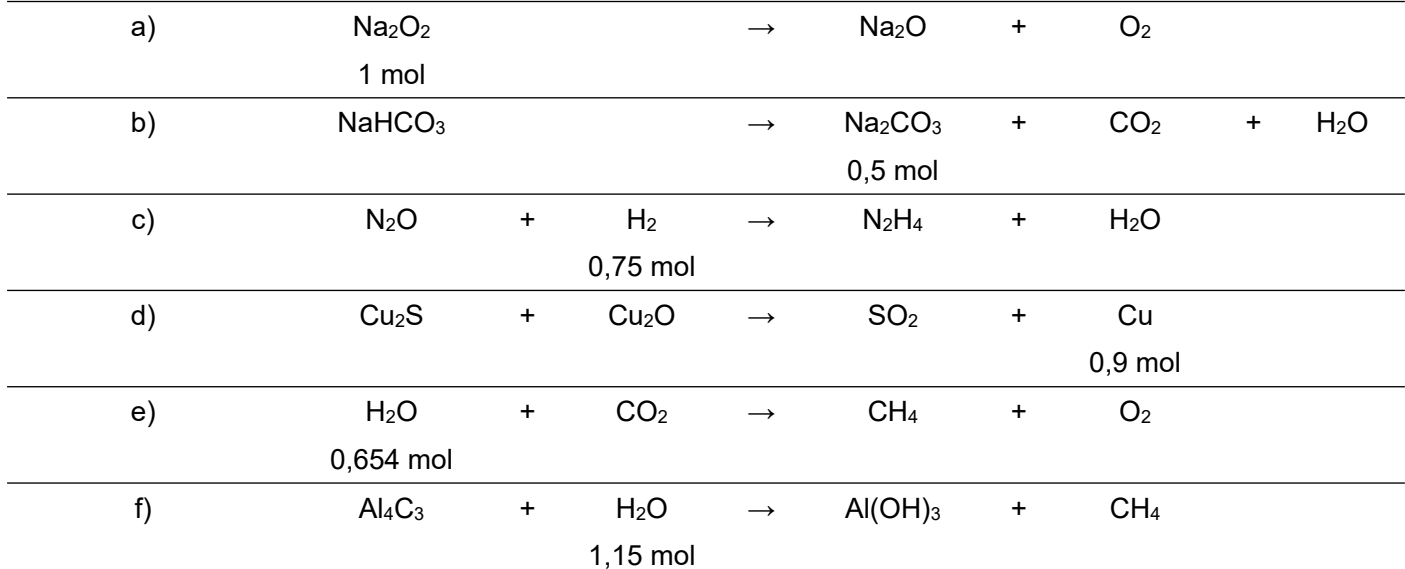
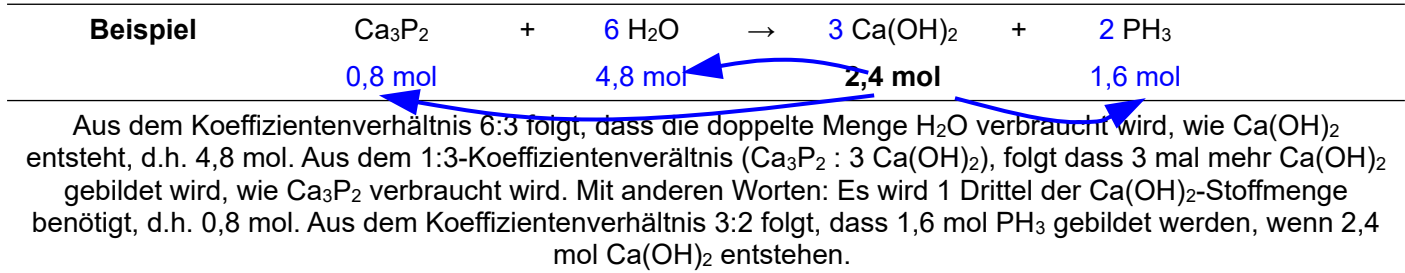


1. Grundlegende Aufgaben

1.1. Richten Sie zuerst die Reaktionsgleichung ein. Berechnen Sie anschließend anhand der gegebenen Stoffmenge, die Stoffmengen der anderen gebildeten bzw. verbrauchten Reaktionspartner.



Eingeschobene Zusatzaufgabe: Natrium verbrennt zu Natriumoxid (Na_2O). Welche Stoffmengen der Ausgangsstoffe werden zur Synthese von 0,5 mol Natriumoxid benötigt? Berechnen Sie auch die Massen der Ausgangsstoffe und die Masse des entstehenden Produkts.

1.2 a) Welche Massen an Natrium und Chlor müssen zur Synthese von 10 g NaCl eingesetzt werden?

b) Berechnen Sie das benötigte Volumen an Cl_2 -Gas ($p = 1013 \text{ hPa}$, $\vartheta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$). Anmerkung: 1 mol eines Gases nimmt bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$ und 1013 hPa 24,06 L ein.

c) Welche Auswirkung hat es auf die NaCl -Masse, wenn 12,5% mehr Na als berechnet eingesetzt werden?

1.3 Berechnen Sie die Volumina an H_2 und O_2 ($p = 1013 \text{ hPa}$, $\vartheta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$) um 50 mL flüssiges Wasser herzustellen. ($\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$). Anm.: 1 mol eines Gases nimmt bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$ und 1013 hPa 24,06 L ein.

1.4 Calciumcarbonat (CaCO_3) reagiert in Salzsäure (HCl) zu CaCl_2 , H_2O und CO_2 . Berechnen Sie die Masse von CaCl_2 und H_2O sowie das Gasvolumen von CO_2 , wenn 0,291 g CaCO_3 eingesetzt werden. Hinweis: Gehen Sie davon aus, dass das molare Volumen von Gasen bei den Reaktionsbedingungen 24,06 Liter pro mol beträgt.

1.5 Welche Masse Schwefel lässt sich aus 20 g FeS gewinnen?

1.6 Bei der Reaktion von Bariumhydroxid (Ba(OH)_2) mit CO_2 entstehen Bariumcarbonat (BaCO_3) und Wasser. Man lässt 10 g Ba(OH)_2 mit einem Überschuss an CO_2 reagieren. Berechnen Sie die Masse $m(\text{BaCO}_3)$.

1.7 In Raketen mit Flüssigtreibstoff nutzt man Hydrazin (N_2H_4) und N_2O_4 (Distickstofftetraoxid) als Treibstoffkomponenten. Werden beide Komponenten zusammen gebracht, so zünden sie spontan, d.h. ohne Zündquelle (**hypergol**er Treibstoff). Bei der Reaktion entsteht Stickstoff und Wasser. Welche Masse an Stickstoff und H_2O entstehen pro kg Hydrazin? In welchem Massenverhältnis müssen die Ausgangsstoffe in der Raketendüse zusammengebracht werden?

1.8 Innerhalb von 50 Minuten entstehen bei der Gärung von Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) die Produkte Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) und $50 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$. Berechnen Sie die Umsatzgeschwindigkeit der Glucose in der Einheit mg/min. Hinweis: Das molare Volumen beträgt bei den gegebenen Bedingungen $36,0 \text{ L/mol}$. (ähnlich regelmäßig wiederkehrender Aufg. Abschlussprüf. Teil 1).

1.9 Haushaltszucker (Saccharose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) wird enzymatisch unter dem Einfluss von Wasser in Traubenzucker (Glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

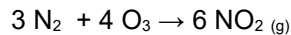
und Fructozucker (Fructose, auch $C_6H_{12}O_6$ – aber anders gebaut, also *isomer*) gespalten.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- Aus 2500 mg Saccharose bilden sich unter dem Einfluss des Enzyms in einer wässrigen Lösung 1250 mg Glucose. Beurteilen Sie, ob die Reaktion vollständig abgelaufen ist und berechnen Sie ggf. zu wie viel Prozent die Saccharose zerlegt wurde (*ähnlich einer Aufgabe aus der praktischen Abschlussprüfung Teil II*)

1.10 Vorbemerkung (Details kommen in wenigen Wochen): Sehr viele Salze enthalten in der Kristallstruktur eine bestimmte Anzahl H_2O -Moleküle, sogenanntes **Kristallwasser**. Es wird in der chemischen Formel nach einem Punkt hinten angestellt. *Beispiel:* Calciumnitrat-Tetrahydrat ($Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$) enthält pro $Ca(NO_3)_2$ -Einheit vier H_2O -Moleküle. Die molare Masse, $M((Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O))$ der Verbindung beträgt also $M(Ca(NO_3)_2) + 4 \cdot M(H_2O) = 164,1 \text{ g/mol} + 4 \cdot 18,02 \text{ g/mol} = 236,2 \text{ g/mol}$ (vgl. *Tabellenbuch!*) **Aufgabe:** Bei der Trocknung/Wasserentzug von 10,00 Gramm kristallwasserhaltigem Eisen(II)-chlorid entstehen 3,63 Gramm Wasser. Geben Sie die vollständige Formel der Verbindung an. **Hinweis:** $M(FeCl_2) = 126,7 \text{ g/mol}$; $M(H_2O) = 18,02 \text{ g/mol}$. *ähnlich Prüfungsaufgabe Abschlussprüfung CBL. Teil I. Jahr 2019.*

1.11 Stickstoff reagiert mit Ozon zu gasförmigem

Stickstoffdioxid :



Welches Volumen Stickstoffdioxid entsteht im Normzustand, wenn man 5 Gramm Stickstoff einsetzt und die Reaktion vollständig abläuft? Hinweise:

Atommasse: $M(N) = 14 \text{ g/mol}$; $V_{m,n} = 22,4 \text{ L/mol}$

ähnlich Prüfungsaufgabe Abschlussprüfung Teil 1, Jahr 2024

- 0,107 L
- 0,179 L
- 0,357 L
- 3,57 L
- 7,14 L
- 8,00 L

2. Weitere Aufgaben zum Einrichten von Reaktionsgleichungen und Umsatzberechnungen

Viele dieser Aufgaben sind ehemalige Aufgaben aus Klassenarbeiten. Sie bekommen hier sehr viele Aufgaben zur Übung. Wie viele Sie zur Vorbereitung auf die Klassenarbeit lösen, bleibt Ihnen überlassen.

2.1 Geben Sie die richtig eingerichteten Reaktionsgleichungen an:

- Aluminiumsulfat ($Al_2(SO_4)_3$) wird durch Umsetzung von Aluminiumhydroxid ($Al(OH)_3$) mit konzentrierter Schwefelsäure (H_2SO_4) gewonnen. Dabei entsteht auch Wasser.
- Calciumcyanamid ($CaCN_2$) setzt sich mit Wasser zu Calciumcarbonat ($CaCO_3$) und Ammoniak (NH_3) um.
- Aus Bleinitrat ($Pb(NO_3)_2$) entsteht beim Erhitzen Bleioxid (PbO), Stickstoffdioxid (NO_2) und Sauerstoff (O_2).

2.2 Ethanol (C_2H_5OH) verbrennt zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

- (Geben Sie ein Energie-Reaktionsweg-Diagramm (Energiediagramm) der Reaktion an und beschriften Sie markante Punkte.) NUR, WENN IM MEINEM UNTERRICHT BEHANDELT
- (Die Reaktion lässt sich auch mit einem *Katalysator* durchführen. Worin besteht der Nutzen eines solchen Stoffs und wie lässt sich seine Wirkung erklären?) NUR, WENN IM MEINEM UNTERRICHT BEHANDELT
- Welche Masse Ethanol müssen verbrannt werden, damit 1000 Liter Kohlenstoffdioxid entstehen? Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen, nehmen 1 mol eines Gases 26,3 Liter ein.

2.3 Durch Einleiten von CO_2 in eine KOH -Lösung entsteht Kaliumcarbonat (K_2CO_3) und H_2O . Welche Masse K_2CO_3 entsteht, wenn 20 g CO_2 in einen Überschuss an KOH -Lösung eingeleitet werden?

2.4 Eisen (Fe) reagiert mit Sauerstoff zu Eisenoxid (Fe_2O_3). Welche Masse Sauerstoff wird benötigt, um 50 Gramm Eisenoxid zu bilden?

2.5 Bei der Verbrennung von Propan (C_3H_8) entsteht CO_2 und H_2O . Welche Masse an CO_2 und an H_2O werden gebildet, wenn 170 Gramm Propan (Inhalt einer Campinggaskartusche) verbrannt werden?

2.6 Auch Körperzellen veratmen Zucker ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) mit Luftsauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und H_2O . Wie viel Liter reines CO_2 werden ausgeatmet, wenn die Zellen am Tag 500 g Zucker veratmen? Hinweis: Unter den gegebenen Bedingungen nimmt ein mol eines beliebigen Gases das Volumen von 22,4 L ein, d.h. das molare Volumen des Gases beträgt $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

2.7 Bei sehr hohen Temperaturen können aus Kohlenstoff (C) und Wasserdampf die gasförmigen Produkte Kohlenstoffmonoxid (CO) und Wasserstoff (H_2) gewonnen werden. Welches Gesamtvolumen an Gas entsteht, wenn man 5 g Kohlenstoff umsetzt. Hinweis: Unter den gegebenen Bedingungen nimmt ein mol eines beliebigen Gases das Volumen von 88,9 L ein. $V_m = 88,9 \text{ L/mol}$

2.8 5,00 Gramm Eisensulfid (FeS_2) werden zu Fe_2O_3 und Schwefeldioxid (SO_2) verbrannt. Welches Sauerstoffvolumen wird dabei verbraucht und welche Masse Fe_2O_3 wird gebildet? Hinweis: 1 mol eines Gases nimmt bei den gegebenen Bedingungen 28,45 L ein. ($V_m = 28,45 \text{ L/mol}$)

2.9* [nur auf explizite Lehrerweisung relevant]: In ein leeres Stahlgefäß werden 10,0 Gramm Aluminium (Al) und 10,0 mL flüssiges Brom (Br_2 , $\rho = 3,12 \text{ g/cm}^3$) eingelassen und fest verschlossen. Bei der Reaktion entsteht Aluminiumbromid (AlBr_3). Geben Sie alle nach Reaktionsende enthaltenen Stoffe (incl. der jeweiligen Masse) an.

2.10* [nur auf explizite Lehrerweisung relevant]: 10 Liter Methan (CH_4) werden mit 5 Liter Sauerstoff (O_2) in einem Reaktionsgefäß zu CO_2 und H_2O (g) umgesetzt. Welche Massen und welche Volumina der beteiligten Stoffe sind nach Reaktionsende im Gefäß enthalten, wenn auch H_2O am Ende gasförmig vorliegt? Hinweis: 1 mol Gas entspricht einem Volumen von 22,4 L

Musterlösungen und ein weiterer Abschnitt (3.) mit weiteren Übungsaufgaben finden sich unter www.laborberufe.de

3. Aufgabenüberschuss und Zusatzaufgaben zum weiteren üben (viele davon sind ehemalige Klassenarbeitsfragen)

3.1 Pflanzen stellen aus Kohlenstoffdioxid (CO_2) und Wasser in der Fotosynthese Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) und Sauerstoff (O_2) her.

- a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung.
- b) Welche Masse CO_2 muss die Pflanze umsetzen, um 1000 g Glucose zu bilden? Welches Volumen Sauerstoff bildet sich dabei. Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen, beträgt das molare Volumen eines Gases 23,5 L/mol, .d.h. ein mol eines Gases nimmt 23,5 L ein.

3.2 Wie alle unedlen Metalle, löst sich Aluminium in Salzsäure (HCl) unter Bildung von Wasserstoff (H_2) auf. Dabei bildet sich auch Aluminiumchlorid (AlCl_3). Welche Masse Aluminium und HCl muss eingesetzt werden, um 20 g AlCl_3 zu erhalten?

3.3 Mit Kohlenstoffmonoxid (CO) kann Eisen(III)-oxid (Fe_2O_3) zu Eisen (Fe) reagieren, wobei auch Kohlenstoffdioxid entsteht. Wie viel Liter Kohlenstoffmonoxid und welche Masse Eisen(III)-oxid werden zur Herstellung von 1 Tonne Eisen benötigt, wenn man von 100%igem Stoffumsatz ausgeht? Das molare Volumen von CO betrage $V_M = 22,4$ L/mol.

3.4 In ein Reaktionsgefäß werden 2 g Gramm Iod (I_2) mit 2 Liter Wasserstoff (H_2) zur Reaktion gebracht, wobei sich gasförmiges Iodwasserstoff (HI) bildet. Welche Stoffmengen (in mol) der drei Stoffe sind nach Reaktionsende enthalten? Hinweis: Das molare Volumen eines Gases beträgt bei den gegebenen Bedingungen 22,4 Liter pro mol.

3.5 Natriumchlorid (NaCl) kann mit Schwefelsäure (H_2SO_4) zu Natriumsulfat (Na_2SO_4) zu Chlorwasserstoff (HCl) umgesetzt werden. Welche Masse Chlorwasserstoff und Natriumsulfat entstehen bei der Umsetzung von 50 g Natriumchlorid? (*ähnlich einer Aufgabe aus Abschlussprüfung Teil 1 für CBL, Sommer 2007*).



- Nicht zu früh in den Musterlösungen nachschauen! Wenn Sie nicht weiterkommen, dann schauen Sie zuerst den Abschnitt aus dem Video mit den Hilfen zu den Aufgaben. <https://youtu.be/hNmfwsQ1L0Q>



- Erst wenn das auch nicht weiterhilft oder Sie ihr Endergebnis abgleichen wollen, finden Sie auf den folgenden Seiten die Musterlösungen.

Lösungen - ohne Gewähr

Hier handelt es sich um einen möglichen Lösungsweg. Es gibt auch andere Lösungswege die zielführend sind. Wichtig für die Bewertung ist, dass der gesamte Lösungsweg nachvollzogen werden kann. Bei jeder Rechnung muss ersichtlich sein, was hier gerade berechnet werden soll. Dies kann z.B. in Textform angegeben werden. Alle Einheiten sind ausnahmslos anzugeben. Endergebnisse müssen auf eine vernünftige Anzahl an Nachkommastellen gerundet werden. Ist die Anzahl der Nachkommastellen offensichtlich unvernünftig, gibt es einen Punktabzug.

Wenn Sie irgendwelche Fehler in den Musterlösungen finden, bitte ich um einen kurzen Hinweis per Mail:

info@laborberufe.de

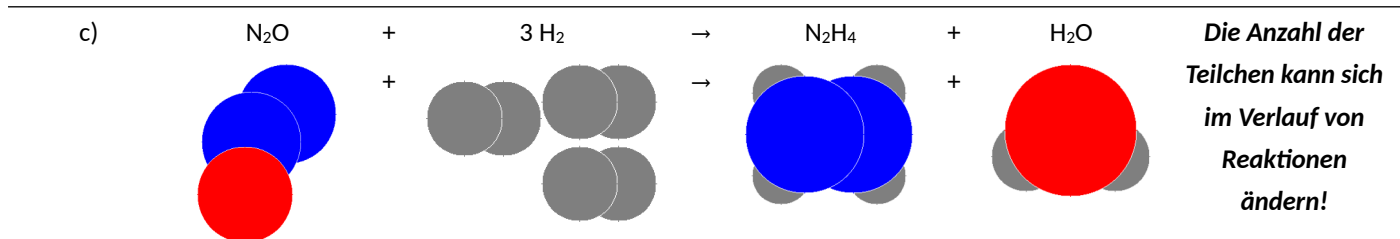
Allgemeines Lösungsmuster, das für die meisten Umsatzberechnungen gilt.

- *Schritt 1:* Alle Ausgangsstoffe und Produkte der Reaktion durch ein Pfeil getrennt notieren. Ausgangsstoffe -> Produkte. Dabei keine Stoffe vergessen, auf die nur indirekt hingewiesen wird. **Beispiel:** „Wasserstoff verbrennt zu Wasser“) => $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ („Verbrennung“ meint eine exotherme Reaktion mit O_2 unter Flammerscheinung, auch wenn im Text Sauerstoff nicht als Wort erwähnt ist).
- *Schritt 2:* Reaktionsgleichung einrichten: Die Anzahl der Atome muss für jedes Element rechts und links des Pfeils gleich sein. **Beispiel:** $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- *Schritt 3:* Die gegebene Stoffmenge aus der Aufgabenstellung ermitteln. Entweder ist die Stoffmenge direkt in mol angegeben oder es kann auf die Stoffmenge der Stoffportion geschlossen werden (über die molare Masse des Stoffs oder bei Gasen über das molare Volumen)
- *Schritt 4:* Über die Koeffizientenverhältnisse auf die Stoffmengen des/der gesuchten Stoff(e) (in mol) schließen.
- *Schritt 5:* Evtl. noch in die gesuchte Größe, z.B. Masse oder Gasvolumen, umrechnen. Dafür braucht man häufig die molare Masse oder das molare Volumen.

Nr. 1.1

a)	2 Na ₂ O ₂	→	2 Na ₂ O	+	O ₂	
	1 mol		1 mol		0,5 mol	
b)	2 NaHCO ₃	→	Na ₂ CO ₃	+	CO ₂	+ H ₂ O
	1 mol		0,5 mol		0,5 mol	0,5 mol
c)	N ₂ O	+	3 H ₂	→	N ₂ H ₄	+ H ₂ O
	0,25 mol		0,75 mol		0,25 mol	0,25 mol
d)	Cu ₂ S	+	2 Cu ₂ O	→	SO ₂	+ 6 Cu
	0,15 mol		0,3 mol		0,15 mol	0,9 mol
e)	2 H ₂ O	+	CO ₂	→	CH ₄	+ 2 O ₂
	0,654 mol		0,327 mol		0,327 mol	0,654 mol
f)	Al ₄ C ₃	+	12 H ₂ O	→	4 Al(OH) ₃	+ 3 CH ₄
	0,095833 mol		1,15 mol		0,3833 mol	0,2875 mol

Man beachte! Die Stoffmenge bleibt während einer chemischen Reaktion nicht unbedingt konstant! So entstehen z.B. bei c) aus 4 Ausgangsstoffmolekülen 2 Produktmoleküle. Aus 1 mol (0,25 mol + 0,75 mol) Ausgangsstoffen entstehen insgesamt 0,5 mol Produkte!



Die Gesamtmasse bleibt bei chemischen Reaktionen erhalten, die Stoffmenge bzw. Teilchenzahl kann sich ändern!

Eingeschobene Zusatzaufgabe

fehlt noch. Im Video nicht erwähnt.

Nr. 1.2

Folgen Sie im Lösungsweg den eingekreisten Nummern und fangen Sie bei der ① an. Weiter unten stehen zur jeder eingekreisten Nummer weitere Erläuterungen.

Reaktionsgleichung:	2 Na	1 Cl₂	2 NaCl
Masse (m)	3,93 g ⑤	6,07 g ③	① 10 g
Umrechnung mit molarer Masse (M, siehe PSE)	⑤ ↑ 22,99 g/mol	③ ↑ 70,9 g/mol	① ↓ 58,44 g/mol
Stoffmenge (n)	0,1711 mol ④	0,08555 mol ②	① 0,1711 mol
Schließen auf die anderen Stoffmengen über die Koeffizientenverhältnisse	④ Es sind 2 Na erforderlich um 2 NaCl zu bilden. Koeffizientenverhältnis ist also 2:2 bzw. 1:1 => Es ist die gleiche Stoffmenge Na nötig, wie NaCl entstehen soll.	② . Es ist 1 Cl₂ erforderlich um 2 NaCl zu bilden. Koeffizientenverhältnis ist also 1:2=> Es ist die halbe Stoffmenge Na nötig, wie NaCl entstehen soll.	

Zu ①: Umrechnung von m(NaCl) in n(NaCl). Die erforderliche molare Masse (M) wird mithilfe des PSE ermittelt!

$$M(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{n(\text{NaCl})} \Rightarrow n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{10 \text{ g}}{58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1711 \text{ mol}$$

Zu ②: Ermittlung der Stoffmenge n(Cl₂) (anhand Koeffizienten der Reaktionsgleichung)

Er wird die **halbe** Stoffmenge verbraucht, wie Stoffmenge NaCl entsteht. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten: $2 \text{ Na} + \underline{1} \text{ Cl}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ NaCl}$. Da 0,1711 mol NaCl herzustellen sind, müssen $n(\text{Cl}_2) = 0,1711 \text{ mol} : 2 = 0,08555 \text{ mol Cl}_2$ eingesetzt werden.

Zu ③: **Umrechnung in die Masse $m(\text{Cl}_2)$** . Die erforderliche molare Masse (M) wird mithilfe des PSE ermittelt!

$$M(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{n(\text{Cl}_2)} \Rightarrow m(\text{Cl}_2) = M(\text{Cl}_2) \cdot n(\text{Cl}_2) = 70,90 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,08555 \text{ mol} = 0,1711 \text{ mol} \approx 6,07 \text{ g Cl}_2$$

Zu ④: **Ermittlung der Stoffmengen $n(\text{Na})$ (anhand Koeffizienten der Reaktionsgleichung)**

Pro Na-Teilchen entsteht auch ein NaCl. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten: $\underline{2} \text{ Na} + 1 \text{ Cl}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ NaCl}$

Da 0,1711 mol NaCl herzustellen sind müssen $n(\text{Na}) = 0,1711 \text{ mol Na}$ eingesetzt werden.

Zu ⑤: **Umrechnung in $m(\text{Na})$** . Die erforderliche molare Masse (M) wird mithilfe des PSE ermittelt!

$$M(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{n(\text{Na})} \Rightarrow m(\text{Na}) = M(\text{Na}) \cdot n(\text{Na}) = 22,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1711 \text{ mol} = 0,1711 \text{ mol} \approx 3,93 \text{ g Na}$$

Man erkennt das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**: Da keine Atome vernichtet oder aus dem Nichts gebildet werden, muss die Summe der Ausgangsstoffmassen die Summe der Produktmassen entsprechen!

$$3,93 \text{ g} + 6,07 \text{ g} = 10,00 \text{ g}$$

b) Bei Gasen wird häufig auch das benötigte Volumen verlangt oder ist angegeben, weil diese Stoffe nur schlecht abgewogen werden können. Allgemein gilt: 1 mol eines beliebigen (idealen) Gases nimmt bei 20 °C und Normaldruck 24,06 L ein. Mit dieser Beziehung lässt sich mittels Dreisatz Stoffmenge in Volumen umrechnen bzw. umgekehrt.

$$\begin{array}{l} \text{Dreisatz} \quad 1 \text{ mol} \quad = 24,06 \text{ L} \\ \quad \quad \quad 0,08555 \text{ mol} \quad = x \text{ L} \end{array}$$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{0,08555}{1} \Rightarrow x \approx 2,06 \text{ L}$$

c) Auch wenn 12,5% mehr Na eingesetzt werden, entsteht nicht mehr NaCl, da für den Na-Überschuss der Reaktionspartner (Cl_2) fehlt. Stoffe reagieren also nur in festen Massenverhältnissen miteinander!

Nr. 1.3

2. $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$; **Elementare Gase sind in der Regel zweiatomig (bis auf die Edelgase): $\text{O}_2, \text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2, \text{F}_2 \dots$**

a) **Berechnung der Stoffmenge H_2O :**

Mit der Dichte $\rho \approx 1,0 \text{ g/mL}$ folgt aus $V(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ mL} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ g}$

($M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$: mit PSE berechnet)

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{50 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 2,778 \text{ mol}$$

b) **Ermittlung der Stoffmengen $n(\text{H}_2)$ und Volumenberechnung**

Pro mol H_2O wird 1 mol H_2 verbraucht. dies folgt aus dem Koeffizientenverhältnis 2: 2. Mit anderen Worten: Die gleiche Anzahl an H_2O -Molekülen wird gebildet, wie H_2 verbraucht wird. $\bullet n(\text{H}_2) = 2,778 \text{ mol}$.

1 mol eines beliebigen (idealen) Gases nehmen wie 20 °C und Normaldruck 24,06 L ein.

Dreisatz $\cdot V(\text{H}_2) = 66,84 \text{ L}$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{2,778 \text{ mol}}{1} \Rightarrow x \approx 66,84 \text{ L}$$

c) Ermittlung der Stoffmengen $n(\text{O}_2)$ und Volumenberechnung

Aus dem Koeffizientenverhältnis 1 : 2 folgt: Es entsteht doppelt so viel H_2O wie O_2 verbraucht wird. Mit anderen Worten: Die verbrauchte O_2 -Stoffmenge ist halb so groß, wie die synthetisierte H_2O -Menge.

$$\Rightarrow n(\text{O}_2) = 2,778 \text{ mol} : 2 = 1,389 \text{ mol.}$$

Mit dem Molvolumen (1 mol entspricht 24,06 L) folgt der Dreisatz:

$$1 \text{ mol} = 24,06 \text{ L}$$

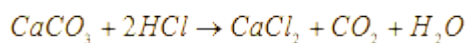
$$1,389 \text{ mol} = x \text{ L}$$

$\cdot V(\text{O}_2) = 33,42 \text{ L}$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{1,389 \text{ mol}}{1} \Rightarrow x \approx 33,42 \text{ L}$$

Man hätte auch schlussfolgern können. Es wird das halbe Volumen O_2 benötigt, wie H_2 -Volumen benötigt wird, da das Koeffizientenverhältnis 2 : 1 ist ($2 \text{ H}_2 + 1 \text{ O}_2 \rightarrow \dots$). Also $V(\text{O}_2) = 66,84 \text{ L} : 2 = 33,42 \text{ L}$.

Nr. 1.4



a) Berechnung der Stoffmenge CaCO_3 :

($M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g/mol}$: mit PSE berechnet)

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,291 \text{ g}}{100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,002907 \text{ mol}$$

b) Ermittlung der Stoffmengen der Produkte und Umrechnung in Masse bzw. Volumen

Aus den Koeffizientenverhältnissen folgt:

Es entstehen $n(\text{CaCl}_2) = 0,002907 \text{ mol CaCl}_2$.

$$m(\text{CaCl}_2) = M(\text{CaCl}_2) \cdot n(\text{CaCl}_2)$$

Mit (Wert aus PSE) folgt:

$$M(\text{CaCl}_2) = 110,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad m(\text{CaCl}_2) = 110,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,002907 \text{ mol} \approx 0,323 \text{ g}$$

Es entstehen $n(\text{CO}_2) = 0,002907 \text{ mol CO}_2$. (vgl. Koeffizientenverhältnis)

Mit dem Molvolumen (1 mol ~~ist~~ 24,06 L) folgt der Dreisatz:

$$1 \text{ mol} = 24,06 \text{ L}$$

$$0,002907 \text{ mol} = x \text{ L}$$

$\cdot V(\text{CO}_2) = 70 \text{ mL}$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{0,002907 \text{ mol}}{1} \Rightarrow x \approx 0,070 \text{ L} \approx 70 \text{ mL}$$

Es entstehen $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,002907 \text{ mol H}_2\text{O}$. (vgl. Koeffizientenverhältnis)

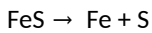
$$m(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O})$$

Mit (Wert aus PSE) folgt:

$$M(H_2O) = 18,02 \frac{g}{mol}$$

$$m(H_2O) = 18,02 \frac{g}{mol} \cdot 0,002907 mol \approx 0,052 g$$

Nr. 1.5



a) Berechnung der Stoffmenge FeS

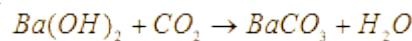
$$n(FeS) = \frac{m(FeS)}{M(FeS)} \Rightarrow n(FeS) = \frac{20 g}{87,913 \frac{g}{mol}} \approx 0,227 mol$$

b) Berechnung der Masse S

$$m(S) = M(S) \cdot n(S) \Rightarrow m(S) = 32,066 \frac{g}{mol} \cdot 0,227 mol \approx 7,29 g$$

Nr. 1.6

Reaktionsgleichung:



Auch wenn ein Überschuss an CO_2 eingesetzt wird, so ist doch die $Ba(OH)_2$ -Masse der limitierende Faktor. Der Überschuss an CO_2 ist nach der Reaktion unverändert vorhanden.

$$n(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M(Ba(OH)_2)} \Rightarrow n(Ba(OH)_2) = \frac{10 g}{171,342 \frac{g}{mol}} = 0,0584 mol$$

Aus dem 1:1-Koeffizientenverhältnissen folgt:

$$m(BaCO_3) = n(BaCO_3) \cdot M(BaCO_3) \Rightarrow m(BaCO_3) = 0,0584 mol \cdot 197,336 \frac{g}{mol} \approx 11,51 g$$

Nr. 1.7

Zusammenfassung:

	$2 N_2H_4 +$	$N_2O_4 \rightarrow$	$3 N_2 +$	$4 H_2O$
Stoffmenge	31,206 mol	15,603 mol	46,809 mol	62,413 mol
Masse	1000 g	1435,7 g	1311,3 g	1124,4 g

a) Berechnung der Stoffmenge Hydrazin

$$n(N_2H_4) = \frac{m(N_2H_4)}{M(N_2H_4)} \Rightarrow n(N_2H_4) = \frac{1000 g}{32,045 \frac{g}{mol}} = 31,206 mol$$

b) Berechnung der Masse an Stickstoff

Aus dem Koeffizientenverhältnis folgt: Für 2 mol Hydrazin entstehen 3 mol Stickstoff. Es entsteht also die 1,5fache Menge N_2 wie N_2H_4 verbraucht wird.

3/2 =

$$n(N_2) = n(N_2H_4) \cdot 1,5 = 31,206 mol \cdot 1,5 = 46,809 mol$$

Auch über ausgeschriebenen Dreisatz:

$$2 \text{ mol } N_2H_4 \leftrightarrow 3 \text{ mol } N_2$$

$$31,206 \text{ mol} \leftrightarrow x$$

$$\frac{x}{31,206 \text{ mol}} = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} \Rightarrow x = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} \cdot 31,206 \text{ mol} = 46,809 \text{ mol}$$

$$m(N_2) = n(N_2) \cdot M(N_2) \Rightarrow m(N_2) = 46,809 \text{ mol} \cdot 28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 1311 \text{ g}$$

c) Berechnung der Masse an H₂O

Aus dem 2:4-Koeffizientenverhältnis folgt: Es entsteht die doppelte Menge H₂O wie N₂H₄ verbraucht wird.

$$n(H_2O) = 2 \cdot 31,206 \text{ mol} = 62,412 \text{ mol}$$

$$m(H_2O) = M(H_2O) \cdot n(H_2O) = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 62,412 \text{ mol} \approx 1125 \text{ g}$$

Berechnung des Massenverhältnisses

Das Stoffmengenverhältnis ergibt sich aus der Reaktionsgleichung und beträgt 2: 1: $2N_2H_4 + 1N_2O_4 \rightarrow 3N_2 + 4H_2O$

2 mol Hydrazin reagieren mit 1 mol Distickstofftetraoxid: Dieses Stoffmengenverhältnis kann in ein Massenverhältnis umgerechnet werden:

$$m(N_2H_4) = n(N_2H_4) \cdot M(N_2H_4) \Rightarrow m(N_2H_4) = 2 \text{ mol} \cdot 32,05 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 64,10 \text{ g}$$

$$m(N_2O_4) = n(N_2O_4) \cdot M(N_2O_4) \Rightarrow m(N_2O_4) = 1 \text{ mol} \cdot 92,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 92,01 \text{ g}$$

Das Massenverhältnis beträgt N₂H₄: N₂O₄ = 64,10 g : 92,01 g, oder heruntergerechnet N₂H₄: N₂O₄ = 1 g : 1,43 g

1.8 Umsatzgeschwindigkeit bei der Gärung

- Zuerst stellen wir die Reaktionsgleichung auf: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_6O + 2 CO_2$
- Nachdem wir berechnet haben, welches Volumen CO₂ pro Minute gebildet wird, können wir das mit dem molaren Volumen in eine Stoffmenge n(CO₂) umrechnen:
 - Wenn sich in 50 Minuten 50 mL CO₂ bilden, dann sind es pro Minute 1 mL CO₂.
 - Wenn das molare Volumen 36 Liter pro mol beträgt, dann sind 0,001 L (1mL) n(CO₂) = 0,000027778 mol. Das kann man beispielsweise mit dem Dreisatz berechnen:

$$\begin{array}{l} 36 \text{ L} \quad \hat{=} 1 \text{ mol} \\ 0,001 \text{ L} \hat{=} x \end{array} \Rightarrow \frac{x}{1 \text{ mol}} = \frac{0,001 \text{ L}}{36 \text{ L}} \Rightarrow x = \frac{0,001 \text{ L}}{36 \text{ L}} \cdot 1 \text{ mol} \approx 0,000027778 \text{ mol}$$

Hinweis: Die Brüche hätte auch anders herum aufgestellt werden können, solange sie gleichsinnig gebildet werden. z.B.

$$\text{„rechts geteilt durch links“} \quad \frac{x}{0,001 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol}}{36 \text{ L}} \quad \text{oder}$$

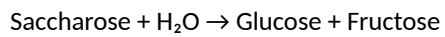
$$\text{„oben durch unten“} \quad \frac{36 \text{ L}}{0,001 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol}}{x}$$

Wenn man nach x auflöst, kommt es immer richtig raus: $x \approx 2,7778 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

- Nun schließen wir mit dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung auf n(C₆H₁₂O₆) und rechnen dann in die Masse um.
 - $n(C_6H_{12}O_6) = 0,5 \cdot 0,000027778 \text{ mol} = 0,000013889 \text{ mol}$
 - $m(C_6H_{12}O_6) = 180,2 \text{ g/mol} \cdot 0,000027778 \text{ mol} = 0,00250 \text{ g} = 2,50 \text{ mg}$
- Die Umsatzgeschwindigkeit beträgt also 2,50 mg/min

1.9 Enzymatische Spaltung von Saccharose

a) Hier nur als Wortgleichung gegeben. Selbst mit Formel aufstellen und schauen, dass links und rechts des Pfeils von jedem Element gleich viel Atome stehen!

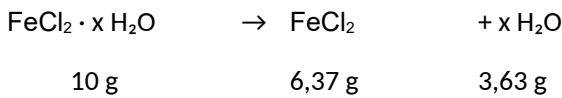


b) Rechnen Sie die Stoffmenge an Saccharose aus. Aus dem Koeffizientenverhältnis können sie schließen welche Stoffmenge Glucose (und Fructose) entsteht. Wasser ist in wässrigen Lösungen sowieso zu genüge vorhanden und nicht der limitierende Faktor. Rechne Sie in die Masse Glucose um. Vergleichen Sie diese Masse mit der tatsächlich entstandenen Masse Glucose und beurteilen Sie dann, ob die Spaltung vollständig war.

Die Spaltung war nicht vollständig. Es sind nur ca. 95,0% der Saccharose gespalten worden.

1.10

In 10 Gramm Verbindung stecken 3,63 g Wasser, d.h. der Rest (6,37 g) ist wasserfreies Salz (FeCl₂):



3,63 g H₂O sind ca. 0,201 mol. 6,37 g FeCl₂ sind 0,0503 mol. Pro FeCl₂ sind also 4 H₂O enthalten:

⇒ **FeCl₂·4 H₂O**

1.11

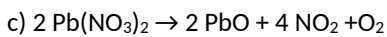
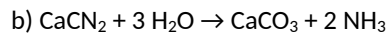
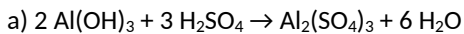
M(N₂) = 28 g/mol (!)

n(N₂) = 0,1785 mol

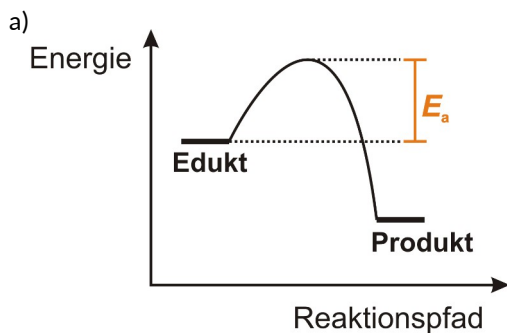
n(NO₂) = 0,357 mol (wegen Koeffizientenverhältnis doppelt so viel, wie n(N₂))

V(NO₂) = 8,00 L (wenn 1 mol Gas 22,4 L einnehmen, dann nehmen 0,357 mol 8,00 L ein)

2.1



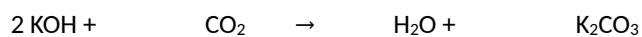
2.2



b) Die Reaktion wird durch die Verwendung eines Katalysators beschleunigt, d.h. bei gleich bleibender Temperatur läuft die Rkt. schneller ab. Der Katalysator senkt die Aktivierungsenergie (E_a) herab. Durch die Herabsenkung dieser energetischen Barriere, können mehr Reaktantteilchen pro Zeiteinheit reagieren.

c) selber Lösen! Erst Reaktionsgleichung aufstellen. „Verbrennung an der Luft“ exotherme Reaktion durch Reaktion mit Sauerstoff (O₂).

2.3



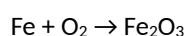
Stoffmenge		0,454 mol		0,454 mol
------------	--	-----------	--	-----------

Masse		20 g		62,807 g
-------	--	------	--	----------

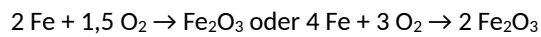
Hinweis: M(K₂CO₃)=138,1965 g/mol; M(CO₂) = 44,0095 g/mol

2.4

Schritt 1: Alle Ausgangsstoffe und Produkte der Reaktion durch ein Pfeil getrennt notieren



Schritt 2: Reaktionsgleichung einrichten



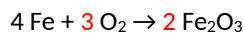
Schritt 3: Gegebene Stoffmenge aus der Aufgabenstellung ermitteln

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot M(\text{Fe}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 159,6882 \text{ g/mol}$$

(kann alternativ auch über Dreisatz berechnet werden)

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{50 \text{ g}}{159,6882 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,31311 \text{ mol}$$

Schritt 4: Über die Koeffizientenverhältnisse auf die Stoffmengen des/der gesuchten Stoff(e) (in mol) schließen.



Wegen dem 3:2 -Verhältnis folgt: Die Stoffmenge an O_2 bei der Reaktion ist 1,5 mal ($3:2 = 1,5$) so groß wie die Fe_2O_3 -

Stoffmenge. $\Rightarrow n(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 0,31311 \text{ mol} \approx 0,469665 \text{ mol O}_2$. Dies kann formal auch mit einem Dreisatz berechnet

werden:

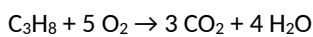
Koeffizient 2	$\leftrightarrow 0,31311 \text{ mol}$	}	$x \approx 0,469665 \text{ mol O}_2$
Koeffizient 3	$\leftrightarrow x \text{ mol}$		

Schritt 5: Evtl. noch in die gesuchte Größe, z.B. Masse oder Gasvolumen, umrechnen.

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot M(\text{O}) = 31,9988 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,469665 \text{ mol} \cdot 31,9988 \text{ g/mol} \approx \underline{\underline{15,03 \text{ g O}_2}}$$

2.5



$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{170 \text{ g}}{44,09562 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 3,85526 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{170 \text{ g}}{44,09562 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 3,85526 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:3 ($\underline{1} \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow \underline{3} \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$) wird die dreifache Stoffmenge an CO_2 gebildet:

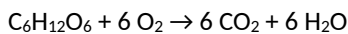
$n(\text{CO}_2) = 3 \cdot 3,85526 \text{ mol} \approx 11,56577 \text{ mol CO}_2$. Mit Hilfe der Molaren Masse von $M = 44,0095 \text{ g/mol}$ kann man dies in die Masse

von ca. $m \approx 509 \text{ g CO}_2$ umgerechnet werden.

Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:4 ($\underline{1} \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + \underline{4} \text{ H}_2\text{O}$) wird die vierfache Stoffmenge an H_2O gebildet:

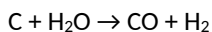
$$n(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot 3,85526 \text{ mol} \approx 15,42103 \text{ mol H}_2\text{O}. \text{ Das sind ca. } \underline{m(\text{H}_2\text{O}) \approx 278 \text{ g H}_2\text{O}}$$

2.6



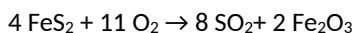
500 g $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ entsprechen 2,775374 mol (da $M = 180,15588 \text{ g/mol}$). D.h. es entstehen 16,652246 mol CO_2 . Wenn 1 mol 22,4 L einnimmt (vgl. Aufgabenstellung), dann nehmen 16,652246 mol ca. 373 L ein.

2.7



5 g Kohlenstoff entsprechen $n = 0,416295 \text{ mol}$. Es entstehen 0,416295 mol CO und 0,416295 mol H_2 . Insgesamt entstehen also 0,8325909397 mol Gas. Diese nehmen ein Volumen von ca. 74 L ein.

2.8



$$n(\text{FeS}_2) = \frac{5 \text{ g}}{119,977 \text{ g/mol}} \approx 0,04167465 \text{ mol}$$

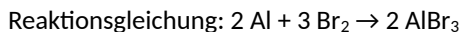
Wegen dem 4:2-Verhältnis ist die Fe_2O_3 -Stoffmenge gerade halb so groß: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,02083733 \text{ mol}$. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,02083733 \cdot 159,6882 \text{ g/mol} \approx \underline{3,33 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

Wegen dem 4:11-Verhältnis ist die verbrauchte Stoffmenge 11/4 mal (= 2,75 mal) größer als die FeS_2 -Stoffmenge:

$$n(\text{O}_2) = 0,114605 \text{ mol}. \text{ Diese nehmen ein Volumen von } \underline{3,26 \text{ L}} \text{ ein (da } V_m = 28,45 \text{ L pro mol beträgt).}$$

2.9



10 Gramm Al entsprechen einer Stoffmenge von $n = 0,3706 \text{ mol}$.

Wegen dem Koeffizientenverhältnis (2:3) folgt, dass für die vollständige Abreaktion des Al, die Br_2 -Stoffmenge von $n(\text{Br}_2) = 0,5559 \text{ mol}$ benötigt wird. Ist diese Brom-Stoffmenge überhaupt vorhanden? => 10 mL Brom (Br_2) wiegen 31,2 Gramm. Sie entsprechen einer Stoffmenge von $n(\text{Br}_2) = 0,195 \text{ mol}$. Das ist also viel weniger als die benötigte Stoffmenge. =>

Überschüssiger Stoff: Al **Mangelnder Stoff: Br_2**

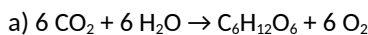
b) Die vorhandene Stoffmenge Brom (0,195 mol) können wegen dem 2:3-Koeffizientenverhältnis mit $n(\text{Al}) = 0,1301 \text{ mol}$ Al reagieren. Das sind 3,511 g Al. Der Rest des Aluminiums bleibt erhalten und kann nicht abreaktieren. Es bleiben also 6,49 g Al übrig. Alle anderen Massen (3,51g Al und 31,2 g Br_2) wurden zu AlBr_3 umgesetzt. Nach Reaktionsende ist also $m(\text{AlBr}_3) \approx 34,71 \text{ g}$ enthalten.

2.10

Rkt. Gleichung	CH_4	+	2 O_2	→	1 CO_2	+	$2 \text{ H}_2\text{O}$
In Aufgabenstellung	10 L		5 L		?		?
gegebene Stoffportion							
Vorgelegte Stoffmengen	0,446429		0,223214				Mit Dreisatz

	mol	mol			berechnet. z.B. für CH ₄ 1 mol ~ 22,4 L x ~ 10 L
Als nächstes muss überprüft werden, ob und wenn ja, welche der Ausgangsstoffe im Überschuss vorliegen. Da die Ausgangsstoffe im Stoffmengenverhältnis 1:2 reagieren (Koeffizientenverhältnis der Rkt.gleichung) erkennt man, dass ein Überschuss an CH ₄ enthalten ist, denn 0,223214 mol O ₂ benötigen nur halb so viel CH ₄ , also 0,111607 mol CH ₄ . Die O ₂ -Portion hingegen kann vollständig abreagieren. =>					
tatsächlich reagierende Stoffmengen und Stoffmengen der sich bildenden Produkte.	0,111607 mol	0,223214 mol	0,111607 mol	0,223214 mol	
nach Rkt. vorhandene Stoffmengen	0,33482 mol	0,00 mol	0,111607 mol	0,223214 mol	
Umrechnung in Volumina	7,50 L	0,00 L	2,50 L	5,00 L	Mit Dreisatz berechnet. z.B. für CH ₄ 1 mol ~ 22,4 L Mit Dreisatz berechnet. z.B. für CH ₄ : 1 mol ~ 22,4 L 0,33482 mol ~ x
Molare Massen - aus PSE	16,043 g/mol	31,9998 g/mol	44,010 g/mol	18,0152 g/mol	
Nach Rkt. vorhandene Massen (mit m = n·M berechnet)	5,37 g	0,00 g	4,91 g	4,02 g	

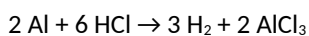
Nr. 3.1



b) $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,156 \text{ g/mol}$. 1000 g Glucose sind ca. 5,5507 mol. Es muss die 6-fache Stoffmenge CO₂ umgesetzt werden, also ca. 33,304 mol. Das sind ca. 1466 g CO₂.

Es bildet sich die 6-fache Stoffmenge Sauerstoff, wie Glucose gebildet wird, also 33,304 mol. Da 1 mol 23,5 Liter einnimmt, nimmt diese Stoffportion ca. 783 Liter ein.

Nr. 3.2

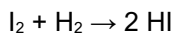


20 g AlCl₃ sind 0,14999295 mol. Es muss dieselbe Stoffmenge Al (0,14999295 mol) und die dreifache Stoffmenge HCl (= 0,44997885 mol) eingesetzt werden. $m(\text{Al}) \approx 4,05 \text{ g}$. $m(\text{HCl}) \approx 16,41 \text{ g}$.

Nr. 3.3

	3 CO	+ Fe ₂ O ₃	→	2 Fe	+ 3 CO ₂
Masse		ca. $1,430 \cdot 10^6 \text{ g}$		10^6 g	
		(ca. 1,43 Tonnen)			
Molare Masse	28,010 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$	159,688 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$		55,845 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
Stoffmenge	26860,06 mol	8953,35 mol		17906,71 mol	
Volumen	ca. 601665 L (ca. 602 Tausend Liter)	-		-	

Nr. 3.4



vorhanden sind: $n(I_2) = \frac{m(I_2)}{M(I_2)} = \frac{2g}{253,80894 \frac{g}{mol}} \approx 0,0078799 \text{ mol}$ und $n(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{2L}{22,4 \frac{L}{mol}} \approx 0,08929 \text{ mol}$

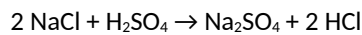
Man erkennt, dass Wasserstoff im Überschuss vorliegt. Der Überschuss beträgt $n_{\text{Rest}}(H_2) \approx 0,08928 \text{ mol} - 0,0078799 \text{ mol} \approx \underline{0,08141 \text{ mol}}$. Diese Stoffmenge an Wasserstoff bleibt bestehen, während das Iod vollständig abreagieren kann.

$n_{\text{Rest}}(I_2) = 0 \text{ mol}$. Wegen des Koeffizientenverhältnisses 1:2

kann man schließen, dass sich doppelt so viel Iodwasserstoff (HI) bildet, wie Iod oder Wasserstoff abreagiert hat. Also $n(HI) \approx 2 \cdot 0,0078799 \text{ mol} \approx \underline{0,01576 \text{ mol HI}}$

Nr. 3.5

Zuerst stellen wir die Reaktionsgleichung auf:



Die gegebene Stoffportion rechnen wir in eine Stoffmenge um und schließen dann mit den Koeffizientenverhältnissen auf die anderen beiden Stoffmengen. Am Schluss rechnen wir diese dann noch in Massen um.

$$n(NaCl) \approx 0,855578 \text{ mol}$$

$$n(Na_2SO_4) \approx 0,4277892 \text{ mol}$$

$$n(HCl) \approx 0,855578 \text{ mol}$$

$$m(Na_2SO_4) \approx 60,79 \text{ g}$$

$$m(HCl) \approx 31,19 \text{ g}$$