

Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

Aufgaben

A 1

Die Massenabnahme beim Brennen einer Kerze auf der Waage widerspricht dem Gesetz der Massenerhaltung nicht. Die Reaktionsprodukte entweichen als Gase in die Umgebung; damit liegt kein geschlossenes System vor. (Auch die Masse der Sauerstoffportion, die mit dem Kerzenwachs reagiert, wird bei dieser Versuchsanordnung nicht erfasst.)

A 2

a)

Bei der Thermolyse von Quecksilberoxid bilden sich Quecksilber und Sauerstoff:
 Quecksilberoxid \longrightarrow Quecksilber + Sauerstoff

Für chemische Reaktionen gilt das Gesetz der Erhaltung der Masse. Somit ist die Masse der Quecksilberportion kleiner als die Masse der Quecksilberoxidportion. Nur die Summe der Massen der Quecksilberportion und der Sauerstoffportion entspricht der Masse der Quecksilberoxidportion.

b)

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = m(\text{Quecksilberoxidportion}) - m(\text{Quecksilberportion})$$

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = 2,40 \text{ g} - 2,22 \text{ g} = 0,18 \text{ g}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{0,18 \text{ g}}{1,33 \text{ g/L}} = 0,135 \text{ L} = 135 \text{ mL}$$

A 3

Gegeben: $m(\text{Kupferportion}) = 5 \text{ g}; \frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Schwefelportion})} = \frac{4}{1}$

(3,95 gerundet; ↗ Kap. 5, ▷ Abb. 3)

Gesucht: $m(\text{Schwefelportion})$

Lösung:

$$m(\text{Schwefelportion}) = \frac{1}{4} \cdot m(\text{Kupferportion}) = \frac{1}{4} \cdot 5 \text{ g} = 1,25 \text{ g}$$

A 4

Gegeben: $m(\text{Schwefelportion}) = 1 \text{ g} - 0,5 \text{ g} = 0,5 \text{ g}; \frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Schwefelportion})} = \frac{4}{1}$

(3,95 gerundet; ↗ Kap. 5, ▷ Abb. 3)

Gesucht: $m(\text{Kupferportion})$

Lösung:

$$m(\text{Kupferportion}) = 4 \cdot m(\text{Schwefelportion}) = 4 \cdot 0,5 \text{ g} = 2 \text{ g}$$

A 5

Gegeben: $m(\text{Silberportion}) = 0,75 \text{ g}$; $\frac{m(\text{Silberportion})}{m(\text{Sauerstoffportion})} = \frac{13,5}{1}$

(\nearrow Kap. 5.1)

Gesucht: $m(\text{Sauerstoffportion})$

Lösung:

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = \frac{1}{13,5} \cdot m(\text{Silberportion}) = \frac{0,75 \text{ g}}{13,5} = 0,06 \text{ g}$$

A 6

Gegeben: $\frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Sauerstoffportion})} = \frac{8}{1}$ (gerundet); $m(\text{Kupferportion}) = 5 \text{ g}$

a)

Gesucht: $m(\text{Sauerstoffportion})$

Lösung:

$$\frac{m(\text{Sauerstoffportion})}{m(\text{Kupferportion})} = \frac{1}{8}$$

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = \frac{1}{8} \cdot 5 \text{ g} = 0,625 \text{ g}$$

b)

Gesucht: $m(\text{Kupferoxidportion})$

Lösung:

$$\begin{aligned} m(\text{Kupferoxidportion}) &= m(\text{Kupferportion}) + m(\text{Sauerstoffportion}) \\ &= 5 \text{ g} + 0,625 \text{ g} = 5,625 \text{ g} \end{aligned}$$

A 7

Nach DALTON gibt es so viele Atomsorten wie es Elemente gibt, da jedes Element aus lauter Atomen der gleichen Sorte besteht.

A 8

Atome können bei chemischen Reaktionen weder vernichtet noch erzeugt werden; sie werden lediglich neu gruppiert. Daher kann sich auch die Gesamtmasse bei einer Reaktion nicht ändern.

A 9

Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe in *bestimmten Anzahlverhältnissen* und damit auch in *bestimmten Massenverhältnissen* miteinander verbunden. Daraus folgt, dass bei einer bestimmten Reaktion immer Stoffportionen mit konstanten, für die betreffende Reaktion charakteristischen Massenverhältnissen miteinander reagieren.

A 10

Zur Ermittlung der Verhältnisformeln wird das Massenverhältnis der reagierenden Elementportionen durch das Massenverhältnis der reagierenden Atomverbände angegeben. Damit erhält man das Anzahlverhältnis der Atomsorten – und mit diesem die Verhältnisformel.

a)

$$\frac{m(\text{Silberportion})}{m(\text{Sauerstoffportion})} = \frac{N(\text{Ag}) \cdot m(1 \text{ Ag})}{N(\text{O}) \cdot m(1 \text{ O})} = \frac{13,48}{1}$$

$$\frac{N(\text{Ag})}{N(\text{O})} = \frac{m(\text{Silberportion}) \cdot m(1 \text{ O})}{m(\text{Sauerstoffportion}) \cdot m(1 \text{ Ag})} = \frac{13,48 \cdot 16,00 \text{ u}}{1 \cdot 107,87 \text{ u}} = 2,00$$

Die Verhältnisformel von Silberoxid ist Ag_2O .

b)

$$\frac{N(\text{Al})}{N(\text{O})} = \frac{m(\text{Aluminiumportion}) \cdot m(1 \text{ O})}{m(\text{Sauerstoffportion}) \cdot m(1 \text{ Al})} = \frac{1,12 \cdot 16,00 \text{ u}}{1 \cdot 26,98 \text{ u}} = 0,66$$

$$\frac{N(\text{Al})}{N(\text{O})} = \frac{0,66}{1} = \frac{1}{1:0,66} = \frac{1}{1,51} = \frac{2}{3,02}$$

Die Verhältnisformel von Aluminiumoxid ist Al_2O_3 .

c)

$$\frac{N(\text{Pb})}{N(\text{O})} = \frac{m(\text{Bleiportion}) \cdot m(1 \text{ O})}{m(\text{Sauerstoffportion}) \cdot m(1 \text{ Pb})} = \frac{6,48 \cdot 16,00 \text{ u}}{1 \cdot 207,20 \text{ u}} = 0,50 = \frac{1}{2}$$

Die Verhältnisformel von Bleioxid ist PbO_2 .

A 11

Gegeben: $m(\text{Quecksilberportion}) = 4,0 \text{ g}$; $V(\text{Sauerstoffportion}) = 241 \text{ mL}$;
 $\rho(\text{Sauerstoff}) = 1,33 \text{ g/L}$

Gesucht: Verhältnisformel des Quecksilberoxids

Lösung:

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = \rho(\text{Sauerstoff}) \cdot V(\text{Sauerstoffportion})$$

$$= 1,33 \text{ g/L} \cdot 0,241 \text{ L} = 0,32 \text{ g}$$

$$\frac{m(\text{Quecksilberportion})}{m(\text{Sauerstoffportion})} = \frac{4,00 \text{ g}}{0,32 \text{ g}} = \frac{N(\text{Hg}) \cdot m(1 \text{ Hg})}{N(\text{O}) \cdot m(1 \text{ O})}$$

$$\frac{N(\text{Hg})}{N(\text{O})} = \frac{4,00 \text{ g}}{0,32 \text{ g}} \cdot \frac{16 \text{ u}}{200,59 \text{ u}} = 1,00$$

Die Verhältnisformel des Quecksilberoxids ist HgO .

A 12

Angabe	Bedeutung
5 Cu	5 Kupfer-Atome (oder 5 mol Cu, ↗ Kap. 5.6)
a Pb	a Blei-Atome (oder a mol Blei, ↗ Kap. 5.6)
2 CuO	2 Formeleinheiten des schwarzen Kupferoxids (oder 2 mol Kupferoxid, ↗ Kap. 5.6)
1 FeS ₂	1 Formeleinheit des Eisensulfids Pyrit (oder 1 mol Pyrit, ↗ Kap. 5.6)
a Fe ₂ O ₃	a Formeleinheiten des roten Eisenoxids (oder a mol rotes Eisenoxid, ↗ Kap. 5.6)

A 13

Gegeben: Formeleinheit Cu₂O

Gesucht: Massenverhältnis der Atomsorten Cu und O

Lösung:

Für das rote Kupferoxid gilt:

$$\frac{2 \cdot m(1 \text{ Cu})}{m(1 \text{ O})} = \frac{2 \cdot 63,5 \text{ u}}{16,00 \text{ u}} = \frac{7,94}{1}$$

Das Verhältnis der Massen der verschiedenen Atome in der Formeleinheit des roten Kupferoxids ist damit genau doppelt so gross wie dasjenige des schwarzen Kupferoxids (↗ Kap. 5, ▷ Abb. 13).

A 14

Gegeben: $m(\text{Kupferoxidportion}) = 1 \text{ kg}$

Gesucht: $m(\text{Kupferportion})$

Lösungsansatz A:

Ausgehend von ↗ Kap. 5, ▷ Abb. 12 ergibt sich:

$$\left(\begin{array}{l} \text{Massenverhältnis der} \\ \text{reagierenden Elemente} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{l} \text{Massenverhältnis der Atomsorten} \\ \text{in der Formeleinheit} \end{array} \right)$$

$$\frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Sauerstoffportion})} = \frac{2 \cdot m(1 \text{ Cu})}{m(1 \text{ O})} = \frac{2 \cdot 63,5 \text{ u}}{1 \cdot 16 \text{ u}} = 7,94$$

$$m(\text{Kupferportion}) = 7,94 \cdot m(\text{Sauerstoffportion}) \quad (1)$$

Ferner gilt aufgrund der Aufgabenstellung:

$$m(\text{Kupferportion}) + m(\text{Sauerstoffportion}) = 1 \text{ kg}$$

$$m(\text{Sauerstoffportion}) = 1 \text{ kg} - m(\text{Kupferportion}) \quad (2)$$

(2) in (1) eingesetzt ergibt:

$$\begin{aligned} m(\text{Kupferportion}) &= 7,94 \cdot (1 \text{ kg} - m(\text{Kupferportion})) \\ &= 7,94 \text{ kg} - 7,94 \cdot m(\text{Kupferportion}) \end{aligned}$$

$$8,94 \cdot m(\text{Kupferportion}) = 7,94 \text{ kg}$$

$$m(\text{Kupferportion}) = \frac{7,94}{8,94} \text{ kg} = 0,89 \text{ kg}$$

Lösungsansatz B:

Ausgehend von der Beziehung

$$m(\text{Elementportion}) = N(\text{Atome}) \cdot m(1 \text{ Atom})$$

und der Übertragung auf

$$m(\text{Verbindungsportion}) = N(\text{Formeleinheiten}) \cdot m(1 \text{ Formeleinheit})$$

gilt z. B. für eine Kupferoxidportion aus a Formeleinheiten:

$$\begin{aligned} \frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Kupferoxidportion})} &= \frac{a \cdot 2m(1 \text{ Cu})}{a \cdot (2m(1 \text{ Cu}) + 1m(1 \text{ O}))} \\ \frac{m(\text{Kupferportion})}{m(\text{Kupferoxidportion})} &= \frac{2 \cdot 63,5 \text{ u}}{2 \cdot 63,5 \text{ u} + 1 \cdot 16,0 \text{ u}} = \frac{127 \text{ u}}{127 \text{ u} + 16 \text{ u}} \\ &= \frac{127 \text{ u}}{143 \text{ u}} = 0,89 \end{aligned}$$

$$m(\text{Kupferportion}) = 0,89 \cdot m(\text{Kupferoxidportion}) = 0,89 \cdot 1 \text{ kg} = 0,89 \text{ g}$$

A 15

Gegeben: Verhältnisformel Fe_2O_3 ; $m(\text{Eisenoxidportion}) = 1 \text{ t}$

Gesucht: $m(\text{Eisenportion})$

Lösung:

Die Lösungswege entsprechen denjenigen in \nearrow A 14.

Ergebnis und Lösungsansatz B:

$$\frac{m(\text{Eisenportion})}{m(\text{Eisenoxidportion})} = \frac{2 \cdot m(1 \text{ Fe})}{2 \cdot m(1 \text{ Fe}) + 3 \cdot m(1 \text{ O})} = \frac{2 \cdot 55,85 \text{ u}}{2 \cdot 55,85 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}} = \frac{111,7 \text{ u}}{159,7 \text{ u}} = 0,7$$

$$m(\text{Eisenportion}) = 0,7 \cdot m(\text{Eisenoxidportion}) = 0,7 \cdot 1 \text{ t} = 0,7 \text{ t}$$

A 16

Gegeben: Verhältnisformel Fe_3O_4

Gesucht: $m(1 \text{ Fe}_3\text{O}_4)$

Lösung:

$$\begin{aligned} m(1 \text{ Fe}_3\text{O}_4) &= 3 \cdot m(1 \text{ Fe}) + 4 \cdot m(1 \text{ O}) \\ &= 3 \cdot 55,85 \text{ u} + 4 \cdot 16,0 \text{ u} \\ &= 167,55 \text{ u} + 64 \text{ u} = 231,55 \text{ u} \end{aligned}$$

A 17

Gegeben: Molekülmasse und Atomsorten

Gesucht: Molekülformel des Kohlenstoffdioxids

Lösung:

Man muss die Massen 12 u und 16 u so kombinieren, dass sich die Masse 44 u ergibt. Es gilt: $1 \cdot 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 44 \text{ u}$; die Molekülformel lautet somit CO_2 .

A 18

Gegeben: $N(\text{Fe}) = 100$; $N(\text{S}) = 200$

Gesucht: Verhältnisformel des Pyrits

Lösung:

$\frac{N(\text{Fe})}{N(\text{S})} = \frac{100}{200} = \frac{1}{2}$; Die Verhältnisformel ist somit FeS_2 .

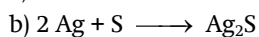
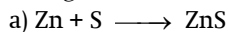
Zusatzinformation: Diese Aufgabe hat zum Ziel, auf einfache Weise den Zusammenhang zwischen Anzahlverhältnis der Atome in Elementportionen bzw. Formeleinheiten aufzuzeigen.

A 19

Gegeben: Verhältnisformeln

Gesucht: Reaktionsgleichungen

Lösung:



A 20

Gegeben: Verhältnisformeln

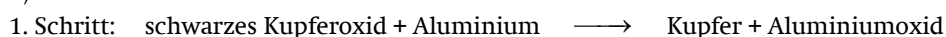
Gesucht: Reaktionsgleichungen

Lösung:

a)



b)



A 24

Anzahl der Kohlenstoff-Atome in 12 g Kohlenstoff:

$$N(\text{C}) = \frac{m(\text{Kohlenstoffportion})}{m(1 \text{ C})} = \frac{12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{12 \text{ u}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Erdoberfläche in mm^2 :

$$A = 510\,000\,000 \text{ km}^2 = 510 \cdot 10^6 \text{ km}^2$$

$$1 \text{ km}^2 = 1000 \text{ m} \cdot 1000 \text{ m} = 1\,000\,000 \text{ m}^2 = 10^6 \text{ m}^2$$

$$A = 510 \cdot 10^6 \cdot 10^6 \text{ m}^2$$

$$1 \text{ m}^2 = 1000 \text{ mm} \cdot 1000 \text{ mm} = 1\,000\,000 \text{ mm}^2 = 10^6 \text{ mm}^2$$

$$A = 510 \cdot 10^6 \cdot 10^6 \cdot 10^6 \text{ mm}^2$$

$$= 5,1 \cdot 10^{20} \text{ mm}^2$$

Lösung:

Atome pro Flächeneinheit:

$$\frac{N(\text{C})}{A} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{5,1 \cdot 10^{20} \text{ mm}^2} \approx 1,18 \cdot 10^3 \frac{1}{\text{mm}^2} = 1180 \frac{1}{\text{mm}^2}$$

Auf einen Quadratmillimeter würden etwa 1180 Kohlenstoff-Atome entfallen!

A 25

Gegeben: Anzahl der Eisen-Atome $N(\text{Fe}) = 1,505 \cdot 10^{23}$

Gesucht: Stoffmenge $n(\text{Fe})$

Lösung:

Aus $n = \frac{N}{N_A}$ ergibt sich:

$$n(\text{Fe}) = \frac{N(\text{Fe})}{N_A} = \frac{1,505 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ mol}$$

A 26

Gegeben: $m(\text{rotes Kupferoxid})$

Gesucht: $n(\text{Cu}_2\text{O})$; $n(\text{Cu})$; $n(\text{O})$

Lösung:

Aus $M = \frac{m}{n}$ ergibt sich:

$$n(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Kupferoxid})}{M(\text{Cu}_2\text{O})} = \frac{28,6 \text{ g}}{143,1 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

Da eine Formeleinheit zwei Kupfer-Atome und ein Sauerstoff-Atom enthält, ist

$$n(\text{Cu}) = 2 \cdot n(\text{Cu}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,2 \text{ mol} = 0,4 \text{ mol bzw.}$$

$$n(\text{O}) = 1 \cdot n(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,2 \text{ mol}$$

A 27

Gesucht: $m(\text{Eisenportion})$

Gegeben: $m(\text{Eisenoxid})$; Reaktionsgleichung

Lösung:

Ausgehend von ↗ Kap. 5, ▷ Abb. 21 ergibt sich:

$$\frac{m(\text{Eisenportion})}{m(\text{Eisenoxid})} = \frac{2 \cdot 55,8 \text{ g}}{159,6 \text{ g}} = \frac{111,6 \text{ g}}{159,6 \text{ g}} \approx 0,7$$

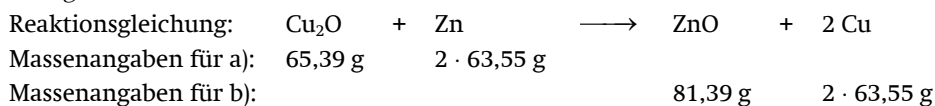
$$\begin{aligned} m(\text{Eisenportion}) &= 0,7 \cdot m(\text{Eisenoxid}) \\ &= 0,7 \cdot 1 \text{ kg} = 0,7 \text{ kg} \end{aligned}$$

A 28

Gegeben: $m(\text{Kupfer})$; Ausgangsstoffe Zink und rotes Kupferoxid

Gesucht: a) $m(\text{Zink})$; b) $m(\text{Zinkoxid})$

Lösung:



a)

$$\text{Massenverhältnis: } \frac{m(\text{Zink})}{m(\text{Kupfer})} = \frac{65,39 \text{ g}}{127,1 \text{ g}} = 0,51$$

$$\text{Daraus: } m(\text{Zink}) = 0,51 \cdot m(\text{Kupfer}) = 0,51 \cdot 10 \text{ g} = 5,1 \text{ g}$$

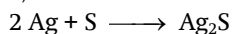
b)

$$\text{Massenverhältnis: } \frac{m(\text{Zinkoxid})}{m(\text{Kupfer})} = \frac{81,39 \text{ g}}{127,1 \text{ g}} = 0,64$$

$$\text{Daraus: } m(\text{Zinkoxid}) = 0,64 \cdot m(\text{Kupfer}) = 0,64 \cdot 10 \text{ g} = 6,4 \text{ g}$$

A 29

a)

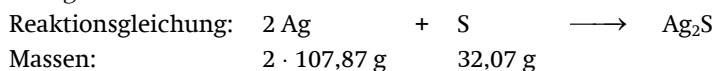


b)

Gegeben: Reaktionsgleichung

Gesucht: Massenverhältnis $\frac{m(\text{Silberportion})}{m(\text{Schwefelportion})}$

Lösung:



$$\text{Massenverhältnis: } \frac{m(\text{Silberportion})}{m(\text{Schwefelportion})} = \frac{215,74 \text{ g}}{32,07 \text{ g}} = 6,7$$

c)

Gegeben: Massenverhältnis aus b) sowie $m(\text{Silber})$ Gesucht: $m(\text{Schwefel})$

Lösung:

$$\text{Massenverhältnis aus b): } \frac{m(\text{Silberportion})}{m(\text{Schwefelportion})} = 6,7$$

$$m(\text{Schwefel}) = \frac{m(\text{Silber})}{6,7} = \frac{2 \text{ g}}{6,7} = 0,3 \text{ g}$$

A 30

a)

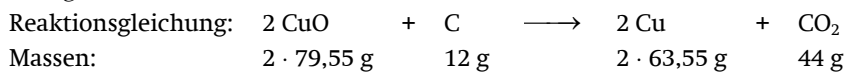


b)

Gegeben: Reaktionsgleichung aus a)

Gesucht: alle ableitbaren Massenverhältnisse

Lösung:



Es lassen sich insgesamt sechs verschiedene Massenverhältnisse ableiten (bzw. deren Reziprokwerte):

$$1. \frac{m(\text{Kupferoxid})}{m(\text{Kohlenstoff})} = \frac{2 \cdot 79,55 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{159,1 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 13,26$$

$$2. \frac{m(\text{Kupferoxid})}{m(\text{Kupfer})} = \frac{2 \cdot 79,55 \text{ g}}{2 \cdot 63,55 \text{ g}} = \frac{159,1 \text{ g}}{127,1 \text{ g}} = 1,25$$

$$3. \frac{m(\text{Kupferoxid})}{m(\text{Kohlenstoffdioxid})} = \frac{2 \cdot 79,55 \text{ g}}{44 \text{ g}} = \frac{159,1 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 3,62$$

$$4. \frac{m(\text{Kohlenstoff})}{m(\text{Kupfer})} = \frac{12 \text{ g}}{2 \cdot 63,55 \text{ g}} = \frac{12 \text{ g}}{127,1 \text{ g}} = 0,094$$

$$5. \frac{m(\text{Kohlenstoff})}{m(\text{Kohlenstoffdioxid})} = \frac{12 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 0,27$$

$$6. \frac{m(\text{Kupfer})}{m(\text{Kohlenstoffdioxid})} = \frac{2 \cdot 63,55 \text{ g}}{44 \text{ g}} = \frac{127,1 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 2,89$$

c)

Gegeben: Massenverhältnis aus b); $m(\text{Kohlenstoff})$ Gesucht: $m(\text{Kohlenstoffdioxid})$

Lösung:

Die Lösung ergibt sich aus dem Massenverhältnis:

$$\frac{m(\text{Kohlenstoffdioxid})}{m(\text{Kohlenstoff})} = \frac{44 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 3,67$$

$$m(\text{Kohlenstoffdioxid}) = 3,67 \cdot m(\text{Kohlenstoff}) = 3,67 \cdot 12 \text{ g} = 44 \text{ g}$$

Dies lässt sich natürlich auch direkt aus den in b) unter der Reaktionsgleichung stehenden Massen ablesen.

d)

Gegeben: $m(\text{Kohlenstoffdioxid})$ aus c); $\rho(\text{Kohlenstoffdioxid})$ Gesucht: $V(\text{Kohlenstoffdioxid})$

Lösung:

Aus $\rho = \frac{m}{V}$ ergibt sich:

$$V(\text{Kohlenstoffdioxid}) = \frac{m(\text{Kohlenstoffdioxid})}{\rho(\text{Kohlenstoffdioxid})}$$

$$V(\text{Kohlenstoffdioxid}) = \frac{44 \text{ g}}{1,977 \text{ g/L}} = 22,26 \text{ L}$$

A 31

a)

Gegeben: $\rho_n(\text{Gas}) = 2,93 \text{ g/L}$ Gesucht: $m(1 \text{ Gasteilchen})$

Lösung:

Es gilt: $\rho_n = \frac{M}{V_{\text{mn}}}$ und damit $M = \rho_n \cdot V_{\text{mn}}$

$$M = 2,93 \text{ g/L} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 65,6 \text{ g/mol}$$

Damit ist $m(1 \text{ Gasteilchen}) = 65,6 \text{ u}$.

Die Abweichung vom exakten Wert ist darauf zurückzuführen, dass es sich bei Schwefeldioxid nicht um ein ideales Gas handelt. Damit weicht auch der Zahlenwert des molaren Normvolumens von demjenigen eines idealen Gases ab.

b)

Gegeben aus a): $m(1 \text{ Gasteilchen}) = 65,6 \text{ u}$; beteiligte Atome: S, O; $m(1 \text{ S}) = 32,07 \text{ u}$; $m(1 \text{ O}) = 16,0 \text{ u}$

Gesucht: Molekülformel des Schwefeloxids

Lösung:

In dem Molekül kann nur *ein* Schwefel-Atom enthalten sein. Für die Molekülformel SO_2 ergibt sich ein mit dem Ergebnis aus a) fast übereinstimmender Wert von $m(1 \text{ SO}_2) = 64,07 \text{ u}$. Trotz der Abweichung der erhaltenen Werte ist die Zuordnung zur Molekülformel SO_2 eindeutig.

A 32

Voluminaberechnung für N_L Teilchen bzw. Formeleinheiten:

$$V(N_L \text{ Teilchen}) = \frac{m(\text{Stoffportion})}{\rho(\text{Stoff})} = \frac{m(N_L \text{ Teilchen})}{\rho(\text{Stoff})}$$

$$\text{a) } V(N_L \text{ H}_2\text{O}) = \frac{m(N_L \text{ H}_2\text{O})}{\rho(\text{Wasser})} = \frac{18,02 \text{ g}}{1,00 \text{ g/cm}^3} = 18,0 \text{ cm}^3$$

$$\text{b) } V(N_L \text{ S}) = \frac{m(N_L \text{ S})}{\rho(\text{Schwefel})} = \frac{32,07 \text{ g}}{2,07 \text{ g/cm}^3} = 15,5 \text{ cm}^3$$

$$\text{c) } V(N_L \text{ Fe}) = \frac{m(N_L \text{ Fe})}{\rho(\text{Eisen})} = \frac{55,85 \text{ g}}{7,87 \text{ g/cm}^3} = 7,1 \text{ cm}^3$$

$$\text{d) } V(N_L \text{ MgO}) = \frac{m(N_L \text{ MgO})}{\rho(\text{Magnesiumoxid})} = \frac{40,31 \text{ g}}{3,58 \text{ g/cm}^3} = 11,3 \text{ cm}^3$$

Gasförmige Stoffportionen mit N_L Teilchen besitzen im Unterschied zu Portionen von festen und flüssigen Stoffen mit N_L Teilchen bei gleichem Druck und gleicher Temperatur immer dasselbe Volumen. (Dies stimmt exakt allerdings nur für ideale Gase.)

A 33

Gegeben: $V(\text{Helium}) = 4,8 \text{ L}$; $p_n = 1013 \text{ hPa}$; angenommene Temperatur $\vartheta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$

Lösung:

a)

Um die Stoffmenge $n(\text{He})$ über das molare Normvolumen berechnen zu können, ist zunächst das Normvolumen $V_n(\text{Helium})$ zu ermitteln.

Es gilt: $V_n = V \cdot \text{Faktor}$

Mit Faktor = 0,932 (↗ Kap. 20, Tabelle «Faktoren zur Umrechnung von Gasvolumina auf Normbedingungen») ist:

$$V_n = 4,8 \text{ L} \cdot 0,932 = 4,47 \text{ L}$$

Damit ist:

$$n(\text{He}) = \frac{V_n(\text{Helium})}{V_{\text{mn}}} = \frac{4,47 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} \approx 0,2 \text{ mol}$$

b)

Da eine Stoffportion mit $n = 1 \text{ mol}$ aus $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen besteht, enthält die in a) ermittelte Stoffportion:

$$0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{23} \text{ Helium-Atome}$$

c)

Mit Hilfe der molaren Masse ergibt sich:

$$m(\text{Helium}) = n(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = 0,2 \text{ mol} \cdot 4,0 \text{ g/mol} = 0,8 \text{ g}$$

d)

Beim Aufsteigen des Ballons ändert sich der Luftdruck und damit auch der Druck des Heliums im Ballon. Von allen genannten Grössen ist nur das Volumen druckabhängig.

A 34

Gegeben: $V(\text{Lösung})$; $n(\text{NaOH})$

a)

Gesucht: Stoffmengenkonzentration c

Lösung:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

b)

Gesucht: Stoffmengenkonzentration c_2 nach Verdünnen auf $V_2 = 10 \text{ L}$
(beim Verdünnen gilt: $c_2 \cdot V_2 = c_1 \cdot V_1$)

Lösung:

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{2 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L}}{10 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

A 35

Gegeben: $V(\text{NaCl-Lösung})$; $c(\text{NaCl})$

Gesucht: $m(\text{NaCl})$

Lösung:

In $100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ der Lösung ist folgende Stoffmenge an NaCl enthalten:

$$n = c \cdot V = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

Die molare Masse von NaCl ist $M(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ g/mol}$. Daraus erhält man:

$$m = M \cdot n = 58,45 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ mol} = 5,84 \text{ g}$$

A 36

Zuerst ermittelt man die molare Masse M des Zuckers:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = (12 \cdot 12,0 + 22 \cdot 1,0 + 11 \cdot 16,0) \text{ g/mol} = 342 \text{ g/mol}$$

Dann berechnet man die verwendete Stoffmenge n :

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} = \frac{50 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,146 \text{ mol}$$

Die Stoffmengenkonzentration ergibt sich als Quotient aus der Stoffmenge und dem Volumen der Lösung:

$$c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{V(\text{Lösung})} = \frac{0,146 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,292 \text{ mol/L}$$

A 37

- mmol/L (Millimol pro Liter) ist eine Einheit für die Stoffmengenkonzentration c .
- mg/L (Milligramm pro Liter) ist eine Einheit für die Massenkonzentration β .

Überprüfung und Vertiefung

Ü 1

Gegeben: $m(\text{Quecksilber})$; $m(\text{Sauerstoff})$; $m(\text{Quecksilberoxid})$; $\rho(\text{Sauerstoff})$
 Gesucht: $V(\text{Sauerstoff})$

Lösung:

Aus 27 Massenteilen Quecksilberoxid (= 5,4 g) bilden sich 25 Massenteile Quecksilber und 2 Massenteile Sauerstoff. Die Masse des gebildeten Sauerstoffs ist somit:

$$5,4 \text{ g} \cdot \frac{2}{27} = 0,40 \text{ g}$$

Aus der angegebenen Dichte lässt sich das Volumen dieser Sauerstoffportion berechnen:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{0,40 \text{ g}}{1,33 \text{ g/L}} = 0,30 \text{ L}$$

Ü 2

a)

Gegeben: $m(\text{Wasserstoff}) = 4 \text{ g}$; Molekülformel: H_2 ; und damit: $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$;
 molares Normvolumen $V_{\text{mn}} = 22,4 \text{ L/mol}$

Gesucht: $V_{\text{n}}(\text{Wasserstoff})$

Lösung:

Berechnung von $n(\text{H}_2)$:

$$\text{Es gilt: } n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{Wasserstoff})}{M(\text{H}_2)} = \frac{4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

Berechnung von $V_{\text{n}}(\text{Wasserstoff})$:

$$\text{Es gilt: } V_{\text{n}}(\text{Wasserstoff}) = V_{\text{mn}} \cdot n(\text{H}_2) = 22,4 \text{ L/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 44,8 \text{ L}$$

b)

Gegeben: $V_n(\text{Wasserstoff}) = 44,8 \text{ L}$ aus a); Normdruck $p_n = 1013 \text{ hPa}$;
Zimmertemperatur $\vartheta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$

Gesucht: $V(\text{Wasserstoff})$ bei obigen Bedingungen

Lösung:

Es gilt: $V_n(\text{Wasserstoff}) = \text{Faktor} \cdot V(\text{Wasserstoff})$

Daraus folgt: $V(\text{Wasserstoff}) = \frac{V_n(\text{Wasserstoff})}{\text{Faktor}}$

Für Faktor = 0,932 (↗ Kap. 20, Tabelle «Faktoren zur Umrechnung von Gasvolumina auf Normbedingungen») ergibt sich:

$$V(\text{Wasserstoff}) = \frac{44,8 \text{ L}}{0,932} = 48,07 \text{ L}$$

Ü 3

Gegeben: $m(\text{Formeleinheit}) = 40,31 \text{ u}$; beteiligte Atome: Mg, O;
bekannt: $m(1 \text{ Mg}) = 24,31 \text{ u}$; $m(1 \text{ O}) = 16,00 \text{ u}$

Gesucht: Verhältnisformel des Magnesiumoxids

Lösung:

Durch Addition dieser Atommassen ergeben sich 40,31 u, die Verhältnisformel ist somit MgO.

Ü 4

Gegeben: $V_n(\text{Luft}) = 1 \text{ L}$; $\rho_n = 1,29 \text{ g/L}$; $p = 980 \text{ hPa}$; $\vartheta = 35 \text{ }^\circ\text{C}$

Gesucht: $V(\text{Luftportion})$ bei p und ϑ ; $\rho(\text{Luftportion})$ bei p und ϑ

Lösung:

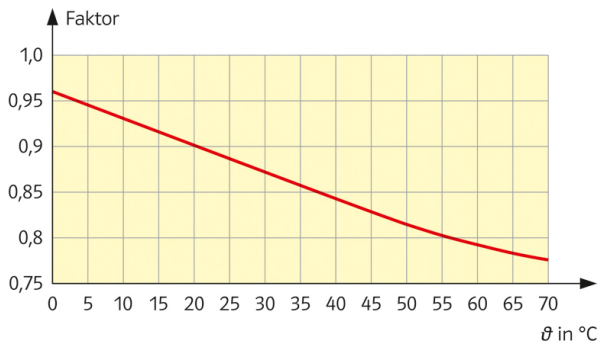
Berechnung von $V(\text{Luft})$ (siehe auch Lösung zu ↗ Ü 2b):

$$V(\text{Luft}) = \frac{V_n(\text{Luft})}{\text{Faktor}}$$

Der Wert für den benötigten Faktor bei $\vartheta = 35 \text{ }^\circ\text{C}$ lässt sich der Tabelle in ↗ Kap. 20 («Faktoren zur Umrechnung von Gasvolumina auf Normbedingungen») nicht entnehmen.

Frage: Wie lässt sich der Wert mit Hilfe der übrigen Tabellenwerte ermitteln?

Da die Schülerinnen und Schüler nicht wissen, ob bei konstantem Druck (980 hPa) der Zusammenhang zwischen Faktor und Temperatur linear ist, können sie zunächst nicht einfach die Werte für $\vartheta = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ und $\vartheta = 40 \text{ }^\circ\text{C}$ mitteln. Durch Erstellen eines Diagramms kann man sich aber davon überzeugen, dass der Verlauf des Graphen Faktor(ϑ) im betrachteten Bereich hinreichend genau linear ist. Dann kann der Mittelwert gebildet werden.



Für $\vartheta = 35\text{ °C}$ ergibt sich durch Mittelwertbildung der Faktor $\frac{0,871 + 0,844}{2} = 0,8575$

und damit $V(\text{Luft}) = \frac{1\text{ L}}{0,8575} = 1,17\text{ L}$

Berechnung von $\rho(\text{Luft})$ bei $p = 980\text{ hPa}$ und $\vartheta = 35\text{ °C}$:

Zunächst erfolgt die Berechnung von $m(\text{Luft})$:

$$\rho_n = \frac{m}{V_n}$$

Und damit: $m = \rho_n \cdot V_n$

$$m = 1,29\text{ g/L} \cdot 1\text{ L} = 1,29\text{ g}$$

Daraus folgt:

$$\rho(\text{Luft}) = \frac{m(\text{Luft})}{V(\text{Luft})} = \frac{1,29\text{ g}}{1,17\text{ L}} = 1,10\text{ g/L}$$

Ü 5

Gegeben: $V(\text{Wasserstoff}) = 1\text{ L}$; $\rho_n(\text{Wasserstoff}) = 0,09\text{ g/L}$;

bekannt: $V_{\text{mn}} = 22,4\text{ L/mol}$

Gesucht: $V(\text{Wasser})$

Lösung:

Mit Hilfe der Beziehungen

$$\rho_n(\text{Wasserstoff}) = \frac{M(\text{H}_2)}{V_{\text{mn}}} \quad \text{und} \quad \rho_n(\text{Sauerstoff}) = \frac{M(\text{O}_2)}{V_{\text{mn}}}$$

erhält man:

$$\frac{\rho_n(\text{Sauerstoff})}{\rho_n(\text{Wasserstoff})} = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)}$$

$$\rho_n(\text{Sauerstoff}) = \frac{32,00\text{ g/mol}}{2,02\text{ g/mol}} \cdot 0,09\text{ g/L} = 1,43\text{ g/L}$$

Mit Hilfe der Dichte kann nun die Masse der reagierenden Sauerstoffportion berechnet werden. Dazu ist zunächst ihr Volumen zu ermitteln. Aus der Reaktionsgleichung

$$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$$

ergibt sich nach AVOGADRO:

$$\frac{V(\text{Wasserstoff})}{V(\text{Sauerstoff})} = \frac{2}{1} \text{ bzw. } V(\text{Sauerstoff}) = \frac{1}{2} \cdot V(\text{Wasserstoff}) = 0,5 \text{ L}$$

Damit ist $m(\text{Sauerstoff})$:

$$m(\text{Sauerstoff}) = \rho(\text{Sauerstoff}) \cdot V(\text{Sauerstoff}) = 1,43 \text{ g/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,72 \text{ g}$$

Nach dem Gesetz der Erhaltung der Masse ist:

$$m(\text{Wasser}) = m(\text{Sauerstoff}) + m(\text{Wasserstoff})$$

$$m(\text{Wasser}) = 0,09 \text{ g} + 0,72 \text{ g} = 0,81 \text{ g}$$

Geht man von $\rho(\text{Wasser}) = 1 \text{ g/mL}$ aus, so ist:

$$V(\text{Wasser, flüssig}) = 0,81 \text{ mL}$$

Aus 1000 mL Wasserstoff und 500 mL Sauerstoff entstehen also *nur* 0,81 mL flüssiges Wasser.

Ü 6

Das Volumen des Reaktionsprodukts ist so gross wie das Gesamtvolumen der Ausgangsstoffe. Da diese im Volumenverhältnis 1 : 1 reagieren, ist das Volumen des Reaktionsprodukts doppelt so gross wie das Volumen *jedes einzelnen* Ausgangsstoffs. Da alle beteiligten Stoffe Gase sind, müssen auch die Teilchen im Anzahlverhältnis $N(\text{Edukt}_1) : N(\text{Edukt}_2) : N(\text{Produkt}) = 1 : 1 : 2$ stehen.

Damit lautet die Reaktionsgleichung $\text{A}_2 + \text{B}_2 \longrightarrow 2 \text{AB}$; die gesuchte Molekülformel ist AB.

Ü 7

Gegeben: $m(\text{Wasserportion}) = 18 \text{ g}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol}$;

bekannt: $V_{\text{mn}} = 22,4 \text{ L/mol}$

Gesucht: $V(\text{Wasser})$

Lösung:

Das Volumen der Wasserportion, wenn sie bei Normbedingungen vollständig verdunstet, ist:

$$V_n = V_{\text{mn}} \cdot n = 22,4 \text{ L/mol} \cdot 1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Mit der Dichte $\rho = 1 \text{ g/mL}$ ergibt sich für das Volumen von 18 g flüssigem Wasser:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ g/mL}} = 18 \text{ mL} = 0,018 \text{ L}$$

Das Volumenverhältnis ist damit:

$$\frac{V(\text{Wasserdampf})}{V(\text{flüssiges Wasser})} = \frac{22,4 \text{ L}}{0,018 \text{ L}} = 1244$$

Das Volumen vergrößert sich also um den Faktor 1244.

Ü 8

Gegeben: $\rho_n(\text{Neon}) = 0,90 \text{ g/L}$;

bekannt: $V_{mn} = 22,4 \text{ L/mol}$

Gesucht: Zusammensetzung der Gasteilchen

Lösung:

Mit Hilfe der Beziehung

$$M = \rho_n \cdot V_{mn}$$

ergibt sich:

$$M = 0,90 \text{ g/L} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 20,16 \text{ g/mol}$$

Die Masse eines Neon-Atoms ist: $m(1 \text{ Gasteilchen}) = 20,16 \text{ u}$ (\neq Kap. 20, Tabelle «Faktoren zur Umrechnung von Gasvolumina auf Normbedingungen»).

Da die beiden Zahlenwerte übereinstimmen, müssen die Teilchen des Neons einzelne Atome sein.

Ü 9

Berechnung der Stoffmenge $n(\text{H}_2)$ für $V_n(\text{Wasserstoff}) = 1 \text{ L}$:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V_n(\text{Wasserstoff})}{V_{mn}} = \frac{1 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,0446 \text{ mol}$$

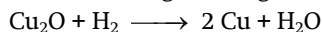
Berechnung der Stoffmenge $n(\text{H}_2\text{O})$ für $V(\text{Wasser, flüssig}) = 1 \text{ L}$:

Mit $m(\text{Wasser}) = 1000 \text{ g}$ und $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$ ergibt sich:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Wasser})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 55,5 \text{ mol}$$

Ü 10

Die Reaktionsgleichung lautet:



Daraus ergibt sich für das rote Kupferoxid die Stoffmenge:

$$n(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Kupferoxid})}{M(\text{Cu}_2\text{O})} = \frac{10 \text{ g}}{143,10 \text{ g/mol}} = 0,07 \text{ mol}$$

Gemäss Reaktionsgleichung ist dies auch die Stoffmenge an Wasserstoff:

$$n(\text{H}_2) = 0,07 \text{ mol}$$

Das Normvolumen dieser Wasserstoffportion ist:

$$V_n(\text{Wasserstoff}) = n(\text{H}_2) \cdot V_{\text{mn}} = 0,07 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 1,568 \text{ L}$$

Mit $V_n = V \cdot \text{Faktor}$ (= 0,886; ↗ Kap. 20, Tabelle «Faktoren zur Umrechnung von Gasvolumina auf Normbedingungen») ergibt sich für das Wasserstoffvolumen:

$$V = \frac{V_n}{\text{Faktor}} = \frac{1,568 \text{ L}}{0,886} = 1,77 \text{ L}$$

Ü 11

Im Gegensatz zu Feststoffen und Flüssigkeiten, bei denen das molare Volumen von Stoff zu Stoff verschieden ist, ist dieses für viele Gase nahezu gleich.

Zur Vorgehensweise bei der Erstellung des Diagramms (Beispiel Gold):

Zunächst muss der funktionale Zusammenhang zwischen dem Volumen V und der Stoffmenge n formuliert werden.

Aus $\rho = m/V$ und $M = m/n$ kann die Masse m erhalten werden zu $m = \rho \cdot V$ bzw. $m = M \cdot n$. Aus diesen beiden Gleichungen wiederum ergibt sich somit $\rho \cdot V = M \cdot n$ oder $V = (M/\rho) \cdot n$. Es besteht also Proportionalität zwischen V und n . Der Proportionalitätsfaktor ist M/ρ .

Für Gold ist $M = 196,97 \text{ g/mol}$ und $\rho = 19,32 \text{ g/cm}^3$ (↗ Kap. 1, ▷ Abb. 28).

Die Geradengleichung lautet hier also:

$$V(\text{Gold}) = \frac{196,97 \text{ g/mol}}{19,32 \text{ g/cm}^3} \cdot n = 10,20 \text{ mL/mol} \cdot n$$

Die Ursprungsgerade wird durch den Punkt (4 mol | 40,8 mL) bzw. (4 mol | 40,8 mL) in ↗ Kap. 5, ▷ Abb. 37 gezeichnet.

Ü 12

Gegeben: $\rho_n(\text{Gas}) = 0,717 \text{ g/L}$;
bekannt: $V_{\text{mn}} = 22,4 \text{ L/mol}$

Gesucht: Molekülformel des Gasteilchens

Lösung:

Mit Hilfe der Beziehung $M = \rho_n \cdot V_{\text{mn}}$ ergibt sich für die molare Masse des Gases:

$$M = 0,717 \text{ g/L} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 16,06 \text{ g/mol}$$

Damit gilt: $m(1 \text{ Gasteilchen}) = 16,06 \text{ u}$

Da $m(1 \text{ C}) = 12,0 \text{ u}$ ist, kann nur ein Kohlenstoff-Atom im Molekül enthalten sein.

Hinweis: Nur deshalb ist die Aufgabe mit den angegebenen Daten lösbar. Bei grösseren Molekülen wären weitere Angaben notwendig.

Mit $m(1 \text{ H}) = 1,01 \text{ u}$ ergibt sich die Molekülformel CH_4 , da $m(1 \text{ CH}_4) = 16,05 \text{ u}$ ist.