

1. Grundlegende Aufgaben zur universellen und allgemeinen Gasgleichung

1.1 Welches Volumen nimmt 1 mol Wasserstoff bei 100 °C und 2 bar Druck ein?

1.2 Berechnen Sie das molare Normvolumen ($V_{m,n}$), also das Volumen das 1 mol eines idealen Gases unter Normbedingungen einnimmt.

1.3 Berechnen Sie die Dichte (ρ) einer Sauerstoffportion bei 1 bar Druck und einer Temperatur von 25 °C.

1.4 Das Manometer am Druckminderer einer Gasflasche mit dem Volumen 50,2 L zeigte den Überdruck 5,2 bar an (vgl. Bild und die Anmerkungen hierzu unten). Es wurde Gas entnommen, bis das Manometer den Überdruck 2,55 bar anzeigte. Welches Volumen (in L) hat das entnommene Gas bei dem umgebenden Luftdruck $p_{amb} = 1050 \text{ mbar}$, wenn die Temperatur während der Gasentnahme konstant blieb?



Quelle: www.wikipedia.de

Anm. zum Bild: Links wird die Gasflasche angeschlossen. Das Manometer links zeigt den Überdruck des Gasflascheninhalts an, d.h. den Druck, der den Atmosphärendruck übersteigt. Da im Bild keine Gasflasche angeschlossen ist, zeigt es den Überdruck der Umgebung an, der beträgt 0 bar! Der Atmosphärendruck liegt bei ca. 1 bar (je nach Wetterlage).

1.5 550 mL eines Gases stehen bei 15 °C unter dem Druck 3,4 bar. Welches Volumen nimmt das Gas bei dem Druck 5,6 bar und 60 °C ein? ($(p \cdot V)/T = \text{const.}$) *ähnlich einer regelmäßig wiederkehrenden Prüfungsaufgabe.*

1.6 Das Helium in einer Gasflasche nimmt ein Volumen von 11,2 L ein und besitzt bei einem Druck von $p = 20,6 \text{ bar}$ die Temperatur von 5 °C. Die Gasflasche wird in einen Innenraum mit einer Temperatur von 20 °C und einem Luftdruck von $p = 995 \text{ mbar}$ befördert. Welches Volumen an Helium lässt sich unter diesen Bedingungen entnehmen, wenn der in der Flasche verbleibende Helium auch die Temperatur von 20 °C annimmt?

1.7 Welchen Druck in bar nehmen 10 Mikrogramm molekularer Wasserstoff bei 0 °C ein, wenn das Volumen der Gasportion 2 mL beträgt?

1.8 Eine Gasportion nimmt bei 25 °C und Normdruck ein Volumen von 20 Litern ein. Welches Volumen hat die Gasportion, wenn man den Druck und die Celsius-Temperatur verdoppelt?

1.9 Zeigen Sie, dass die *universelle Gasgleichung* ($pV = nRT$) das allgemeine Gasgesetz (*allgemeine Gasgleichung*) enthält. Zeigen Sie, dass die *allgemeine Gasgleichung* das Gesetz von BOYLE-MARIOTTE und von GAY-LUSSAC enthält.

2. Umsatzberechnungen mit Gasen in Anlehnung an die Abschlussprüfung Teil 1

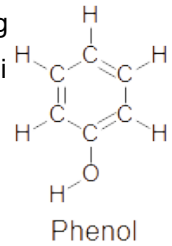
2.1 Wie viel Liter Methan (CH_4) von 20 °C und 1000 mbar entstehen bei der Umsetzung von 50 g Aluminiumcarbid (Al_4C_3) mit Wasser? $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Al(OH)}_3 + 3 \text{ CH}_4$; Hinweis: $M(\text{Al}_4\text{C}_3) = 144,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$; $V_{mn}(\text{CH}_4) = 22,4 \text{ L/mol}$

2.2 Bei der Umsetzung von 3,6 kg Aluminiumcarbid (Al_4C_3), $w(\text{Al}_4\text{C}_3) = 90\%$, mit Wasser wurden 1,2 m³ Methan erhalten. Wie groß ist die Ausbeute an Methan in %, bei 1030 mbar und 25 °C? $V_{mn}(\text{CH}_4) = 22,4 \text{ L/mol}$, $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$

2.3 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 ($M(\text{HCl}) = 36,461 \text{ g/mol}$, $R = 0,08314 \text{ (L}\cdot\text{bar)/(mol}\cdot\text{K)}$). (S. 145, U19). $16 \text{ HCl} + 2 \text{ KMnO}_4 \rightarrow 5 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ MnCl}_2 + 2 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_2\text{O}$

2.4 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). $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{H}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$



2.5 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? $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, $M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$, $V_{\text{mn}}(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$

2.6 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? $V_{\text{mn}}(\text{H}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$.

2.7 500 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? $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $V_{\text{m,n}}(\text{O}_2) = 22,4 \text{ L/mol}$

2.8 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?

2.9 Welches Volumen an CO_2 ist bei Normbedingungen entstanden, wenn bei Auflösung einer unbekannt Masse an Natriumcarbonat in 500 mL Salzsäure ($c = 1,500 \text{ mol/L}$), die HCl-Konzentration auf $c = 0,915 \text{ mol/L}$ gesunken ist? Das Volumen der Lösung hat sich nach Beendigung des Auflösenvorgangs auf 480 mL verringert.

2.11 Tauchretter, wie sie z.B. in U-Booten zum Einsatz kommen, sind kanisterförmige Atemgeräte. Dabei läuft 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 (Temperatur: $\vartheta = 4^\circ\text{C}$. Druck: $p = 1013 \text{ hPa}$).

2.12 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?

2.13 Bei der Rauchgasentschwefelung wird das SO_2 der Abgase mithilfe folgender Reaktion entfernt: $2 \text{ SO}_2 + 2 \text{ Ca(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ CaSO}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$. Die Ausbeute der Reaktion beträgt $\eta = 92\%$. Wie hoch ist der Volumenanteil, $\varphi(\text{SO}_2)$ im Abgas, wenn sich aus 50 m^3 Abgas bei Normbedingungen 1,580 kg Gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$) bilden? $M(\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}) = 172,2 \text{ g/mol}$.

Lösungen ohne Gewähr

Zu 1.4



Auch diese Anzeige auf einer Fahrradluftpumpe zeigt 0 bar an. Es ist also der Überdruck gemeint.

Auch der Reifen-Luftdruck meint eigentlich den Überdruck.

Wenn jemand seine Reifen auf „3 bar“ aufpumpt, dann meint ist damit gemeint, dass der Überdruck 3 bar beträgt. Man spricht auch von **atü** („Atmosphären Überdruck“): 3 atü. „1 Atmosphäre“ meint ca. 1 bar (also der normale Umgebungsdruck). Pumpt man den Reifen auf 3 bar auf, so ist der eigentliche Gesamtdruck ca. 4 bar.

Nr. 1.9

Für die Rahmenbedingungen p_1 , V_1 und T_1 gilt :

$$n = \frac{p_1 V_1}{R T_1}$$

Nimmt man die gleiche Gasportion, verändert also die Stoffmenge n nicht, und bringt sie auf die Rahmenbedingungen p_2 , V_2 und T_2 so gilt :

$$n = \frac{p_2 V_2}{R T_2}$$

Da die Stoffmenge identisch ist, es handelt sich ja um dieselbe Gasportion, kann man die Formeln gleichsetzen:

$$\frac{p_1 V_1}{R T_1} = \frac{p_2 V_2}{R T_2} \quad \Rightarrow \text{kürzen von } R \Rightarrow$$

$$\boxed{\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}} \quad \text{Allgemeine Gasgleichung}$$

Gesetz von BOYLE-MARIOTTE : Wenn $T_1 = T_2$ ist (isotherme Zustandsänderung), dann kann man sie in der *allgemeinen Gasgleichung* kürzen:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Gesetz von BOYLE-MARIOTTE

Gesetz von GAY-LUSSAC: Wenn $p_1 = p_2$ (isobare Zustandsänderung), dann kann man sie in der *allgemeinen Gasgleichung* kürzen:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Gesetz von GAY-LUSSAC:

Fazit: Die Gesetze von Boyle-Mariotte und Gay-Lussac sind Unterfälle der allgemeinen Gasgleichung. Man braucht man sie nicht auswendig wissen, weil man sie unmittelbar selbst herleiten kann.

Nr. 2.1

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)

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

Nr. 2.2

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)

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

d)

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

$$x \% \rightarrow 49,862 mol$$

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

Die Ausbeute beträgt ca. 73,9%.

Nr. 2.3

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)

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

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

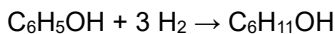
$$n(\text{HCl}) \approx 0,065424 \text{ mol}$$

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

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

Nr. 2.4

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:

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

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. 2.5

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. 2.6

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.

$$pV = nRT \Rightarrow n(H_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{1,013 \text{ bar} \cdot 0,684 \text{ L}}{0,08314 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} \approx 0,02795 \text{ mol}$$

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

$$\frac{n(H_2)}{n(\text{Verbindung})} = \frac{0,02795 \text{ mol}}{0,0069865 \text{ mol}} \approx 4$$

Pro Molekül sind 4 Doppelbindungen enthalten.

Nr. 2. 7

Vorüberlegungen: Die Verbindung muss ein reiner Kohlenwasserstoff sein, da $w(C)$ und $w(H)$ 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 $m(C)$ und $m(H)$ und die Stoffmengen $n(C)$ und $n(H)$ 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 $n(O_2)$ und das Gesamtvolumen $V(O_2)$ 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.

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

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

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: $n_{\text{gesamt}}(O_2) = 59,917 \text{ mol } O_2$. Mit dem Normvolumen für Gase von 22,4 L/mol, kommen wir auf $V(O_2) = 1342,14 \text{ L}$

Zu 4:

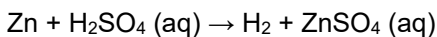
$$V_{\text{stöchiometrisch}}(\text{Luft}) = \frac{V(O_2)}{w(O_2)} = \frac{1342,14 \text{ L}}{0,2094} \approx 6409,5 \text{ L}$$

Berücksichtigung des 25%-Luft-Überschusses: Überschussvolumen: $V = 0,25 \cdot 6409,5 \text{ L} = 1602,36 \text{ L} \Rightarrow$

Gesamtvolumen: $V_{\text{gesamt}}(\text{Luft}) = 6409,5 \text{ L} + 1602,36 \text{ L} \approx 8000 \text{ L} (8 \text{ m}^3)$

2.8.

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 $n(H_2) \approx 0,0024107 \text{ mol } H_2$ entstanden sind.

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

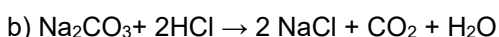
2.9.

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.

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

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

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

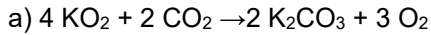


Aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung ist zu sehen, dass die halbe Stoffmenge an CO₂ anfällt. => n(CO₂) = 0,1554 mol.

c) Das entsprechen 3,5 L CO₂-Gas

2.10.

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 CO₂, werden 3 Moleküle O₂ freigesetzt (Koeffizientenverhältnis aus a). Mit anderen Worten: Wird z.B. eine Stoffmenge von 2 mol CO₂ absorbiert, so wird eine Stoffmenge von 3 mol O₂ 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 CO₂ berechnen. Dieses Volumen anschließend mit $pV = nRT$ in eine Stoffmenge umrechnen. Über das Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung kann man anschließend auf n(KO₂) schließen. Diese Stoffportion muss dann nur noch in die Masse umgerechnet werden.

2.12

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

Bei dieser Labormethode zur Herstellung kleiner Mengen Cl₂, wird auf Braunstein HCl-Gas getropft. Das Braunstein wird zu Mn²⁺ reduziert, das HCl zu Cl₂ 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 Cl₂ zwei HCl verbraucht werden.

Da 0,06696 mol Cl₂ 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.