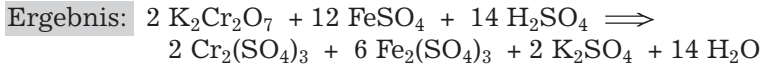
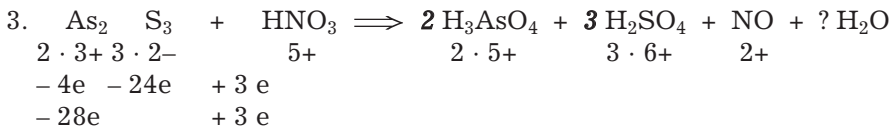


Die Berechnung chemischer Mengen

6. Schritt: Anzahl der Sauerstoffatome (**außer Sulfat!**) links und rechts überprüfen. (Hier auf beiden Seiten 14, links enthaltend, im Dichromat, rechts im Wasser):



Beispiel 2: Arsen(III)-sulfid wird in konzentrierter Salpetersäure gelöst, wobei Stickstoffmonoxid als Endprodukt der Salpetersäure entsteht (die Schritte 1 bis 6 siehe Beispiel 1)



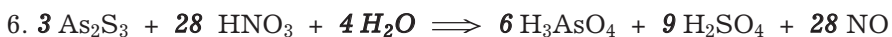
Arsen liegt links des Reaktionspfeils in der Oxidationsstufe 3+ vor, rechts in 5+. Arsen verliert also 2e. Da das Molekül As_2S_3 zwei Atome Arsen enthält, verliert es $2 \cdot 2e = -4e$. Gleiches gilt für den Schwefel. Die Oxidationsstufe verändert sich von 2- auf 6+, also um -8e. Drei Atome Schwefel sind im Molekül enthalten, somit erhält man -24e. Insgesamt ergibt sich für As_2S_3 das Ergebnis $-4e - 24e = -28e$.



Mit den als Änderung ermittelten Zahlen werden die Reaktionspartner auf der linken Seite kreuzweise multipliziert. Nun müssen die Mengen auf der rechten Seite angeglichen werden. $3 \text{As}_2\text{S}_3$ enthält $3 \cdot 2 = 6$ Arsenatome. Rechts sind somit $6 \text{H}_3\text{AsO}_4$ aufzuführen. Gleiches gilt für den Schwefel. Der Einsatz von 9 Schwefelatomen links führt zu einer Ausbeute von 9 Schwefelatomen rechts. Mit dem Stickstoff wird genau so verfahren.

Nun müssen noch die Wasserstoffatome (Schritt 5) und Sauerstoffatome (Schritt 6) ausgeglichen werden.

5. 28 Protonen links, dagegen 36 Protonen rechts, die fehlenden Wasserstoffatome werden links durch 4 Wassermoleküle ersetzt:

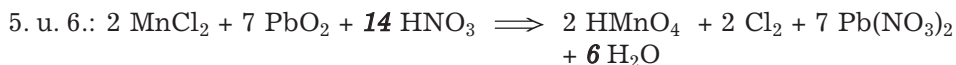
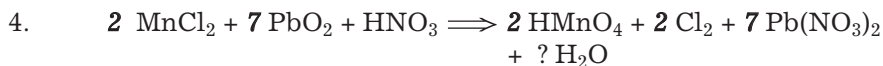
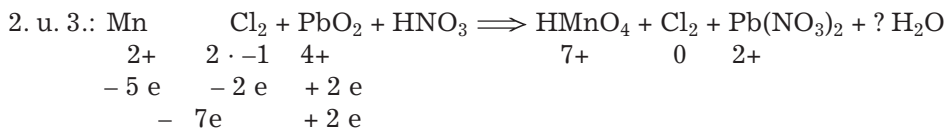


Kontrolle aller Sauerstoffatome: 84 + 4 links und 24 + 36 + 28 rechts, jeweils 88, stimmt !



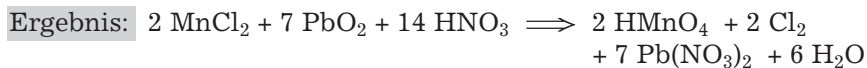
12

Beispiel 3: Mangan(II)-chlorid wird in konzentrierter Salpetersäure mit Blei(IV)-oxid umgesetzt



Kontrolle der Sauerstoffatome (ohne Nitrat, da dieses nur zur Salzbildung benötigt wird!)

14 Sauerstoffatome links und 8 + 6 rechts, jeweils 14, stimmt !



Übungsaufgaben zur Aufstellung von Red-Ox-Gleichungen

- 1.1.1 Eine schwefelsaure Lösung von Eisen(II)-oxalat wird mit einer Wasserstoffperoxidlösung umgesetzt.
- 1.1.2 In eine schwefelsaure Kaliumpermanganatlösung wird konzentrierte Salzsäure gegeben.
- 1.1.3 Natriumthiosulfatlösung wird durch eine Mischung aus Aluminiumpulver und Salzsäure reduziert, wobei als Endprodukte Dihydrogensulfid (Schwefelwasserstoff) und Aluminiumchlorid entstehen.
- 1.1.4 Chrom(III)-chlorid wird in eine Mischung von Natronlauge und Wasserstoffperoxid gegeben.
- 1.1.5 Elementares Kupfer wird in verdünnter Salpetersäure gelöst, wobei Stickstoffmonoxid als Reduktionsprodukt der Salpetersäure entsteht.
- 1.1.6 Arsen(V)-sulfid wird von ammoniakalischer Wasserstoffperoxidlösung vollständig gelöst.
- 1.1.7 Zinndioxid wird mit Schwefel und Natriumcarbonat einer Schmelze unterzogen, dabei entstehen lösliches Natriumthioantennat, Schwefeldioxid und Kohlendioxid.
- 1.1.8 Eine Kaliumpermanganatlösung wird durch Zugabe von Natriumoxalat in neutraler Lösung reduziert.

1.2 Modellrechnung zur Stöchiometrie

Alle an einer Reaktion beteiligten Stoffe lassen sich genau berechnen, wenn die Stoffe eindeutig und vollständig miteinander entsprechend einer chemischen Gleichung reagieren.

Die Gleichung



besagt: 1 mol Mangandioxid reagiert mit 4 mol Hydrogenchlorid zu 1 mol Mangan(II)-chlorid, 1 mol Chlor und 2 mol Wasser.

Oder anders formuliert: 86,94 g Mangandioxid reagieren mit 145,84 g Hydrogenchlorid zu 125,84 g Mangan(II)-chlorid, 70,91 g Chlor(gas) und 36,03 g Wasser.

Da normalerweise nicht ganzzahlige Mole der Verbindungen miteinander reagieren, sondern Bruchteile oder das Mehrfache eines Mols, wird folgender Rechenansatz gebildet:

$$\frac{m_{\text{MnO}_2}}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M(4 \text{HCl})} = \frac{m_{\text{MnCl}_2}}{M(\text{MnCl}_2)} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(2 \text{H}_2\text{O})}$$

Dieser Rechenansatz basiert auf der Tatsache, dass sich die Massen m der beteiligten Stoffe zueinander verhalten wie ihre molaren Massen M laut Reaktionsgleichung.

Die Modellrechnung wird in Form eines übersichtlichen Rechenansatzes geschrieben, indem unter jedem beteiligten Stoff der Reaktion ein Bruch formuliert wird, der

im Zähler die Masse des reinen Stoffes der Verbindung (in Gramm) und **im Nenner das Vielfache der molaren Masse der Verbindung** laut Reaktionsgleichung enthält.

Die so gebildeten Brüche sind gleichzusetzen und die jeweils unbekanntes Größen zu berechnen.

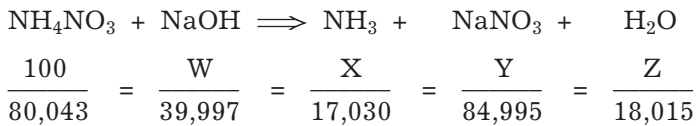
Die in den Aufgaben benutzte Angabe »Prozent« entspricht nach den Ausführungen DIN 1310.6 dem »Massenanteil in Prozent«. So hat eine Mischung von 5 g Natriumchlorid (m_i) in 100 g Gesamtmasse (m) einen Massenanteil (m_i/m) von $w_i = 0,05$ oder einen Massenanteil von 5 Prozent ($w_i = 5\%$). Dieser Massenanteil in Prozent wird umgangssprachlich – aber leider nicht korrekt – als Konzentrationsangabe »Prozent (m/m)« bezeichnet.

Der Begriff »Konzentration« darf – nach der genannten DIN – nur im Zusammenhang mit einem Volumen benutzt werden (so genannte Massenkonzentration β_i (Quotient aus Masse und Volumen)).

Diese Vorgabe berücksichtigt inzwischen auch das Arzneibuch seit der Ausgabe 1997. Die Angaben des Gehaltes von Reagenzlösungen werden mithilfe dieser Massenkonzentration β_i vorgenommen. Beispiel: Salzsäure, verdünnte R, enthält $73 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1} \text{HCl}$.

Bei der Berechnung unter Beteiligung von Lösungen darf grundsätzlich nur die **Masse des** in dem Volumen **gelösten Stoffes** einbezogen werden, wie Beispiel 2 und 3 zeigen.

Beispiel 1: 100 g reines Ammoniumnitrat werden in der Wärme mit reinem Natriumhydroxid umgesetzt. Wie viel g Natriumhydroxid benötigt man, wie viel g Ammoniak, wie viel g Natriumnitrat und wie viel g Wasser entstehen?



W = 49,969 g NaOH; X = 21,277 g NH₃; Y = 106,19 g NaNO₃; Z = 22,507 g H₂O

[Die Kontrolle ergibt, dass die Masse der Ausgangsprodukte gleich der Masse der Endprodukte ist: 100,0 + 49,969 = 21,277 + 106,19 + 22,507.]

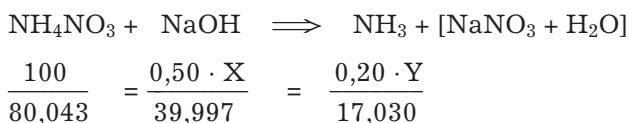
Beispiel 2: 100 g reines Ammoniumnitrat werden mit Natronlauge ($w(\text{NaOH}) = 0,50$; Dichte = 1,5253 g/ml) versetzt. Das entweichende Ammoniakgas wird in Wasser aufgefangen, so dass eine Ammoniaklösung ($w(\text{NH}_3) = 0,20$; Dichte = 0,9229 g/ml) entsteht (molare Massen siehe Beispiel 1)

Frage 1: Wie viel **g** Natronlauge ($w = 0,50$ oder 50 %) sind für die Umsetzung erforderlich und wie viel **g** Ammoniaklösung ($w = 0,20$ oder 20 %) entstehen ?

Frage 2: Wie viel **ml** Natronlauge ($w = 0,50$ oder 50 %) sind für die Umsetzung erforderlich und wie viel **ml** Ammoniaklösung ($w = 0,20$ oder 20 %) entstehen ?

Frage 3: Wie viel **g** Wasser sind zum Auffangen des Ammoniaks erforderlich, damit eine Ammoniaklösung entsteht, die einen Massenanteil von genau 20 % aufweist?

Berechnung der Massen (Frage 1):



16

Anmerkung: Im Zähler des Rechenansatzes wird die Masse des Natriumhydroxids und des Ammoniaks jeweils als Produkt aus Massenanteil der reinen Verbindung und der Masse der gesamten Lösung formuliert.

X = 99,938 g Natronlauge ($w = 50\%$);

Y = 106,38 g Ammoniaklösung ($w = 20\%$)

Berechnung der Volumina (Frage 2):

$$\begin{array}{rcccl} \text{NH}_4\text{NO}_3 + & \text{NaOH} & \Longrightarrow & \text{NH}_3 & + [\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}] \\ \frac{100}{80,043} = & \frac{0,50 \cdot V_x \cdot 1,5253}{39,997} & = & \frac{0,20 \cdot V_y \cdot 0,9229}{17,030} \end{array}$$

Anmerkung: Im Zähler des Rechenansatzes wird die Masse des reinen Natriumhydroxids und des Ammoniaks jeweils als Produkt aus Massenanteil der reinen Verbindung und der Masse der Lösung formuliert, die Masse der Lösung wiederum ist das Produkt aus dem Volumen dieser Lösung (ml) und der Dichte (g/ml) dieser Lösung.

$V_x = 65,52$ ml Natronlauge ($w = 50\%$); $V_y = 115,27$ ml Ammoniaklösung ($w = 20\%$)

V_x bedeutet: Es werden 65,52 ml einer Natronlauge mit einem **Massenanteil von 50%** an reinem NaOH benötigt. **Achtung!** Der Massenanteil w_i von 50% besagt **nicht**, dass es sich um eine Lösung von 50 g NaOH in 100 ml Lösung handelt! Diese Natronlauge enthält weit mehr reines NaOH (denke an die Dichte von 1,5253 g/ml)! 100 ml Natronlauge ($w = 50\%$) wiegen 152,53 g; 50% davon sind 76,27 g reines NaOH! 65,52 ml dieser Natronlauge enthalten demnach 49,97 g reines NaOH; das entspricht auch der in Beispiel 1 berechneten Masse ($W = 49,969$ g NaOH).

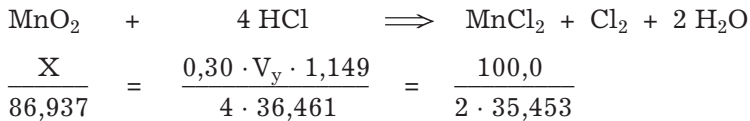
Um Fehler auszuschließen, ist es erforderlich, bei allen Berechnungen grundsätzlich die Massen in Gramm anzugeben und die beteiligten Volumina mithilfe der jeweiligen Dichte immer in die entsprechenden Massen umzurechnen.

Berechnung der Wassermenge (Frage 3):

Bei der Umsetzung entstehen 106,38 g der Ammoniaklösung ($w = 20\%$). Davon sind 0,80 Massenanteile Wasser:

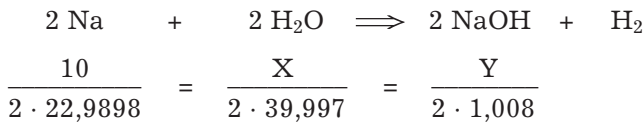
$0,80 \cdot 106,38 = 85,104$ g Wasser. In diese Wassermenge ist der Ammoniak (21,277 g – siehe Beispiel 1) einzuleiten: 85,104 g Wasser + 21,277 g Ammoniak ergeben wieder 106,38 g Gesamtmasse. Damit ist der Massenanteil an Ammoniak 0,20 (21,277 g von insgesamt 106,38 g) oder 20 Prozent.

Beispiel 3: Zur Herstellung von Chlorgas ($M(\text{Cl}_2) = 35,453 \text{ g/mol}$) wird Salzsäure ($M(\text{HCl}) = 36,461 \text{ g/mol}$) zu reinem Mangandioxid gegeben. Wie viel ml Salzsäure ($w = 30 \%$; Dichte = $1,149 \text{ g/ml}$) und wie viel g Mangandioxid ($M(\text{MnO}_2) = 86,937 \text{ g/mol}$) sind erforderlich, um $100,0 \text{ g}$ Chlor(gas) zu erhalten?



$$X = 122,6 \text{ g Mangandioxid} \quad V_y = 596,7 \text{ ml Salzsäure } (w = 30 \%)$$

Beispiel 4: Welchen Massenanteil in Prozent an Natriumhydroxid ($M(\text{NaOH}) = 39,997 \text{ g/mol}$) hat eine Lösung, die durch Umsetzung von $10,0 \text{ g}$ elementarem Natrium ($M(\text{Na}) = 22,9898 \text{ g/mol}$) in 50 g Wasser entsteht? (Verluste an Wasserdampf treten nicht auf.)



$$X = 17,397 \text{ g NaOH}; Y = 0,438 \text{ g Wasserstoff}$$

Die Gesamtmasse der Lösung ist die Masse an Wasser und der des Natriums, abzüglich der Masse an Wasserstoff, das sind $60,0 \text{ g} - 0,438 \text{ g} = 59,562 \text{ g}$. Daraus ergibt sich ein Massenanteil an Natriumhydroxid ($17,397 \text{ g NaOH}$ in $59,562 \text{ g}$ Gesamtmasse) von $w(\text{NaOH}) = 0,292$ oder von $29,2 \text{ Prozent}$:

Der Dreisatz: $\frac{100}{59,526} = \frac{Z}{17,397}$; Z entspricht dem Massenanteil in Prozent.

Beispiel 5: Welchen Massenanteil in Prozent an Kaliumhydroxid ($M(\text{KOH}) = 56,109 \text{ g/mol}$) hat eine Kaliumhydroxidlösung, wenn 120 g reines Kaliumoxid ($M(\text{K}_2\text{O}) = 94,203 \text{ g/mol}$) in $400,0 \text{ g}$ Wasser gelöst werden?

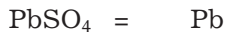
18



$$\frac{120}{94,203} = \frac{w_x \cdot 520}{2 \cdot 56,109}$$

$$w(\text{KOH}) = 0,2749 \text{ oder } 27,49 \%$$

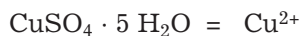
Beispiel 6: Die qualitative Untersuchung von Glucose ergibt eine Verunreinigung mit Bleiionen. Bei der Bestimmung der **Sulfat-*asche*** erhält man einen Rückstand von 34 mg PbSO_4 ($M(\text{PbSO}_4) = 303,25 \text{ g/mol}$) bei einer Einwaage von 1,818 g an Glucose. Welchen Massenanteil an Blei ($M(\text{Pb}) = 201,19 \text{ g/mol}$ in Prozent hat die untersuchte Glucose?



$$\frac{0,034}{303,25} = \frac{w_x \cdot 1,818}{201,19}$$

$$w(\text{Pb}) = 0,0124 \text{ oder } 1,24 \%$$

Beispiel 7: Wieviel g reines Kupfer(II)-sulfat-pentahydrat ($M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,68 \text{ g/mol}$) sind einzuwiegen, wenn diese Menge an Kupfersalz mit Wasser zu 100,0 ml gelöst wird (Lösung a und danach 10,0 ml der Lösung a nochmals zu 1000,0 ml verdünnt werden und diese so erhaltene Lösung b einen Gehalt von 10 ppm an Kupferionen ($M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ g/mol}$) aufweisen soll?



$$\frac{X \text{ (in mg !)}}{10 \cdot 249,68} = \frac{1 \cdot 10}{63,54}$$

$$X = 392,95 \text{ mg CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \text{ sind einzuwiegen.}$$

Da tatsächlich nur 1/10 der Lösung a (10,0 ml von insgesamt 100,0 ml und damit nur **1/10 der gesamten Einwaage** des Kupfersulfats) zur Herstellung der gewünschten Standardlösung verwendet werden, muss im Rechenansatz dieser Verdünnungsschritt von **10 im Nenner links** (molare Masse des Kupfersulfats) berücksichtigt werden. Auf der **rechten** Seite der Gleichung stehen im Zähler das **Volumen der Standardlösung in Litern** und ihre **Konzentration in ppm** ($1 \cdot 10$). Somit ergibt das Produkt im Zähler die Masse an Kupfer in mg!

Es ist hier zweckmäßig aufgrund der kleinen Massen mit Milligramm statt mit Gramm zu rechnen.

Anmerkung: Die in der chemischen Literatur verwendete Abkürzung ppm (parts per million = 1 : 1 000 000) ist eine massenbezogene Größe. Sie wird als Massenanteil (m_i/m) oder – leider nicht ganz korrekt – als Massenkonzentration (Masse je Volumen: m_i/V) verwendet. So entspricht

1 ppm 1 mg eines Stoffes je 1 000 000 mg (= 1 kg) Gesamtmasse.

Andere Angaben sind z. B.: μg je g oder ng je mg.

Da 1 l Wasser nahezu 1 kg Wasser entspricht, wird die Angabe ppm auch als Konzentrationsangabe »Masse je Volumen« (Massenkonzentration) verwendet, z. B. mg/l, $\mu\text{g}/\text{ml}$ oder ng/ μl . Als Konzentrationsangabe erhält man dann:

1 ppm entspricht der Masse von 1 mg eines Stoffes in 1 Liter Lösung.

Aus praktischer Sicht ist die Angabe als Massenkonzentration sinnvoll, da den Standardlösungen immer Teilvolumina entnommen werden, die dann in den entnommenen Volumina eine bestimmte **Masse des Standards** enthalten.

Beispiel 8: Wie viel g reines Kaliumnitrat ($M(\text{KNO}_3) = 101,11 \text{ g/mol}$) sind einzuwiegen, wenn diese Menge an Kaliumnitrat mit Wasser zu 500,0 ml gelöst wird (Lösung a) und danach 10,0 ml dieser Lösung a nochmals zu 100,0 ml verdünnt werden und diese so erhaltene Standardlösung b einen Gehalt von **100 ppm an Nitrationen** ($M(\text{NO}_3) = 62,00 \text{ g/mol}$) aufweisen soll?

Das Volumen der Standardlösung b beträgt 100 ml = 0,1 Liter; von Lösung a werden nur 1/50 der Lösung (und damit der Einwaage) verdünnt: Faktor 50 im Nenner links!

$$\begin{aligned} \text{KNO}_3 &= \text{NO}_3^- \\ \frac{X \text{ (in mg !)}}{50 \cdot 101,11} &= \frac{0,1 \cdot 100}{62,00} \end{aligned}$$

X = 815,4 mg KNO_3 sind einzuwiegen.

Übungsaufgaben zur Stöchiometrie

Alle für die Berechnung der Aufgabe notwendigen Angaben (molare Masse, Dichte der Lösungen, Konzentrationen) sind im Aufgabentext angegeben. Bei der Angabe der molaren Masse wurde eine Kurzschreibweise gewählt, bei der nach dem Kürzel M auf die Wiedergabe der chemischen Formel verzichtet wurde, wenn die Aussage eindeutig ist. Die Ergebnisse wurden auf drei Ziffern gerundet.

- 1.2.1 Wie viel g reines Kupfer ($M = 63,54 \text{ g/mol}$) und wie viel ml Schwefelsäure ($M = 98,078 \text{ g/mol}$; $w = 92 \%$; Dichte = $1,824 \text{ g/ml}$) sind in der Wärme miteinander umzusetzen, um 100 g Schwefeldioxid ($M = 64,063 \text{ g/mol}$) zu erhalten?
- 1.2.2 Welchen Massenanteil an Phosphorsäure ($M = 97,995 \text{ g/mol}$) in Prozent hat eine Lösung, die durch die Reaktion von 50 g Phosphorpentoxid ($M = 141,945 \text{ g/mol}$) mit 100 g Wasser entsteht?
- 1.2.3 80 g reines Aluminium ($M = 26,982 \text{ g/mol}$) werden in Natriumhydroxidlösung ($w = 20 \%$) vollständig gelöst. Wie viel g Wasserstoff ($M(\text{H}_2) = 2,0159 \text{ g/mol}$) entstehen und wie viel ml der Natriumhydroxidlösung ($M(\text{NaOH}) = 39,997 \text{ g/mol}$; Dichte = $1,219 \text{ g/ml}$) sind dazu erforderlich?
- 1.2.4 Welchen Massenanteil an Wasserstoffperoxid ($M = 34,015 \text{ g/mol}$) in Prozent hat nach dem Abtrennen des Niederschlages die erhaltene Lösung, die durch Umsetzung von $10,0 \text{ g}$ reinem Bariumperoxid ($M = 169,34 \text{ g/mol}$) mit $200,0 \text{ g}$ Schwefelsäure ($w = 10 \%$) entsteht? [Der Niederschlag ist Bariumsulfat ($M = 233,40 \text{ g/mol}$).]
- 1.2.5 a) Wie viel mg reines Natriumchlorid ($M = 58,443 \text{ g/mol}$) sind mit Wasser zu $1000,0 \text{ ml}$ zu lösen, damit diese Lösung eine Massenkonzentration an Natrium ($M = 22,9898 \text{ g/mol}$) von 50 ppm (mg/l) aufweist?
b) Welche Stoffmengenkonzentration an Natrium in mmol/l hat diese Lösung?
c) Welche Massenkonzentration an Chlorid ($M = 35,453 \text{ g/mol}$) in ppm hat diese Lösung?
- 1.2.6 $0,330 \text{ g}$ Arsen(III)-oxid ($M = 197,84 \text{ g/mol}$) werden in 20 ml verdünnter Natriumhydroxidlösung gelöst; diese Lösung wird mit Wasser zu $1000,0 \text{ ml}$ aufgefüllt. $2,0 \text{ ml}$ dieser Lösung werden nochmals zu $100,0 \text{ ml}$ verdünnt.
Welche Massenkonzentration in ppm (mg/l) an Arsen ($M = 74,922 \text{ g/mol}$) hat die erhaltene Lösung?
- 1.2.7 Zur Herstellung einer Kalibrierlösung für die Atomabsorptionsspektrometrie werden $20,0 \text{ ml}$ einer Calciumstandardlösung (500 ppm) und $10,0 \text{ ml}$ einer Magnesiumstandardlösung (200 ppm) gemischt und diese Lösung zu $250,0 \text{ ml}$ verdünnt. ($M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$; $M(\text{Mg}) = 24,312 \text{ g/mol}$)

- a) Welche Massenkonzentration an Calcium und an Magnesium in ppm hat die entstandene Lösung?
- b) Welcher Stoffmengenkonzentration an Calcium und an Magnesium jeweils in mmol/l entspricht dies?
- 1.2.8 Bei der Grenzprüfung auf Sulfat werden 3,3 g eines Arzneistoffes zu 100,0 ml gelöst. 10,0 ml dieser Lösung dürfen bei der Grenzprüfung nach dem Verdünnen auf 15 ml und Zusatz von Bariumchlorid nicht stärker getrübt sein als 15 ml einer Sulfat-Vergleichslösung (10 ppm), die entsprechend der Arzneistofflösung behandelt wird. Welchen maximalen Massenanteil an Sulfat in ppm hat der untersuchte Arzneistoff?

1.3 Das Mischen von Lösungen

Die Herstellung einer Lösung von bestimmter Konzentration zählt zu den häufigsten Grundoperationen im Labor. Zwei Rechenansätze, Mischungsformel und Mischungskreuz, helfen beim Errechnen der benötigten Anteile. Die Rechnungen beziehen sich immer auf das Mischen von gleichartigen Lösungen, die miteinander in jedem Verhältnis mischbar sind.

Grundsätzlich gilt:

Es ist stets mit der Masse der Lösung zu rechnen, niemals mit dem Volumen!

Die Mischungsformel

Werden zwei Lösungen von bekannter Konzentration und Menge gemischt, so kann mit der Mischungsformel die Konzentration der neu entstandenen Mischung berechnet werden.

Die Formel lautet:

$$\frac{(w_1 \cdot m_1) + (w_2 \cdot m_2) + (w_3 \cdot m_3) + \dots}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} = w_x$$

w_1, w_2, w_3, \dots = Massenanteil des betreffenden Stoffes

m_1, m_2, m_3, \dots = Masse der jeweiligen Lösung

w_x = Massenanteil des Stoffes in der Mischung

Beispiel 1: Zu 28,6 kg Wasser werden 8,2 kg einer Kaliumchloridlösung ($w = 12\%$), 12,8 kg einer Kaliumchloridlösung ($w = 18\%$), 14,2 kg einer Kaliumchloridlösung ($w = 21\%$) und 2,6 kg reines Kaliumchlorid gegeben. Welchen Massenanteil an Kaliumchlorid in Prozent hat die Mischung?

Anmerkung: Es ist stets mit der Masse der Lösung zu rechnen! Die Masse des reinen Stoffes wird als Produkt aus Massenanteil und Masse der Lösung angegeben.

$$\frac{0,12 \cdot 8,2 + 0,18 \cdot 12,8 + 0,21 \cdot 14,2 + 2,6 + 0 \cdot 28,6}{8,2 + 12,8 + 14,2 + 2,6 + 28,6} = \frac{8,834}{66,4} = w(\text{KCl})$$

$w(\text{KCl}) = 0,133$. Die entstandene Lösung enthält 13,3 % Kaliumchlorid.

Beispiel 2: Mischen von Volumina: Dichte beachten! Folgende Mengen an Schwefelsäure werden gemischt:
 5,5 Liter Schwefelsäure ($w = 92\%$; Dichte = 1,824 g/ml)
 5,5 Liter Schwefelsäure ($w = 54\%$; Dichte = 1,435 g/ml)
 4,0 Liter Schwefelsäure ($w = 15\%$; Dichte = 1,102 g/ml)
 Welchen Massenanteil an Schwefelsäure (in Prozent) hat die entstandene Mischung?

Die jeweilige Masse an reiner Schwefelsäure errechnet sich aus dem Produkt aus Massenanteil, Volumen und Dichte.

$$\frac{(0,92 \cdot 5,5 \cdot 1,824) + (0,54 \cdot 5,5 \cdot 1,435) + (0,15 \cdot 4,0 \cdot 1,102)}{(5,5 \cdot 1,824) + (5,5 \cdot 1,435) + (4,0 \cdot 1,102)} = \frac{14,152}{22,332} = w(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,634 \text{ oder } 63,4\%$$

Bei der Addition der Einzelvolumina erhält man ein Gesamtvolumen von 15 Litern. Wie aus der Literatur zu entnehmen, weist Schwefelsäure ($w = 63,4\%$) eine Dichte von 1,5347 g/ml auf. Die Summe des Nenners ergibt die Gesamtmasse der Schwefelsäuremischung: 22,332 kg. Ist die Dichte bekannt, kann das Volumen errechnet werden:

$22,332 \text{ (kg)} : 1,5347 \text{ (kg/l)} = 14,55 \text{ l}$. Das Gesamtvolumen beträgt **nicht** wie oben errechnet **15 Liter**. Dieser **Volumenverlust** (»Volumenschwund«), der beim Mischen von Lösungen unterschiedlicher Konzentrationen entsteht und hier immerhin 3 Prozent beträgt, erfordert **grundsätzlich das Berechnen der Konzentration von Mischungen mithilfe der jeweiligen Massen der einzelnen Lösungen**, da sonst das erhaltene Ergebnis falsch ist!

Beispiel 3: Mischen von Volumina: Dichte beachten! 500 ml Ethanol ($w = 90\%$, der Rest ist Wasser) mit einer Dichte von 0,8179 g/ml werden mit 500 ml Wasser gemischt. Welchen Massenanteil an Ethanol hat die entstandene Mischung?

$$\frac{(0,9 \cdot 500 \cdot 0,8179) + (0 \cdot 500)}{(500 \cdot 0,8179) + 500} = \frac{368,1}{908,95} = w(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})$$

$$w(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0,405 \text{ oder } 40,5\%$$

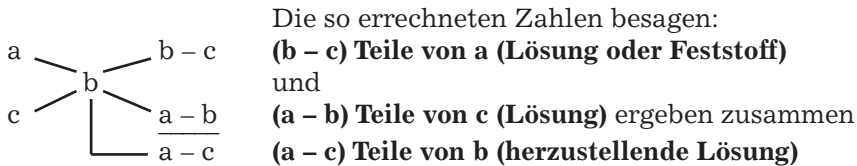
Beim Mischen von Ethanol darf ebenfalls nicht mit dem Volumen gerechnet werden. Das oben genannte Ethanol ($w = 90\%$) hat – korrekt bezeich-

24

net – einen **Volumenanteil (φ_i)** an Ethanol von 93,3 % oder $\varphi_i = 0,933$. (Die Ethanoltabelle des Arzneibuchs gibt den Gehalt dieses Ethanols auf zwei Arten an: 93,3 % (V/V) entsprechen der Angabe 90,05 % (m/m).) Bei Zusatz der gleichen Menge Wasser (hier 500 ml) müsste die erhaltene Lösung theoretisch einen Volumenanteil an Ethanol von $93,3 : 2 = 46,65$ % aufweisen. Tatsächlich hat aber das erhaltene Ethanol-Wasser-Gemisch einen Volumenanteil an Ethanol von 47,9 %! Der Massenanteil dieses Ethanols beträgt, wie oben errechnet, 40,5 %. Auch hier kommt es zu einem Volumenschwund, da die Veränderung der Konzentration nicht linear mit der Veränderung der Dichte verläuft.

Das Mischungskreuz

Soll aus zwei gleichartigen Lösungen (a und c) eine Mischung b hergestellt werden, deren Konzentration zwischen denen der Lösungen a und c liegt, ist folgendes Mischungskreuz anzuwenden:

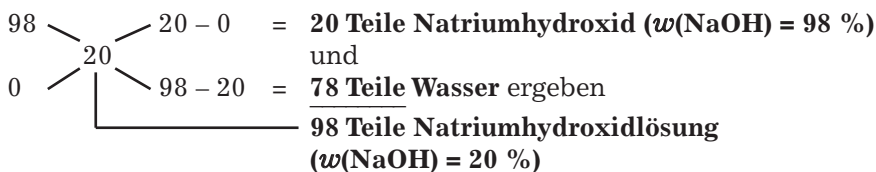


Links stehen die beiden Konzentrationen der Lösungen, die zur Verfügung stehen, a und c. In die Mitte wird die gewünschte/herzustellende Konzentration geschrieben, b. Nun wird voneinander subtrahiert.

Die so errechneten **Teile sind Verhältniszahlen der zu mischenden Massen**, jedoch keine **absoluten Massenangaben** und vor allem **keine Volumenangaben!**

In dem Mischungskreuz können a, b und c als Massenanteile oder als Massenanteile in Prozent eingesetzt werden, nicht aber Massenkonzentrationen oder Volumenkonzentrationen.

Beispiel 1: Wie viel g Natriumhydroxid ($w(\text{NaOH}) = 98\%$; der Rest ist Wasser) und wie viel g Wasser sind zu mischen, um 1 000 ml einer Natriumhydroxidlösung ($w = 20\%$; Dichte = 1,219 g/ml) zu erhalten?



Von den drei Angaben der jeweiligen Teile ist die Masse der Natriumhydroxidlösung bekannt: 1 219 g (Produkt aus Volumen und Dichte: 1000 ml · 1,219 g/ml = 1 219 g).

Somit ist **1 Teil = 1 219 : 98 = 12,439 g**.

Daraus ergibt sich, dass

20 Teile von a · 12,439 g = **248,8 g Natriumhydroxid ($w = 98\%$)**
und 78 Teile von c · 12,439 g = **970,2 g Wasser** zu mischen sind.

Gegenprobe: Die Gesamtmasse beträgt 1219,0 g, stimmt.

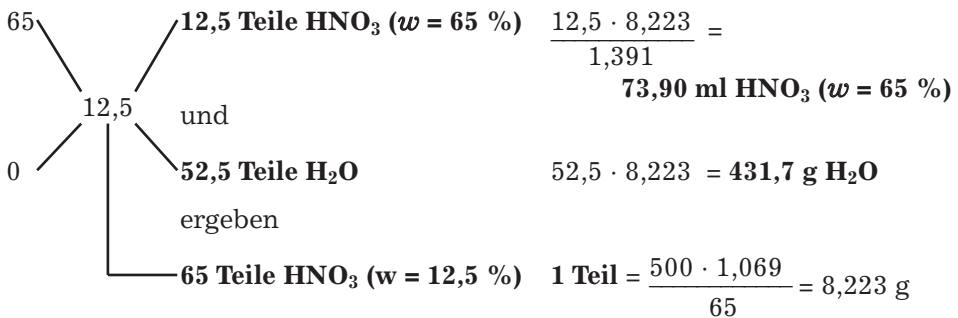
26

Diese Aufgabe ist auch mit der Mischungsformel zu berechnen. Da hier insgesamt 1 219 g der Natriumhydroxidlösung ($w = 20\%$) hergestellt werden sollen, lautet der Rechenansatz:

$$\frac{0,98 \cdot X + 0 \cdot (1\,219 - X)}{X + (1\,219 - X)} = 0,20$$

X = 248,8 g Natriumhydroxid ($w = 98\%$), der Rest von 1 219 g ist Wasser.

Beispiel 2: Aus einer Salpetersäure ($w = 65\%$; Dichte = 1,391 g/ml) sollen durch Zusatz von Wasser 500 ml einer Salpetersäure ($w = 12,5\%$; Dichte = 1,069 g/ml) hergestellt werden. Wie viel ml der Salpetersäure und wie viel g Wasser sind zu mischen?



*Zu beachten sind hier die unterschiedlichen Dichten! Zunächst werden die insgesamt entstehenden Teile der zu mischenden Lösung bestimmt: 12,5 + 52,5 = 65 Teile Salpetersäure ($w = 12,5\%$). 65 Teile entsprechen hier in der Aufgabe 500 ml. 500 ml Salpetersäure ($w = 12,5\%$) wiegen insgesamt (Volumen · Dichte) $500 \cdot 1,069 \text{ g/ml} = 534,5 \text{ g}$. Teilt man diese Masse nun durch 65, so erhält man das Gewicht eines Teils, hier 8,223 g. Dies ist wichtig, da die errechneten Zahlen im Mischungskreuz **Teile** angeben und **nicht die absolute Masse!** Die Teile werden also mit 8,223 multipliziert. Unbedingt ist auch hier die Dichte zu berücksichtigen! Die Dichte der Salpetersäure ($w = 65\%$) von 1,391 g/ml steht daher im Nenner. Dadurch erhält man das Volumen der Salpetersäure ($w = 65\%$).*

Gegenprobe: 73,9 ml der Salpetersäure ($w = 65\%$) entsprechen 102,8 g; darin sind $0,65 \cdot 102,8 \text{ g} = 66,82 \text{ g}$ reine Salpetersäure enthalten. Die Gesamtmasse der Salpetersäuremischung beträgt, wie oben errechnet, 534,5 g. Diese Mischung enthält 66,82 g reine Salpetersäure: dies entspricht einem Massenanteil von 0,125 oder 12,5 %.

Übungsaufgaben

Die Ergebnisse sind auf 3 Ziffern gerundet.

- 1.3.1 Wie viel g (oder wie viel ml) Ethanol ($w = 94,7 \%$; Dichte = $0,805 \text{ g/ml}$) und wie viel g Wasser sind zu mischen, um 1000 ml Ethanol ($\varphi = 60 \%$; $w = 52,1 \%$) zu erhalten? [Das herzustellende Ethanol-Wasser-Gemisch entspricht der Arzneibuchangabe: Ethanol 60% (V/V) entsprechend $52,1 \%$ (m/m)]
- 1.3.2 Wie viel ml Schwefelsäure ($w = 92 \%$; Dichte = $1,824 \text{ g/ml}$; $c = 17,11 \text{ mol/l}$) und wie viel g Wasser sind zu mischen, damit 1000 ml einer Schwefelsäure ($w = 25 \%$; Dichte = $1,178 \text{ g/ml}$; $c = 3,0 \text{ mol/l}$) erhalten werden?
- 1.3.3 Zur Herstellung von 500 g einer Salzsäure ($w = 10 \%$) stehen eine konzentrierte Salzsäure ($w = 35,8 \%$) und eine verdünnte Salzsäure ($w = 7,3 \%$) zur Verfügung.
Welche Mengen der beiden Salzsäuren sind zu mischen?
- 1.3.4 100 g Lactose-Monohydrat werden in 900 g Wasser gelöst. Welchen Massenanteil an Lactose enthält die resultierende Lösung?
($M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \text{H}_2\text{O}) = 360,3 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$)
- 1.3.5 200 g Wasser werden zur Erhöhung der Dichte mit 15 g Natriumchlorid und 5 g Kaliumchlorid versetzt. Die Dichte dieser Mischung beträgt dann $1,063 \text{ g/ml}$.
- Welchen Massenanteil an Natrium- und an Kaliumchlorid hat die Lösung?
 - Welche Stoffmengenkonzentration an Chlorid in mol/l hat die Lösung?
 - Welcher Massenkonzentration an Chlorid in g/l entspricht dies?
($M(\text{NaCl}) = 58,443 \text{ g/mol}$; $M(\text{KCl}) = 74,555 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$)

1.4 Berechnungen zur Maßanalyse (Volumetrie)

Konzentrationsangabe bei Maßlösungen

Die bei der Titration eingesetzte Maßlösung enthält eine bestimmte Stoffmengenkonzentration c des betreffenden Reagenzes, so z.B. 1, 0,5 oder 0,1 mol je Liter (oder mmol je ml). Da nach der DIN 32 625 »Stoffmenge und davon abgeleitete Größen« die Verwendung der Begriffe »Normalität« und »Molarität« nicht mehr zulässig ist, wird zur Angabe der Konzentration folgende – vereinfachte – Darstellung gewählt: Salzsäure (0,1 mol/l). Dies entspricht der Angabe des Arzneibuches (Ph. Eur. 1997); korrekt müsste nach der DIN die Angabe lauten: Salzsäure, $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$.

Bei der Angabe der Konzentration einer Maßlösung wird die Anzahl der tatsächlich wirksamen Teilchen, z.B. Wasserstoffionen, Hydroxidionen oder Oxidations-/Reduktionsäquivalente, von vornherein in die Konzentrationsangabe einbezogen. So enthält eine Salzsäure (1 mol/l) je Volumenteil die gleiche Anzahl an reaktionsfähigen Wasserstoffionen wie eine Schwefelsäure (0,5 mol/l), da Schwefelsäure als zweiwertige Säure je Teilchen im Vergleich zu Chlorwasserstoff die doppelte Anzahl an Wasserstoffionen zur Verfügung stellt. Beide Lösungen haben die gleiche Stoffmengenkonzentration von 1 mol/l an reaktionsfähigen Wasserstoffionen [$c(\text{H}^+) = 1 \text{ mol/l}$]. Gleiches gilt bei der Konzentrationsangabe von Maßlösungen für Red-Ox-Titrationen. So ist eine Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l) einer Cer(IV)-nitratlösung (0,1 mol/l) oder einer Kaliumdichromatlösung (0,01667 mol/l) äquivalent, vorausgesetzt es wird in saurer Lösung titriert. Die tatsächliche Stoffmenge an Oxidations-/Reduktionsäquivalenten (Stoffmenge an »übertragbaren Elektronen«) ergibt sich aus der angegebenen Konzentration des Stoffes in der Maßlösung multipliziert mit der Äquivalentzahl z^*_{ML} (Änderung seiner Oxidationszahl) entsprechend der ablaufenden chemischen Reaktion.

Danach gilt für

- KMnO_4 ($z^*_{\text{ML}} = 5$): $c = 0,02 \text{ mol/l} \cdot 5 = 0,1 \text{ mol/l}$ an »übertragbaren Elektronen«
- $\text{Ce}(\text{NO}_3)_4$ ($z^*_{\text{ML}} = 1$): $c = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 1 = 0,1 \text{ mol/l}$ an »übertragbaren Elektronen«
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: ($z^*_{\text{ML}} = 6$): $c = 0,0167 \text{ mol/l} \cdot 6 = 0,1 \text{ mol/l}$ an »übertragbaren Elektronen«.

Diese Äquivalentzahl z^*_{ML} ist neben der Konzentration c der Maßlösung Bestandteil der Berechnung.

Die Herstellung einer Maßlösung auf einen genau dezimalen Bruchteil der Konzentration, z.B. auf exakt 0,1000 mol/l, wäre viel zu arbeitsaufwändig. Daher wird eine Maßlösung so hergestellt, dass die Konzentration z. B. etwa 0,1 mol/l beträgt. Das Arzneibuch erlaubt dabei eine Abweichung um höchstens ± 10 Prozent. Die Abweichung von diesem exakten Wert wird mit einem Faktor F korrigiert. So ist die Stoffmengenkonzentration einer

Salzsäure (0,1 mol/l; $F = 1,057$) tatsächlich 0,1057 mol/l (Produkt aus c und F). F ist demnach dimensionslos und kann entfallen, wenn exakt die tatsächliche Stoffmengenkonzentration angegeben wird.

Auch bei der Angabe des Faktors wurde abweichend von der DIN 32625 verfahren. Diese DIN definiert den Quotienten der Stoffmengenkonzentration einer Maßlösung (Ist-Wert) und der angestrebten Stoffmengenkonzentration derselben Lösung (Soll-Wert) als Titer t . Da auch im Arzneibuch weiterhin der Begriff »Faktor« benutzt wird, ist dieser Begriff beibehalten worden.

Ist die Herstellung einer Maßlösung mit dem Faktor 1,000 erforderlich, so kann dies durch Verdünnen einer Lösung erreicht werden, deren Faktor größer als 1 ist.

Es gilt folgende Formel (V ist das Volumen der jeweiligen Lösung in ml):

$$V_1 \cdot c_1 \cdot z_{ML(1)}^* \cdot F_1 = V_2 \cdot c_2 \cdot z_{ML(2)}^* \cdot F_2 \quad [\text{Formel 1}]$$

Beispiel 1: Mit wie viel ml Wasser sind 500 ml einer Natronlauge (1 mol/l; $F = 1,098$) zu verdünnen, damit eine Natronlauge (1,00 mol/l) erhalten wird?

Der Rechenansatz berücksichtigt, dass das Volumen der konzentrierteren Lösung eine bestimmte Teilchenzahl (hier mmol an Hydroxidionen) enthält, die sich nach dem Verdünnen in der Lösung befindet, die die gewünschte Konzentration aufweisen soll. z_{ML}^ ist jeweils gleich 1.*

Eingesetzt in die Formel 1 gilt:

$$500 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \cdot 1,098 = (500 + x) \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \cdot 1,00$$

x = 49 ml Wasser

Beispiel 2: Wie viel ml einer Salzsäure ($w = 36 \%$; $c = 11,64$ mol/l) sind erforderlich, um 1 Liter einer Salzsäure (2,0 mol/l) herzustellen? (z_{ML}^* ist auch hier jeweils 1 und kann entfallen.)

Es gilt: $x \text{ ml} \cdot 11,64 \text{ mmol/ml} = 1000 \text{ ml} \cdot 2,0 \text{ mmol/ml}$

$$x = 171,8 \text{ ml Salzsäure } (w = 36 \%)$$

Anmerkung: In diesem Fall wäre es erforderlich, den Faktor der Lösung durch eine Titration zu ermitteln, da eine exakte Dosierung des errechneten Volumens praktisch nicht zu realisieren ist.

Berechnungen von Titrationsen

Mit der Titration soll die Masse der zu bestimmenden Substanz ermittelt werden, nicht die Teilchenzahl. Somit ist das Volumen V der verbrauchten Maßlösung und deren Konzentration (einschließlich des Faktors) mit der molaren Masse der zu bestimmenden Substanz zu multiplizieren. Dabei ist zu berücksichtigen, wie sich die Substanz während der Titration selbst chemisch verändert (z.B. die Anzahl der übertragenen Wasserstoffionen, der übertragenen Elektronen je Teilchen). Für die Äquivalentzahl des Analyten gilt: z^*_{AN} ; für die der Maßlösung : z^*_{ML} . Die molare Masse der zu analysierenden Substanz ist durch die entsprechende Äquivalentzahl z^*_{AN} zu dividieren.

Da sowohl für die Maßlösung als auch für die zu bestimmende Substanz (Analyt) jeweils die Äquivalentzahl z^* in die Rechnung einzubeziehen ist, muss zwischen den beiden Größen unterschieden werden.

So ist z.B. bei der Bestimmung von Calciumhydroxid mit Salzsäure:

$z^*_{AN} = 2$, da 1 Teilchen $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mit 2 Protonen reagiert,

$z^*_{ML} = 1$, da 1 Teilchen HCl nur 1 Proton abgibt;

von Oxalsäure mit Natronlauge:

$z^*_{AN} = 2$, da 1 Teilchen $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ 2 Protonen abgibt,

$z^*_{ML} = 1$, da 1 Teilchen NaOH nur 1 Proton aufnimmt;

von Eisen(II)-sulfat mit Kaliumpermanganat (in saurer Lösung):

$z^*_{AN} = 1$, da 1 Teilchen Fe^{2+} 1 Elektron abgibt,

$z^*_{ML} = 5$, da 1 Teilchen Kaliumpermanganat 5 Elektronen aufnimmt;

von Zinn(II)-chlorid mit Kaliumbromat (in saurer Lösung):

$z^*_{AN} = 2$, da 1 Teilchen Sn^{2+} 2 Elektronen abgibt,

$z^*_{ML} = 6$, da 1 Teilchen Bromat 6 Elektronen aufnimmt.

Demnach errechnet sich die Masse m in mg an titrierter Substanz:

$$\frac{V \cdot c \cdot z^*_{ML} \cdot F \cdot M}{z^*_{AN}} = m \quad [\text{Formel 2}]$$

Eine Kontrolle der Einheiten ergibt folgendes Ergebnis (F , z^*_{AN} und z^*_{ML} sind **dimensionslos**):

V (ml) $\cdot c$ (mmol/ml) $\cdot M$ (mg/mmol) = mg, da sich ml und mmol jeweils herauskürzen.

Bei einer Titration soll nun der Massenanteil in Prozent einer Probe bestimmt werden. Zunächst ist die Substanz einzuwiegen (Einwaage E in mg) und in einem geeigneten Lösemittel zu lösen.

Der Massenanteil in Prozent der Probe errechnet sich dann nach folgender Gleichung:

$$\frac{V \cdot c \cdot z^*_{ML} \cdot F \cdot M \cdot 100}{z^*_{AN} \cdot E} = w_i \quad [\text{Formel 3}]$$

Nachdem die Probe in einem Lösemittel gelöst ist, gibt es zwei Möglichkeiten:

1. Für die Titration wird die Lösung insgesamt und somit die gesamte Einwaage verbraucht; damit ist das Volumen des Lösemittels unbedeutend.
2. Die Probelösung wird in mehrere (gleiche) Volumina unterteilt, um die Titration mit der gleichen Lösung wiederholen zu können. Dann muss die vorgenommene Aufteilung der gesamten Einwaage berücksichtigt werden. Wird z. B. die Probesubstanz in 100,0 ml gelöst und werden für die Titration nur 25,0 ml entnommen, ist der Verbrauch an Maßlösung in der obigen Gleichung mit 4 zu multiplizieren, da nur ein Viertel der tatsächlichen Einwaage bei der Titration umgesetzt wird.

Beispiel 1: Zur Bestimmung des Faktors einer Salzsäure (1 mol/l) werden 951,4 mg reines Kaliumhydrogencarbonat (Urter) eingewogen und in 50 ml Wasser gelöst. Zur Neutralisation werden 9,83 ml der Salzsäure verbraucht. Welchen Faktor hat die Maßlösung?

Kaliumhydrogencarbonat ($M = 100,12 \text{ g/mol}$) nimmt ein Wasserstoffatom auf, damit ist

$z^*_{AN} = 1$; z^*_{ML} ist ebenfalls 1.

Lösungsweg (Formel 2):

$$\frac{V \cdot c \cdot z^*_{ML} \cdot F \cdot M}{z^*_{AN}} = m$$

$$\frac{9,83 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \cdot F_x \cdot 100,12 \text{ mg/mmol}}{1} = 951,4 \text{ mg}$$

$$F_x = 0,967$$

Beispiel 2: Von 100,0 ml einer Salzsäure werden 20,0 ml entnommen. Diese werden von 18,65 ml einer Natriumhydroxidlösung (0,1 mol/l; $F = 1,035$) neutralisiert.

- a) Wie viel mg Chlorwasserstoff enthält die Salzsäure in 100,0 ml Lösung?
- b) Welche Stoffmengenkonzentration an Chlorwasserstoff in mmol/ml hat die Salzsäure?

32

Da Chlorwasserstoff ($M = 36,461 \text{ g/mol}$) ein Wasserstoffion abgibt und Natriumhydroxid ebenfalls ein Wasserstoffion aufnimmt, ist $z^*_{\text{ML}} = z^*_{\text{AN}} = 1$. Der zusätzliche Faktor 5 ergibt sich daraus, dass lediglich 20,0 ml von insgesamt 100,0 ml entnommen werden.

Lösungsweg für a (Formel 2):

$$\frac{V \cdot c \cdot z^*_{\text{ML}} \cdot F \cdot M}{z^*_{\text{AN}}} = m$$

$$\frac{5 \cdot 18,65 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \cdot 1,035 \cdot 36,461 \text{ mg/mmol}}{1} = m$$

$$m = 351,9 \text{ mg HCl}$$

Lösungsweg für b (Formel 1):

$$V_1 \cdot c_1 \cdot F_1 = V_2 \cdot c_2 \cdot F_2$$

$$18,65 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ mmol/ml} \cdot 1,035 = 20,0 \text{ ml} \cdot c_2$$

$$c(\text{HCl}) = 0,0965 \text{ mmol/l oder mol/l}$$

Die Salzsäure hat eine Stoffmengenkonzentration von 0,0965 mol/l oder unter Angabe des Faktors formuliert: Salzsäure (0,1 mol/l; $F = 0,965$).

Die Berechnung der Konzentration der Salzsäure basiert auf der Tatsache, dass ein Hydroxidteilchen einem Wasserstoffion äquivalent ist. Damit enthalten die 18,65 ml der Natronlauge (0,1 mol/l; $F = 1,035$) die gleiche Teilchenzahl an Hydroxidionen wie 20,0 ml der Salzsäure an Wasserstoffionen.

Ergebniskontrolle: Eine Salzsäure (0,0965 mol/l) enthält $0,0965 \text{ mol} \cdot 36,462 \text{ g/mol} = 3,519 \text{ g HCl}$ je Liter und damit nur 1/10 dieser Masse in 100 ml, dies entspricht 0,3519 g oder 351,9 mg Chlorwasserstoff.

Beispiel 3: 2,0 ml einer Natriumhydroxidlösung (Dichte = 1,109 g/ml) werden durch 5,32 ml einer Salzsäure (1 mol/l; $F = 1,043$) neutralisiert. Welchen Massenanteil an Natriumhydroxid ($M = 39,997 \text{ g/mol}$) in Prozent hat die untersuchte Natronlauge?

Berechnung wiederum mithilfe der Formel 3:

Beachte: In die Formel eingesetzt wird statt der Einwaage der Probe in mg das Produkt aus Volumen (ml) und Dichte (g/ml). Da dieses Produkt die **Masse in Gramm** ergibt, ist der Nenner um den Faktor 1 000 zu erweitern, um die **Masse in mg** zu erhalten!

$$\frac{V \cdot c \cdot z^*_{\text{ML}} \cdot F \cdot M \cdot 100}{E} = w_i$$

$$\frac{5,32 \text{ ml} \cdot 1,043 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \cdot 39,997 \text{ mg/mmol} \cdot 100}{1000 \text{ mg/g} \cdot 2,0 \text{ g/ml} \cdot 1,109 \text{ ml}} = w(\text{NaOH})$$

$$w(\text{NaOH}) = 10,0 \%$$

Alternative Berechnung mit Formel 1 (z^*_{ML} ist in beiden Fällen gleich 1):

$$V_1 \cdot c_1 \cdot F_1 = V_2 \cdot c_2 \cdot F_2$$

$$5,32 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml} \cdot 1,043 = 2,0 \text{ ml} \cdot c_2$$

$$c_x = 2,774 \text{ mmol/ml (dies entspricht mol/l)}$$

Daraus errechnet sich ein Gehalt von $2,774 \text{ mol/l} \cdot 39,997 \text{ g/mol} = 110,9 \text{ g NaOH}$ im **Liter**. Bei einer Dichte von $1,109 \text{ g/ml}$ entspricht dies einem Gehalt von **110,9 g Natriumhydroxid** in ($1000 \text{ ml} \cdot 1,109 \text{ g/ml}$) **1109 g Gesamtlösung** und damit einem Massenanteil von 10,0 Prozent an Natriumhydroxid.

Beispiel 4: Zur Herstellung einer Natriumhydroxidlösung ($0,1 \text{ mol/l}$) werden $4,10 \text{ g}$ Natriumhydroxid zu $1000,0 \text{ ml}$ mit Wasser verdünnt. $20,0 \text{ ml}$ dieser Lösung werden durch $20,63 \text{ ml}$ einer Salzsäure ($0,1 \text{ mol/l}$; $F = 0,986$) neutralisiert.

- Wie viel ml Wasser sind zu dem Rest der Natriumhydroxidlösung zu geben, damit die Konzentration exakt $0,100 \text{ mol/l}$ beträgt?
- Welchen tatsächlichen Massenanteil an Natriumhydroxid in Prozent hat das zur Herstellung der Lösung verwendete Natriumhydroxid?

Berechnung von a mit Formel 1 ($z^*_{\text{ML}(1)} = z^*_{\text{ML}(2)} = 1$ und kann entfallen):

$$V_1 \cdot c_1 \cdot F_1 = V_2 \cdot c_2 \cdot F_2$$

$$20,63 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ mmol/ml} \cdot 0,986 = 20,0 \text{ ml} \cdot c_2$$

$$c_x = 0,1017 \text{ mmol/ml (oder mol/l)}$$

Demnach ist zum Rest der Natriumhydroxidlösung folgende Wassermenge zuzugeben:

$$980 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mmol/ml} \cdot 0,1017 = (980 + x) \text{ ml} \cdot 0,100 \text{ mmol/ml}$$

$$x = 16,7 \text{ ml Wasser}$$

Zur Berechnung von b ist Formel 3 anzuwenden:

*Der Faktor 1 000 im Nenner berücksichtigt, dass die Einwaage in Gramm angegeben ist; der Faktor 50 im Zähler berücksichtigt, dass nur 20,0 ml der ursprünglich 1 000,0 ml titriert werden. Auch hier ist $z^*_{\text{ML}} = z^*_{\text{AN}} = 1$ und kann entfallen.*

34

$$\frac{V \cdot c \cdot (z^*_{\text{ML}}) \cdot F \cdot M \cdot 100}{(z^*_{\text{AN}}) \cdot E} = w_i$$

$$\frac{50 \cdot 20,63 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ mmol/ml} \cdot 0,986 \cdot 39,997 \text{ mg/mmol} \cdot 100}{1000 \text{ mg/g} \cdot 4,1 \text{ g}} = w(\text{NaOH})$$

$$w(\text{NaOH}) = 99,2 \%$$

Beispiel 5: 5,0 g iodiertes Speisesalz werden in Essigsäure gelöst und mit einem Überschuss an Bromwasser versetzt. Nach dem Entfernen des Bromüberschusses in der Wärme wird diese Lösung mit Kaliumiodid versetzt, mit verdünnter Salzsäure angesäuert und das ausgeschiedene Iod mit 8,15 ml einer Natriumthiosulfatlösung (0,005 mol/l) reduziert. Welchen Massenanteil an Kaliumiodid ($M = 166,01 \text{ g/mol}$) in Prozent hat das Speisesalz?

Lösungsweg (Formel 3):

*Das ursprünglich im Speisesalz enthaltene Kaliumiodid wird durch Brom zu Iodat oxidiert; dieses wiederum bildet in saurer Lösung Iod. Da ein ursprüngliches Iodidteilchen nach dieser Reaktion 6 Äquivalente Iod bildet, und diese 6 Äquivalente Iod von dem Natriumthiosulfat bei der Titration reduziert werden, ist in der Formel $z^*_{\text{AN}} = 6$.*

$$\frac{V \cdot c \cdot (z^*_{\text{ML}}) \cdot F \cdot M \cdot 100}{(z^*_{\text{AN}}) \cdot E} = w_i$$

$$\frac{8,13 \text{ ml} \cdot 0,005 \text{ mmol/ml} \cdot 166,01 \text{ mg/mmol} \cdot 100}{1000 \text{ mg/g} \cdot 6 \cdot 5,0 \text{ g}} = w(\text{KI})$$

$$w(\text{KI}) = 0,0225 \%$$

Übungsaufgaben zur Maßanalyse

- 1.4.1 49,20 g Salzsäure werden zu 500,0 ml verdünnt. 10,0 ml dieser Verdünnung werden bei einer Titration von 11,61 ml einer Natriumhydroxidlösung (0,1 mol/l; $F = 1,046$) neutralisiert.
- Welchen Massenanteil an Chlorwasserstoff ($M = 36,461$ g/mol) in Prozent hat die untersuchte Salzsäure?
 - Wie viel ml Wasser sind zu dem verbliebenen Rest der Salzsäure-Verdünnung zuzugeben, damit diese Salzsäure eine exakte Konzentration von 0,100 mol/l aufweist?
- 1.4.2 40,0 ml einer konzentrierten Salpetersäure ($M = 63,013$ g/mol; Dichte = 1,413 g/ml) werden zu 1 000,0 ml verdünnt. 12,97 ml dieser Verdünnung neutralisieren bei der Titration 431,7 mg reines, wasserfreies Natriumcarbonat ($M = 105,99$ g/mol).
- Welche Stoffmengenkonzentration an Salpetersäure in mol/l hat die Verdünnung?
 - Welchen Massenanteil an Salpetersäure in Prozent hat die konzentrierte Lösung?
- 1.4.3 Zur Faktorbestimmung einer Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l) werden 63,46 mg reines Oxalsäuredihydrat ($M = 126,07$ g/mol) in 50 ml verdünnter Schwefelsäure gelöst und diese Lösung bis zur schwachen Rosafärbung mit 9,87 ml der Maßlösung titriert. Welchen Faktor hat die Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l)?
- 1.4.4 181,2 mg Kaliumnitrit werden zu 100,0 ml gelöst. Mit dieser Lösung werden 10,0 ml einer schwefelsauren Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l; $F = 0,986$) bis zur Entfärbung titriert. Welchen Massenanteil an Kaliumnitrit ($M = 85,108$ g/mol) in Prozent hat die untersuchte Probe, wenn 23,7 ml der Nitritlösung bei der Titration verbraucht werden?
- 1.4.5 926,7 mg einer Wasserstoffperoxidlösung werden zu 200,0 ml mit Wasser verdünnt. 10,0 ml dieser Verdünnung werden mit 20 ml verdünnter Schwefelsäure angesäuert und von 8,72 ml einer Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l; $F = 0,956$) oxidiert. Welchen Massenanteil an Wasserstoffperoxid ($M = 34,015$ g/mol) in Prozent hat die untersuchte Lösung?
- 1.4.6 400 g Kaliumbromid ($M = 119,01$ g/mol) werden zu 1 000,0 ml gelöst; diese Lösung hat eine Dichte von 1,275 g/ml. 0,8915 g dieser Lösung werden mit verdünnter Schwefelsäure versetzt und dann in der Siedehitze mit Kaliumpermanganatlösung (0,02 mol/l) bis zur schwachen Rosafärbung der Lösung titriert. Verbrauch an Maßlösung: 22,92 ml.
- Welchen Massenanteil an Kaliumbromid in Prozent hat die Kaliumbromidlösung?
 - Welchen Massenanteil an Kaliumbromid in Prozent hat das zur Herstellung der Lösung verwendete Kaliumbromid?

- 1.4.7 Zur Faktoreinstellung einer Natriumthiosulfatlösung (0,1 mol/l) werden 3,820 g reines Kaliumiodat ($M = 214,00$ g/mol) mit Wasser zu 1000,0 ml gelöst. 10,0 ml dieser Kaliumiodatlösung werden mit verdünnter Salzsäure und 2 g Kaliumiodid versetzt, das entstehende Iod wird von 9,58 ml der Natriumthiosulfatlösung reduziert.
- Welchen Faktor hat die Natriumthiosulfatlösung (0,1 mol/l)?
 - Wie viel ml Wasser müssen zu 500,0 ml dieser Natriumthiosulfatlösung (0,1 mol/l) zugegeben werden, damit der Faktor 1,000 beträgt?
- 1.4.8 Zur Gehaltsbestimmung von Eisen(III)-chlorid-hexahydrat ($M = 270,3$ g/mol) werden 273,9 mg einer Probe in verdünnter Salzsäure gelöst und mit 1 g Kaliumiodid versetzt. Nach einer Wartezeit von 10 Minuten wird das ausgeschiedene Iod durch 9,70 ml einer Natriumthiosulfatlösung (0,1 mol/l; $F = 1,024$) reduziert. Welchen Massenanteil an Eisen(III)-chlorid-hexahydrat in Prozent enthält die Probe?
- 1.4.9 Zur Faktoreinstellung einer Natriumthiosulfatlösung ($M = 158,10$ g/mol) werden 0,1262 g reines Kaliumdichromat ($M = 294,18$ g/mol) mit 40 ml einer Kaliumiodidlösung ($w = 5$ %) und 40 ml Salzsäure ($w = 36$ %) versetzt. Nach einer Wartezeit von 10 Minuten im verschlossenen Kolben wird das Iod mit 21,45 ml der Natriumthiosulfatlösung titriert.
- Welche Stoffmengenkonzentration an Natriumthiosulfat in mol/l hat die Lösung?
 - Welche Massenkonzentration an Natriumthiosulfat in g/100 ml hat die Lösung?
- 1.4.10 50,0 g Chlorgas werden in 1,00 kg einer Natronlauge ($w(\text{NaOH}) = 0,05$) eingeleitet. Bei der Gehaltsbestimmung werden 0,504 g der erhaltenen Lösung mit 50 ml Wasser, 1 g Kaliumiodid und 15 ml Essigsäure ($w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,15$) versetzt. Das ausgeschiedene Iod verbraucht bei der Titration mit einer Natriumthiosulfatlösung (0,1 mol/l; $F = 0,973$) 6,68 ml der Maßlösung.
- Welchen Massenanteil an Natriumhypochlorit ($M = 74,442$ g/mol) in Prozent hat die untersuchte Lösung?
 - Welchen Reinheitsgrad (berechnet als Massenanteil in Prozent) hat das eingesetzte Chlorgas ($M(\text{Cl}) = 35,453$ g/mol)?