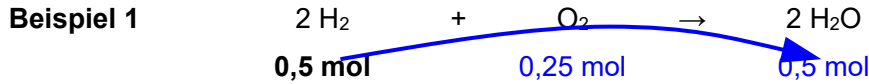
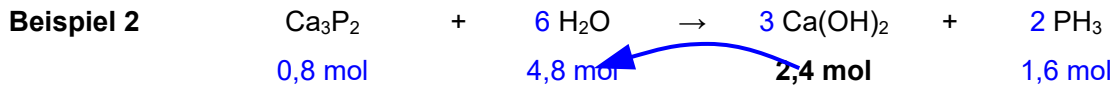


1. Grundlegende Aufgaben

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



2 H₂-Moleküle reagieren mit 1 O₂-Molekül (vgl. *Koeffizientenverhältnis 2:1*). Mit anderen Worten: Es wird immer die **halbe** (1/2) Stoffmenge O₂ verbraucht. 0,5 mol H₂ reagieren entsprechend mit 0,25 mol O₂. Dabei entstehen 0,5 mol H₂O (wegen Koeffizientenverhältnis 2:2) .



Aus dem Koeffizientenverhältnis 6:3 folgt, dass die doppelte Menge H₂O verbraucht wird, wie Ca(OH)₂ entsteht, d.h. 4,8 mol. Aus dem 1:3-Koeffizientenverhältnis (Ca₃P₂ : 3 Ca(OH)₂), folgt dass 3 mal mehr Ca(OH)₂ gebildet wird, wie Ca₃P₂ verbraucht wird. Mit anderen Worten: Es wird 1 Drittel der Ca(OH)₂-Stoffmenge benötigt, d.h. 0,8 mol. Aus dem Koeffizientenverhältnis 3:2 folgt, dass 1,6 mol PH₃ gebildet werden, wenn 2,4 mol Ca(OH)₂ entstehen.

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

1.2. a) Welche Masse Natrium und welches Volumen Cl₂-Gas (p = 1013 hPa, ϑ = 20 °C) müssen zur Synthese von 10 g NaCl eingesetzt werden? Anm.: 1 mol eines Gases nimmt bei 20 °C und 1013 hPa 24,06 L ein.

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

1.3. Berechnen Sie die Volumina an H₂ und O₂ (p = 1013 hPa, ϑ = 20 °C) um 50 mL H₂O herzustellen. (ρ = 1,0 g/cm³). Anm.: 1 mol eines Gases nimmt bei 20 °C und 1013 hPa 24,06 L ein.

1.4. Calciumcarbonat (CaCO₃) reagiert in Salzsäure (HCl) zu CaCl₂, H₂O und CO₂. Berechnen Sie die Masse von CaCl₂ und H₂O sowie das Gasvolumen von CO₂, wenn 0,291 g CaCO₃ eingesetzt werden. Hinweis: Gehen Sie auch hier wie bei Aufgabe Nr. 3 wieder 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 CO₂ entstehen Bariumcarbonat (BaCO₃) und Wasser. Man lässt 10 g Ba(OH)₂ mit einem Überschuss an CO₂ reagieren. Berechnen Sie die Masse m(BaCO₃).

1.7. In Raketen mit Flüssigtreibstoff nutzt man Hydrazin (N₂H₄) und N₂O₄ (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 H₂O entstehen pro kg Hydrazin? In welchem Massenverhältnis müssen die Ausgangsstoffe in der Raketendüse zusammengebracht werden?

2. Weitere Aufgaben zum Einrichten von Reaktionsgleichungen und Umsatzberechnungen mit Reinstoffen

- *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. Die mit „*“ markierten Aufgaben sind etwas schwieriger. In der Regel enthält eine Klassenarbeiten auch eine Aufgaben von diesem Kaliber.*

2.1. Geben Sie die richtig eingerichteten Reaktionsgleichungen an:

- Aluminiumsulfat ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) wird durch Umsetzung von Aluminiumhydroxid ($\text{Al}(\text{OH})_3$) 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 ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) entsteht beim Erhitzen Bleioxid (PbO), Stickstoffdioxid (NO_2) und Sauerstoff (O_2).

2.2. Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) verbrennt an der Luft 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 (O_2) 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) mit Luftsauerstoff (O_2) 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 Ihre Körperzellen veratmen Zucker ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) mit Luftsauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und H_2O . Das H_2O scheiden Sie größtenteils über die Nieren aus, das CO_2 atmen Sie aus. Wie viel Liter reines CO_2 werden ausgeatmet, wenn Ihre 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 mit Sauerstoff (O_2) 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.* 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.* 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

Nicht zu früh in den Musterlösungen nachschauen! Wenn Sie nicht weiterkommen, dann lesen Sie hier erst mal die Tipps. Erst wenn die auch nicht weiterhelfen, können Sie einen Blick in die Musterlösungen werfen. Sie finden die Lösungen auf den folgenden Seiten.

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 dankbar:

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 an der Luft zu Wasser“) => $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ („*Verbrennung an der Luft*“ meint eine exotherme Reaktion mit O_2 unter Flammeneerscheinung, 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)

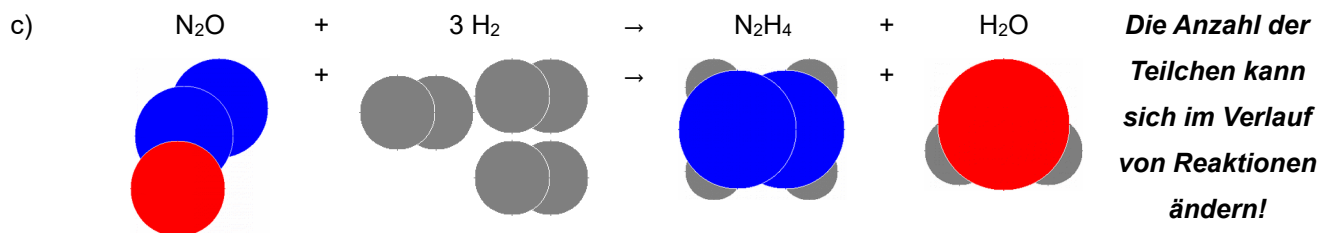
Schritt 4: Über die Koeffizientenverhältnisse auf die Stoffmengen des/der gesuchten Stoff(e) (in mol) schließen.

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!

Nr. 1.2

Aus Vergleich der Koeffizienten folgt:

Für jedes verbrauchte Na entsteht 1 NaCl-Formeleinheit (folgt aus Koeffizientenverhältnis 2:2).



a) Umrechnung von $m(\text{NaCl})$ in $n(\text{NaCl})$

$$M(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{n(\text{NaCl})} \Rightarrow n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

(Wert mit des PSE berechnet)

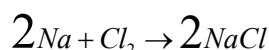
$$M(\text{NaCl}) = 58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

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

b) Ermittlung der Stoffmengen und der Masse Natrium Na (anhand Koeffizienten der Reaktionsgleichung)

Pro verbrauchtes mol Na entsteht 1 mol NaCl. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten:

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



Umrechnung in $m(\text{Na})$

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

(Wert aus PSE)

$$M(\text{Na}) = 22,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

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

c) Ermittlung der Stoffmenge Cl₂ und Umrechnung in das Volumen V(Cl₂)

Er wird die **halbe** Stoffmenge verbraucht, wie Stoffmenge NaCl entsteht. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten: $2\text{Na} + 1\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$. 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.

Bei Gasen wird üblicherweise das benötigte Volumen angegeben und nicht die benötigte Masse wie bei Feststoffen oder Flüssigkeiten. **Allgemein gilt: 1 mol eines beliebigen (idealen) Gases nimmt bei 20 °C und Normaldruck 24,06 L ein.**

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

$$0,08555 \text{ mol} \quad = x \text{ L}$$

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

Auch wenn 12,5% mehr Na eingesetzt wird, kann nicht mehr NaCl synthetisiert werden, da Cl₂ für die Reaktion fehlt. Stoffe reagieren nur in festen Massenverhältnissen miteinander!

Nr. 1.3

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$; **Elementare Gase sind in der Regel zweiatomig (bis auf die Edelgase): O₂, H₂, Cl₂, N₂, F₂ ...**

a) Berechnung der Stoffmenge H₂O:

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(H₂) und Volumenberechnung

Pro mol H₂O wird 1 mol H₂ verbraucht. dies folgt aus dem Koeffizientenverhältnis 2: 2. Mit anderen Worten: Die gleiche Anzahl an H₂-Molekülen wird gebildet, wie H₂ verbraucht wird. $\Rightarrow n(\text{H}_2) = 2,778 \text{ mol}$.

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

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

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

c) Ermittlung der Stoffmengen n(O₂) und Volumenberechnung

Aus dem Koeffizientenverhältnis 1: 2 folgt: Es entsteht doppelt so viel H₂O wie O₂ verbraucht wird. Mit anderen Worten: Die verbrauchte O₂-Stoffmenge ist halb so groß wie die synthetisierte H₂O-Menge.

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

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

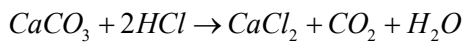
$$1 \text{ mol} \quad \sim 24,06 \text{ L}$$

$$1,389 \text{ mol} \quad \sim x \text{ L}$$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{1,389 \text{ mol}}{1} \Rightarrow x \approx 33,42 \text{ L} \quad V(\text{O}_2) = 33,42 \text{ L}$$

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 :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,291 \text{ g}}{100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,002907 \text{ mol} \quad (M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g/mol: mit PSE berechnet})$$

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 \sim 24,06 L) folgt der Dreisatz:

$$1 \text{ mol} \quad \sim 24,06 \text{ L}$$

$$0,002907 \text{ mol} \quad \sim x \text{ L}$$

$$\frac{x}{24,06} = \frac{0,002907 \text{ mol}}{1} \Rightarrow x \approx 0,070 \text{ L} \approx 70 \text{ mL} \quad V(\text{CO}_2) = 70 \text{ mL}$$

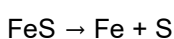
Es entstehen $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,002907 \text{ mol H}_2\text{O}$. (vgl. Koeffizientenverhältnis)

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

Mit (Wert aus PSE) folgt:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,002907 \text{ mol} \approx 0,052 \text{ g}$$

Nr. 1.5



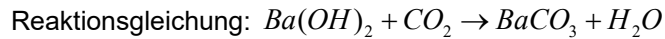
a) Berechnung der Stoffmenge FeS

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

b) Berechnung der Masse S

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

Nr. 1.6



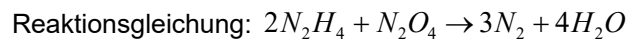
Auch wenn ein Überschuss an CO_2 eingesetzt wird, so ist doch die $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Masse der limitierende Faktor. Der Überschuss an CO_2 ist nach der Reaktion unverändert vorhanden.

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

Aus dem 1:1-Koeffizientenverhältnissen folgt:

$$m(\text{BaCO}_3) = n(\text{BaCO}_3) \cdot M(\text{BaCO}_3) \Rightarrow m(\text{BaCO}_3) = 0,0584\text{mol} \cdot 197,336 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 11,51\text{g}$$

Nr. 1.7



a) Berechnung der Stoffmenge Hydrazin

$$n(\text{N}_2\text{H}_4) = \frac{m(\text{N}_2\text{H}_4)}{M(\text{N}_2\text{H}_4)} \Rightarrow n(\text{N}_2\text{H}_4) = \frac{1000\text{g}}{32,045 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 31,206\text{mol}$$

b) Berechnung der Masse an Stickstoff

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

$$n(\text{N}_2) = n(\text{N}_2\text{H}_4) \cdot 1,5 = 31,206\text{mol} \cdot 1,5 = 46,809\text{mol}$$

Auch über ausgeschriebenen Dreisatz:

$$2\text{ mol N}_2\text{H}_4 \quad \sim 3\text{ mol N}_2$$

$$31,206\text{ mol} \quad \sim x$$

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

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) \Rightarrow m(\text{N}_2) = 46,809\text{mol} \cdot 28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 1311\text{g}$$

c) Berechnung der Masse an H_2O

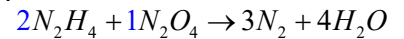
Aus dem 2:4-Koeffizientenverhältnis folgt: Es entsteht die doppelte Menge H_2O wie N_2H_4 verbraucht wird.

$$\bullet n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 31,206\text{mol} = 62,412\text{mol}$$

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

Berechnung des Massenverhältnisses

Das Stoffmengenverhältnis ergibt sich aus der Reaktionsgleichung und beträgt 2: 1:



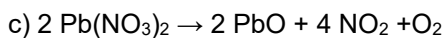
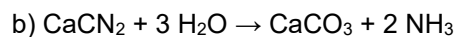
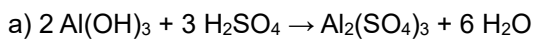
2 mol Hydrazin reagieren mit 1 mol Distickstofftetraoxid: Dieses Stoffmengenverhältnis kann in ein Massenverhältnis umgerechnet werden:

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

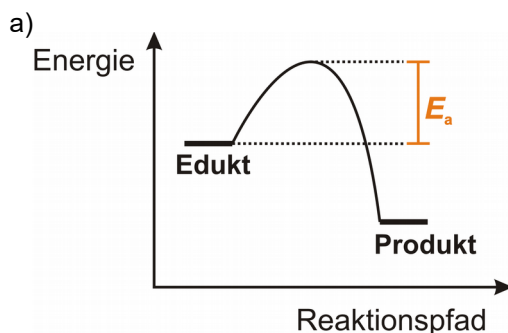
$$m(N_2O_4) = n(N_2O_4) \cdot M(N_2O_4) \Rightarrow m(N_2O_4) = 1 mol \cdot 92,01 \frac{g}{mol} = 92,01 g$$

Das Massenverhältnis beträgt $N_2H_4: N_2O_4 = 64,10 g : 92,01 g$, oder runtergerechnet $N_2H_4: N_2O_4 = 1 g : 1,43 g$

2.1



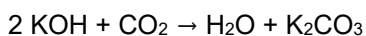
2.2



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) heranb. Durch die Herabsetzung dieser energetischen Barriere, können mehr Eduktteilchen pro Zeiteinheit reagieren.

c) selber Lösen! Erst Reaktionsgleichung aufstellen. „Verbrennung an der Luft“ ~ exotherme Reaktion durch Reaktion mit Sauerstoff (O_2).

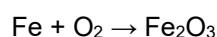
2.3



$$m(K_2CO_3) = 62,80 g, \text{ Hinweis: } M(K_2CO_3) = 138,1965 g/mol; M(CO_2) = 44,0095 g/mol$$

2.4

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



Schritt 2: Reaktionsgleichung einrichten



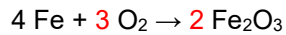
Schritt 3: Gegebene Stoffmenge aus der Aufgabenstellung ermitteln

$$M(Fe_2O_3) = 2 \cdot M(Fe) + 3 \cdot M(O) = 159,6882 g/mol$$

(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:

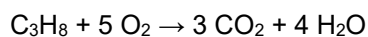
Koeffizient 2	$\sim 0,31311 \text{ mol}$	}	$x \approx 0,469665 \text{ mol O}_2$
Koeffizient 3	$\sim x \text{ mol}$		

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



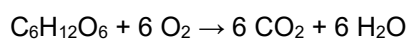
$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{170\text{g}}{44,09562 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 3,85526 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

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

Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:3 ($1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$) 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.

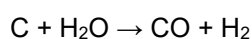
Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:4 ($1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$) wird die vierfache Stoffmenge an H_2O gebildet: $n(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot 3,85526 \text{ mol} \approx 15,42103 \text{ mol H}_2\text{O}$. Das sind ca. $m(\text{H}_2\text{O}) \approx 278 \text{ g H}_2\text{O}$

2.6



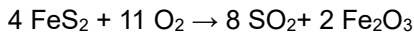
500 g $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ entsprechen 2,775374 mol (da $M = 180,15588 \text{ g/mol}$). D.h. es entstehen 16,652246 mol CO_2 . Wenn 1 mol 22,4 L einnimmt (vgl. Aufgabenstellung), dann nehmen 16,652246 mol **ca. 373 L** ein.

2.7



5 g Kohlenstoff entsprechen $n = 0,416295$ mol. Es entstehen $0,416295$ mol CO und $0,416295$ mol H₂. Insgesamt entstehen also $0,8325909397$ mol Gas. Diese nehmen ein Volumen von ca. 74 L ein.

2.8



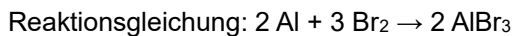
$$n(\text{FeS}_2) = \frac{5 \text{ g}}{119,977 \text{ g/mol}} \approx 0,04167465 \text{ mol}$$

Wegen dem 4:2-Verhältnis ist die Fe₂O₃-Stoffmenge gerade halb so groß: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,02083733$ mol. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,02083733 \cdot 159,6882 \text{ g/mol} \approx \underline{\underline{3,33 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}}$

Wegen dem 4:11-Verhältnis ist die verbrauchte Stoffmenge $11/4$ mal (= 2,75 mal) größer als die FeS₂-Stoffmenge:

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

2.9



10 Gramm Al entsprechen einer Stoffmenge von $n = 0,3706$ mol.

Wegen dem Koeffizientenverhältnis (2:3) folgt, dass für die vollständige Abreaktion des Al, die Br₂-Stoffmenge von $n(\text{Br}_2) = 0,5559$ mol benötigt wird. *Ist diese Brom-Stoffmenge überhaupt vorhanden?* => 10 mL Brom (Br₂) wiegen 31,2 Gramm. Sie entsprechen einer Stoffmenge von $n(\text{Br}_2) = 0,195$ mol. Das ist also viel **weniger** als die benötigte Stoffmenge. => **Überschüssiger Stoff Al Mangelnder Stoff: Br₂**

b) Die vorhandene Stoffmenge Brom (0,195 mol) können wegen dem 2:3-Koeffizientenverhältnis mit $n(\text{Al}) = 0,1301$ mol Al reagieren. Das sind **3,511 g Al**. Der Rest des Aluminiums bleibt erhalten und kann nicht abreaktionieren. Es bleiben also 6,49 g Al übrig. Alle anderen Massen (3,51g Al und 31,2 g Br₂) wurden zu AlBr₃ umgesetzt. Nach Reaktionsende ist also $m(\text{AlBr}_3) \approx 34,71$ g enthalten.

2.10

Rkt. Gleichung	CH ₄	+	2 O ₂	→	1 CO ₂	+	2 H ₂ O	
In Aufgabenstellung	10 L		5 L		?		?	
gegebene Stoffportion								
Vorgelegte Stoffmengen	0,446429 mol		0,223214 mol					Mit Dreisatz 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), sieht man das ein Überschuss an CH ₄ enthalten ist. Die O ₂ -Portion hingegen kann vollständig abreaktionieren. =>								
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

CH₄:
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 $m = n \cdot M$ berechnet)	5,37 g	0,00 g	4,91 g	4,02 g