

Rechnen mit Gasen (in Anlehnung an Aufgaben aus der Abschlussprüfung Teil 1)

1. Wie viel Liter Methan (CH_4) von 20°C und 1000 mbar entstehen bei der Umsetzung von 50 g Aluminiumcarbid (Al_4C_3) mit Wasser? $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{CH}_4$; Hinweis: $M(\text{Al}_4\text{C}_3) = 144,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$; $V_{\text{mn}}(\text{CH}_4) = 22,4 \text{ L/mol}$ (ähnlich S. 42, Nr. 093 PAL-Buch)
2. Bei der Umsetzung von 3,6 kg Aluminiumcarbid (Al_4C_3), $w(\text{Al}_4\text{C}_3) = 90\%$, mit Wasser wurden $1,2 \text{ m}^3$ Methan erhalten. Wie groß ist die Ausbeute an Methan in %, bei 1030 mbar und 25°C ? $V_{\text{mn}}(\text{CH}_4) = 22,4 \text{ L/mol}$, $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$ (ähnlich S. 37, Nr. 077 PAL-Buch)
3. Berechnen Sie, welche Masse in Gramm an Salzsäure, $w(\text{HCl}) = 36,5 \%$, einzusetzen ist, um aus der Reaktion mit Kaliumpermanganat 500 mL Chlor bei 1000 hPa und 21°C zu erhalten ($M(\text{HCl}) = 36,461 \text{ g/mol}$, $R = 0,08314 \text{ (L*bar)/(mol*K)}$). (S. 145, U19). $16 \text{HCl} + 2 \text{KMnO}_4 \rightarrow 5 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$
4. Durch vollständige Hydrierung von Phenol, sollen 50 kg Cyclohexanol hergestellt werden. Wie viel Kubikmeter Wasserstoff im Normzustand werden benötigt, wenn die Ausbeute bei der Hydrierung 80% beträgt und zusätzlich mit 25% Wasserstoffüberschuss gearbeitet werden soll? Hinweis: Bei der Hydrierung wird an alle C-Atome von C=C-Doppelbindungen jeweils ein H-Atom angelagert: z.B. für Ethen: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$. Beim Phenol sind insgesamt drei Doppelbindungen vorhanden (siehe Strukturformel rechts). $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{H}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$ (ähnlich S. 39, Nr. 082 PAL-Buch)
- 
5. Eine Brausetablette mit der Masse 3,80 g enthält den Massenanteil $w(\text{NaHCO}_3) = 22,0\%$, der beim Lösen in Wasser vollständig umgesetzt wird. Wie groß ist das bei der Temperatur 25°C und bei Normdruck freigesetzte Kohlenstoffdioxid-Volumen in Milliliter? $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, $M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$ (ähnlich S. 35, Nr. 071 PAL-Buch)
6. Wie viel Doppelbindungen enthält eine ungesättigte Verbindung $M(\text{X}) = 74 \text{ g/mol}$ im Molekül, wenn bei der katalytischen Hydrierung für 0,517 g der Substanz 684 mL Wasserstoff mit der Temperatur 25°C und dem Druck 1013 mbar verbraucht wurden? $V_{\text{mn}}(\text{H}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$. (ähnlich S. 35, Nr. 072 PAL-Buch)
7. 500 g einer organischen Verbindung sollen vollständig verbrannt werden. Die Analyse der Verbindung ergab folgende Massenanteile: $w(\text{C}) = 78,1\%$, $w(\text{H}) = 21,9\%$. Wie viel Kubikmeter Luft, mit einem Volumenanteil (O_2) von 20,94%, im Normzustand sind erforderlich, wenn mit einem Luftüberschuss von 25,0% gearbeitet wird? $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $V_{\text{m,n}}(\text{O}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$ (ähnlich einer Frage aus PAL-Abschlussprüfungen, Nr: 081, Teil I)
8. Bei der Auflösung von Zn in Schwefelsäure entsteht ein brennbares Gas. Welcher Massenanteil an Zn liegt in einem Zn-Sand-Gemisch vor, wenn 200 mg des Gemisches bei der Umsetzung mit Schwefelsäure bei Normbedingungen 54 mL Gas liefern?
9. Welches Volumen an CO_2 ist bei Normbedingungen entstanden, wenn bei der Auflösung einer unbekanntenen Masse an Natriumcarbonat in 500,00 mL Salzsäure ($c = 1,5000 \text{ mol/L}$), die Salzsäurekonzentration auf $c = 0,9150 \text{ mol/L}$ gesunken ist? Das Volumen der Lösung hat sich nach Beendigung des Auflösensvorgangs auf 480 mL verringert.
10. Zeigen Sie, dass die *universelle Gasgleichung* das allgemeine Gasgesetz (*allgemeine Gasgleichung*) enthält. Zeigen Sie, dass das allgemeine Gasgesetz das Gesetz von BOYLE-MARIOTTE und von GAY-LUSSAC enthält.

11. Tauchretter, wie sie z.B. in U-Booten zum Einsatz kommen, sind kanisterförmige Atemgeräte. Dabei läuft (unter anderem) folgende Reaktion ab: Das in den Kanister über einen Schlauch geatmete CO_2 der Atemluft wird durch das darin enthaltene KO_2 (Kaliumhyperoxid, $M = 71,1 \text{ g/mol}$) in Form Kaliumcarbonat gebunden, wobei auch O_2 freigesetzt wird, was anschließend über ein Ventilsystem und einen Schlauch eingeatmet werden kann.

a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung.

b) Warum muss ein Überdruckventil im Tauchretter eingebaut sein?

c) Welche Masse an Kaliumhyperoxid muss der Tauchretter rechnerisch enthalten, um die Person 1 Stunde mit Sauerstoff zu versorgen und das Kohlenstoffdioxid zu binden? Hinweis: Pro Atemzug werden ca. 20 mL reines CO_2 ausgeatmet, die durchschnittliche Anzahl an Atemzügen beträgt ca. 20 pro Minute. Die Temperatur am Grund eines Meeres beträgt immer 4°C , der Druck soll $p = 1013 \text{ hPa}$ betragen.

12. Welche Masse MnO_2 und wie viel Liter 30%ige Salzsäure ($\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$) werden rein stöchiometrisch benötigt um bei Normbedingungen 1,5 L Chlor herzustellen?

Lösungen ohne Gewähr

Nr. 1

a) Zuerst wird ausgerechnet welche Stoffmenge Al_4C_3 vorliegt. b) Anschließend wird mit dem Koeffizientenverhältnis auf die Stoffmenge Methan geschlossen, Zum Schluss wird berechnet, welches Volumen das gebildete Gas bei den angegebenen Rahmenbedingungen einnimmt.

$$a) n(Al_4C_3) = \frac{m(Al_4C_3)}{M(Al_4C_3)} = \frac{50,00g}{144,0 \frac{g}{mol}} \approx 0,34722 mol$$

$$b) n(CH_4) = 3 \cdot n(Al_4C_3) \Rightarrow n(CH_4) \approx 3 \cdot 0,34722 mol \approx 1,04167 mol$$

$$c) pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V \approx \frac{1,04167 mol \cdot 0,08314 \frac{L \cdot bar}{mol \cdot K} \cdot 293,15 K}{1,000 bar} \approx 25,4 L$$

Anmerkung: Je nach gewählter Einheit von p, T und V hat die Gaskonstante R einen unterschiedlichen Wert. Die Werte finden sich alle im Küster –Thiel (Kapitel: 5.5 Umrechnungstabellen und Umrechnungsfaktoren, S. 275). Man beachte weiterhin, dass nicht alle angegebenen Werte für die Berechnung benötigt werden. V_{mn} und $M(CH_4)$ wurden nicht benutzt.

Nr. 2

Anmerkung: Die passende Reaktionsgleichung ist aus der vorangegangenen Aufgabe zu entnehmen.

a) Zuerst wird ausgerechnet welche Stoffmenge Aluminiumcarbid vorliegt. b) Dann wird darauf geschlossen, welche Stoffmenge Methan sich bei vollständigem Stoffumsatz (100% Ausbeute) bilden müsste. c) Schließlich wird berechnet welche Stoffmenge CH_4 sich tatsächlich gebildet hat. d) Es kann aus den beiden Stoffmengen berechnet werden, wie groß der tatsächliche Stoffumsatz war.

$$a) m(Al_4C_3) = w(Al_4C_3) \cdot m(Ausgangsstoff) = 0,90 \cdot 3,6 kg = 3,24 kg$$

3,24 kg Al_4C_3 entsprechen 22,5 mol Al_4C_3 .

b) Wegen dem 1:3-Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung folgt: $n(CH_4) = 67,5 mol$.

$$c) pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,030 bar \cdot 1200 L}{0,08314 \frac{L \cdot bar}{mol \cdot K} \cdot 298,15 K} \approx 49,862 mol$$

$$100 \% \text{ Stoffumsatz} \hat{=} 67,5 mol$$

$$d) x \% \hat{=} 49,862 mol$$

$$\Rightarrow x \approx 73,9\%$$

Die Ausbeute beträgt ca. 73,9%.

Nr. 3

ACHTUNG: GEÄNDERTE AUFGABENSTELLUNG: 21 °C statt 24°C.

a) Zuerst wird berechnet, welche Stoffmenge Cl_2 entstehen soll. b) Anschließend wird mit dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung berechnet, welche Stoffmenge HCl dafür benötigt wird. c) Nach Umrechnung von $n(HCl)$ in $m(HCl)$ wird berücksichtigt, dass nur 36,5% der Masse der Lösung aus HCl besteht.

$$a) pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,000 bar \cdot 0,5 L}{0,08314 \frac{L \cdot bar}{mol \cdot K} \cdot 294,15 K} \approx 0,020445 mol$$

b) aus dem Koeffizientenverhältnis folgt, dass eine 3,2 mal höhere Stoffmenge an HCl einzusetzen ist (Koeffizientenverhältnis 16/5)

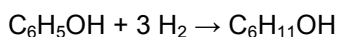
$$n(\text{HCl}) \approx 0,065424 \text{ mol}$$

$$c) m(\text{HCl}) \approx 2,3854 \text{ g}$$

$$m(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{HCl})}{w(\text{HCl})} \Rightarrow m(\text{Salzsäure}) = \frac{2,3854 \text{ g}}{0,365} \approx 6,54 \text{ g}$$

Nr. 4

Anmerkung: In der Prüfungsfrage war auch die Reaktionsgleichung angegeben.



a) Zuerst wird berechnet welche Stoffmenge Cyclohexanol hergestellt werden soll und welche Stoffmenge H_2 hierfür erforderlich ist (Koeffizientenverhältnis). b) Anschließend wird $n(\text{H}_2)$ in $V(\text{H}_2)$ umgerechnet. c) Hier wird noch berücksichtigt, dass die Ausbeute (bezüglich von H_2) nur 80% beträgt und darüber hinaus noch 25% mehr an H_2 eingesetzt werden soll.

a) $m(\text{Cyclohexanol}) = 100 \text{ g/mol}$. $n(\text{Cyclohexanol}) = 500 \text{ mol}$. $\Rightarrow n(\text{H}_2) = 1500 \text{ mol}$ (wegen Koeffizientenverhältnis).

b) Mit dem Normvolumen folgt:

$$V(\text{H}_2) = 1500 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 33600 \text{ L} \hat{=} 33,6 \text{ m}^3$$

c) Berücksichtigung der Ausbeute:

$$V(\text{H}_2) = \frac{33,6 \text{ m}^3}{0,8} = 42 \text{ m}^3$$

Berücksichtigung des H_2 -Überschuss

$$25\% \text{ von } 42 \text{ m}^3 \text{ sind } 10,5 \text{ m}^3. V_{\text{gesamt}}(\text{H}_2) = 10,5 \text{ m}^3 + 42 \text{ m}^3 = 52,5 \text{ m}^3$$

Nr. 5

a) Zuerst wird die Stoffmenge an NaHCO_3 (bzw. HCO_3^-) berechnet. b) Anschließend wird mit dem Koeffizientenverhältnis auf $n(\text{CO}_2)$ umgerechnet. c) Mit der universellen Gasgleichung lässt sich daraus $V(\text{CO}_2)$ berechnen. Das Normvolumen lässt sich nicht benutzen, da das Gas nicht bei der Normtemperatur anfällt.

a)

$$n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{Ausgangsstoff}) \cdot w(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} \approx 0,009952 \text{ mol}$$

b) aus Koeffizientenverhältnis folgt: $n(\text{CO}_2) \approx 0,009952 \text{ mol}$

c)

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V \approx \frac{0,009952 \text{ mol} \cdot 0,08314 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}}{1,013 \text{ bar}} \approx 0,24 \text{ L}$$

Das sind ca. 240 mL

Nr. 6

Pro Doppelbindung wird ein H_2 -Molekül verbraucht: z.B. $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$

Es wird das Stoffmengenverhältnis $n(\text{H}_2)$ pro $n(\text{Verbindung})$ berechnet. Es gibt die Anzahl an Doppelbindungen im Molekül an. Wenn z.B. die dreifache Stoffmenge H_2 verbraucht wird, wie $n(\text{Verbindung})$ vorliegt, dann müssen pro Molekül drei Doppelbindungen vorhanden sein.

$$pV = nRT \Rightarrow n(\text{H}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{1,013 \text{ bar} \cdot 0,684 \text{ L}}{0,08314 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} \approx 0,02795 \text{ mol}$$

$$n(\text{Verbindung}) = 0,0069865 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{Verbindung})} = \frac{0,02795 \text{ mol}}{0,0069865 \text{ mol}} \approx 4$$

Pro Molekül sind 4 Doppelbindungen enthalten.

Nr. 7

Vorüberlegungen: Die Verbindung muss ein reiner Kohlenwasserstoff sein, da $w(\text{C})$ und $w(\text{H})$ der Verbindung, sich genau auf 100% ergänzen. Summenformel: C_xH_y . Bei der vollständigen Verbrennung wird der C-Anteil vollständig in CO_2 umgewandelt, der H-Anteil vollständig in H_2O .

1. Zuerst berechnen wir die Massen $m(\text{C})$ und $m(\text{H})$ und die Stoffmengen $n(\text{C})$ und $n(\text{H})$ in der Ausgangsverbindung. 2. Anschließend überlegen wir uns, wie viel O_2 wir brauchen um diese Stoffmengen in CO_2 bzw. H_2O zu überführen 3. Nun berechnen wir die Gesamtstoffmenge $n(\text{O}_2)$ und das Gesamtvolumen $V(\text{O}_2)$ was rein stöchiometrisch benötigt wird. 4. Zum Schluss müssen wir nur noch berücksichtigen, dass mit Luft, statt mit reinem O_2 verbrannt wird, und außerdem ein bestimmter Luft-Überschuss vorliegen soll.

$$\text{Zu 1: } m(\text{C}) = 0,781 \cdot 500 \text{ g} = 390,5 \text{ g} \hat{=} 32,542 \text{ mol C-Atome}$$

$$m(\text{H}) = 0,219 \cdot 500 \text{ g} = 109,5 \text{ g} \hat{=} 109,5 \text{ mol H-Atome}$$

Zu 2: Aus jedem C-Atom entsteht ein CO_2 -Molekül. Wenn 32,542 mol C-Atome vorhanden sind, werden also auch 32,542 mol O_2 -Moleküle zur Überführung in CO_2 benötigt (da C_1O_2). Für je 2 H-Atome wird ein O-Atom benötigt (da H_2O_1). Für 109,5 mol H-Atome, werden also 54,75 mol O benötigt. Das sind 27,375 mol O_2 -Moleküle.

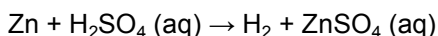
Zu 3: $n_{\text{gesamt}}(\text{O}_2) = 59,917 \text{ mol O}_2$. Mit dem Normvolumen für Gase von 22,4 L/mol, kommen wir auf $V(\text{O}_2) = 1342,14 \text{ L}$

$$\text{Zu 4: } V_{\text{stöchiometrisch}}(\text{Luft}) = \frac{V(\text{O}_2)}{w(\text{O}_2)} = \frac{1342,14 \text{ L}}{0,2094} \approx 6409,5 \text{ L}$$

Berücksichtigung des 25%-Luft-Überschusses: Überschussvolumen: $V = 0,25 \cdot 6409,5 \text{ L} = 1602,36 \text{ L}$
 \Rightarrow Gesamtvolumen: $V_{\text{gesamt}}(\text{Luft}) = 6409,5 \text{ L} + 1602,36 \text{ L} \approx 8000 \text{ L} (8 \text{ m}^3)$

8.

Zuerst muss die Reaktionsgleichung formuliert werden. Alle unedlen Metalle lösen sich in Säuren unter H_2 -Bildung auf.



Mit dem Normvolumen (22,4 L/mol) lässt sich berechnen, dass $n(\text{H}_2) \approx 0,0024107 \text{ mol H}_2$ entstanden sind.

Wegen dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung folgt, dass auch $n(\text{Zn}) \approx 0,0024107$ mol vorhanden gewesen sein müssen. Das entspricht $m(\text{Zn}) \approx 0,158$ g. Da die Gesamtmasse 0,2 g betrug, muss $w(\text{Zn}) \approx 78,8\%$ betragen haben.

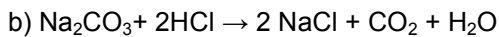
9.

a) Zuerst wird berechnet welche Stoffmenge an HCl verbraucht wurde (Stoffmengendifferenz an HCl zwischen Beginn und Ende). b) Aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung lässt sich berechnen, welche Stoffmenge CO_2 entstanden ist. c) Dies wird dem Normvolumen 22,4 L/mol in das Volumen umgerechnet.

$$a) n_0(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,75 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ende}}(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Lsg}) \approx 0,4392 \text{ mol}$$

$$\Delta n(\text{HCl}) = 0,3108 \text{ mol}$$



Aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung ist zu sehen, dass die halbe Stoffmenge an CO_2 anfällt.
=> $n(\text{CO}_2) = 0,1554$ mol.

c) Das entsprechen 3,5 L CO_2 -Gas

10.

Für die Rahmenbedingungen p_1 , V_1 und T_1 gilt: $n = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1}$. Verändert man die Rahmenbedingungen auf p_2 , V_2

und T_2 so gilt die Formel immer noch (ohne dass sich die Stoffmenge des Gases verändert hat): $n = \frac{p_2 \cdot V_2}{R \cdot T_2}$

Wenn beide genannten Formeln gelten, dann gilt auch: $\frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{R \cdot T_2} \Rightarrow$ kürzen von R $\Rightarrow \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$

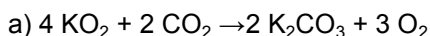
(allgemeine Gasgleichung)

BOYLE-MARIOTTE: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$. Wenn $T_1 = T_2$ ist (isotherme Zustandsänderung), dann kann man kürzen

(z.B. T_2 auf die andere Seite bringen, und mit T_1 kürzen). $\Rightarrow p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$

GAY-LUSSAC: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$. Wenn $p_1 = p_2$ (isobare Zustandsänderung), dann kann man kürzen: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

11.



Man überzeuge sich davon, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt. In Hyperoxid hat jedes O-Atom die Oxidationszahl: -0,5

b) Für 2 Moleküle absorbiertes CO_2 , werden 3 Moleküle O_2 freigesetzt (Koeffizientenverhältnis aus a). Mit anderen Worten: Wird z.B. eine Stoffmenge von 2 mol CO_2 absorbiert, so wird eine Stoffmenge von 3 mol O_2 freigesetzt. Pro mol nimmt ein Gas (egal welches) bei den gegebenen Rahmenbedingungen (Druck, Temperatur) stets das gleiche Volumen ein. Da hier aber eine größere Gasmenge entsteht als absorbiert wird, wird auch mehr Gasvolumen gebildet als absorbiert wird => Damit es nicht zu einem Überdruck kommt, muss ein entsprechendes Molekül eingebaut sein.

c) Volumen des pro Stunde gebildeten CO_2 berechnen. Dieses Volumen anschließend mit $pV = nRT$ in eine Stoffmenge umrechnen. Über das Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung kann man anschließend auf $n(\text{KO}_2)$ schließen. Diese Stoffportion muss dann nur noch in die Masse umgerechnet werden.

1,5 L Gas bei Normbedingungen entsprechen 0,06696 mol Gas.

Bei dieser Labormethode zur Herstellung kleiner Mengen Cl_2 , wird auf Braunstein HCl-Gas getropft. Das Braunstein wird zu Mn^{2+} reduziert, das HCl zu Cl_2 oxidiert ($\text{MnO}_2 + 2 \text{HCl} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$). Es reicht aber aus, wenn man weiß, dass pro Cl_2 zwei HCl verbraucht werden.

Da 0,06696 mol Cl_2 gebildet werden sollen, müssen $2 \cdot 0,06696 \text{ mol} = 0,13393 \text{ mol}$ HCl eingesetzt werden. Das sind 4,8830 g reines HCl (dies wurde mit der molaren Masse von HCl berechnet).

$$w(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{Salzsäure})} \Rightarrow m(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{HCl})}{w(\text{HCl})} = \frac{4,883 \text{ g}}{0,3} \approx 16,3 \text{ g Salzsäure}$$

Nun lässt sich mit der Dichte berechnen, welches Volumen diese 16,3 g Salzsäure einnehmen. Das sind ca. 14,2 mL.