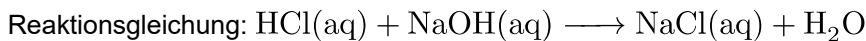


Umsatzberechnungen, die nicht von Reinstoffen, sondern von Lösungen ausgehen, lassen sich relativ einfach mit den Formeln $c = n/V$, $M = m/n$, dem Dreisatz und der Reaktionsgleichung lösen. Nach Aufstellen der Reaktionsgleichung werden anschließend die in der Aufgabenstellung gegebene Größenangaben in eine Stoffmenge n umgerechnet. Mit Hilfe des Koeffizientenverhältnisses wird dann in die Stoffmengen der anderen Reaktionspartner umgerechnet bzw. berechnet welche Stoffmengen nach Reaktionsende vorhanden sind. Anschließend muss häufig noch in eine Gehaltsangabe umgerechnet werden.

Beispielaufgabe: Zu 220 mL Salzsäurelösung mit $c(\text{HCl}) = 0,20 \text{ mol/L}$ werden durch Zugabe von 400 mL NaOH mit $c(\text{NaOH}) = 0,08 \text{ mol/L}$ abgestumpft. Dabei reagiert das NaOH_{aq} mit dem HCl_{aq} zu NaCl_{aq} und Wasser. Berechnen Sie die Restkonzentration an $\text{HCl}_{\text{(aq)}}$ nach NaOH-Zugabe.

Schritt 1: Aufstellen der Reaktionsgleichung (wenn nicht schon gegeben)

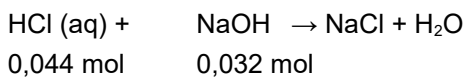


Schritt 2: Berechnung der eingesetzten Stoffmengen (am Anfang)

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{Lsg})} \Rightarrow n(\text{Lsg}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Lsg}) \Rightarrow n(\text{HCl}) = 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,220 \text{L} = 0,044 \text{mol}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{Lsg})} \Rightarrow n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Lsg}) \Rightarrow n(\text{NaOH}) = 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,4 \text{L} = 0,032 \text{mol}$$

Schritt 3. Schließen auf die Stoffmengen nach Reaktionsende



Der begrenzende Faktor ist NaOH. HCl ist im Überschuss vorhanden und kann nicht vollständig abreagieren. Da das Koeffizientenverhältnis $\text{HCl}_{\text{(aq)}} : \text{NaOH}_{\text{(aq)}} = 1 : 1$ ist, reagieren 0,032 mol NaOH mit 0,032 mol HCl. Nach Reaktionsende noch vorhanden: $n(\text{HCl}) = n_0(\text{HCl}) - 0,032 \text{ mol} \Rightarrow n(\text{HCl}) = 0,044 - 0,032 \text{ mol} = 0,012 \text{ mol}$

Schritt 4: Berechnung der HCl-Konzentration:

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{Lsg})} = \frac{0,012 \text{mol}}{0,620 \text{L}} = 0,01935 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (\text{Volumen beträgt durch Zusammenschütten der Lsg. } 620 \text{ mL}).$$

Aufgaben

1. In 100 mL HCl_{aq} ($c = 2,0 \text{ mol/L}$) werden 3 g CaCO_3 (s) gegeben.
 - a) Welches Volumen CO_2 entsteht unter Normbedingungen?
 Geben Sie die Konzentrationen folgender Ionen nach Reaktionsende an: Ca^{2+} , Cl^- und H^+ . *Hinweis:* $\text{HCl}_{\text{aq}} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, d.h. wie Salze auch, liegt HCl_{aq} in der Lösung in Ionen zerfallen vor. *Hinweis2:* Wir nehmen an, dass das Volumen der Lösung konstant 100 mL beträgt.
2. Kupfer(I)-oxid, Wasserstoffperoxid und konzentrierte Essigsäure (CH_3COOH) reagieren zu Kupfer(II)-acetat-Monohydrat (Formel: $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) und Wasser.
 - a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung mit folgenden Abkürzungen: Essigsäure= HAc Kupfer(II)Acetat-Monohydrat: $\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
 - b) Welche Masse an technischem Kupferoxid ($w = 96,5\%$) muss eingesetzt werden, um 50 g Kupfer(II)-acetat-Monohydrat zu erhalten? (*Aufgabe ähnlich einer Aufgabe aus der CL-Abschlussprüfung, Winter 2004/2005*)
3. Calciumoxid kann zur Neutralisation von Salzsäure benutzt werden, wobei Calciumchlorid und Wasser anfällt.
 - a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
 - b) Welche Masse technisches Calciumoxid ($w = 85\%$) wird zur Neutralisation von 2 m³ Salzsäure ($w = 15,2\%$) benötigt ($\rho = 1,040 \text{ g/mL}$)? (*Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe aus der Abschlussprüfung für CL, Teil 1, Sommer 2006*)
4. Durch Reaktion mit Sauerstoff kann aus H_2S -haltigem Gas Schwefel gewonnen werden. Als weiteres Reaktionsprodukt entsteht H_2O .
 - a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung
 - b) Welches Volumen reines H_2S wurden bei Normbedingungen umgesetzt, wenn 2,8 kg Schwefel entstanden sind und die Ausbeute der Reaktion 80% beträgt?
 - c) Berechnen Sie den Volumenanteil von H_2S wenn das bei b) berechnete Volumen in 50 m³ Abgas vorlag (*Aufgabe ähnlich einer Prüfungsaufgabe aus der Abschlussprüfung für CL, Teil 1, Sommer 2006*).

5. Eine Natronlauge mit $w(\text{NaOH}) = 12,2\%$ wird mit Schwefelsäure ($w = 15,5\%$) gerade neutralisiert. Welchen Massenanteil besitzt die entstehende Natriumsulfatlösung? (*ähnlich einer Prüfungsaufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 1*).
6. Eine organische Verbindung besteht zu $84,2\%$ aus chemisch gebundenem C ($w(\text{C}) = 84,2\%$) und zu $15,8\%$ aus chemisch gebundenem H ($w(\text{H}) = 15,8\%$). Welches Volumen Luft ($\varphi(\text{O}_2) \approx 21\%$) bei Normbedingungen wird für die vollständige Verbrennung von 250g des Stoffs benötigt, wenn mit einem 40% igen Luftüberschuss gerechnet wird? (*ähnlich einer Prüfungsaufgabe aus der Abschlussprüfung Teil 1*). $M(\text{C}) = 12\text{ g/mol}$, $m(\text{H}) = 1\text{ g/mol}$, molares Normvolumen: $V_{m,n} = 22,4\text{ L/mol}$.

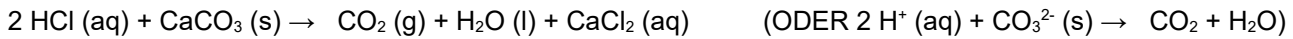
Lösungen unter www.laborberufe.de

Lösungen ohne Gewähr

Faustregel: Zwischenergebnisse sollten nicht oder nur wenig gerundet werden. Das Endergebnis wird jedoch nach chemischer/technischer Vernunft gerundet! Mit diesem Vorgehen verhindert man, dass sich Rundungsfehler durch fortgesetzte Rechenoperationen vervielfachen.

Nr. 1

► Schritt 1: Reaktionsgleichung



Ca^{2+} und Cl^- sind an der eigentlichen Reaktion nicht beteiligt.

► Schritt 2: Umrechnung in Stoffmengen

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{Lsg})} \Rightarrow n(\text{Lsg}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Lsg}) \Rightarrow n(\text{HCl}) = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{L} = 0,2 \text{mol}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} \Rightarrow n(\text{CaCO}_3) = \frac{3 \text{g}}{100,087 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,02997 \text{mol}$$

Die Reaktion wird durch die Stoffmenge an CaCO_3 begrenzt. HCl liegt im Überschuss vor und kann nicht vollständig abreagieren (siehe auch: Schritt 3)

► Schritt 3. Stoffmengen nach Reaktionsende



0,02997 mol CaCO_3 reagieren mit der doppelten Stoffmenge HCl , also mit 0,05994 mol. Dies folgt aus dem Koeffizientenverhältnis 2:1. Zwar steht mehr HCl zur Verfügung, (zu Beginn: 0,2 mol, siehe oben) aus Mangel an Reaktionspartner kann aber der Überschuss nicht abreagieren.

a) Aus dem Koeffizientenverhältnis 1:1 folgt, dass 0,02997 mol CO_2 entstehen. Für die Umrechnung in $V(\text{CO}_2)$ bildet man mit dem Normvolumen ($V_m = 22,41 \text{ L}$) den Dreisatz ODER man benutzt zur Berechnung die Zustandsgleichung für ideale Gase:

Möglichkeit	A:	Berechnung	mittels	Möglichkeit B: Zustandsgleichung idealer Gase
Normvolumen				
1 mol	$\hat{=}$	22,41 L		$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$
0,02997 mol	$\hat{=}$	x L		$V = \frac{0,02997 \text{ mol} \cdot 0,083144 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273,15 \text{K}}{1,013 \text{ bar}} = 0,671 \text{L} \approx 670 \text{mL}$
=>		x = 0,671 L \approx 670 mL		

b) 1. $n(\text{Ca}^{2+})$ und $c(\text{Ca}^{2+})$.

Nach Reaktion liegen 0,02997 mol $\text{CaCl}_2 \text{ (aq)}$ vor (vgl. Reaktionsgleichung oben). => $n(\text{Ca}^{2+}) = 0,02997 \text{ mol}$. Ca^{2+} liegt vor der Reaktion ausschließlich im Feststoff CaCO_3 vor. Die CaCO_3 -Portion enthält 0,02977 mol Ca^{2+} (siehe Schritt 2, oben). Die Ca^{2+} -Stoffmenge bleibt unverändert, da es an der Reaktion nicht beteiligt ist. Mit dem Volumen lässt sich die

$$\text{Konzentration berechnen: } c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V(\text{Lsg})} = \frac{0,02997 \text{mol}}{0,1 \text{L}} = 0,2997 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

2. $n(\text{Cl}^-)$ und $c(\text{Cl}^-)$

Die Chloridionen sind an der Reaktion nicht beteiligt, so dass die Endkonzentration der Anfangskonzentration entspricht.

$$c(\text{HCl}) = 2,0 \text{ mol/L} \Rightarrow c(\text{Cl}^-) = 2,0 \text{ mol/L}$$

3. $n(\text{H}^+)$ und $c(\text{H}^+)$.

Zu Beginn vorhanden: $n_0(\text{H}^+) = 0,2 \text{ mol}$.

Es werden verbraucht: $n_{\text{verbraucht}}(\text{H}^+) = 0,05994 \text{ mol}$

Am Ende noch vorhanden: $n_{\text{Ende}}(\text{H}^+) = 0,2 \text{ mol} - 0,05994 \text{ mol} = 0,14006 \text{ mol}$

$$c(\text{H}^+) = \frac{n(\text{H}^+)}{V(\text{Lsg})} = \frac{0,14006 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,4006 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Nr. 2



b) Berechnung der Stoffmenge $n(\text{Cu}_2\text{O})$ und $m(\text{Cu}_2\text{O})$.

$$n(\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O})} \Rightarrow n(\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{50 \text{ g}}{199,667 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,250417 \text{ mol}$$

Aus dem Koeffizientenverhältnis 1:2 folgt: $n(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,5 \cdot n(\text{CuAc}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) \Rightarrow n(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,12521 \text{ mol}$

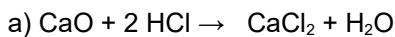
$$m(\text{Cu}_2\text{O}) = M(\text{Cu}_2\text{O}) \cdot n(\text{Cu}_2\text{O}) \Rightarrow m(\text{Cu}_2\text{O}) = 17,9162 \text{ g}$$

Berücksichtigung der Verunreinigung

In 100 g technischem Cu_2O sind 96,5 g reines Cu_2O enthalten. Dies folgt aus $w = 96,5\%$. Mit dem Dreisatz lässt sich nun berechnen, in welcher Masse technischen Ausgangsstoffs genau 17,9162 g reines Cu_2O .

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g Cu}_2\text{O}_{\text{tech}} \triangleq 96,5 \text{ g Cu}_2\text{O} \\ x \text{ g Cu}_2\text{O}_{\text{tech}} \triangleq 17,9162 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{17,9162}{96,5} \cdot 100 \approx \mathbf{18,56 \text{ g}}$$

Nr. 3



b) 1. Berechnung von $n(\text{HCl})$

1.1 Berechnung der Säuremasse mithilfe der Dichte und des Volumens

$$\rho(\text{Lsg}) = \frac{m(\text{Lsg})}{V(\text{Lsg})} \Rightarrow m(\text{Lsg}) = \rho(\text{Lsg}) \cdot V(\text{Lsg}) \Rightarrow m(\text{Lsg}) = 1,040 \cdot 10^6 \frac{\text{g}}{\text{m}^3} \cdot 2 \text{ m}^3 = 2,080 \cdot 10^6 \text{ g}$$

1.2 Berechnung der Masse an HCl mithilfe der Säuremasse und des Massenanteils

Aus $w = 15,2\%$ folgt, dass in 100 g Säure 15,2 g reine HCl enthalten sind. Mit dem Dreisatz lässt sich die HCl-Masse in $2,080 \cdot 10^6$ g Säure hochrechnen:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g Säure} \triangleq 15,2 \text{ g HCl} \\ 2,080 \cdot 10^6 \text{ g Säure} \triangleq x \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{2,080 \cdot 10^6}{100} \cdot 15,2 \approx 316160 \text{ g}$$

1.3 Umrechnung in $n(\text{HCl})$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} \Rightarrow n(\text{HCl}) = \frac{316160 \text{ g}}{36,4606 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 8671,3 \text{ mol}$$

2. Ermittlung von $n(\text{CaO})$ mithilfe des Koeffizientenvergleichs und Umrechnung in $m(\text{CaO})$

Aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung (1:2) geht hervor $\Rightarrow n(\text{CaO}) = 0,5 \cdot n(\text{HCl}) \Rightarrow n(\text{CaO}) \approx 4335,6 \text{ mol}$

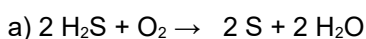
$$m(\text{CaO}) = n(\text{CaO}) \cdot M(\text{CaO}) \Rightarrow m(\text{CaO}) = 4335,6 \text{ mol} \cdot 56,077 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 243130 \text{ g}$$

3. Berücksichtigung der Verunreinigung

In 100 g technischem CaO sind 85 g reines CaO enthalten, da $w = 85\%$. Mit dem Dreisatz lässt sich nun berechnen, in welcher Masse Ausgangsstoff 243130 g reines CaO enthalten sind.

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g CaO}_{\text{tech}} \triangleq 85 \text{ g CaO} \\ x \text{ g CaO}_{\text{tech}} \triangleq 243130 \text{ g CaO} \end{array} \right\} x = \frac{243130 \text{ g}}{85} \cdot 100 \approx 286034 \text{ g} \approx 286 \text{ kg}$$

Nr. 4



b) Berechnung der Stoffmenge $n(\text{H}_2\text{S})$

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} \Rightarrow n(S) = \frac{2800g}{32,006g} = 87,484mol$$

Aus dem Koeffizientenverhältnis 2:2 folgt: $n(H_2S) = n(S) \Rightarrow n(H_2S) = 87,484 mol$.

Berücksichtigung der Ausbeute

Wenn die Ausbeute 100% betragen würde, so müssten 87,484 mol H_2S umgesetzt werden um 2,8 kg Schwefel zu erhalten. Da die Ausbeute nur 80% beträgt, muss entsprechend **mehr** (!) H_2S eingesetzt werden. Die Berechnung kann über den Dreisatz erfolgen:

$$\left. \begin{array}{l} 80\% \triangleq 87,484 \text{ mol } H_2S \\ 100\% \triangleq x \text{ mol } H_2S \end{array} \right\} x = \frac{80}{100} \cdot 87,484 \approx 69,9872 \text{ mol}$$

Die Umrechnung in ein Volumen kann mithilfe des Normvolumens oder der Zustandsgleichung idealer Gase erfolgen:

Möglichkeit A

Dreisatz mithilfe des Normvolumens

$$1 \text{ mol} \triangleq 22,41 \text{ L}$$

$$69,9872 \text{ mol} \triangleq x \text{ L}$$

$$\Rightarrow x = 1568,4 \text{ L} \approx 1,57 \text{ m}^3$$

Möglichkeit B

Zustandsgleichung idealer Gase

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{69,9872 \text{ mol} \cdot 0,083144 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,013 \text{ bar}} = 1568,4 \text{ L} \approx 1,57 \text{ m}^3$$

b)

Der **Volumenanteil** gibt an, welchen Anteil das Volumen eines Stoffs bezogen auf das Gesamtvolumen (genauer: Summe aller Teilvolumen) besitzt.

$$\varphi(H_2S) = \frac{V(H_2S)}{V(Gas)} \Rightarrow \varphi(H_2S) = \frac{1,57 \text{ m}^3}{50 \text{ m}^3} = 0,0314 \approx 3,1\%$$

Die Definition ist also völlig analog zum **Massenanteil** oder **Stoffmengenanteil**.

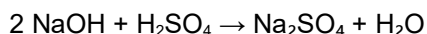
Alternativ lässt sich das Problem auch mit dem Dreisatz lösen: Gefragt ist nach dem Volumen an H_2S in 100 m^3 Abgas.

$$\left. \begin{array}{l} 1,57 \text{ m}^3 H_2S \triangleq 50 \text{ m}^3 \text{ Abgas} \\ x \text{ m}^3 H_2S \triangleq 100 \text{ m}^3 \text{ Abgas} \end{array} \right\} x = 1,57 \cdot \frac{100}{50} \approx 3,1 \text{ m}^3$$

Der Volumenanteil beträgt also $\varphi = 3,1\%$.

Nr. 5

Wir gehen einfach mal von 100 Gramm Natronlauge aus. Sie enthalten 12,2 Gramm gelöstes Natriumhydroxid. Das sind 0,3050 mol gelöstes NaOH. Zur Neutralisation wird wegen des Koeffizientenverhältnisses (2:1 der Reaktionsgleichung die halbe Stoffmenge an H_2SO_4 benötigt.



Es werden also 0,1525 mol H_2SO_4 benötigt. Das sind 14,958 g reine Schwefelsäure die zugegeben werden müssen. Da die Schwefelsäure 15,5%ig ist, muss man 96,504 Gramm Schwefelsäure ($w=15,5\%$) zusetzen.

Insgesamt entstehen durch die Zugabe also $100 \text{ g} + 96,504 \text{ g} = 196,504 \text{ Gramm}$ Natriumsulfatlösung.

Laut Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung entstehen bei der Reaktion genauso viel Na_2SO_4 wie H_2SO_4 verbraucht wird, bei uns also 0,1525 mol. Das sind ca. 21,662 g Na_2SO_4 .

Der Massenanteil beträgt damit:

$$w(Na_2SO_4) = \frac{m(Na_2SO_4)}{m(Lsg)} = \frac{21,662 \text{ g}}{196,504 \text{ g}} \approx 0,110 \text{ (d.h. 11,0\%)}$$

Nr. 6

Jedes C-Atom benötigt ein O_2 -Molekül um in CO_2 überführt zu werden: $C... + O_2 \rightarrow CO_2$

Man kann also erst die $m(\text{C})$ in 250 Gramm Verbindung berechnen. Das rechnet man in die Stoffmenge $n(\text{C})$ um. Wegen dem oben Geschriebenen, ist damit auch $n(\text{O}_2)$ für den Kohlenstoffanteil bekannt.

Jedes H-Atom benötigt ein 0,5 O-Atome oder 0,25 O₂-Moleküle um in H₂O überführt zu werden:



Man kann also erst die $m(\text{H})$ in 250 Gramm Verbindung berechnen. Das rechnet man in die Stoffmenge $n(\text{H})$ um. Wegen dem oben Geschriebenen, ist damit auch $n(\text{O}_2)$ für den Wasserstoffanteil bekannt: $n(\text{O}_2) = 0,25 \cdot n(\text{H})$

Nun summiert man die beiden O₂-Stoffmengen auf und berechnet das O₂-Volumen in Litern, schließlich ist ja bekannt, dass 1 mol ca. 22,4 Liter einnimmt. So kann mit einem Dreisatz auf das O₂-Volumen schließen. Nun rechnet man noch auf das Luft-Volumen hoch (ca. das Fünffache, da der Volumenanteil nur 21% beträgt) und schlägt nochmal 40% auf (wegen des geforderten Luft-Überschusses).