,9 kJ/g
$\Delta U°$ = –47,9 kJ/g · 114 g/mol **= –5460,6 kJ/mol**

$\Delta H° = \Delta U° + p \cdot \Delta V = \Delta U° + \Delta n \cdot R \cdot T$

$C_8H_{18}(l) + 12{,}5\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(l)$
$\Rightarrow$ Stoffmengenänderung der gasförmigen Komponenten:
Δn = 8 mol – 12,5 mol = –4,5 mol

$\Delta H°$ = –5460600 J/mol + (–4,5) mol · 8,314 J/(K·mol) · 298 K
= –5471750 J/mol **= –5471,75 kJ/mol**

Berechnung der Standardbildungsenthapie $\Delta H°_f(C_8H_{18})$:
$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

$$\Delta H^0 = 8 \cdot \Delta H_f^0(CO_2) + 9 \cdot \Delta H_f^0(H_2O) - \left(12{,}5 \cdot \Delta H_f^0(O_2) + 1 \cdot \Delta H_f^0(C_8H_{18})\right)$$
$$= 8 \cdot (-393{,}5) + 9 \cdot (-285{,}85) - \left(12{,}5 \cdot 0 + 1 \cdot \Delta H_f^0(C_8H_{18})\right)$$

auflösen nach $\Delta H°_f(C_8H_{18})$:

$$\Delta H_f^0(C_8H_{18}) = 8 \cdot \Delta H_f^0(CO_2) + 9 \cdot \Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H^0$$

$\Delta H°_f(C_8H_{18})$ = –5720,65 – (–5471,75) **= –248,9 kJ/mol**

16. Die vom System aufgenommene Wärmemenge ist größer als die Änderung der inneren Energie, weil ein Teil der Wärmemenge beim Übergang von der festen in die gasförmige Phase für die Volumenarbeit benötigt wird:
$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$

17. $\Delta H = Q =$ **<u>+ 660 J</u>**
$p \cdot \Delta V = W = -140$ J
$\Delta U = Q + W = +660$ J – 140 J = **<u>+ 520 J</u>**

18. $M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}0$ g/mol + 16,0 g/mol = 18,0 g/mol

$\Delta H = +334{,}1$ J/g $\Rightarrow$ Umrechnung von J/g in J/mol

$$\Delta S_{Sys} = \frac{\Delta H}{T} = \frac{334{,}1\,J/g \cdot 18{,}0\,g/mol}{273{,}15\,K} = 22{,}0\,\frac{J}{mol \cdot K}$$

<u>Entropiegewinn</u> beim Phasenübergang von Eis zu Wasser

Hinweis zur Vorzeichenkonvention:

Für die Entropieänderung in der **Umgebung** gilt stattdessen: $\Delta S_{Umg} = -\frac{\Delta H}{T}$

19.

	C	+	H_2O	$\rightarrow$	CO	+	H_2
$\Delta H°_f$:	0		–241,8		–110,5		0

$\Delta H°$ = –110,5 kJ/mol – (–241,8) kJ/mol = 131,3 kJ/mol (endotherm)

1 t Kohle = 10^6 g M(C) = 12 g/mol

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10^6\ g}{12\ g/mol} = 8{,}33 \cdot 10^4\ mol$$

$\Delta H°$ (ges.) = n · $\Delta H°$
= $8{,}33 \cdot 10^4$ mol · 131,3 kJ/mol = $1{,}09 \cdot 10^7$ kJ = **<u>10,9 GJ</u>**

20. Rauminhalt V_{ges} = 3,5 m · 3 m · 2,5 m = 26,25 m^3

$V(CH_4)$ = 26,25 m^3 · 0,05 = 1,31 m^3

Ausgangsstoffmenge Methan unter Standardbedingungen:
p · V = n · R · T T = 25 °C + 273,15 °C = 298,15 K

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10^5 N \cdot 1{,}31\ m^3 \cdot K \cdot mol}{m^2 \cdot 8{,}314\ Nm \cdot 298{,}15\ K} = 52{,}85\ mol$$

$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

$\Delta H°_f(CH_4) = -74{,}8$ kJ/mol
$\Delta H°_f(O_2) = 0$ kJ/mol
$\Delta H°_f(CO_2) = -393{,}5$ kJ/mol
$\Delta H°_f(H_2O) = -241{,}8$ kJ/mol

$\Delta H° = 2 \cdot (-241{,}8) + (-393{,}5) - (-74{,}8) = -802{,}3$ kJ pro Gleichung
Da nur 1 mol CH_4 in der Gleichung eingesetzt wird gilt:
$\Delta H°(CH_4) = -802{,}3$ kJ/mol

$\Delta H°(\text{ges.}) = n \cdot \Delta H°(CH_4) = 52{,}85 \text{ mol} \cdot -802{,}3 \text{ kJ/mol} = -42402$ kJ

Die Reaktion ist molzahlbeständig, d.h. die Stoffmenge der Gase vor und nach der Reaktion ist gleich. Eine Druckveränderung durch die Stoffmengenänderung der beteiligten Gase entfällt also. Die Druckerhöhung ist nur durch die freigesetzte Reaktionswärme und den daraus resultierenden Temperaturanstieg verursacht. Da alle im Raum befindlichen Gase erhitzt werden, muss die Gesamtstoffmenge n_{ges} (vor der Reaktion) berechnet werden.

$$n_{ges} = \frac{p \cdot V_{ges}}{R \cdot T} = \frac{10^5 \text{N} \cdot 26{,}25 \text{ m}^3 \cdot \text{K} \cdot \text{mol}}{\text{m}^2 \cdot 8{,}314 \text{ Nm} \cdot 298{,}16 \text{ K}} = 1059 \text{ mol}$$

$Q = C_V \cdot \Delta T \cdot n_{ges} = -\Delta H° = 42402$ kJ

$$\Delta T = \frac{Q}{C_V \cdot n_{ges}} = \frac{42{,}402 \cdot 10^6 \text{ J}}{24{,}8 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 1059 \text{ mol}} = 1614{,}50 \text{ K}$$

$T = T_0 + \Delta T = 298{,}15 \text{ K} + 1614{,}50 \text{ K} = 1912{,}65 \text{ K}$

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1059 \text{ mol} \cdot 8{,}314 \text{ Nm} \cdot 1912{,}65 \text{ K}}{26{,}25 \text{ m}^3 \cdot \text{K} \cdot \text{mol}} = 641526 \text{ Pa} = \underline{\mathbf{6{,}4\ bar}}$$

21. $K\underline{Mn}O_4$: + 7, Kalium immer + 1 (Alkalimetall) , Sauerstoff –2
$\underline{P_4}O_{10}$: + 5, Sauerstoff –2
$\underline{Cl_2}$: 0, da elementar
$\underline{Cr}O_2$ + 4, Sauerstoff –2
$H_2\underline{O_2}$ –1, Peroxid, Wasserstoff + 1
$Zn(\underline{N}O_3)_2$ + 5, Zink immer + 2, Sauerstoff –2,
auf Indizierung achten !
$\underline{Si}HCl_3$ + 2, Wasserstoff + 1, Chlor –1
$Ba\underline{H_2}$: –1, Barium immer + 2 (Erdalkalimetall)
$K_2\underline{S}O_3$: + 4, Kalium immer + 1 (Alkalimetall), Sauerstoff –2
$Na_2\underline{O_2}$: –1, Natriumperoxid, Natrium immer + 1 (Alkalimetall)
$\underline{N_2}O$: + 1, Sauerstoff –2
$\underline{N}O_3^-$: + 5, Sauerstoff –2, auf Außenladung des Ions achten!
$\underline{Fe_2}$: 0, da elementar
$Na_3\underline{Fe}F_6$: + 3, Natrium immer + 1 (Alkalimetall), Fluor immer –1

$\underline{Fe}_3O_4$: + 2,67, Eisen(II,III)-oxid, Mischkristall aus $FeO \cdot Fe_2O_3$, d. h. ein Drittel der Eisenionen ist 2-wertig, zwei Drittel sind 3-wertig; die Oxidationszahl ist nur eine Hilfsgröße und kann deshalb von den tatsächlichen Ladungen abweichen; hier ist es der Mittelwert.

$\underline{S}O_3$: + 6, Sauerstoff –2

Hinweis: Oxidationszahlen werden mit den jeweiligen Indices multipliziert. Werden alle so erhaltenen Produkte aufsummiert, muss das Ergebnis gleich der Außenladung sein. Bei allen oben angegebenen Verbindungen außer NO_3^- ist die Außenladung 0. **Beispiel $Zn(\underline{N}O_3)_2$**: (+ 2) + 2* (**+ 5**) + 2* 3* (–2) = 0
+ 5 ist die oben gesuchte Oxidationszahl des Stickstoffes. In diesem Fall hätte die Gleichung dann folgendes Aussehen: (+ 2) + 2* **x** + 2* 3* (–2) = 0
Nach **x** aufgelöst erhält man + 5.

22. a) Übertragen Sie folgende Stoffbezeichnungen in Formeln:

Mangan: Mn	Chromtrioxid: CrO_3
Eisen(II)-sulfid: FeS	Kupfer(I)-oxid: Cu_2O
Calciumoxid: CaO	Aluminiumsulfat: $Al_2(SO_4)_3$
Chrom(VI)-oxid: CrO_3	Kupfer(II)-chlorid: $CuCl_2$
Diantimontrioxid: Sb_2O_3	Siliciumdioxid: SiO_2

b) Welche Oxidationszahlen tragen die Metalle?

$\overset{0}{Mn}$, $\overset{+6}{Cr}O_3$, $\overset{+2}{Fe}S$, $\overset{+1}{Cu_2}O$, $\overset{+2}{Ca}O$, $\overset{+3}{Al_2}(SO_4)_3$, $\overset{+6}{Cr}O_3$, $\overset{+2}{Cu}Cl_2$, $\overset{+3}{Sb_2}O_3$, $\overset{+4}{Si}O_2$

23. a) $2\,\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_3}^{2-} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} \rightarrow 2\,\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}^{2-} + 2\,\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$

$2 \cdot (+\,e^-)$

$-2e^-$

b) $\overset{+3}{Cr_2}\overset{-2}{O_3} + \overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_3} \rightarrow 3\,\overset{+4}{Cr}\overset{-2}{O_2}$ *(Komproportionierung)*

$(-e^-) \cdot 2$ $(+\,2e^-)$

c)

$2\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_4} + 6\overset{+1}{K}\overset{-1}{I} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} \rightarrow \overset{+3}{Cr_2}(\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4})_3 + 3\overset{0}{I_2} + 5\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

$(+\,3e^-) \cdot 2$

$2 \cdot (-e^-) \cdot 3$

24. a) Indirekte Reduktion mit Kohlenmonoxid:
$3\ Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2\ Fe_3O_4 + CO_2$

b) Direkte Reduktion mit (feinteiligem) Kohlenstoff:
$FeO + C \rightarrow Fe + CO$

25. Phosphorsäure, H_3PO_4, dissoziiert in: H^+/H_3O^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}

26.

Base:	HSO_4^-	H_2O	NO_3^-	NH_3	S^{2-}
Name:	**Hydrogen-sulfat**	**Wasser**	**Nitrat**	**Ammoniak**	**Sulfid**
korresp. Säure:	**H_2SO_4**	**H_3O^+**	**HNO_3**	**NH_4^+**	**HS^-**
Name:	**Schwefelsäure**	**Hydronium**	**Salpetersäure**	**Ammonium**	**Hydrogensulfid**

27.

Säure:	HCl	HSO_4^-	H_2S	NH_4^+	H_2O
Name:	**Salzsäure**	**Hydrogen-sulfat**	**Schwefel-wasserstoff**	**Ammonium**	**Wasser**
korresp. Base:	**Cl^-**	**SO_4^{2-}**	**HS^-**	**NH_3**	**OH^-**
Name:	**Chlorid**	**Sulfat**	**Hydrogensulfid**	**Ammoniak**	**Hydroxid**

28. $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$
S_1 **B_2** **S_2** **B_1**

29. (*Skript S. 111, Kap. 8.6)*

NH_4Cl	Na_2CO_3	Na_2S	NaCl
sauer	basisch	basisch	neutral

30. a) **0,007 m Salzsäure:** HCl, starke Säure $\Rightarrow$ pH = $-\lg c_0$
pH = $-\lg 0{,}007$ = **2,15**

b) **0,5 m Kalilauge:** KOH, starke Base (s. Tabelle bei OH^- !)
$\Rightarrow$ pOH = $-\lg c_0$
pOH = $-\lg 0{,}5$ = 0,30
pH = 14 – 0,30 = **13,70**

c) **0,25 m Kohlensäure:** H_2CO_3, schwache Säure, pK_a = 6,52
$\Rightarrow$ pH = $\frac{1}{2}(pK_a - \lg c_0)$
pH = $\frac{1}{2}(6{,}52 - \lg 0{,}25)$ = **3,56**

d) **0,08 m Kalkwasser:** $Ca(OH)_2$, starke Base (OH^-), **2-wertig!**
$\Rightarrow c_0 = c(OH^-) = 2 \cdot 0{,}08$ m = 0,16 m
pOH = $-\lg 0{,}16$ = 0,80
pH = 14 – 0,80 = **13,20**

e) **0,003 m Schwefelsäure:** H_2SO_4, starke Säure, **2-wertig!**,
$\Rightarrow c_0 = c(H_3O^+) = 2 \cdot 0{,}003$ m = 0,006 m
pH = $-\lg 0{,}006$ = **2,22**

f) **1 m Ammoniakwasser:** NH_3, schwache Base, $pK_b = 4{,}75$
$\Rightarrow pOH = ½(pK_b - \lg c_0)$
$pOH = ½(4{,}75 - \lg 1) =$ **2,375**
$pH = 14 - 2{,}375 =$ **11,625**

g) **0,1 m Ameisensäure:** HCOOH, schwache Säure, $pK_a = 3{,}75$
$\Rightarrow pH = ½(pK_a - \lg c_0)$
$pH = ½(3{,}75 - \lg 0{,}1) =$ **2,375**

h) **0,001 m Phosphorsäure:** H_3PO_4, schwache Säure, $pK_a = 1{,}96$
$\Rightarrow pH = ½(pK_a - \lg c_0)$
$pH = ½(1{,}96 - \lg 0{,}001) =$ **2,48**

31. 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: Wasserstoffionenemfänger (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.

32. Hartes Wasser enthält Ca^{2+}- und Mg^{2+}-Ionen.
Wasserhärte wird darüberhinaus nach den vorhandenen Anionen eingeteilt in

– temporäre Härte: HCO_3^- (Hydrogencarbonat), die sich durch Erhitzen beseitigen lässt. $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$

– permanente Härte: mit allen anderen Anionen, z. B. Cl^-, SO_4^{2-}, NO_3^-.

33. Härtewirksam sind Ca^{2+}- und Mg^{2+}-Ionen.
Deren Gesamtkonzentration beträgt 2,3 mmol/l.
M(CaO) = 40,1 g/mol + 16,0 g/mol = 56,1 g/mol bzw. mg/mmol

Rechnerische CaO-Masse auf 1 Liter Wasser bezogen:
$m = n \cdot M = 2{,}3\ \text{mmol} \cdot 56{,}1\ \text{mg/mmol} = 129{,}0\ \text{mg CaO}$

Wasserhärte: $\dfrac{129{,}0\ \text{mg CaO}}{10\ \text{mg CaO/°dH}} = 12{,}9\ °\text{dH}$

Ergänzender Hinweis: Nach DIN 38409 ist dieses Wasser in den Härtebereich 2, weich, einzuordnen. Hierzu reicht bereits die Kenntnis der Konzentration $c(Ca^{2+} + Mg^{2+}) = 2{,}3$ mmol/l. Weiteres im Skript S. 117f.

34. a) schwer löslich (wie AgCl)
b) leicht löslich (wie alle Nitrate)
c) schwer löslich
d) leicht löslich (wie NaCl)

e) schwer löslich (wie alle Hydoxide außer Alkali- und zum Teil Erdalkalihydoxide)
f) leicht löslich (wie alle Nitrate)

35. $L(Ca_3(PO_4)_2) = 2{,}0 \cdot 10^{-29}\ mol^5/l^5 = [Ca^{2+}] \cdot [Ca^{2+}] \cdot [Ca^{2+}] \cdot [PO_4^{3-}] \cdot [PO_4^{3-}]$
$= [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

$$c = \sqrt[5]{2{,}0 \cdot 10^{-29}\ \frac{mol^5}{l^5}} = 1{,}82 \cdot 10^{-6}\ mol/l$$

36. $L(CaSO_4) = 9{,}1 \cdot 10^{-6}\ mol^2/l^2 \cdot$
$[Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 9{,}1 \cdot 10^{-6}\ mol^2/l^2$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{9{,}1 \cdot 10^{-6}\ mol^2/l^2}{10^{-5}\ mol/l} = 0{,}91\ mol/l$$

$\Rightarrow c > 0{,}91\ mol/l$

37. a) 0,9 % = 0,9 g/100 ml = 9 g/l
M(NaCl) = 23,0 g/mol + 35,5 g/mol = 58,5 g/mol

$$n = \frac{m}{M} = \frac{9\ g}{58{,}5\ g/mol} = 0{,}154\ mol \Rightarrow c(NaCl) = 0{,}154\ mol/l$$

wegen der Dissoziation: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ muss die berechnete NaCl-Konzentration in die osmotisch wirksame Konzentration korrigiert werden. Abgeschätzt wird der van't Hoff-Faktor demgemäß zu i = 2, lt. Aufgabenstellung beträgt er jedoch empirisch ermittelt nur 1,86.
$\Rightarrow c = c(NaCl) \cdot i = 0{,}154\ mol/l \cdot 1{,}86 = 0{,}2864\ mol/l = 286{,}4\ mol/m^3$

$\Pi = c \cdot R \cdot T = 286{,}4\ mol/m3 \cdot 8{,}314\ Nm/(mol \cdot K) \cdot 310\ K = 738{,}2\ kPa$
$= 7{,}38\ bar$

b) Glucose löst sich molekular, d. h. der van't Hoff-Faktor i = 1

$$c = \frac{\Pi}{R \cdot T} = \frac{738{,}2 \cdot 10^3\ N/m^2}{8{,}314\ Nm/mol \cdot K \cdot 310\ K} = 286{,}4\ mol/m^3 = 0{,}2864\ mol/l$$

Da der osmotische Druck nur von der gelösten Stoffmenge abhängt, wird dieselbe Konzentration an Einzelteilchen erhalten, wie unter a):
$c(C_6H_{12}O_6) = c(Na^+) + c(Cl^-)$

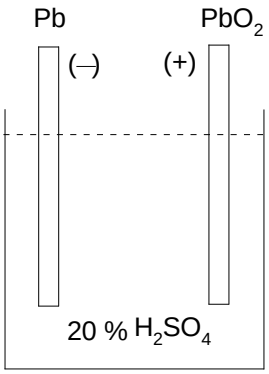
38. Die molare Leitfähigkeit bezieht sich auf die in der Lösung vorhandene Stoffmenge, d. h. die Teilchenzahl. Natrium und Magnesium stehen im Periodensystem unmittelbar nebeneinander, sind also hinsichtlich ihrer Masse und Größe in etwa vergleichbar. Wesentlich ist hier der Ladungsunterschied von Na^+ und Mg^{2+}, d. h. dass ein Mg^{2+}-Ion doppelt so viel Ladung transportiert wie ein Na^+-Ion. Dadurch besitzt das Magnesiumion die doppelte molare Leitfähigkeit.

39. Beschleunigt oder ermöglicht eine Reaktion durch Absenken der Aktivierungsenergie, beeinflusst nicht das chemische Gleichgewicht (Ausbeute) *(Skript S. 99f, Kap. 7.4)*

$$N_2 + 3\,H_2 \xrightarrow{Fe} 2\,NH_3$$
$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \xrightarrow{Pt/Rh} 4\,NO + 6\,H_2O$$
$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2\,SO_3$$

40. a) verzinktes Blech: Zink ist unedler als Eisen und wirkt als Opferanode ⇒ Korrosionsschutz bis die Zinkschicht verbraucht ist
b) Weißblech (verzinnt): Zinn ist edler als Eisen, bei Beschädigung wird Eisen leichter oxidiert als Zinn ⇒ Lochfraß
c) verkupfertes Blech: Kupfer ist edler als Eisen, bei Beschädigung wird Eisen leichter oxidiert als Kupfer ⇒ Lochfraß

41.



Kathode (Reduktion) :
$4\,H_3O^+ + SO_4^{2-} + PbO_2 + 2\,e^- \rightarrow PbSO_4 + 6\,H_2O$

Anode (Oxidation):
$Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2\,e^-$

Gemäß der Reaktionsgleichungen wird beim Entladevorgang Schwefelsäure verbraucht; die H_2SO_4-Konzentration und die **Dichte** der Elektrolytflüssigkeit sinken. ⇒ Dichtemessung

42. <u>Spannungsreihe</u>: 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).

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

<u>Elektrolyt</u>: Eine durch Ionen leitfähige Flüssigkeit

43. $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$
$Pt + Cu^{2+} \rightarrow$ ./.

44. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $\qquad T = 25\,°C + 273{,}15\,°C = 298{,}15$ K

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10^5\ \text{Pa} \cdot 0{,}150\ \text{m}^3}{8{,}314\ \text{J/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298{,}15\ \text{K}} = 6{,}051\ \text{mol}$$

bei 80 % Wirkungsgrad: $n' = n \cdot \eta = 6{,}051\ \text{mol} \cdot 0{,}8 = 4{,}841\ \text{mol}\ H_2$

Faraday-Konstante $F = 96500$ C/mol (1-wertig)

1 mol H_2 entspricht 2 F

$\Rightarrow$ Ladung Q = n' · 2 F = 4,841 mol · 193000 C/mol = 934313 C

t = 1 h = 3600 s 1 C = 1 As

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{934313\ As}{3600\ s} = \underline{\mathbf{259,5\ A}}$$

45. M(Zn) = 65,4 g/mol $ZnSO_4$ enthält Zn^{2+} $\Rightarrow$ 2-wertig
F = 96500 C/mol(1-wertig)

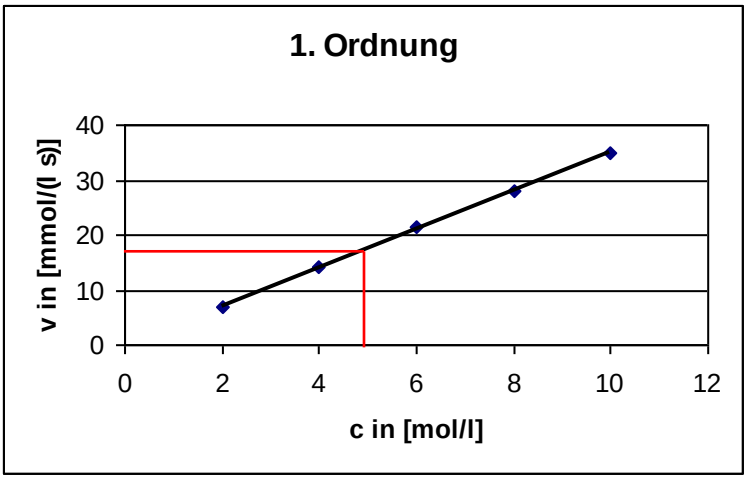
$$n = \frac{m}{M} = \frac{5\ g}{65,4\ g/mol} = 0,0765\ mol\ Zink$$

n = 0,0765 mol · 2 = 0,153 mol Elektronen

Q = n · F = 0,153 mol · 96500 C/mol = 14764,5 C

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{14764,5\ As}{15\ A} = 984,3\ s = \underline{\mathbf{16,4\ min}}$$

46.



Aus dem Diagramm wird abgelesen:
v(5 mol/l) = 17,7 mmol/(l·s) = v_0 bei 35 °C
RGT: pro 10 °C ≈ Faktor 2
$\Rightarrow$ bei 20 °C Temperatur<u>differenz</u> ≈ Faktor 4, bei einer Reaktionstemperatur von 15 °C statt 35 °C $\Rightarrow$ ¼

$$\Rightarrow v \approx \frac{v_0}{4} = \frac{17,7\ mmol/(l \cdot s)}{4} = \underline{\mathbf{4,4\ mmol/(l{\cdot}s)}}$$

47. $v = k \cdot c^2$
$\Rightarrow$ bei 5-facher Konzentration steigt die Geschwindigkeit auf das 25-fache (5^2)

v = 8 mol/(l·s) · 25 = 200 mol/(l·s) = v_0 bei 95 °C
RGT: pro 10 °C ≈ Faktor 2
$\Rightarrow$ bei 30 °C Temperatur<u>differenz</u> ≈ Faktor 8 (= 2^3), bei einer Reaktionstemperatur von 65 °C statt 95 °C $\Rightarrow$ ⅛

$$\Rightarrow v \approx \frac{v_0}{8} = \frac{200\ mol/(l \cdot s)}{8} = \underline{\mathbf{25,0\ mmol/(l{\cdot}s)}}$$

48. a) $H_2SO_4 + 2\ NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$

b) $H_2SO_4 + Na_2SO_4 \rightarrow 2\ NaHSO_4$

c) $CuSO_4 + 2\ NH_3 + 2\ H_2O \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + (NH_4)_2SO_4$
(mit <u>wenig</u> Ammoniakwasser steht die <u>basische</u> Wirkung im Vordergrund:
$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + \mathbf{OH^-}$*)*

d) $AlCl_3 + 3\ AgNO_3 \rightarrow 3\ AgCl\downarrow + Al(NO_3)_3$

e) $CuSO_4 + 4\ NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]SO_4$ *(in Gegenwart von <u>viel</u> Ammoniakwasser steht die <u>komplexierende</u> Wirkung im Vordergrund)*

f) $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$

g) $FeCl_3 + 3\ NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3\ NaCl$

h) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$

i) $3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + NO$

j) $AlCl_3 + 4\ NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4] + 3\ NaCl$

k) $Fe_2O_3 + 2\ Al \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$

l) $Cu + 4\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2\uparrow + 2\ H_2O$

m) $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$

n) $Al_2(SO_4)_3 + 3\ BaCl_2 \rightarrow 3\ BaSO_4\downarrow + 2\ AlCl_3$

o) $Cl_2 + 3\ H_2O \rightarrow Cl^- + ClO^- + 2\ H_3O^+$
vereinfacht: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$

p) $KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$

q) $MgO + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

r) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

s) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

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