

1. Arbeitsblatt

„Masse und Stoffmenge“

Masse und Stoffmenge gehören zu den sieben Basisgrößen des internationalen Einheitensystems SI (frz.: *Système international d'unités*).

Definitionen:

Die Masse m wird in der Einheit Kilogramm (Einheitenzeichen: kg) angegeben und wird seit 1889 durch den Internationale Kilogrammprototyp definiert. Bei dieser auch Urkilogramm genannten Referenz handelt es sich um einen Zylinder von 39 Millimeter Höhe und 39 Millimeter Durchmesser, welcher aus einer Platin-Iridium-Legierung (90 % Pt, 10 % Ir) besteht.

Die Stoffmenge n wird in der Einheit Mol (Einheitenzeichen: mol) angegeben. 1 mol entspricht so vielen Teilchen, wie Kohlenstoffatome in exakt 12 g einer Probe des reinen Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind.

Die atomare Masseneinheit (Einheitenzeichen: u oder Da) entspricht 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C .

$$1 \text{ Da} = 1 \text{ u} = 1,660\,539\,040\,857 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Die Teilchenzahl (N) ist über die Avogadro-Konstante (N_A) mit der Stoffmenge verknüpft, wobei gilt: $N = N_A \cdot n$

$$N_A = 6,022\,140\,857 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Die molare Masse M ist der Quotient von Masse und Stoffmenge, d. h. $M = \frac{m}{n}$, und wird entsprechend in der Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ angegeben. Es handelt sich dabei um eine stoffspezifische Konstante. Sind am Aufbau von Substanzen Mischelemente beteiligt (d. h. solche Elemente, die mehrere Isotope bilden) so ist molare Masse immer aus den Isotopengemischen mit entsprechender natürlicher Häufigkeit zusammengesetzt.

Beispielaufgaben:

- i) Welche Anzahl von Atomen sind in einer Portion von jeweils 1,50 g Bor und Mangan enthalten?
- ii) Welche prozentuale Elementzusammensetzung (Massenprozent, auf zwei Dezimalstellen) besitzt Mohrsches Salz: $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$.
- iii) Die prozentuale Massenzusammensetzung einer Verbindung ergibt sich zu:
C (35,99 %), H (6,04 %), Br (39,91 %), Mg (6,07 %), O (11,99 %)

Formulieren Sie die Verhältnisformel für diese Verbindung.

$$i) \quad N = N_A \cdot n = N_A \cdot \frac{m}{M}$$

$$\text{Für Bor:} \quad N(\text{B}) = N_A \cdot \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = 6,022140857 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot \frac{1,5 \text{ g}}{10,81 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,356 \cdot 10^{22}$$

Für Mangan:

$$N(\text{Mn}) = N_A \cdot \frac{m(\text{Mn})}{M(\text{Mn})} = 6,022140857 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot \frac{1,5 \text{ g}}{54,938044 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,6442543 \cdot 10^{22}$$

ii) Molare Masse des Mohrschen Salzes:

$$M(\text{Salz}) = 392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Allgemein:

$$w(\text{X}) = \frac{x \cdot M(\text{X})}{M(\text{Salz})}$$

$$w(\text{Fe}) = \frac{1 \cdot M(\text{Fe})}{M(\text{Salz})} = \frac{55,845 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1424 \hat{=} 14,24 \%$$

$$w(\text{H}) = \frac{20 \cdot M(\text{H})}{M(\text{Salz})} = \frac{20 \cdot 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0514 \hat{=} 5,14 \%$$

$$w(\text{N}) = \frac{2 \cdot M(\text{N})}{M(\text{Salz})} = \frac{2 \cdot 14,0067 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0714 \hat{=} 7,14 \%$$

$$w(\text{O}) = \frac{14 \cdot M(\text{O})}{M(\text{Salz})} = \frac{14 \cdot 15,999 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5712 \hat{=} 57,12 \%$$

$$w(\text{S}) = \frac{2 \cdot M(\text{S})}{M(\text{Salz})} = \frac{2 \cdot 32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{392,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1635 \hat{=} 16,35 \%$$

iii) Eine Stoffportion der Masse m enthält:

$$m(\text{C}) = w(\text{C}) \cdot m$$

$$m(\text{H}) = w(\text{H}) \cdot m$$

$$m(\text{Br}) = w(\text{Br}) \cdot m$$

$$m(\text{Mg}) = w(\text{Mg}) \cdot m$$

$$m(\text{O}) = w(\text{O}) \cdot m$$

Jede Gleichung wird durch die molare Masse des entsprechenden Elements dividiert und liefert so die Stoffmenge des jeweiligen Elements in der Stoffportion

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{w(\text{C})}{M(\text{C})} \cdot m$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{w(\text{H})}{M(\text{H})} \cdot m$$

$$n(\text{Br}) = \frac{m(\text{Br})}{M(\text{Br})} = \frac{w(\text{Br})}{M(\text{Br})} \cdot m$$

$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{w(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} \cdot m$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{w(\text{O})}{M(\text{O})} \cdot m$$

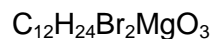
Durch die Verhältnisbildung kürzt sich die Masse m heraus:

$$\begin{aligned} n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{Br}) : n(\text{Mg}) : n(\text{O}) \\ &= \frac{w(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{w(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{w(\text{Br})}{M(\text{Br})} : \frac{w(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} : \frac{w(\text{O})}{M(\text{O})} \\ &= 2,996 : 5,992 : 0,4995 : 0,2497 : 0,7494 \end{aligned}$$

Nun werden alle Zahlen durch die kleinste dividiert. Daraus folgt:

$$12,00 : 23,99 : 2,00 : 1,00 : 3,00$$

Nach Korrektur geringfügiger Rundungsfehler folgt hieraus die Verhältnisformel dieser Verbindung:



- (1) Welche Masse (in g) weisen Stoffportionen von 10.000 Quecksilberatomen und 8.000 Bromatomen auf? [$m(\text{Hg}) = 3,33 \cdot 10^{-18} \text{ g}$, $m(\text{Br}) = 1,06 \cdot 10^{-18} \text{ g}$]
- (2) Berechnen Sie die Anzahl der Chloratome in einer Stoffportion von 8 mg PCl_5 .
[$N(\text{Cl}) = 1,1568 \cdot 10^{20}$]
- (3) Berechnen Sie die molare Masse eines Elements (in g/mol, auf drei Dezimalstellen), wenn 3.000 Atome davon eine Masse von $3,1657 \cdot 10^{-19} \text{ g}$ aufweisen. Um welches Element handelt es sich? ($M = 63,548 \text{ g/mol}$, Cu)
- (4) Berechnen Sie die massenprozentuale Elementzusammensetzung von KMnO_4 , HClO_4 und $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$. (in %, auf drei Dezimalstellen)
[K (24,741 %), Mn (34,764 %), O (40,496 %)]
[H (1,003 %), Cl (35,290 %), O (63,703 %)]
[N (35,000 %), H (5,037 %), O (59,970 %)]
- (5) Die prozentuale Massenzusammensetzung einer Verbindung ergibt sich zu:
C (59,01 %), H (4,95 %), N (22,94 %), O (13,10 %)
Formulieren Sie die Verhältnisformel für diese Verbindung. ($\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$)
- (6) Ein Mineral ergab die folgende massenprozentuale Analyse:
 SiO_2 (40,34 %), Al_2O_3 (27,38 %), CaO (22,59 %), H_2O (9,68 %)
Bestimmen Sie die stöchiometrischen Koeffizienten a bis d in folgender Formel:
 $a \text{ SiO}_2 \cdot b \text{ Al}_2\text{O}_3 \cdot c \text{ CaO} \cdot d \text{ H}_2\text{O}$ ($5 \text{ SiO}_2 \cdot 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{ CaO} \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$)
- (7) Bei den beiden natürlich vorkommenden Kupferisotopen handelt es sich um ^{63}Cu ($M = 62,9298 \text{ g/mol}$) und ^{65}Cu ($M = 64,9278 \text{ g/mol}$).
Berechnen Sie anhand des tabellierten Atomgewichts von Kupfer ($M = 63,5460 \text{ g/mol}$) die stoffmengenprozentualen Anteile der beiden natürlichen Isotope. (in %, auf drei Dezimalstellen) [$\chi(^{63}\text{Cu}) = 69,159 \%$, $\chi(^{65}\text{Cu}) = 30,481 \%$]
- (8) Silber kommt als Gemisch zweier Isotope vor: ^{107}Ag mit Atommasse 106,906 u und ^{109}Ag mit Atommasse 108,905 u. Die mittlere Atommasse beträgt 107,868 u. Berechnen Sie die stoffmengenprozentualen Anteile der beiden natürlichen Isotope. (in %, auf drei Dezimalstellen) [$\chi(^{107}\text{Ag}) = 51,876 \%$, $\chi(^{109}\text{Ag}) = 48,124 \%$]

2. Arbeitsblatt

„Gehaltsgrößen“

Die Angabe des Gehalts einer Komponente in einem Gemisch kann durch vielfältige Kombinationen von Masse, Stoffmenge und Volumen erfolgen:

Definitionen von Massen-, Stoffmengen-, und Volumenanteil – dimensionslose Größen

Massenanteil: $w(i) = \frac{m(i)}{m}$

$m(i)$: Masse der Komponente i m : Gesamtmasse aller Komponenten

Stoffmengenanteil: $\chi(i) = \frac{\chi(i)}{\chi}$

$\chi(i)$: Stoffmenge der Komponente i χ : Gesamtstoffmenge aller Komponenten

Volumenanteil: $\varphi(i) = \frac{\varphi(i)}{\varphi}$

$\varphi(i)$: Volumen der Komponente i φ : Gesamtvolumen aller isolierten Komponenten vor dem Mischen

Definitionen von Massen-, Stoffmengen- und Volumenkonzentration

Massenkonzentration: $\beta(i) = \frac{m(i)}{V_{\text{Lsg}}}$

$m(i)$: Masse der Komponente i V_{Lsg} : Volumen der Lösung

Stoffmengenkonzentration: $c(i) = \frac{n(i)}{V_{\text{Lsg}}}$

$n(i)$: Stoffmenge der Komponente i V_{Lsg} : Volumen der Lösung

Volumenkonzentration: $\sigma(i) = \frac{V(i)}{V_{\text{Lsg}}}$

$V(i)$: Volumen der Komponente i V_{Lsg} : Volumen der Lösung

Definition der Dichte

$\rho = \frac{m}{V}$ m : Masse der Phase V : Volumen der Phase

Unter der Dichte eines Körpers verstehen wir das Verhältnis seiner Masse zu seinem Volumen. Angegeben wird die Dichte üblicherweise in g/cm^3 oder in kg/m^3 .

Körper können also gleiche Größe haben, allerdings unterschiedlich schwer sein. Der Unterschied liegt am Material. Je nach Material liegen die Teilchen eines Körpers unterschiedlich dicht beieinander, was wiederum zu unterschiedlichen Massen führt.

Beim Mischen von Substanzen verhalten sich Masse und Stoffmenge streng additiv, da beim bloßen Vermischen keine Materie verschwinden kann. Das Volumen jedoch unterliegt Kontraktions- oder Expansionserscheinungen. Deshalb ist die Verwendung der Größen Volumenanteil und Volumenkonzentration eingeschränkt und nur bei idealen Gasmischungen üblich.

Insbesondere gilt für Massenanteil und Stoffmengenanteil:

Summe der Anteilsgrößen über alle N Komponenten: $\sum_{i=1}^N w(i) = 1$ $\sum_{i=1}^N \chi(i) = 1$

Über die Definitionsgleichungen können die Gehaltsgrößen gegenseitig in einander umgerechnet werden. Beispiele:

$$c(i) = \frac{n(i)}{V_{Lsg}} = \frac{m(i)}{M(i) \cdot V_{Lsg}} = \frac{\beta(i)}{M(i)} \quad \rightarrow \quad \beta(i) = c(i) \cdot M(i) \quad (I)$$

$$w(i) = \frac{m(i)}{m_{Lsg}} = \frac{m(i)}{\rho_{Lsg} \cdot V_{Lsg}} = \frac{\beta(i)}{\rho_{Lsg}} \quad \rightarrow \quad \beta(i) = w(i) \cdot \rho_{Lsg} \quad (II)$$

Gleichsetzen von (I) und (II) ergibt: $\rightarrow \quad w(i) \cdot \rho_{Lsg} = c(i) \cdot M(i)$

Unter Verwendung von Massen bzw. Massenanteilen gilt die Mischungsgleichung:

Werden zwei Lösungen einer Komponente mit m_1, w_1 und m_2, w_2 gemischt, so gilt für die resultierende Lösung mit m_3, w_3 :

Massenkonstanz beim Mischen: $m_1 + m_2 = m_3$

Masse einer Komponente ist konstant beim Mischen: $m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2)w_3$

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = m_3 w_3$$

Beispielaufgabe:

- i) Eine Lösung von Salpetersäure ($m_1 = 30,00$ g; $w_1 = 60,00$ %) wird mit einer zweiten Lösung von Salpetersäure ($m_2 = 50,00$ g; $w_2 = 12,00$ %) gemischt. Man berechne den Massenanteil der entstehenden Salpetersäure (in %, auf zwei Dezimalstellen genau).

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2)w_3$$

$$w_3 = \frac{m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2}{m_1 + m_2}$$

Einsetzen aller gegebenen Massen und Massenanteile liefert:

$$w_3 = 30,00 \%$$

- (1) Welche Masse an NaOH (in g, auf zwei Dezimalstellen) wird für die Herstellung von 750 mL einer 0,102 M NaOH-Lösung benötigt? ($m = 3,06$ g)
- (2) Man berechne die Masse (in g, auf zwei Dezimalstellen) einer Schwefelsäure ($w = 96$ %), die zur Herstellung von 5 L einer 0,05 M Lösung benötigt wird. ($m = 25,54$ g)
- (3) Welche Masse an $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (in mg, auf eine Dezimalstelle) ist abzuwiegen, um 50 g einer Lösung $w(\text{NiSO}_4) = 0,8$ % herzustellen? ($m = 725,9$ mg)
- (4) Welche Masse an Wasser (in g, auf zwei Dezimalstellen) wird benötigt, um 250 g einer CuSO_4 -Lösung ($w = 6,50$ %) aus $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ herzustellen? ($m = 224,58$ g)
- (5) Berechnen Sie den Stoffmengenanteil von HCl (in %, auf zwei Dezimalstellen) in einer wässrigen Salzsäure, die einen Massenanteil von $w(\text{HCl}) = 33$ % aufweist. ($\chi = 19,58$ %)
- (6) Welche Stoffmengenkonzentration an NaCl (in mol/L, auf drei Dezimalstellen) besitzt eine Lösung ($w = 3,50$ %) bei einer Dichte von 1,100 g/mL? ($c = 0,659$ mol/L)
- (7) Man berechne die Stoffmengenkonzentration (in mol/L, auf drei Dezimalstellen) sowie den Stoffmengenanteil (in %, auf zwei Dezimalstellen) an Na_2CO_3 in einer Sodalösung ($w = 15$ %, $\rho = 1,158$ g/mL). ($c = 1,639$ mol/L, $w = 2,91$ %)
- (8) Welchen Stoffmengenanteil an CaCl_2 (in %, auf zwei Dezimalstellen) enthält eine an dem gesuchten Salz 2,5 M Lösung, wenn deren Dichte 1,190 g/mL beträgt? ($\chi = 4,70$ %)
- (9) Welches Volumen (in mL, auf zwei Dezimalstellen) einer Salzsäurelösung ($w = 36$ %, $\rho = 1,180$ g/mL) sind zur Herstellung von 500 g einer 2 %igen Salzsäure nötig? ($V = 23,54$ mL)
- (10) Eine Ammoniaklösung ($V = 10$ L, $w = 25$ %, $\rho = 0,91$ g/mL) soll auf eine 15 %ige Lösung verdünnt werden. Welche Masse an Wasser (in kg, auf drei Dezimalstellen) ist der Lösung zuzusetzen? ($m = 12,892$ kg)
- (11) Eine 0,5 M Natriumchloridlösung ($\rho = 1,02$ g/mL) soll auf 5 % konzentriert werden. Welche Masse an Wasser (in g, auf zwei Dezimalstellen) ist aus 165 mL Ausgangslösung zu verdampfen? ($m = 71,87$ g)
- (12) Welche Masse (in g, auf zwei Dezimalstellen) einer 95 %igen Schwefelsäure ist zu 30 g einer 12 %igen Säure zuzumischen, um eine 73 %ige Schwefelsäure zu erhalten? ($m = 83,18$ g)
- (13) Es werden 50 g einer 37 %igen Salzsäure mit 65 g einer 5 %igen Salzsäure gemischt. Welchen Massenanteil (in %, auf zwei Dezimalstellen) besitzt die Mischung? ($w = 18,91$ %)
- (14) Welche Masse (in g, auf zwei Dezimalstellen) einer 0,8 %igen Natriumchloridlösung sind zu 717 g einer 13,5 %igen Lösung hinzuzufügen, um eine 7,8 %ige Lösung zu erhalten? ($m = 583,84$ g)

3. Arbeitsblatt

„Umsatzberechnungen“

Beispielaufgabe:

4,00 g Magnesium werden verbrannt. Man berechne die beteiligten Massen an Sauerstoff und Magnesiumoxid. Massenangaben in g, auf 2 Dezimalstellen genau.

Das Aufstellen der Reaktionsgleichung (1) ergibt das Stoffmengenverhältnis (2) der Reaktanden.



$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{Mg})} = \frac{1}{2} \quad (2)$$

Umstellen von (2) liefert (3):

$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Mg}) \quad (3)$$

Die Stoffmenge n kann durch den Quotienten der Masse m und der molaren Masse M ausgedrückt werden (4).

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} \quad n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} \quad (4)$$

Die Kombination von (4) und (3) führt zu (5).

$$\frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} \quad (5)$$

Umstellen von (5) nach der gesuchten Größe $m(\text{O}_2)$ liefert (6).

$$m(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} \cdot M(\text{O}_2) \quad (6)$$

Die in der Aufgabenstellung gesuchte Masse $m(\text{O}_2)$ kann nun durch Einsetzen der gegebenen Masse $m(\text{Mg})$ und der dem Periodensystem entnommenen molaren Massen $M(\text{Mg})$ und $M(\text{O}_2)$ in (6) bestimmt werden (7).

$$\begin{aligned} m(\text{Mg}) &= 4.00 \text{ g} \\ M(\text{Mg}) &= 24.305 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ M(\text{O}_2) &= 2 \cdot 15.9994 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 31.9988 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot \frac{4.00 \text{ g}}{24.305 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 31.9988 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2.63 \text{ g} \quad (7)$$

Die Berechnung der entstehenden Masse an Magnesiumoxid erfolgt analog.

- (1) 25 g $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ werden mit Salzsäure zersetzt. Welche Masse an HCl wird benötigt? Welche Masse an CO_2 wird dabei frei? (in g, auf zwei Dezimalstellen)
[$m(\text{HCl}) = 10,29 \text{ g}$, $m(\text{CO}_2) = 6,29 \text{ g}$]
- (2) Aus Chrom(III)-oxid soll aluminothermisch Chrom dargestellt werden. Welche Massen an Chrom(III)-oxid und Aluminium werden zur Herstellung von 10 g elementarem Chrom benötigt, wenn die Ausbeute 60 % beträgt? (in g, auf zwei Dezimalstellen)
[$m(\text{Al}) = 8,65 \text{ g}$, $m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 24,36 \text{ g}$]
- (3) Welche Masse Eisen ist aus 1 t Rohpyrit (FeS_2) zu gewinnen, wenn das Erz 65 % FeS_2 enthält? Welche Masse SO_2 wird dabei frei. (in t, auf drei Dezimalstellen)
[$m(\text{Fe}) = 0,302 \text{ t}$, $m(\text{SO}_2) = 0,694 \text{ t}$]
- (4) Welche Massenzunahme erfolgt bei der Umwandlung von 2 g Eisen(II)-Oxid zu Eisen(III)-Oxid? (in mg, auf eine Dezimalstelle)
(Massenzuwachs: 222,3 mg)
- (5) Welche Masse Sauerstoff entwickelt sich beim Erhitzen von 40 g Kaliumchlorat, wenn die Zersetzung bis zum KCl verläuft? (in g, auf zwei Dezimalstellen)
[$m(\text{O}_2) = 15,66 \text{ g}$]
- (6) Welche Masse an Chlor werden bei der Umsetzung von Salzsäure mit 12 g 82 %-igem Braunstein erhalten? (in g, auf zwei Dezimalstellen)
[$m(\text{Cl}_2) = 7,92 \text{ g}$]
- (7) 5,5 g roher Zinkspat (ZnCO_3) entwickelten beim Erhitzen 1,056 g CO_2 . Welchen Massenanteil an ZnCO_3 enthält das Erz? (in %, auf zwei Dezimalstellen)
($w = 54,07 \%$)
- (8) Welchen Massengehalt hat eine Phosphorsäure, wenn man 80 g Phosphorpentoxid in 250 g Wasser löst? (in %, auf 2 Dezimalstellen)
($w = 33,47 \%$)
- (9) In 100 g Wasser werden portionsweise 7,5 g Kalium gelöst. Der Massenanteil der sich bildenden Kalilauge ist zu bestimmen. (in %, auf 2 Dezimalstellen)
($w = 10,04 \%$)
- (10) 2 g Iod sollen aus Kaliumiodid, 90%igem Braunstein und 48 %-iger Schwefelsäure hergestellt werden. Welche Massen der Ausgangsstoffe sind einzuwiegen? (in g, auf 2 Dezimalstellen). [$m(\text{KI}) = 2,61 \text{ g}$, $m(\text{MnO}_2) = 0,76 \text{ g}$, $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,22 \text{ g}$]
- (11) Zu berechnen ist die aus 5 kg Nitrobenzen erhältliche Masse Anilin, wenn die Ausbeute 88 % der Theorie beträgt. (in kg, auf 3 Dezimalstellen)
[$m(\text{Anilin}) = 3,330 \text{ kg}$]
- (12) Welchen Massenanteil (in %, auf zwei Dezimalstellen) Kristallwasser enthält kristalline Pottasche, wenn 6,520 g einen Glühverlust von 1,346 g ergeben? ($w = 20,64 \%$).

4. Arbeitsblatt

„Quantitative Analytik“

Beispielaufgabe:

20 mL einer Wasserstoffperoxidlösung werden auf 100 mL verdünnt und davon 10 mL zur Titration verwendet. Der Verbrauch an 0,02 M Kaliumpermanganatlösung beträgt 12,40 mL. Man berechne die Massenkonzentration an Wasserstoffperoxid (in g/L, auf drei Dezimalstellen).

Gegeben: Reaktionsgleichung: $5 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 14 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2$

$$V(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,02\text{L}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{Probe}} = 0,01\text{L}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V(\text{KMnO}_4)_{\text{Probe}} = 0,0124\text{L}$$

$$\beta(\text{H}_2\text{O}_2) = ? \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Schritt 1: Stöchiometrisches Verhältnis aus der Reaktionsgleichung ableiten

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{5}{2} \quad \text{oder} \quad n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2,5 \cdot n(\text{KMnO}_4)$$

Schritt 2: Berechnung der Masse an H_2O_2 im aliquoten Teil von 10 mL (Messkolben)

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2,5 \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = V(\text{KMnO}_4) \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 2,5$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,0124\text{L} \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 34,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{5}{2}$$

Masse an H_2O_2 in 10 mL der titrierten Probe: $m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,0210924\text{g}$

Schritt 3: Rückrechnung auf die Ausgangsprobe:

Diese Masse bezieht sich auf einen aliquoten Teil von 10 mL.

Da die ursprüngliche Probe im 100 mL Messkolben verdünnt und nur 10 mL davon titriert wurden, ist mit dem Faktor 10 (100 mL/10 mL) zu multiplizieren.

Die ursprüngliche Probe enthielt also $m = 0,210924 \text{ g H}_2\text{O}_2$. Zur Ermittlung der Massenkonzentration ist diese Masse m durch das Volumen der ursprünglichen Probe (20 mL = 0,02 L) zu dividieren.

$$\text{Endergebnis: } \beta(\text{H}_2\text{O}_2) = 10,546 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- (1) 1,000 g einer Salzsäure wird zu 100 mL verdünnt. 20,00 mL dieser Lösung verbrauchen 11,40 mL einer 0,1 M NaOH vom Titer $t = 1,135$. Man berechne den Massenanteil an HCl in der Ausgangslösung (in %, auf zwei Dezimalstellen). ($w = 23,59 \%$)
- (2) 5,000 g einer Schwefelsäure werden auf 250 mL verdünnt. 20 mL dieser Lösung verbrauchen bei der Titration mit 0,1 M NaOH (Titer $t = 0,985$) 45,25 mL Maßlösung. Welchen Massenanteil hatte die Schwefelsäurelösung (in %, auf zwei Dezimalstellen)? ($w = 54,64 \%$)
- (3) 20,00 mL einer Phosphorsäurelösung der Dichte 1,459 g/mL werden auf 500 mL verdünnt. Ein aliquoter Teil von 20,00 mL verbraucht zur Titration auf den 2. Äquivalenzpunkt 35,35 mL 0,1 M KOH vom Titer $t = 1,054$. Man berechne die Massenkonzentration (in g/L, auf zwei Dezimalstellen) sowie den Massenanteil (in %, auf zwei Dezimalstellen) der Phosphorsäurelösung. ($\beta = 228,21 \text{ g/L}$, $w = 15,26 \%$)
- (4) Bei der Titration von 10,00 mL Oxalsäure unbekannter Konzentration mit 0,01 M Kaliumpermanganatlösung vom Titer $t = 0,956$ ergibt sich ein Verbrauch von 31,35 mL. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Oxalsäurelösung (in mol/L, auf vier Dezimalstellen). ($c = 0,0749 \text{ mol/L}$)
- (5) 0,3032 g einer Legierung werden in Schwefelsäure gelöst und der Eisengehalt mit 0,02 M Kaliumpermanganatlösung vom Titer $t = 0,913$ bestimmt. Der Verbrauch betrug 14,15 mL. Man berechne den Massenanteil des Eisens in der Legierung (in %, auf zwei Dezimalstellen). ($w = 23,80 \%$)
- (6) 1,250 g einer technischen Probe Chlorkalk werden zu 250 mL gelöst und zu 25,00 mL der Lösung wird Kaliumiodid zugegeben. Zur Titration des ausgeschiedenen Iods sind 11,80 mL 0,1 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -Lösung vom Titer $t = 0,955$ notwendig. Welchen Massenanteil an Hypochlorit besitzt die Probe (in %, auf zwei Dezimalstellen)? ($w = 23,19 \%$)
- (7) Eine Natriumchloridlösung verbraucht bei der Titration mit 0,1 M Silbernitratlösung vom Titer $t = 1,003$ ein Volumen von 20,60 mL. Welche Masse (in mg, auf eine Dezimalstelle) Natriumchlorid ist in der Lösung enthalten? ($m = 120,7 \text{ mg}$)
- (8) In einem Kupfererz sind kleine Mengen Silber enthalten. Eine Erzprobe von 20,00 g wird aufgeschlossen und das Silber nach Volhard mit 0,01 M Ammoniumthiocyanatlösung vom Titer $t = 0,988$ titriert. Verbrauch: 26,10 mL. Welcher Massenanteil an Silber liegt vor (in ‰, auf zwei Dezimalstellen)? ($w = 1,39 \text{ ‰}$)
- (9) In einer 2,000 %igen Natriumsulfatlösung wurden durch Fällung mit Bariumchlorid 6,1265 g Bariumsulfat gefunden. Welche Masse (in g, auf zwei Dezimalstellen) Ausgangslösung lag der Analyse zu Grunde? ($m = 186,43 \text{ g}$)
- (10) Aus 15,00 mL einer Lösung wird Nickel als Nickeldiacetyldioxim $[\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2]$ abgeschieden. Die Auswaage ergibt 201,7 mg. Berechnen Sie die Massenkonzentration an Nickel in der Ausgangslösung (in g/L, auf drei Dezimalstellen). ($\beta = 2,704 \text{ g/L}$)

- (11) 2,000 g eines Gemisches aus Kaliumchlorid und Kaliumbromid werden mit Schwefelsäure abgeraucht. Die Analyse ergibt 1,982 g Kaliumsulfat. Welche Massenanteile an KCl und KBr (in %, auf zwei Dezimalstellen) hat das Gemisch? [$w(\text{KCl}) = 59,28 \%$, $w(\text{KBr}) = 40,72 \%$]

5. Arbeitsblatt

„Ideale Gasgesetze“

Gase nehmen, im Gegensatz zu Feststoffen oder Flüssigkeiten, jeden zur Verfügung gestellten Raum ein. Die Beschreibung der thermischen Zustandsgrößen eines Gases, wie Druck p (in $\frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{Pa}$), Temperatur T (in K), Volumen V (in m^3) oder Stoffmenge n (in mol), ist vereinfacht mit Hilfe des **idealen Gasgesetzes** (1) möglich. In diesem Modell werden die Gasteilchen als Massepunkte ohne eigenes Volumen betrachtet, welche keine interatomare oder intermolekulare Wechselwirkungen eingehen, d. h. sie erfahren weder Anziehung noch Abstoßung untereinander. Die Zusammenstöße mit der Gefäßwand oder mit anderen Teilchen verlaufen elastisch.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1)$$

Die Gaskonstante R hat eine Größe von $8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$, wobei diese bei einer Verwendung von Litern als Volumeneinheit auch zu $0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ umgeschrieben werden kann. Alle wichtigen Einheitenumrechnungen sind in den Gleichungen (2)-(5) zusammengefasst.

$$\text{Druck } p: 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \quad (2)$$

$$\text{Volumen } V: 1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3 \quad (3)$$

$$\text{Gaskonstante } R: 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad (4)$$

$$T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \quad (5)$$

Nach Umformungen an (1) lassen sich ebenfalls die Gaskonzentration c

$$p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow c = \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T} \quad (6)$$

und wiederum nach Einsetzen von $n = \frac{m}{M}$ in (6) die Gasdichte ρ erhalten:

$$p = \frac{m}{M \cdot V} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad (7)$$

Aus der Annahme, ein Gas verhalte sich ideal, ergeben sich wichtige Konsequenzen:

- i) Ideale Gase erfahren keine Zustandsänderung zur kondensierten Materie (flüssige oder feste Phase).
- ii) Bei $T = 0$ (hypothetisch) besitzt das Gas auch kein Volumen, da die Teilchen kein Eigenvolumen aufweisen.
- iii) Reale Gase, die sich weit von ihrem Kondensations- oder Resublimationspunkt entfernt befinden, verhalten sich in sehr guter Näherung ideal.

Wird eine der Zustandsgrößen in (1) als konstant betrachtet (p , T oder V) so lassen sich drei Teilgesetze für eine geschlossene Gasportion ($n = \text{const.}$) aus dem idealen Gasgesetz formulieren.

Für isochore Zustandsänderung (konstantes Volumen) gilt das **Gesetz von Amontons**:

$$\frac{p}{T} = \frac{n \cdot R}{V} \quad \text{mit} \quad V = \text{const.} \quad \text{also} \quad p \sim T \quad (8)$$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \text{const.} \quad (9)$$

Für isotherme Zustandsänderung (konstante Temperatur) gilt das **Gesetz von Boyle-Mariotte**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{mit} \quad T = \text{const.} \quad \text{also} \quad p \sim \frac{1}{V} \quad \text{und} \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad (10)$$

Für isobaren Zustandsänderung (konstanter Druck) gilt das **Gesetz von Gay-Lussac**:

$$\frac{V}{T} = \frac{n \cdot R}{p} \quad \text{mit} \quad p = \text{const.} \quad \text{also} \quad V \sim T \quad \text{und} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (11)$$

Allgemein gilt bei idealen Gasgemischen, dass sich die Volumina V_i der Komponenten additiv verhalten. Bei n Komponenten ist das Gesamtvolumen V_{ges} gegeben durch:

$$V_{\text{ges}} = \sum_{i=1}^n V_i \quad (12)$$

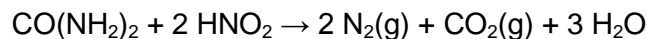
Ebenso gilt dies für den Gesamtdruck p_{ges} , welches sich nach dem **Dalton'schen Gesetz** additiv aus den Partialdrücken p_i zusammensetzt:

$$p_{\text{ges}} = \sum_{i=1}^n p_i \quad (13)$$

Hieraus ergibt sich zudem, dass sich der Stoffmengenanteil (Molenbruch) auch mit Hilfe der Partialdrücke und des Gesamtdrucks beschreiben lässt:

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{ges}}} = \frac{p_i}{p_{\text{ges}}} \quad (14)$$

- (1) Wie viele Moleküle enthalten 5,60 L HCl unter Normbedingungen? ($N = 1,51 \cdot 10^{23}$)
- (2) Welche Masse (in g, auf drei Dezimalstellen) nimmt eine Portion von 5 L CO bei 18 °C und 2,06 bar ein? ($m = 11,914$ g)
- (3) Welchen Druck (in mbar, auf eine Dezimalstelle) haben 10 g O₂, die bei 20 °C ein Volumen von 7,2 L einnehmen? ($p = 1057,8$ mbar)
- (4) Welches Volumen (in L, auf zwei Dezimalstellen) gasförmigen Ammoniaks unter Normbedingungen ist in 0,25 L einer 0,1 M Ammoniaklösung enthalten? ($V = 0,56$ L)
- (5) Die Dichte eines unbekanntes Gases beträgt 1,120 g/L bei 18°C und einem Druck von 0,857 bar. Berechnen Sie die molare Masse des Gases (in g/mol, auf zwei Dezimalstellen). ($M = 31,63$ g/mol)
- (6) Eine wässrige Harnstofflösung unbekanntes Gehalts wird mit salpetriger Säure nach folgender Gleichung umgesetzt:



Dabei werden bei 1,46 bar und 49 °C nach vollständigem Umsatz 112 L Gas freigesetzt. Welche Masse an Harnstoff (in g, auf zwei Dezimalstellen) waren in der Lösung enthalten? ($m = 122,23$ g)

- (7) Welches Volumen an Wasserstoffgas (in L, auf drei Dezimalstellen) erhält man beim Auflösen von 30 g Aluminium in verdünnter Salzsäure bei 25 °C und einem Druck von 1,253 bar? ($V = 32,996$ L)
- (8) Welche Masse an Calciumcarbid ($w = 87$ %) benötigt man, um bei 13 °C und 2,90 bar ein Volumen von 10,7 L Acetylen zu erzeugen? (in g, auf zwei Dezimalstellen) ($m = 96,10$ g)
- (9) Welches Volumen an O₂ (in L, auf drei Dezimalstellen) entwickeln sich aus 40 g KClO₃, wenn die Zersetzung vollständig bis zu KCl verläuft? $p = 2,80$ bar, $T = -5$ °C. ($V = 3,898$ L)
- (10) Beim Erhitzen einer Ammoniumnitritlösung auf 80 °C tritt Zersetzung in Wasser und Stickstoff ein. Welches Volumen an N₂ (in L, auf drei Dezimalstellen) entsteht aus 600 g einer 3 %igen NH₄NO₂-Lösung bei 1,09 bar? ($V = 7,571$ L)
- (11) In einem Gasbehälter ($V = 3,2$ L) wurden 0,23 g H₂ und 1,57 g N₂ bei 3°C zusammengefügt. Berechnen Sie den Stoffmengenanteil (in %, auf zwei Dezimalstellen) und den Partialdruck jeder Komponente (in mbar, auf eine Dezimalstelle). [$\chi(\text{N}_2) = 32,78$ %, $\chi(\text{H}_2) = 67,22$ %, $p(\text{N}_2) = 401,8$ mbar, $p(\text{H}_2) = 825,1$ mbar]
- (12) 2,50 g Ammoniumcarbonat [(NH₄)₂CO₃] werden in einem geschlossenen, luftleeren Gefäß von 2 L Inhalt auf 120 °C erwärmt, so dass es vollständig zerfällt. Man berechne die Partialdrücke der Zerfallsprodukte (in bar, auf drei Dezimalstellen). [$p(\text{H}_2\text{O}) = p(\text{CO}_2) = 0,425$ bar, $p(\text{NH}_3) = 0,850$ bar]

- (13) In einem Gefäß ($V = 0,5 \text{ L}$) befinden sich bei 23 °C $0,5 \text{ g H}_2$ und 6 g O_2 . Das Gemisch wird unter Ablauf der Knallgasreaktion gezündet. Man berechne den Anfangs- und Enddruck des Systems (in bar, auf zwei Dezimalstellen). Das Volumen des entstehenden flüssigen Wassers wird vernachlässigt. ($p_1 = 21,54 \text{ bar}$, $p_2 = 3,08 \text{ bar}$)

6. Arbeitsblatt

„Ebullioskopie, Kryoskopie“

Gefrierpunktserniedrigung und Siedepunktserhöhung

Ist in einem Lösungsmittel ein *nichtflüchtiger* Stoff gelöst, so liegt

- der Gefrierpunkt der Mischung niedriger als der des reinen Lösungsmittels
- der Siedepunkt der Mischung höher als der des reinen Lösungsmittels

Für die Gefrierpunktserniedrigung ΔT_g und die Siedepunktserhöhung ΔT_s gilt:

$$\Delta T_g = K_k \cdot b \quad \text{und} \quad \Delta T_s = K_e \cdot b \quad \text{mit} \quad b = \frac{n_1}{m_2} \quad \text{1 – gelöste Substanz, 2 – Lösungsmittel}$$

Die Konzentration wird als Molalität b angegeben, weil diese Größe temperaturunabhängig ist. Die Proportionalitätsfaktoren K_k und K_e sind Konstanten des Lösungsmittels.

K_k nennt man kryoskopische, K_e ebullioskopische Konstante.

Kryoskopische K_k und ebullioskopische K_e Konstanten von Lösungsmitteln:

Lösungsmittel	Normal- gefrierpunkt T_g [°C]	kryoskopische Konstante K_k [K·kg·mol ⁻¹]	Normal- siedepunkt T_s [°C]	ebullioskopische Konstante K_e [K·kg·mol ⁻¹]
Wasser	0,0	1,853	100,0	0,515
Benzol	5,5	5,109	80,15	2,568
Cyclohexan	6,4	2,028	80,7	2,750
1,4-Dioxan	11,8	4,695	101,0	3,130
Campher	179,5	4,967	---	---

Die Effekte der Gefrierpunktserniedrigung und Siedepunktserhöhung sind an die Stoffmenge n_1 und damit die Teilchenzahl (und nicht an die Masse) des gelösten Stoffes gekoppelt. Eigenschaften von Stoffgemischen, die nur durch die Anzahl der vorliegenden Teilchen bestimmt werden nennt man kolligative Eigenschaften.

Durch Gefrierpunktserniedrigung und Siedepunktserhöhung kann somit auf die Stoffmenge n_1 der gelösten Substanz und über die vorherige Einwaage auf die molare Masse geschlossen werden.

Diese Verfahren bezeichnet man als: Kryoskopie (Gefrierpunktserniedrigung)
 Ebullioskopie (Siedepunktserhöhung)

Beispielaufgabe:

Welche Molekülmasse besitzt Saccharose, wenn 2,843 g einer Probe in 40,00 g Wasser eine Gefrierpunktserniedrigung von 0,387 K ergeben? Die kryoskopische Konstante K_k von Wasser beträgt $1,853 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Saccharose = gelöste Substanz (1) Wasser = Lösungsmittel (2)

$$\Delta T_G = K_k \cdot b \text{ mit } b = \frac{n_1}{m_2} \rightarrow \Delta T_G = K_k \cdot \frac{n_1}{m_2} \rightarrow \Delta T_G = K_k \cdot \frac{m_1/M_1}{m_2} \rightarrow M_1 = \frac{K_k \cdot m_1}{\Delta T_G \cdot m_2} = 339,23 \text{ g/mol}$$

Kryoskopie und Ebullioskopie eignen sich gut, um den Dissoziationsgrad oder Assoziationsgrad von Verbindungen zu bestimmen.

Beispiel: Wird 1 mol KCl in 1 kg Wasser gelöst, so sind ΔT_g und ΔT_s doppelt so hoch wie man nach der Molalität von KCl ($b = 1 \text{ mol/kg}$) erwarten würde. Der Grund ist die Dissoziation in K^+ und Cl^- , die die Teilchenzahl verdoppelt. Da ΔT_g und ΔT_s kolligative Eigenschaften sind, sind auch diese doppelt so groß.

- (1) Welchen Siedepunkt (in °C, auf 2 Dezimalstellen genau) besitzt eine Benzollösung, die 4,70 g Anilin ($M = 93,13 \text{ g/mol}$) in 80,00 g Benzol ($M = 78,11 \text{ g/mol}$) enthält? Der Siedepunkt des reinen Benzols liegt bei 80,09 °C, die ebullioskopische Konstante beträgt $2,568 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$. ($T_s = 81,71 \text{ °C}$)
- (2) Natriumsulfat (Na_2SO_4 , 1,270 g, $M = 142,04 \text{ g/mol}$) wird in Wasser (40,00 g) gelöst. Die kryoskopische Konstante von Wasser beträgt $1,853 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$. Man berechne den Gefrierpunkt der Lösung (in °C, auf zwei Dezimalstellen genau). ($T_g = -1,24 \text{ °C}$)
- (3) 1,4-Dioxan ($M = 88,11 \text{ g/mol}$) enthält 3,50 % Phenol ($M = 94,11 \text{ g/mol}$) und 1,90 % Nitrobenzol ($M = 123,06 \text{ g/mol}$). Welchen Siedepunkt (in °C, auf zwei Dezimalstellen genau) besitzt die Lösung, wenn die ebullioskopische Konstante des Dioxans $3,130 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ beträgt? ($T_s = 102,74 \text{ °C}$)
- (4) Wieviel Atome enthält ein Schwefelmolekül ($M_{\text{Schwefel}} = 32,06 \text{ g/mol}$), wenn 0,614 g Schwefel in 54,80 g Schwefelkohlenstoff CS_2 eine Siedepunktserhöhung von 0,105 K ergeben? Die ebullioskopische Konstante von CS_2 beträgt $2,400 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$. ($n = 8$)
- (5) In einem Lösungsmittel rufen 10,00 g KCl ($M = 74,55 \text{ g/mol}$, undissoziiert) eine Gefrierpunktserniedrigung von 0,30 K hervor. Wie groß ist die Gefrierpunktserniedrigung (in K, auf zwei Dezimalstellen genau) bei der Lösung von 20,00 g Saccharose ($M = 342,30 \text{ g/mol}$) in der gleichen Lösungsmittelmenge? ($\Delta T_g = 0,43 \text{ K}$)
- (6) *hoher Schwierigkeitsgrad:*
Der Gefrierpunkt einer Lösung von Phenol ($M = 94,11 \text{ g/mol}$) in Benzol wird zu $-1,15 \text{ °C}$ bestimmt. Der Schmelzpunkt des reinen Benzols beträgt $5,45 \text{ °C}$ und die Dichte der Lösung ist $0,968 \text{ g/mL}$. Die kryoskopische Konstante des Benzols beträgt $5,109 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Zu berechnen sind
a) die Konzentration des Phenols in der Lösung (in mol/L, drei Dezimalstellen) ($c = 1,115 \text{ M}$)
b) der Massenanteil des Phenols in der Lösung (in %, zwei Dezimalstellen). ($w = 10,84 \text{ %}$)

7. Arbeitsblatt

„Chemisches Gleichgewicht“

Bedingungen: Reaktionen sind reversibel (Hin- und Rückreaktion)
 geschlossenes System = kein Stoffaustausch, jedoch Energieaustausch
 (Wärme, Arbeit)
 temperaturabhängig, druckabhängig (insbesondere bei Gasen)

Prinzip von Le Chatelier (Prinzip des kleinsten Zwangs)

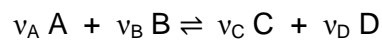
Bedingungen, die zur Verschiebung des Gleichgewichts (GG) führen:

Temperaturerhöhung/-erniedrigung: begünstigt endotherme/exotherme Reaktionen

Druckerhöhung/-senkung: verschiebt auf die Seite mit geringerem/höherem Volumen

Konzentrationserhöhung/-senkung: Konzentrationserhöhung der Edukte begünstigt die stoffverbrauchende Reaktion, analoges gilt für die Entfernung eines der Produkte aus dem Gemisch.

Gleichgewichtskonstante einer Reaktion:



Gleichgewichtskonstante für Lösungen:
$$K_c = \frac{c(C)^{|\nu_C|} \cdot c(D)^{|\nu_D|}}{c(A)^{|\nu_A|} \cdot c(B)^{|\nu_B|}}$$

Gleichgewichtskonstante für Gasmischungen:
$$K_p = \frac{p(C)^{|\nu_C|} \cdot p(D)^{|\nu_D|}}{p(A)^{|\nu_A|} \cdot p(B)^{|\nu_B|}}$$

Für $\nu_A + \nu_B = \nu_C + \nu_D$ gilt:
$$K_c = K_p$$

Beispiele:

i) Für das Gleichgewicht $H_2 + CO_2 \rightleftharpoons H_2O + CO$ gilt: $K_c = K_p = \frac{c(H_2O)^1 \cdot c(CO)^1}{c(H_2)^1 \cdot c(CO_2)^1}$

ii) Die Bildung von Iodwasserstoff (HI) aus den Elementen stellt eine Gleichgewichtsreaktion dar:



In einem 1-L-Gefäß werden 0,5 mol Wasserstoff und 0,5 mol Iod gasförmig gemischt. Wie groß ist die Konzentration an HI nach Einstellung des Gleichgewichts?

	H ₂	+	I ₂	⇌	2 HI
Beginn:	0,5 mol		0,5 mol		0 mol
Umsatz:	u		u		2 u
Gleichgewicht:	(0,5 – u) mol		(0,5 – u) mol		2 u

Für die Gleichgewichtskonstante K_c gilt dann:

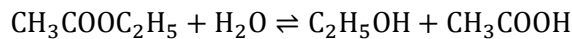
$$K_c = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{H}_2)^1 \cdot c(\text{I}_2)^1} = \frac{(2u)^2}{(0,5 - u)^2}$$

Auflösen liefert: $0 = 2u^2 - 6u + 1,5$

$$u_1 = 0,275 \quad (u_2 = 2,725)$$

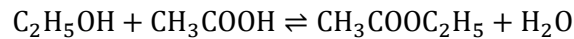
Im Gleichgewicht: $c(\text{H}_2) = 0,225 \quad c(\text{I}_2) = 0,225 \quad c(\text{HI}) = 0,550$

- (1) Für das Boudouard Gleichgewicht $\text{C} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CO}$ nimmt K_p bei 1000°C den Wert von $1,7 \cdot 10^5 \text{ hPa}$ ein. Berechnen Sie den Partialdruck von CO (in hPa) im Gleichgewicht, wenn der des CO_2 1500 hPa beträgt. (15.970 hPa)
- (2) Bei der Verseifung von 16 g Essigester mit 12 g Wasser sind die im Gleichgewicht vorhandenen Massen an Alkohol und Essigsäure (jeweils in g, zwei Dezimalstellen) zu bestimmen. Die Gleichgewichtskonstante K_c für die Verseifung beträgt 0,280.
[$m(\text{AcOH}) = 6,45 \text{ g}$ und $m(\text{EtOH}) = 4,94 \text{ g}$]



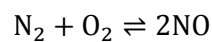
- (3) Im geschlossenen System stellt sich bei einer bestimmten Temperatur ein Gleichgewicht gemäß $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$ ein, mit $c(\text{A}) = c(\text{B}) = 1 \text{ mol/L}$ und $c(\text{C}) = 2 \text{ mol/L}$. Bei konstant bleibender Temperatur wird die Konzentration von B auf 2 mol/L erhöht. Berechnen Sie die sich neu einstellenden Gleichgewichtskonzentrationen (in mol/L, drei Dezimalstellen) aller drei Reaktionspartner. (Konzentration in mol/L: $[\text{A}] = 0,686 \quad [\text{B}] = 1,686 \quad [\text{C}] = 2,314$)
- (4) Bei einer Temperatur von $T = 400 \text{ K}$ gilt für das Gleichgewicht $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$ (alle Reaktanden sind gasförmig) die Gleichgewichtskonstante $K_c = 50$. Man vereinigt H_2 und I_2 bei dieser Temperatur mit den Anfangskonzentrationen $c_0(\text{H}_2) = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ und $c_0(\text{I}_2) = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - a) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonzentration von Iodwasserstoff. ($[\text{HI}] = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ M}$)
 - b) Welche Masse Iodwasserstoff (in g, drei Dezimalstellen) hat sich gebildet, wenn das Reaktionsgefäß ein Volumen von $V = 5 \text{ L}$ aufweist? [$m(\text{HI}) = 0.998 \text{ g}$]
- (5) Zur Einstellung der Gleichgewichtsreaktion: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2 \text{C}$ werden die Reaktanden A und B in einem Lösungsmittel gelöst. B wird in doppelter Stoffmenge bezogen auf A eingesetzt. Das Volumen des Systems während der Reaktion ist als konstant zu betrachten. Nach Erreichen des Gleichgewichts ist die Konzentration von A auf 35 % des ursprünglichen Wertes gesunken. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c (dimensionslos, drei Dezimalstellen). ($K_c = 3,577$)

- (6) Es ist die Gleichgewichtskonstante K_c (dimensionslos, vier Dezimalstellen) der Veresterung zu berechnen. Ausgehend von 1 mol Ethanol und 4 mol Essigsäure wird das Gleichgewicht bei gegebener Temperatur erreicht, wenn sich 0,6 mol Essigester und 0,6 mol Wasser gebildet haben. ($K_c = 0,2647$)



- (7) Für die Reaktion von Stickstoff und Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid gilt die Gleichgewichtskonstante $K_c = 3 \cdot 10^{-3}$. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonzentrationen aller beteiligten Stoffe, wenn zu Beginn der Reaktion in ein 2-L-Reaktionsgefäß 1 mol Stickstoff und 1,5 mol Sauerstoff eingeleitet werden.

(Konzentrationen in mol/L: $[\text{N}_2] = 0,4838$ $[\text{O}_2] = 0,7338$ $[\text{NO}] = 0,0324$)



8. Arbeitsblatt

„Elektrolyse“

Abscheidung von Substanzen beim Stromdurchgang durch die Lösung oder Schmelze eines Elektrolyten wird als Elektrolyse bezeichnet.

1. Faraday'sches Gesetz:

Die Masse eines elektrolytisch erzeugten Produkts ist der durchgegangenen Elektrizitätsmenge proportional.

Die Elektrizitätsmenge wird dabei als Ladung Q ausgedrückt und ergibt sich als Produkt aus konstanter Stromstärke I und Zeit.

$$Q = I \cdot t \quad [Q] = 1 \text{ As} = 1 \text{ C} \quad \text{As ... Ampèresekunde} \quad \text{C ... Coulomb}$$

$$[I] = 1 \text{ A}$$

Wird eine elektroaktive Spezies kathodisch reduziert oder anodisch oxidiert, so richtet sich Ladungsmenge nach der Anzahl der beteiligten Elektronen.

Beispiel: Soll ein Atom Na aus Na^+ abgeschieden werden, so wird ein Elektron kathodisch benötigt. Wird dagegen Mg aus Mg^{2+} abgeschieden sind zwei Elektronen erforderlich. Man bezeichnet die Anzahl der für den Elektrodenprozess auf atomarer Ebene benötigten Elektronen als elektrochemische Äquivalenzzahl z , d. h. $z(\text{Na}) = 1$, $z(\text{Mg}) = 2$.

Die beteiligte Ladungsmenge kann über die Elementarladung des Elektrons und deren geflossener Zahl berechnet werden:

Dabei entsprechen 1 mol Elektronen einer Ladung: $Q = F = N_A \cdot e$

$N_A = 6,0231 \cdot 10^{-19} \text{ mol}^{-1}$ (Avogadrokonstante); $e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ As}$ (Elementarladung)

Die Ladungsmenge von 1 mol Elektronen heißt auch Faraday Konstante: $F = 96.484 \text{ As} \cdot \text{mol}^{-1}$

Für den Umsatz einer Spezies an einer Elektrode gilt:

$$Q = \eta \cdot I \cdot t = z \cdot n \cdot F \quad \text{oder} \quad Q = \eta \cdot I \cdot t = z \cdot m / M \cdot F \quad (1)$$

η : Stromausbeute (Anteil der zur Abscheidung der interessierenden Spezies genutzten Elektronen)

I : Stromstärke [A]

t : Zeit [s]

n : Stoffmenge [mol]

z : elektrochemische Äquivalenzzahl

F : Faraday Konstante $F = 96.484 \text{ As mol}^{-1}$

2. Faraday'sches Gesetz:

Die durch gleiche Elektrizitätsmengen aus verschiedenen Stoffen abgeschiedenen Stoffmengen n verhalten umgekehrt proportional zu den elektrochemischen Äquivalenzzahlen z der beteiligten Spezies.

Das 2. Faraday'sche Gesetz ist eine unmittelbare Folge des 1. nach Glg. (1). Für zwei Spezies mit den jeweiligen Indices 1 bzw 2 folgt für $\eta = 1$:

$$Q = I \cdot t = z_1 \cdot n_1 \cdot F = z_2 \cdot n_2 \cdot F \quad \rightarrow \quad n_1 / n_2 = z_2 / z_1$$

- (1) Welche Masse an Na (in g, drei Dezimalstellen) und welches Volumen an Cl_2 (im Normzustand, in L, auf drei Dezimalstellen) werden erzeugt, wenn man eine Schmelze von NaCl für 1 h bei einer Stromausbeute von 93 % mit einem Strom von 3,00 A elektrolysiert?
($m = 2,393 \text{ g}$, $V = 1,167 \text{ L}$)
- (2) Bei der industriellen Produktion von Mg wird MgCl_2 bei einer Stromstärke von 25.000 A elektrolysiert. Welche Masse an Mg können bei 95 % Stromausbeute in 24 h hergestellt werden?
(in kg, auf drei Dezimalstellen) ($m = 258,453 \text{ kg}$)
- (3) In einem Vernickelungsbad kommt es zur Wasserstoffentwicklung an der Kathode. Innerhalb von 2 h werden bei 25,00 A 49,20 g Ni abgeschieden. Wieviel % des Stromes sind für die Abscheidung von Ni verwendet worden (Stromausbeute, in %, auf zwei Dezimalstellen)?
($\eta = 89,87 \%$)
- (4) Zur Abscheidung von 5,00 g Al aus einer Schmelze von Al^{3+} ist eine bestimmte Ladung erforderlich. Welche Masse an Mg könnte mit der gleichen Ladungsmenge aus einer Schmelze von Mg^{2+} abgeschieden werden? (in g, auf drei Dezimalstellen) ($m = 6,756 \text{ g}$)
- (5) 2,00 g Au sollen aus einer Lösung abgeschieden werden, die Au(III)-Ionen enthält. Wie lange dauert dies bei einer Stromstärke von 2,50 A wenn die Stromausbeute 86 % beträgt?
(in min, auf zwei Dezimalstellen) ($t = 22,78 \text{ min}$)
- (6) Aus einer Lösung, die NiSO_4 und CuSO_4 enthält, werden die Metalle gemeinsam an der Kathode abgeschieden. Dabei fließt ein Strom von 2,85 A über 20 min bei einer Stromausbeute von 97 %. Die Auswaage der Elektrode ergibt eine Massenzunahme von 1,030 g. Man berechne die Massen an Ni und Cu im Metallüberzug der Elektrode (in mg, auf eine Dezimalstelle). [$m(\text{Ni}) = 754,8 \text{ mg}$, $m(\text{Cu}) = 275,2 \text{ mg}$]