

## Übungsaufgaben in Vorbereitung auf die erste Klausur

### Stichpunkte zu den Lösungen

1. Ermitteln Sie die molaren Massen (Formeleinheiten berücksichtigen!) folgender Verbindungen:

- a) ZnS (Zinksulfid)
- b) Fe(OH)<sub>3</sub> (Eisen(III)-hydroxid)
- c) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O z.B. Propanol.

**Antwort:** Bei a) und b) sollte schon daran gedacht werden, dass es sich nicht um *diskrete* Molekülverbindungen handelt, sondern um makroskopische Netzwerke (Kristallgitter im Festzustand). Wir berechnen somit  $M$  entsprechend der gegebenen Formeleinheit:

$$\begin{aligned} \text{a) } M(\text{ZnS}) &= 1 \cdot A_r(\text{Zn}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) = 65,38 + 32,07 \text{ [g/mol]} \\ &= 97,45 \text{ g/mol.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } M(\text{Fe(OH)}_3) &= 1 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) + 3 \cdot A_r(\text{H}) \\ &= 55,85 + 48,00 + 3,00 \text{ [g/mol]} = 106,85 \text{ g/mol.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) } M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) &= 3 \cdot A_r(\text{C}) + 8 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) \\ &= 36,03 + 8,00 + 16,00 \text{ [g/mol]} = 60,03 \text{ g/mol.} \end{aligned}$$

2. Wie viele und welche Art von Teilchen enthalten

- a) 0,8 mol Gold (Au)
- b) 1500 L Schwefelwasserstoff (H<sub>2</sub>S, gasförmig)
- c) 125 g Kupfer(I)-sulfid (Cu<sub>2</sub>S)?

**Antwort:** Beziehung  $n(X) = N(X) / N_A$  ist zu nutzen.

$$\begin{aligned} \text{a) } n(\text{Au}) &= 0,8 \text{ mol; } N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol} \\ N(\text{Au}) &= n(\text{Au}) \cdot N_A = 0,8 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol} \\ &= 4,82 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen (Goldatome)}. \end{aligned}$$

$$\text{b) } V(\text{H}_2\text{S}) = 1500 \text{ L; } N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$$

$$N(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) \text{ zunächst berechnen: } n(X) = V(X) / V_m$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = V(\text{H}_2\text{S}) / V_m, \text{ also: } 1500 \text{ L} / 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 67 \text{ mol.}$$

$$N(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A = 67 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$$

$$= 4,04 \cdot 10^{25} \text{ Teilchen (Schwefelwasserstoffmoleküle)}$$

c) Formeleinheit  $\text{Cu}_2\text{S}$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = 125 \text{ g}; N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$$

$$M(\text{Cu}_2\text{S}) \text{ zunächst berechnen: } M = (2 \cdot 63,55) + 32,07 = 159,17 \text{ g/mol}$$

Weiterhin muss  $n(\text{Cu}_2\text{S})$  berechnet werden:  $n(X) = m(X) / M(X)$

$$n(\text{Cu}_2\text{S}) = 125 \text{ g} / 159,17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,79 \text{ mol}$$

nun Berechnung von  $N(\text{Cu}_2\text{S})$  möglich:

$$N(\text{Cu}_2\text{S}) = n(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot N_A = 0,79 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$$

$$= 4,76 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen in Form von Formeleinheiten}$$

**(Beachten:** hier handelt es sich um die stöchiometrische Baugruppe, da ein Salzgitter vorliegt, aus der die kleinste Einheit gedanklich „herausgeschnitten“ wird!)

3. Berechnen Sie die Masse von 0,4 mol Propanol ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ ).

Zunächst  $M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O})$  berechnen:  $M = 60,03 \text{ g/mol}$  (s. auch Aufg. 1c).

Danach:

$$m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = n(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) \cdot M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}) = 0,4 \text{ mol} \cdot 60,03 \text{ g/mol} = 24,01 \text{ g.}$$

Somit wiegen 0,4 mol Propanol in Form des reinen Stoffes also 24 g.

(Zusatz: Nehmen Sie doch bitte einmal ein Tabellenbuch zur Hand und berechnen sich einmal das entsprechende Volumen dazu!)

4. Quecksilberoxid ( $\text{HgO}$ ) wird aus den Elementen dargestellt. Frage: Reichen 200 g Hg aus, um 100 g Sauerstoff zu binden? Wenn nicht, dann berechnen Sie die benötigte Masse an Hg!

(Hinweis: erst exakte Reaktionsgleichung aufstellen!)



$$2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad m(\text{O}_2) = 100 \text{ g}$$

$$M(\text{HgO}) = 232,59 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Hg}) = 200,59 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{O}_2) = m(\text{O}_2) / M(\text{O}_2) = 100 \text{ g} / 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,125 \text{ mol}$$

Berechnung von  $n(\text{Hg})$ :

$$n(\text{Hg}) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$$

$$n(\text{Hg}) = 2 \cdot n(\text{O}_2) = 2 \cdot 3,125 \text{ mol} = 6,25 \text{ mol.}$$

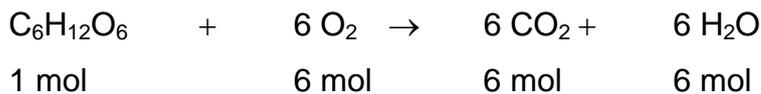
Für den Verbrauch der vorgegebenen Masse an  $\text{O}_2$  sind sind 6,25 mol Hg erforderlich, welcher Masse an Hg entspricht das?

$$m(\text{Hg}) = n(\text{Hg}) \cdot M(\text{Hg}) = 6,25 \text{ mol} \cdot 200,59 \text{ g/mol} = 1253,69 \text{ g.}$$

Der vollständige Umsatz von 100 g Sauerstoff mit Hg zu HgO erfordert also 1253,69 g Quecksilber.

5. a) Wieviel Liter Sauerstoff (molares Normvolumen) braucht ein Lebewesen, um 20,0 g Glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) im Stoffwechsel vollständig zu  $\text{CO}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  zu verbrennen? b) Wieviel Gramm Wasser entstehen dabei?

Vollständige Reaktionsgleichung:



$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 20,00 \text{ g}, M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,07 \text{ g/mol}, V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$n = m / M \quad n = V / V_m$$

a) zuerst Stoffmenge an Glucose berechnen:

$$n(\text{Glucose}) = 20,00 \text{ g} / 180,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,11 \text{ mol}$$

Berechnung von  $n(\text{O}_2)$ :

$$n(\text{Glucose}) : n(\text{O}_2) = 1 : 6$$

$$n(\text{O}_2) = 6 \cdot n(\text{Glucose}) = 6 \cdot 0,11 \text{ mol} = 0,66 \text{ mol}$$

Berechnung von  $V(\text{O}_2)$ :

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,66 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 14,78 \text{ L}$$

Der Umsatz von 20,00 g Glucose im Stoffwechsel erfordert 14,78 L Sauerstoff.

c)  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,00 \text{ g/mol}$

$$m = n \cdot M$$

$$n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 6 : 6 \text{ bzw. } 1 : 1$$

daraus folgt auch  $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,66 \text{ mol}$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,66 \text{ mol} \cdot 18,00 \text{ g/mol} = 11,88 \text{ g}$$

Im konkreten Fall werden dabei 11,88 g Wasser gebildet.

(Wieviel mL bzw.  $\text{cm}^3$  sind das? Wieviel mL bzw.  $\text{cm}^3$  entsprechen 127 g Ethanol in Form der reinen Substanz?)

6. Wieviel mol entsprechen folgende Stoffportionen?

Relative Atommassen: Ca = 40,08 P = 30,974

a) 10,02 g Calcium

$$10,02 \text{ g} / 40,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,25 \text{ mol Ca}$$

b) 92,91 g Phosphor (Hierbei soll es sich um roten bzw. schwarzen Phosphor handeln: „polymere Strukturen“)

$$92,91 \text{ g} / 30,974 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,00 \text{ mol P}$$

c) 92,91 g Phosphor (Hierbei soll es sich um weißen Phosphor handeln, der entsprechend seiner Molekülstruktur die Formel  $\text{P}_4$  aufweist!)

$$\text{P}_4 \text{ entspricht: } 4 \cdot 30,974 = 123,90 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol P}_4 (?) = 92,91 \text{ g} / 123,90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,75 \text{ mol.}$$

7. Bestimmen Sie den Gehalt (Massenanteil) an Eisen in folgenden Verbindungen:  $\text{FeCO}_3$   $\text{Fe}_2\text{O}_3$   $\text{Fe}_3\text{O}_4$ !

Formelmassen [g/mol]:  $\text{FeCO}_3 = 115,86$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159,70$$

$$\text{Fe}_3\text{O}_4 = 231,55 \quad \text{zunächst berechnen.}$$

$$\text{Fe}(\%) \text{ in } \text{FeCO}_3: \quad 55,85 / 115,86 = 0,4820 \text{ bedeutet } 48,20 \%$$

$\text{Fe}(\%) \text{ in } \text{Fe}_2\text{O}_3$ : Stöchiometriezahl 2 beachten!

$$2 \cdot 55,85 / 159,70 = 0,6994 \text{ bedeutet } 69,94 \%$$

$\text{Fe}(\%) \text{ in } \text{Fe}_3\text{O}_4$ : Stöchiometriezahl 3 beachten!

$$3 \cdot 55,85 / 231,55 = 0,7236 \text{ bedeutet } 72,37 \%$$

8. Wieviel Gramm Eisen können aus 2 kg  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  z.B. durch Reduktion mit Wasserstoff gewonnen werden?



Die Gleichung brauchen Sie im Prinzip für die Berechnung nicht; Sie sollten sich dabei nur im Aufstellen von Gleichungen üben.

Sie können zur Lösung dieser Aufgabe die Berechnung des Massenanteils Fe in  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  aus Aufgabe 7 verwenden. Im anderen Fall müssen Sie sich diesen Wert natürlich zunächst erst berechnen.

Zwei Lösungswege sind denkbar, die zum selben Ergebnis führen:

a) *Berechnung mit quantitativen Faktoren:*

$$\begin{aligned}\text{Anteil Fe in } 2000 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 &= 2000 \text{ g } (\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 2 M(\text{Fe}) / 1 M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \\ &= 2000 \cdot (2 \cdot 55,85 / 159,70) = 1399 \text{ g.}\end{aligned}$$

b) *Berechnung über Molzahlen:*

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2000 \text{ g} / (159,70 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ pro mol } \text{Fe}_2\text{O}_3) = 12,524 \text{ mol.}$$

Aus der Summenformel folgt:

$$n(\text{Fe}) = 2 n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 12,524 = 24,05 \text{ mol Fe.}$$

Somit ergibt sich die Masse an Fe:

$$24,05 \text{ mol } (\text{Fe}) \cdot 55,85 \text{ g } (\text{Fe pro mol Fe}) = 1399 \text{ g.}$$

9. Wie groß ist der Massenanteil Kohlenstoff im Haushaltszucker (Rohr- oder Rübenzucker), der die Summenformel  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  aufweist?

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{Kohlenstoff}(\%) &= m(12 \text{ C}) / m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \quad M = 342,12 \text{ g/mol} \\ &= 12 \cdot 12,011 / 342,12 = 0,4213 = 42,13 \text{ \%}.\end{aligned}$$

10. Welche Massen haben 1 mol Sauerstoffatome und welche Masse 1 mol Sauerstoffmoleküle?

(Zur Erinnerung: Die absolute Masse eines  $^{16}\text{O}$ -Atoms beträgt rund 16 u.

1 mol  $^{16}\text{O}$ -Atome entsprechen  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen, hier: Atome;  $N_A \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ g/mol.}$ )

Die Masse von 1 mol O-Atome beträgt 16 g („abwägbare“ Stoffportion).

1 mol  $\text{O}_2$ -Moleküle bedeuten:  $2 \cdot 16 \text{ g} = 32,00 \text{ g.}$

11. Wieviel mol und welche Art von Ionen enthält die Stoffportion von 39 g Calciumfluorid ( $\text{CaF}_2$ )?

$$M(\text{CaF}_2) = 40,08 + (2 \cdot 18,998) = 78,08 \text{ g/mol.}$$

$$39 / 78,08 = 0,5 \text{ mol } \text{CaF}_2$$

Diese Angabe bedeutet zunächst, dass es sich um 0,5 mol Calciumfluorid handelt (beachten: Ionengitter, deshalb Formeleinheit!). Gleichzeitig kann aber auch von 0,5 mol  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen gesprochen werden. Da 2 Fluoridionen zur Ladungskompensation eines  $\text{Ca}^{2+}$ -Ions im Gitter benötigt werden, muss von 1 mol Fluoridionen gesprochen werden, d.h. die Formeleinheit setzt sich also aus **3 Ionen** zusammen. Man kann in diesem Fall somit von insgesamt **1,5 mol Ionen** sprechen.

12. Es werden 25 g Bariumchlorid ( $\text{BaCl}_2$ ) in Wasser gelöst und die Lösung durch Auffüllen mit Wasser auf das Volumen von 400 mL ergänzt. Welche gelösten Teilchen enthält diese Lösung und wie groß sind ihre Konzentrationen (Stoffmengenkonzentration)?

$$M(\text{BaCl}_2) = 208.24 \text{ g/mol}; 25 \text{ g} / M(\text{BaCl}_2) = 0,12 \text{ mol}$$

Diese Stoffmenge ist in 0,4 L enthalten, es gilt also:

$$0,12 \text{ mol} / 0,4 \text{ L} \text{ bedeutet Stoffmengenkonzentration} = 0,3 \text{ mol/L.}$$

(Die Lösung ist „0,3 molar.“)

s. analog zu Aufgabe 11, dort ging es um den festen Zustand, jetzt betrachten wir die Verhältnisse in wässriger Lösung.

Die Konzentration bezieht sich nun auf Formeleinheiten  $\text{BaCl}_2$ , die aus dem  $\text{Ba}^{2+}$ -Ion und 2  $\text{Cl}^-$ -Ionen bestehen. Es gilt:

$$c(\text{BaCl}_2, \text{aq}) = 0,3 \text{ mol/L} \text{ sowie}$$

$$\mathbf{c(\text{Ba}^{2+}, \text{aq}) = 0,3 \text{ mol/L} \text{ und } c(\text{Cl}^-, \text{aq}) = 0,6 \text{ mol/L.}}$$

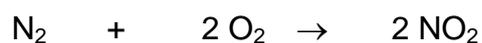
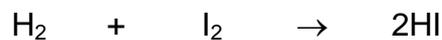
In diesem Zusammenhang noch einige wichtige Bemerkungen:

Lösen wir ein Salz in Wasser auf, so wird der Gitteraufbau zerstört, Wassermoleküle lagern sich mit den nun freibeweglichen Ionen zusammen. Sie sollten sich merken, dass diese Ionen niemals als „nackte“ Ionen in der Lösung vorliegen, sondern sich in der Regel mit 6 Wassermolekülen zusammenlagern. Dies gilt besonders für alle Metallkationen (z.B. Übergangsmetalle wie 3d-, 4d- und 5d-Elemente); wir fassen diesen Vorgang als Komplexbildung auf. Man spricht von Hexaaquakomplexen (Hexaqua- ist auch zulässig), wie z.B. im Fall von  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ : systematische Bezeichnung:

Hexaaquachrom(III)-.... Gleiches gilt auch für Metallkationen der Hauptgruppenelemente, wie z.B. im Fall von  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ .

In älteren Lehrbüchern finden wir noch häufig die Bezeichnung Hexaquo-Komplex; bitte nicht mehr verwenden, da die Endung **-o** nur für anionische Liganden stehen darf, und das ist eben für das Neutramolekül Wasser nicht zutreffend! Auf einem Etikett einer Chemikalienflasche wird z.B. stehen: „ $\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ “ (Wir sprechen von Chrom(III)-chlorid-Hexahydrat bzw. Chrom(III)-chlorid „mit“ 6  $\text{H}_2\text{O}$  – sagen Sie hier bitte nicht „mal“!) Konkret liegt die Komplexverbindung Hexaaquachrom(III)-chlorid vor.

13. Ergänzen Sie folgende Gleichungen. (Achten Sie auf Elemente, die als zweiatomige Moleküle vorliegen.)



(Gelten würde im letzten Fall z.B. auch:  $2 \text{P} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{PCl}_3$  und im weiteren Überschuss an  $\text{Cl}_2$  würde sich sogar  $\text{PCl}_5$  bilden.)

14. Unterscheiden Sie die Begriffe Salzsäure und Chlorwasserstoff.

Chlorwasserstoff ist die Molekülverbindung  $\text{HCl}$  (gasförmig), bei Salzsäure handelt es sich um Chlorwasserstoffgas gelöst in Wasser. Im letzteren Fall liegen Oxoniumionen und Chloridionen vor.

15. Lösung:  $m = m_e \cdot N_A$  (geg.:  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$   
 $= 5,49 \cdot 10^{-7} \text{ kg} = 5,49 \cdot 10^{-4} \text{ g} \approx 55 \text{ mg}$ .)

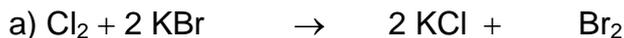
16. Definieren Sie den Begriff Amphoterie und geben Sie ein Beispiel an (zwei Reaktionsgleichungen mindestens erforderlich!)

Amphoterie: z.B. Hydroxide, die sich gegenüber einer Säure wie eine Base verhalten und umgekehrt;

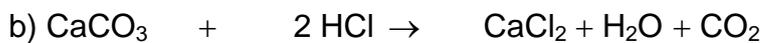
Bsp.:  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Dieses Hydroxid löst sich in Alkalilauge (es fungiert hier als Säure); es löst sich aber ebenso in Mineralsäuren (z.B. Salzsäure), wobei es nun als Base fungiert. Wir haben den Fall für  $\text{Al}(\text{OH})_3$  besprochen, Sie

formulieren die Gleichungen analog wie dort, d.h., im basischem Milieu erhalten Sie den Komplex  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  (Name?), im sauren Milieu resultiert  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  (aber beachten, dass der Komplex selbst wieder der Protolyse unterliegt, wie wir es beim Al(III) besprochen haben....).

17. Ergänzen Sie zu vollständigen Reaktionsgleichungen und charakterisieren Sie (wo möglich) die Redoxprozesse.



(hier: Redoxprozess,  $\text{Cl}_2$  ist Oxidationsmittel, wird zu Chlorid reduziert; Bromid ist Reduktionsmittel, wird zu elementarem Brom oxidiert).

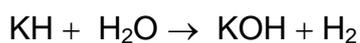


Hier handelt es sich um keinen Redoxvorgang. Sie überprüfen die Aussage, indem Sie die formalen Oxidationszahlen über die Elemente schreiben: sie ändern sich nicht!

Lösung Zusatzfrage:  $M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g/mol}$ ; d.h. 100,09 g  $\text{CaCO}_3$

würden 22,4 L maximal liefern. 500 mg = 0,5 g (entsprechen 0,005 mol; oder 5 mmol). Sie können auch einmal über den „altbewährten Dreisatz“ rechnen:

$22,4 \text{ (L)} / 100,09 \text{ (g)} = x \text{ (L)} / 0,5 \text{ (g)}$ ; so ergeben sich 0,112 L  $\text{CO}_2$ , die maximal aus 500 mg  $\text{CaCO}_3$  entstehen können (112 mL bzw.  $112 \text{ cm}^{-3}$ ). Üben Sie sich weiter im Rechnen: wieviel mol (oder mmol) bzw. wieviel Gramm sind das?

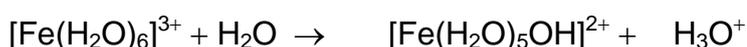


Redoxprozess: das Hydridion ( $\text{H}^-$ ) ist Reduktionsmittel und wird oxidiert;  $\text{H}^+$  ist Oxidationsmittel und wird reduziert. Die beiden Teilprozesse führen nun zu einem Produkt, indem sich beide Oxidationsstufen auf formal Null treffen.

*Arbeitssicherheit:* Sie beachten, dass nie Feuchtigkeit oder gar Wasser in die Nähe von Metallhydriden gelangt; die Entzündung ist so „vorprogrammiert“ und der entstehende Wasserstoff verbrennt obendrein unter Knallgasreaktion. Niemals solche Brände mit Wasser löschen (am besten mit Sand)!

17. Sie lösen Eisen(III)-chlorid in Wasser auf. In welcher Form liegen die Eisen(III)-Ionen vor? Reagiert die Lösung neutral, sauer oder basisch?

Die Kationsäure  $\text{Fe}^{3+}$  unterliegt in Wasser der Protolyse:



Die Lösung reagiert deshalb sauer (pH-Wert).

19. Eine Titration von Natronlauge unbekannter Konzentration mit Salzsäure bekannter Konzentration wird ausgeführt (Hinweis: Volumetrie). Zu 125 mL NaOH-Lösung wird tropfenweise Salzsäure der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$  gegeben. Am Äquivalenzpunkt (definierter Indikatorumschlag!) wird ein Verbrauch von 98 mL an Säure registriert.

Benötigte Formeln (die Sie im Kopf haben sollten, weil nicht gegeben):

$$m = n \cdot V \quad \text{und} \quad c = n / V$$

bekannt:

$$V(\text{NaOH}) = 0,125 \text{ L}, \quad M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}, \quad c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}, \quad V(\text{HCl}) = 0,098 \text{ L}$$

gesucht:  $c(\text{NaOH})$  und  $m(\text{NaOH})$



$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,098 \text{ L} = 0,0098 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 0,0098 \text{ mol}$$

$$c(\text{NaOH}) = n / V = 0,0098 \text{ mol} / 0,125 \text{ L} \approx 0,0784 \text{ mol/L} \approx 0,08 \text{ mol/L} \text{ (Stoffmengenkonzentration)}$$

$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,0098 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 0,392 \text{ g}$   
(Stoffportion: 392 mg). (es gibt noch andere Lösungswege wie z.B. besprochen über  $c_1 V_1 = c_2 V_2$  und die bekannten Umformungen, s. folgenden Lösungsweg).

20. Es wird eine Titration einer wässrigen Calciumhydroxidlösung mit einer Schwefelsäurelösung bekannter Stoffmengenkonzentration vorgenommen:

Bei der Titration von 50 mL der Erdalkalihydroxidlösung werden 35 mL Schwefelsäure mit  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie die Masse des in der Analysenlösung gelösten Calciumhydroxids und dessen Stoffmengenkonzentration. Wie groß ist die Masse am  $\text{Ca}^{2+}$  in der Analysenlösung?

Benötigte Formeln: wie unter vorheriger Aufg.

$$\text{Bekannt: } V(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ L}, \quad M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}, \quad V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,035 \text{ L}, \\ c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/L}$$

gesucht:  $m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$  und  $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$  und  $m(\text{Ca}^{2+})$

$$\text{Lösungsweg: } c_1 V_1 = c_2 V_2$$

Also:  $c_1(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c_2 \cdot V_2 / V_1 = 0,4 \text{ mol/L} \cdot 35 \text{ mL} / 50 \text{ mL}$

$c_1 = 0,28 \text{ mol/L}$ .

$c = n / V$  also  $n = c \cdot V$

$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,28 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,014 \text{ mol}$

Molare Masse von  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  berechnen:  $M = 74,08 \text{ g/mol}$

$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n \cdot M = 0,014 \text{ mol} \cdot 74,08 \text{ g/mol} = 1,037 \text{ g}$ .

Die Lösung enthält 1,037 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  und besitzt eine Stoffmengenkonzentration von 0,28 mol/L. Die Frage der Masse an  $\text{Ca}^{2+}$  ist aber nun noch zu beantworten:

Überlegung: 74,08 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  enthalten 40,08 g  $\text{Ca}^{2+}$ , wieviel Gramm  $\text{Ca}^{2+}$  sind 1,037 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  enthalten? Dreisatzrechnung ergibt die Lösung: es sind 0,561 g bzw. konkret 561 mg an  $\text{Ca}^{2+}$  (im Praktikum sind mg von Interesse!)

21. Geben Sie je ein Beispiel für eine einbasige, zweibasige und eine dreibasige Säure mit zugehöriger Äquivalentwertigkeit an! Wie sind die jeweiligen Äquivalentkonzentrationen (mol/L) anzusetzen?

Einbasige Säure, z.B.  $\text{HClO}_4$ ,  $z = 1$  (100,46 g reine Säure pro L)

zweibasige Säure, z.B.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $z = 2$  (49,04 g reine Säure pro L)

dreibasige Säure, z.B.  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $z = 3$  (32,66 g reine Säure pro L).

22. Welche Formeln haben folgende Verbindungen?

$\text{NaClO}_2$	$\text{Na}_2\text{SO}_3$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{NaClO}_3$	$\text{NaNO}_2$
$\text{KClO}_4$	$\text{BF}_3$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{NaOCl}$ .

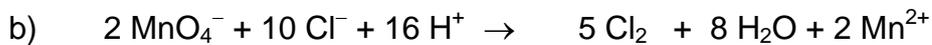
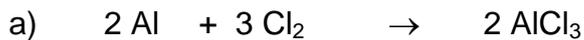
23.



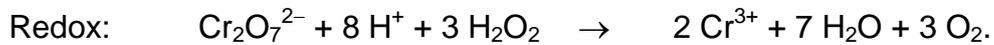
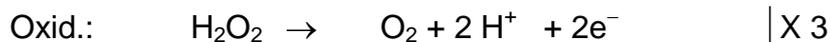
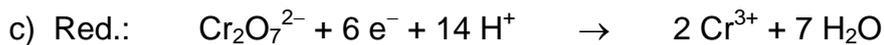
24. Geben Sie die formalen Oxidationszahlen aller Elemente in folgenden Verbindungen an! (Oxidationszahlen über die betreffenden Elemente in der Formel schreiben!)

$\text{HClO}_4$  (Chlor +VII);  $\text{Na}_2\text{O}_2$  (Sauerstoff -I);  $\text{FeS}_2$  (Schwefel -I);  $\text{Na}_2\text{S}$  (Schwefel -II);  $\text{NF}_3$  (Fluor stets in Verbindungen -I);  $\text{CH}_4$  (Kohlenstoff -IV, weil größere EN als H).

25. Formulieren Sie für die folgenden Reaktionen unter a) bis c) jeweils die Teilgleichungen für Oxidation bzw. Reduktion und entwickeln Sie daraus die stöchiometrisch korrekte Gesamtgleichung. Ordnen Sie zudem die Begriffe Oxidationsmittel und Reduktionsmittel den zugehörigen Teilchen zu. a) Aluminium reagiert mit elementarem Chlor. b) Kaliumpermanganat reagiert mit konzentrierter Salzsäure unter Gasentwicklung. c) Kaliumdichromat reagiert in saurer Lösung mit Wasserstoffperoxid unter Gasentwicklung.



(vgl. Versuch 2.2 im Skript zum Praktikum)



Hier würde der Hinweis in der Klausur gegeben, dass das entstehende Gas durch die Spanprobe nachweisbar wird.