Umsatzberechnungen mithilfe von Reaktionsgleichungen

laborberufe.de

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.

Beispiel 1

	$2\ H_2$	+	O_2	→	$2\ H_2O$	
	0,5 mol		0,25 mol		0,5 mol	

2 H_2-Moleküle reagieren mit 1 O_2-Molekül (*vgl. Koeffizientenverhältnis 2:1*). Mit anderen Worten: Es wird immer die **halbe** (1/2) Stoffmenge O_2 verbraucht. 0,5 mol H_2 reagieren entsprechend mit 0,25 mol O_2. Dabei entstehen 0,5 mol H_2O (wegen Koeffizientenverhältnis 2:2) .

Beispiel 2

	Ca_3P_2	+	$6\ H_2O$	→	$3\ Ca(OH)_2$	+	$2\ PH_3$		
	0,8 mol		4,8 mol		**2,4 mol**		1,6 mol		

Aus dem Koeffizientenverhältnis 6:3 folgt, dass die doppelte Menge H_2O verbraucht wird, wie $Ca(OH)_2$ entsteht, d.h. 4,8 mol. Aus dem 1:3-Koeffizientenverältnis (Ca_3P_2 : 3 $Ca(OH)_2$), folgt dass 3 mal mehr $Ca(OH)_2$ gebildet wird, wie Ca_3P_2 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 PH_3 gebildet werden, wenn 2,4 mol $Ca(OH)_2$ entstehen.

a)	Na_2O_2			→	Na_2O	+	O_2		
	1 mol								
b)	$NaHCO_3$			→	Na_2CO_3	+	CO_2	+	H_2O
					0,5 mol				
c)	N_2O	+	H_2	→	N_2H_4	+	H_2O		
			0,75 mol						
d)	Cu_2S	+	Cu_2O	→	SO_2	+	Cu		
							0,9 mol		
e)	H_2O	+	CO_2	→	CH_4	+	O_2		
	0,654 mol								
f)	Al_4C_3	+	H_2O	→	$Al(OH)_3$	+	CH_4		
			1,15 mol						

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 hPa, ϑ = 20 °C) Anmerkung: 1 mol eines Gases nimmt bei 20 °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 hPa, ϑ = 20 °C) um 50 mL H_2O herzustellen. (ρ = 1,0 g/cm^3). Anm.: 1 mol eines Gases nimmt bei 20 °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 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 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($BaCO_3$).

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 (**hypergoler** 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?

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, damit sie auch wirklich bei Bedarf genug Übungsmaterial haben. Wie viele Sie zur Vorbereitung auf die Klassenarbeit lösen, bleibt Ihnen überlassen. Die mit „*“ markierten Aufgaben sind etwas schwieriger. Sie sind nur dann relevant für die KA, wenn der Lehrer dies vorgibt.*

2.1. Geben Sie die richtig eingerichteten Reaktionsgleichungen an:

a) 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.

b) Calciumcyanamid ($CaCN_2$) setzt sich mit Wasser zu Calciumcarbonat ($CaCO_3$) und Ammoniak (NH_3) um.

c) 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 an der Luft zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

a) (Geben Sie ein Energie-Reaktionsweg-Diagramm (Energiediagramm) der Reaktion an und beschriften Sie markante Punkte.) NUR, WENN IM MEINEM UNTERRICHT BEHANDELT

b) (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

c) 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 ($C_6H_{12}O_6$) mit Luftsauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und H_2O. Das H_2O scheiden Sie großteils 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 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 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 L/mol)

2.9.* NUR RELEVANT AUF LEHRERANWEISUNG. In ein leeres Stahlgefäß werden 10,0 Gramm Aluminium (Al) und 10,0 mL flüssiges Brom (Br_2, ρ = 3,12 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 RELEVANT AUF LEHRERANWEISUNG.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 zusätzlichen Aufgaben findet 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 ($C_6H_{12}O_6$) 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?

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? (*).

kommentierte Lösungen unter www.laborberufe.de

Lösungen - ohne Gewähr

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.

Allgemeines Lösungsmuster, das für die meisten Umsatzberechnungen gilt.

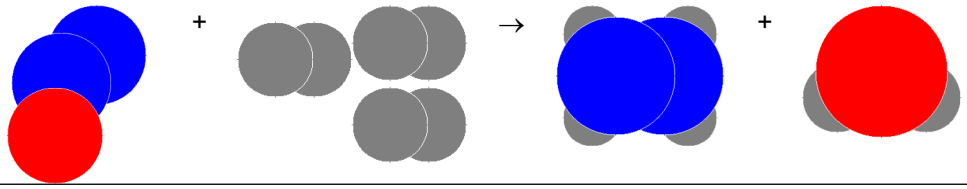
- *Schritt 1:* Alle Ausgangsstoffe und Produkte der Reaktion durch ein Pfeil getrennt notieren. Ausgangsstoffe -> Produkte. Dabei keine Stoffe vergessen, auf die nur indirekt hingewiesen wird. **Beispiel:** „Wasserstoff verbrennt an der Luft zu Wasser“) => $H_2 + \underline{O_2} \rightarrow H_2O$ (*„Verbrennung an der Luft“* meinst eine exotherme Reaktion mit $\underline{O_2}$ unter Flammenerscheinung, 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:** $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$
- *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)	$2\ Na_2O_2$			$\rightarrow$	$2\ Na_2O$	+	O_2			
	1 mol				1 mol		0,5 mol			
b)	$2\ NaHCO_3$			$\rightarrow$	Na_2CO_3	+	CO_2	+	H_2O	
	1 mol				0,5 mol		0,5 mol		0,5 mol	
c)	N_2O	+	$3\ H_2$	$\rightarrow$	N_2H_4	+	H_2O			
	0,25 mol		0,75 mol		0,25 mol		0,25 mol			
d)	Cu_2S	+	$2\ Cu_2O$	$\rightarrow$	SO_2	+	$6\ Cu$			
	0,15 mol		0,3 mol		0,15 mol		0,9 mol			
e)	$2\ H_2O$	+	CO_2	$\rightarrow$	CH_4	+	$2\ O_2$			
	0,654 mol		0,327 mol		0,327 mol		0,654 mol			
f)	Al_4C_3	+	$12\ H_2O$	$\rightarrow$	$4\ Al(OH)_3$	+	$3\ CH_4$			
	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!

c) N_2O + $3\ H_2$ $\rightarrow$ N_2H_4 + H_2O



Die Anzahl der Teilchen kann sich im Verlauf von Reaktionen ändern!

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

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 Cl_2*	***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 Cl_2 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!

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

Zu ②: Ermittlung der Stoffmenge n(Cl_2) (anhand Koeffizienten der Reaktionsgleichung)

Er wird die **halbe** Stoffmenge verbraucht, wie Stoffmenge NaCl entsteht. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten: 2 Na + **1** Cl_2 → **2** NaCl. Da 0,1711 mol NaCl herzustellen sind, müssen n(Cl_2) = 0,1711 mol : 2 = 0,08555 mol Cl_2 eingesetzt werden.

Zu ③: Umrechnung in die Masse m(Cl_2). Die erforderliche molare Masse (M) wird mithilfe des PSE ermittelt!

$$M(Cl_2)=\frac{m(Cl_2)}{n(Cl_2)} \Rightarrow m(Cl_2)=M(Cl_2)\cdot n(Cl_2)=70{,}90\,\frac{g}{mol}\cdot 0{,}08555\,mol=0{,}1711\,mol\approx 6{,}07\,g\,Cl_2$$

Zu ④: **Ermittlung der Stoffmengen n(Na) (anhand Koeffizienten der Reaktionsgleichung)**

Pro Na-Teilchen entsteht auch ein NaCl. Dies ergibt sich durch Vergleich der Koeffizienten: **2** Na + 1 Cl_2 → **2** NaCl

Da 0,1711 mol NaCl herzustellen sind müssen n(Na) = 0,1711 mol Na eingesetzt werden.

Zu ⑤: Umrechnung in m(Na). Die erforderliche molare Masse (M) wird mithilfe des PSE ermittelt!

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

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 g + 6,07 g = 10,00 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.

Dreisatz *1 mol* = *24,06 L*

0,08555 mol = *x L*

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

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 H_2 + O_2 → 2 H_2O; Elementare Gase sind in der Regel zweiatomig (bis auf die Edelgase): O_2, H_2, Cl_2, N_2, F_2 …

a) Berechnung der Stoffmenge H_2O:

Mit der Dichte ρ ≈ 1,0 g/mL folgt aus V(H_2O)= 50 mL ⇒ m(H_2O) = 50 g

($M(H_2O)$ = 18,02 g/mol: mit PSE berechnet)

$$n(H_2O)=\frac{50g}{18{,}02\,\frac{g}{mol}}\approx 2{,}778mol$$

b) Ermittlung der Stoffmengen n(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. ⇒ n(H_2) = 2,778 mol.

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

Dreisatz *. V(H_2) = 66,84 L*

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

c) Ermittlung der Stoffmengen n(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.

⇒ n(O_2) = 2,778 mol : 2 = 1,389 mol.

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

1 mol = 24,06 L

1,389 mol = x L

. V(O_2) = 33,42 L

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

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 H_2 +1 O_2 → …). Also V(O_2) = 66,84 L : 2 = 33,42 L.

Nr. 1.4 Reaktion von Calciumcarbonat mit Salzsäure

Zuerst Reaktionsgleichung aufstellen: $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow\ CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

a) Berechnung der Stoffmenge $CaCO_3$:

$$n(H_2O) = \frac{0,291g}{100,09\frac{g}{mol}} \approx 0,002907mol$$ (M($CaCO_3$) = 100,09 g/mol: mit PSE berechnet)

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

Aus den Koeffizientenverhältnissen folgt:

Es entstehen n($CaCl_2$) = 0,002907 mol $CaCl_2$.

$$m(CaCl_2) = M(CaCl_2) \cdot n(CaCl_2)$$

Mit $M(CaCl_2) = 110,98\frac{g}{mol}$ (Wert aus PSE) folgt: $m(CaCl_2) = 110,98\frac{g}{mol} \cdot 0,002907mol \approx 0,323g$

Es entstehen n(CO_2) = 0,002907 mol CO_2.(vgl. Koeffizientenverhältnis)

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

1 mol = 24,06 L

0,002907 mol = x L

$$\frac{x}{24,06} = \frac{0,002907mol}{1} \Rightarrow x \approx 0,070L \approx 70mL$$ *. V(CO_2) = 70 mL*

Es entstehen n(H_2O) = 0,002907 mol H_2O. (vgl. Koeffizientenverhältnis)

$$m(H_2O) = M(H_2O) \cdot n(H_2O)$$

Mit $M(H_2O) = 18,02\frac{g}{mol}$ (Wert aus PSE) folgt: $m(H_2O) = 18,02\frac{g}{mol} \cdot 0,002907 mol \approx 0,052 g$

Nr. 1.5

FeS → Fe + S

a) Berechung der Stoffmenge FeS

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

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: $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$

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.

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

Aus dem 1:1-Koeffizientenverrhältnissen 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 →	$3\ N_2$ +	$4\ H_2O$
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

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

b)Berechnung der Masse an Stickstoff

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

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

Auch über ausgeschriebenen Dreisatz: 2 mol N_2H_4 ≙ 3 mol N_2

31,206 mol ≙ x

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

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

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.
⇒ n(H_2O) = 2 · 31,206 mol = 62,412 mol

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

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:

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

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

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

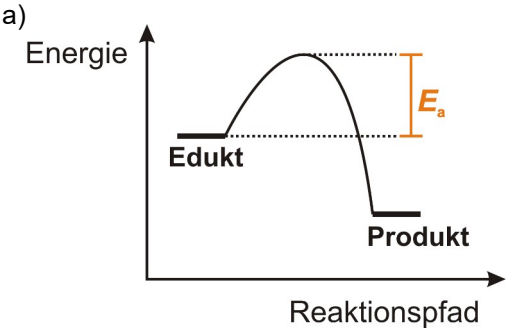
2.1

a) $2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$ b) $CaCN_2 + 3\ H_2O \rightarrow CaCO_3 + 2\ NH_3$

c) $2\ Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2\ PbO + 4\ NO_2 + O_2$

2.2 Verbrennung Ethanol

a)



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 Herabsenkung dieser energetischen Barriere, können mehr Eduktteilchen pro Zeiteinheit reagieren.

c) „Verbrennung an der Luft“ ⇒ exotherme Reaktion durch Reaktion mit Sauerstoff (O_2).

$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

mit Dreisatz folgt: 1000 Liter sind 38,022814 mol CO_2

Es muss halb so viel Ethanol verbrannt werden (wegen Koeffizientenverhältnis): n(Ethanol) = 19,01140684 mol

Da die molare Masse von Ethanol M = 2 ·12,011 + 6 · 1,008 + 1 · 15,999 = 46,069 g/mol beträgt, kann man berechnen dass 19,01140684 mol ca. 875,8 Gramm sind. RUNDEN SIE ZWISCHENERGEBNISSE MÖGLICHST

WENIG, ABER UNBEDINGT DAS ENDERGEBNIS AUF EINE IHNEN VERNÜNFTIG ERSCHEINENDE ANZAHL NACHKOMMASTELLEN.

2.3

	2 KOH +	CO_2 →	H_2O +	K_2CO_3
Stoffmenge		0,454 mol		0,454 mol
Masse		20 g		62,807 g

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

$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

Schritt 2: Reaktionsgleichung einrichten

$2\ Fe + 1{,}5\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3$ oder $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

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)

$$n(Fe_2O_3) = \frac{m(Fe_2O_3)}{M(Fe_2O_3)} = \frac{50g}{159{,}6882\ \frac{g}{mol}} \approx 0{,}31311\ mol$$

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

$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

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. => $n(O_2) = 1{,}5 \cdot 0{,}31311$ mol ≈ 0,469665 mol O_2. Dies kann formal auch mit einem Dreisatz berechnet werden:

Koeffizient 2 ≙ 0,31311 mol Koeffizient 3 ≙ x mol	}	x ≈ 0,469665 mol O_2

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

$M(O_2) = 2 \cdot M(O) = 31{,}9988$ g/mol

$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2) = 0{,}469665$ mol $\cdot$ 31,9988 g/mol ≈ **15,03 g O_2**

2.5

$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

$$n(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{170g}{44,09562\frac{g}{mol}} \approx 3,85526mol\ C_3H_8$$

$$n(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{170g}{44,09562\frac{g}{mol}} \approx 3,85526mol\ C_3H_8$$

Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:3 (1 C_3H_8 + 5 O_2 → 3 CO_2 + 4 H_2O) wird die dreifache Stoffmenge an CO_2 gebildet: $n(CO_2)$ = 3 · 3,85526 mol ≈ 11,56577 mol CO_2. Mit Hilfe der Molaren Masse von M = 44,0095 g/mol kann man dies in die Masse von ca. m ≈ 509 g CO_2 umgerechnet werden.

Wegen dem Koeffizientenverhältnis von 1:4 (1 C_3H_8 + 5 O_2 → 3 CO_2 + 4 H_2O) wird die vierfache Stoffmenge an H_2O gebildet: $n(H_2O)$ = 4 · 3,85526 mol ≈ 15,42103 mol H_2O. Das sind ca. $m(H_2O)$ ≈ 278 g H_2O

2.6

$C_6H_{12}O_6$ + 6 O_2 → 6 CO_2 + 6 H_2O

500 g $C_6H_{12}O_6$ entsprechen 2,775374 mol (da M = 180,15588 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

C + H_2O → CO + H_2

5 g Kohlenstoff entsprechen n = 0,416295 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

4 FeS_2 + 11 O_2 → 8 SO_2+ 2 Fe_2O_3

$$n(FeS_2) = \frac{5g}{119,977g/mol} \approx 0,04167465mol$$

Wegen dem 4:2-Verhältnis ist die Fe_2O_3-Stoffmenge gerade halb so groß: $n(Fe_2O_3)$ = 0,02083733 mol. $m(Fe_2O_3)$ = $n(Fe_2O_3)$ · $M(Fe_2O_3)$ = 0,02083733 · 159,6882 g/mol ≈ **3,33 g Fe_2O_3**

Wegen dem 4:11-Verhältnis ist die verbrauchte Stoffmenge 11/4 mal (= 2,75 mal) größer als die FeS_2-Stoffmenge: $n(O_2)$ = 0,114605 mol. Diese nehmen ein Volumen von **3,26 L** ein (da V_m = 28,45 L pro mol beträgt).

2.9

Reaktionsgleichung: 2 Al + 3 Br_2 → 2 $AlBr_3$

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 Br_2-Stoffmenge von $n(Br_2)$ = 0,5559 mol benötigt wird. *Ist diese Brom-Stoffmenge überhaupt vorhanden?* => 10 mL Brom (Br_2)

wiegen 31,2 Gramm. Sie entsprechen einer Stoffmenge von $n(Br_2)$ = 0,195 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(Al) = 0,1301 mol Al reagieren. Das sind 3,511 g Al. Der Rest des Aluminiums bleibt erhalten und kann nicht abreagieren. 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 $m(AlBr_3) \approx 34{,}71$ g enthalten.

2.10

Rkt. Gleichung	CH_4	+	$2\ O_2$	→	$1\ CO_2$	+	$2\ H_2O$	
In Aufgabenstellung gegebene Stoffportion	10 L		5 L		?		?	
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 das ein Überschuss an CH_4 enthalten ist. 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

a) $6\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$

b) $M(C_6H_{12}O_6)$ = 180,156 g/mol. 1000 g Glucose sind ca. 5,5507 mol. Es muss die 6-fache Stoffmenge CO_2 umgesetzt werden, also ca. 33,304 mol. Das sind ca. 1466 g CO_2.

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

$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 3\ H_2 + 2\ AlCl_3$

20 g $AlCl_3$ sind 0,14999295 mol. Es muss dieselbe Stoffmenge Al (0,14999295 mol) und die dreifache Stoffmenge HCl (= 0,44997885 mol) eingesetzt werden. m(Al) ≈ 4,05 g. m(HCl) ≈ 16,41 g.

Nr. 3.3

	3 CO	+	Fe_2O_3	→	2 Fe	+	$3\ CO_2$
Masse			ca. $1{,}430 \cdot 10^6$ g		10^6 g		

		(ca. 1,43 Tonnen)	
Molare Masse	28,010 $\frac{g}{mol}$	159,688 $\frac{g}{mol}$	55,845 $\frac{g}{mol}$
Stoffmenge	26860,06 mol	8953,35 mol	17906,71 mol
Volumen	ca. 601665 L (ca. 602 Tausend Liter)	-	-

Nr. 3.4

$I_2 + H_2 \rightarrow 2\ HI$

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

Man erkennt, dass Wasserstoff im Überschuss vorliegt. Der Überschuss beträgt $n_{Rest}(H_2) \approx$ 0,08928 mol – 0,0078799 mol ≈ 0,08141 mol. Diese Stoffmenge an Wasserstoff bleibt bestehen, während das Iod vollständig abreagieren kann. $n_{Rest}(I_2) = 0$ 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) ≈ 2 · 0,0078799 mol ≈ 0,01576 mol HI

Nr. 3.5

Fehlt noch