

IChO 1970

Theorieaufgaben und Lösungen · Budapest, Ungarn · 6 Theorieaufgaben mit vollständigen Lösungen

eulersolve.org/icho/1970/

Aufgabe 1: Struktur eines Gases anhand seiner Verbrennungsprodukte

Bei der Verbrennung von 23 g eines Gases (Dichte $\rho = 2.05 \text{ g dm}^{-3}$ unter Normalbedingungen) entstehen 44 g Kohlenstoffdioxid und 27 g Wasser.

Aufgabe:

Wie lautet die Strukturformel des Gases (der Verbindung)?

Aufgabentext aus dem offiziellen englischen Text übersetzt.

Antworten

1. **Dimethylether (Methoxymethan)**, $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, mit der Summenformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
SMILES: COC.

Lösung

1. Bestimmung der Zusammensetzung und der Summenformel.

Die Verbrennungsprodukte sind Kohlenstoffdioxid ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) und Wasser (H_2O). Unter Verwendung der üblichen Atommassen 12, 1 und 16 für Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff ergibt sich:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 1.0 \text{ mol},$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{27 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 1.5 \text{ mol}.$$

Die Probe enthält somit 1.0 mol Kohlenstoffatome und $2(1.5) = 3.0$ mol Wasserstoffatome, entsprechend 12 g Kohlenstoff und 3 g Wasserstoff.

Die verbleibende Masse entfällt auf Sauerstoff:

$$m_{\text{O}} = 23 - 12 - 3 = 8 \text{ g}, \quad n_{\text{O}} = \frac{8 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 0.50 \text{ mol}.$$

Das Atomzahlenverhältnis ist daher

$$n_{\text{C}} : n_{\text{H}} : n_{\text{O}} = 1.0 : 3.0 : 0.50 = 2 : 6 : 1,$$

woraus sich die Verhältnisformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ mit einer molaren Masse der Formeleinheit von 46 g mol^{-1} ergibt.

Mit dem molaren Volumen eines idealen Gases unter den üblichen Normalbedingungen, $V_m = 22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$, ergibt sich

$$M = \rho V_m = (2.05 \text{ g dm}^{-3})(22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}) = 45.9 \text{ g mol}^{-1}.$$

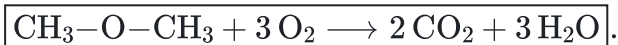
Dies stimmt mit der molaren Masse der Formeleinheit überein, sodass die Summenformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ lautet.

Es gibt zwei Konstitutionsisomere:

- **Dimethylether**, $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, SMILES coc.
- **Ethanol**, $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$, SMILES cco.

Dimethylether ist unter Normalbedingungen gasförmig, während Ethanol flüssig ist. Der angegebene gasförmige Aggregatzustand kennzeichnet daher **Dimethylether**, dessen Sauerstoffatom an zwei Methylgruppen gebunden ist.

Seine ausgeglichene Verbrennungsgleichung mit molekularem Sauerstoff ($\text{O}=\text{O}$) lautet



Tatsächlich entsprechen 23 g Dimethylether einer Stoffmenge von 0.50 mol, bei deren Verbrennung 1.0 mol (44 g) Kohlenstoffdioxid und 1.5 mol (27 g) Wasser entstehen.

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.

Aufgabe 2: Kristallwasser in zwei Proben kristalliner Soda

Eine Probe kristalliner Soda (A) mit einer Masse von 1.287 g wurde mit einem Überschuss an Salzsäure umgesetzt, wobei 100.8 cm^3 eines Gases freigesetzt wurden (gemessen unter Normalbedingungen, STP).

Eine weitere Probe einer anderen kristallinen Soda (B) mit einer Masse von 0.715 g wurde mit 50 cm^3 0.2 N Schwefelsäure zersetzt.

Nach vollständiger Zersetzung der Soda wurde die überschüssige Schwefelsäure neutralisiert. Dazu waren 50 cm^3 0.1 N Natriumhydroxidlösung erforderlich (durch Titration mit Methylorange als Indikator).

Aufgaben:

2.1 Wie viele Moleküle Wasser sind bezogen auf ein Molekül Na_2CO_3 in der ersten Sodaprobe enthalten?

2.2 Haben beide Sodaproben die gleiche Zusammensetzung?

Relative Atommassen: $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{O}) = 16$.

Aufgabentext aus dem offiziellen englischen Text übersetzt.

Antworten

- **2.1** Probe A enthält **10 Moleküle Wasser** (SMILES o) pro Formeleinheit Na_2CO_3 . Es handelt sich um **Natriumcarbonat-Decahydrat**, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$; SMILES der Bestandteile:
 $[\text{Na}^+] \cdot [\text{Na}^+] \cdot [\text{O}^-] \text{C}(=\text{O}) [\text{O}^-] \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$.
- **2.2 Ja.** Beide Proben haben die Zusammensetzung $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

Die SMILES-Notation des Hydrats gibt die darin enthaltenen Ionen und Wassermoleküle an; sie stellt nicht deren Anordnung im Kristallgitter dar.

Lösung

2.1

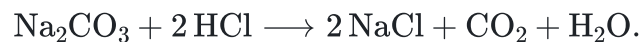
Die Zusammensetzung von Probe A wird als $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ geschrieben. Aus den gegebenen Atommassen ergibt sich

$$\begin{aligned} M(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 2(23) + 12 + 3(16) = 106 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= 2(1) + 16 = 18 \text{ g mol}^{-1}. \end{aligned}$$

Damit beträgt die molare Masse des Hydrats

$$M_A = (106 + 18x) \text{ g mol}^{-1}.$$

Der Carbonatanteil reagiert mit Salzsäure gemäß



Das Kristallwasser geht in die Lösung über. Das freigesetzte Gas ist **Kohlenstoffdioxid**, und ein Mol Hydrat liefert ein Mol CO_2 .

Unter Verwendung des konventionellen molaren Gasvolumens unter Normalbedingungen (STP), $22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$, ergibt sich

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0.1008 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4.50 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Somit gilt

$$M_A = \frac{1.287 \text{ g}}{4.50 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g mol}^{-1},$$

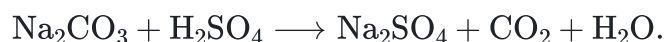
und

$$106 + 18x = 286 \quad \Longrightarrow \quad \boxed{x = 10}.$$

Probe A ist folglich $\boxed{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}$.

2.2

Der Carbonatanteil von Probe B reagiert mit Schwefelsäure:



Die überschüssige Schwefelsäure wird anschließend neutralisiert:



Die Normalität gibt die Anzahl reaktiver Äquivalente pro Liter an. Die anfängliche Säuremenge, ausgedrückt in Äquivalenten, betrug

$$E_{\text{initial}} = (0.2 \text{ eq L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ eq.}$$

Der bei der Titration gemessene Verbrauch an Natriumhydroxidlösung bestimmt die verbleibende Säuremenge:

$$E_{\text{excess}} = (0.1 \text{ eq L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.0050 \text{ eq.}$$

Somit verbrauchte Probe B

$$E_B = 0.010 - 0.0050 = 0.0050 \text{ eq.}$$

Jedes Mol Natriumcarbonat verbraucht zwei Säureäquivalente, sodass

$$n_B(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{0.0050 \text{ eq}}{2 \text{ eq mol}^{-1}} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Wird Probe B als $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot y \text{H}_2\text{O}$ geschrieben, beträgt ihre molare Masse

$$M_B = \frac{0.715 \text{ g}}{2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g mol}^{-1}.$$

Daraus folgt

$$y = \frac{286 - 106}{18} = 10.$$

Damit haben **beide Proben die gleiche Zusammensetzung**, $\boxed{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}$.

Die Namen und SMILES der anderen in den Reaktionen vorkommenden Spezies sind:

Spezies	Formel	SMILES
Natriumcarbonat	Na_2CO_3	<chem>[Na+] . [Na+] . [O-]C(=O)[O-]</chem>
Chlorwasserstoff, verwendet als wässrige Salzsäure	HCl	<chem>Cl</chem>
Natriumchlorid	NaCl	<chem>[Na+] . [Cl-]</chem>
Kohlenstoffdioxid	CO_2	<chem>O=C=O</chem>
Wasser	H_2O	<chem>O</chem>
Schwefelsäure	H_2SO_4	<chem>OS(=O)(=O)O</chem>
Natriumsulfat	Na_2SO_4	<chem>[Na+] . [Na+] . [O-]S(=O)(=O)[O-]</chem>
Natriumhydroxid	NaOH	<chem>[Na+] . [OH-]</chem>

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.

Aufgabe 3: Gleichgewichtsgemisch aus Kohlenstoffmonoxid und Wasserdampf

Kohlenstoffmonoxid wurde mit dem 1.5-fachen Volumen an Wasserdampf gemischt. Welche Zusammensetzung (in Massen- sowie Volumen-%) hat das Gasegemisch im Gleichgewichtszustand, wenn 80 % des Kohlenstoffmonoxids zu Kohlenstoffdioxid umgesetzt werden?

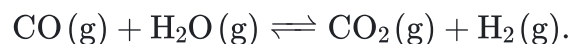
Antworten

- **Aufgabe 3:** Das Gleichgewichtsgemisch hat unter Einbeziehung des verbleibenden Wasserdampfs die folgende Zusammensetzung:

Komponente	Massen-%	Volumen-%
Kohlenstoffmonoxid, CO, [C-]#[O+]	10.2	8.0
Wasserdampf, H ₂ O, o	22.9	28.0
Kohlenstoffdioxid, CO ₂ , O=C=O	64.0	32.0
Wasserstoff, H ₂ , [H][H]	2.9	32.0
Gesamt	100.0	100.0

Lösung

Die ausgeglichene Reaktionsgleichung des Gleichgewichts lautet



Bei gleicher Temperatur und gleichem Druck sind die Volumina idealer Gase proportional zu ihren Stoffmengen. Da das anfängliche Wasserdampfvolumen das 1.5-Fache des Kohlenstoffmonoxidvolumens beträgt, wählen wir als Berechnungsgrundlage

$$n_0(\text{CO}) = 1.00 \text{ mol}, \quad n_0(\text{H}_2\text{O}) = 1.50 \text{ mol}.$$

Da 80% des Kohlenstoffmonoxids reagieren, beträgt die verbrauchte Stoffmenge

$$n_{\text{reacted}}(\text{CO}) = 0.80(1.00 \text{ mol}) = 0.80 \text{ mol}.$$

Bei der Reaktion wird die gleiche Stoffmenge an Wasser verbraucht, und es entstehen jeweils 0.80 mol Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff.

Unter Verwendung der üblichen molaren Massen von 28, 18, 44, 2 g mol⁻¹ in dieser Reihenfolge ergibt sich:

Spezies	Anfängliche Stoffmenge / mol	Änderung / mol	Stoffmenge im Gleichgewicht / mol	Masse im Gleichgewicht / g
CO	1.00	-0.80	0.20	5.60
H ₂ O	1.50	-0.80	0.70	12.60
CO ₂	0	+0.80	0.80	35.20
H ₂	0	+0.80	0.80	1.60
Gesamt	2.50	0	2.50	55.00

Die **Massenanteile in Prozent** ergeben sich aus

$$\text{Massenanteil in Prozent von } i = \frac{m_i}{55.00 \text{ g}} \times 100\%.$$

Somit erhält man in der Reihenfolge CO, H₂O, CO₂, H₂

$$\frac{(5.60, 12.60, 35.20, 1.60)}{55.00} \times 100\% \approx (10.2, 22.9, 64.0, 2.9)\%.$$

Die **Volumenanteile in Prozent** entsprechen den Stoffmengenanteilen in Prozent:

$$\text{Volumenanteil in Prozent von } i = \frac{n_i}{2.50 \text{ mol}} \times 100\%.$$

Daher ergibt sich in derselben Reihenfolge

$$\frac{(0.20, 0.70, 0.80, 0.80)}{2.50} \times 100\% = (8.0, 28.0, 32.0, 32.0)\%.$$

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.

Aufgabe 4: Legierung aus Rubidium und einem anderen Alkalimetall

Eine Legierung besteht aus Rubidium und einem der anderen Alkalimetalle. Eine Probe von 4.6 g der Legierung setzt bei der Reaktion mit Wasser 2.241 dm³ Wasserstoff unter Standardbedingungen (STP) frei.

Aufgaben:

4.1 Welches Alkalimetall ist der andere Bestandteil der Legierung?

4.2 Welche Zusammensetzung in Massen-% hat die Legierung?

Relative Atommassen:

$$A_r(\text{Li}) = 7; \quad A_r(\text{Na}) = 23; \quad A_r(\text{K}) = 39; \quad A_r(\text{Rb}) = 85.5; \quad A_r(\text{Cs}) = 133$$

Aufgabentext aus dem offiziellen englischen Text übersetzt.

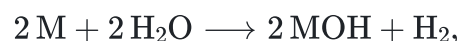
Antworten

- **4.1:** Lithium, Li.
- **4.2:** Ungefähr **24.2% Lithium** und **75.8% Rubidium**, bezogen auf die Masse.

Lösung

4.1 — Identifizierung des zweiten Metalls

Alle Alkalimetalle reagieren mit Wasser gemäß



wobei **M** für ein Alkalimetall steht. Somit entstehen aus zwei Mol Metallatomen ein Mol Wasserstoff.

Mit dem üblichen molaren Volumen unter Standardbedingungen (STP) $V_m \approx 22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ ergibt sich

$$n(\text{H}_2) = \frac{2.241 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 0.10004 \text{ mol}.$$

Die gesamte Stoffmenge der Metalle beträgt daher

$$n_{\text{Metalle}} = 2n(\text{H}_2) = 0.20009 \text{ mol.}$$

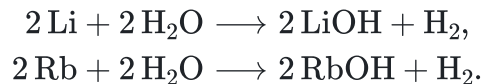
Die mittlere molare Masse der Metallatome in der Legierung beträgt

$$\overline{M} = \frac{4.6 \text{ g}}{0.20009 \text{ mol}} \approx 22.99 \text{ g mol}^{-1}.$$

Dies ist ein mit den Stoffmengen gewichteter Mittelwert der molaren Massen der beiden Metalle.

Rubidium hat eine molare Masse von 85.5 g mol^{-1} , daher muss die molare Masse des anderen Metalls **unter** 22.99 g mol^{-1} liegen. Von den aufgeführten Alkalimetallen erfüllt nur **Lithium** mit $M = 7 \text{ g mol}^{-1}$ diese Bedingung.

Die Reaktionen lauten



Die molekularen Spezies sind Wasser O und Wasserstoff $[\text{H}]$. Die Produkte sind Lithiumhydroxid $[\text{Li}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ und Rubidiumhydroxid $[\text{Rb}^+] \cdot [\text{OH}^-]$, die in Wasser als dissoziierte Ionen vorliegen.

4.2 — Zusammensetzung nach Masse

Es sei x die Masse des Lithiums. Die Masse des Rubidiums beträgt $4.6 \text{ g} - x$. Aus der gesamten Stoffmenge der Metalle ergibt sich

$$\frac{x}{7 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{4.6 \text{ g} - x}{85.5 \text{ g mol}^{-1}} = 0.200089 \text{ mol.}$$

Durch Lösen der Gleichung unter Beibehaltung zusätzlicher Stellen zur Vermeidung von Rundungsfehlern erhält man

$$m(\text{Li}) = 1.11533 \text{ g}, \quad m(\text{Rb}) = 3.48467 \text{ g.}$$

Damit betragen die Massenanteile in Prozent

$$\begin{aligned} w(\text{Li}) &= \frac{1.11533}{4.6} \times 100\% \approx \boxed{24.2\%}, \\ w(\text{Rb}) &= \frac{3.48467}{4.6} \times 100\% \approx \boxed{75.8\%}. \end{aligned}$$

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.

Aufgabe 5: Kristallisation von Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat

20 g Kupfer(II)-oxid wurden mit einer stöchiometrischen Menge einer warmen 20%igen Schwefelsäurelösung behandelt, um eine Kupfer(II)-sulfatlösung herzustellen.

Aufgabe:

Wie viele Gramm kristallines Kupfer(II)-sulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$) sind auskristallisiert, wenn die Lösung auf 20°C abgekühlt wird?

Relative Atommassen: $A_r(\text{Cu}) = 63.5$; $A_r(\text{S}) = 32$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$

Löslichkeit von CuSO_4 bei 20°C : $s = 20.9 \text{ g CuSO}_4$ in $100 \text{ g H}_2\text{O}$.

Aufgabentext aus dem offiziellen englischen Text übersetzt.

Antworten

- **Aufgabe 5:** Es kristallisieren 32.9 g Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, aus.
SMILES: [Cu+2].[O-]S(=O)(=O)[O-].O.O.O.O.O.

Lösung

Kupfer(II)-oxid ([Cu+2].[O-2]) reagiert mit Schwefelsäure (OS(=O)(=O)O) zu Kupfer(II)-sulfat ([Cu+2].[O-]S(=O)(=O)[O-]) und Wasser (O):



Die SMILES der Ionenverbindungen geben die Zusammensetzung der Formeleinheiten an; sie codieren weder Kristallgitter noch Koordinationsgeometrien.

Mit den angegebenen Atommassen ergeben sich die molaren Massen zu

$$\begin{aligned}M(\text{CuO}) &= 79.5 \text{ g mol}^{-1}, \\M(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 98 \text{ g mol}^{-1}, \\M(\text{H}_2\text{O}) &= 18 \text{ g mol}^{-1}, \\M(\text{CuSO}_4) &= 159.5 \text{ g mol}^{-1}, \\M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) &= 159.5 + 5(18) = 249.5 \text{ g mol}^{-1}.\end{aligned}$$

Die Stoffmenge an Kupfer(II)-oxid beträgt

$$n = \frac{20 \text{ g}}{79.5 \text{ g mol}^{-1}} = 0.251572 \text{ mol}.$$

Bei der Reaktion wird dieselbe Stoffmenge an Schwefelsäure verbraucht, und es entsteht jeweils diese Stoffmenge an Kupfer(II)-sulfat und Wasser. Somit gilt

$$\begin{aligned}m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 0.251572(98) = 24.6541 \text{ g}, \\m(\text{CuSO}_4) &= 0.251572(159.5) = 40.1258 \text{ g}, \\m(\text{Reaktionswasser}) &= 0.251572(18) = 4.52830 \text{ g}.\end{aligned}$$

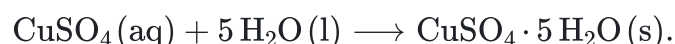
Die Säurelösung enthält 20 Massenprozent Schwefelsäure, sodass sich für ihre Masse ergibt:

$$m(\text{Säurelösung}) = \frac{24.6541}{0.20} = 123.2704 \text{ g}.$$

Die gesamte nach der Reaktion vorhandene Wassermenge umfasst sowohl das mit der Säure zugeführte als auch das gebildete Wasser:

$$m_{\text{water},0} = 0.80(123.2704) + 4.52830 = 103.1447 \text{ g}.$$

Beim Abkühlen bilden sich Pentahydratkristalle:



Durch die Kristallisation werden der Lösung sowohl gelöstes Salz als auch Wasser entzogen. Sei x die Masse der Pentahydratkristalle. Diese Kristalle enthalten

$$\frac{159.5}{249.5}x \text{ an CuSO}_4, \quad \frac{90}{249.5}x \text{ an H}_2\text{O}.$$

Die verbleibende Lösung ist bei 20 °C gesättigt, woraus sich ergibt:

$$\frac{40.1258 \text{ g} - \frac{159.5}{249.5}x}{103.1447 \text{ g} - \frac{90}{249.5}x} = \frac{20.9}{100}.$$

Daher gilt

$$x = \frac{40.1258 - 0.209(103.1447)}{\frac{159.5}{249.5} - 0.209 \frac{90}{249.5}} \text{ g} = 32.9295 \text{ g}.$$

Somit beträgt die auskristallisierte Masse

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 32.9 \text{ g}.$$

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.

Aufgabe 6: Zwei Oxide desselben Metalls

Ein Oxid eines bestimmten Metalls enthält 22.55 Massen-% Sauerstoff. Ein anderes Oxid desselben Metalls enthält 50.48 Massen-% Sauerstoff.

Aufgabe:

1. Wie groß ist die relative Atommasse des Metalls?

Aufgabentext aus dem offiziellen englischen Text übersetzt.

Antworten

1. Die relative Atommasse beträgt ungefähr **55** ($A_r \approx 54.94$). Das Metall ist **Mangan**, Mn. Die relative Atommasse ist dimensionslos.

Lösung

1.

Das Metall habe die relative Atommasse A und in den beiden Oxiden die Oxidationsstufen n_1 und n_2 . Mit $A_r(\text{O}) = 16.00$ ergibt sich aus der Oxidationsstufe -2 des Sauerstoffs

$$\frac{m(\text{Sauerstoff})}{m(\text{Metall})} = \frac{8n}{A}.$$

Die Massenverhältnisse von Sauerstoff zu Metall sind daher

$$\frac{8n_1}{A} = \frac{22.55}{77.45}, \quad \frac{8n_2}{A} = \frac{50.48}{49.52}.$$

Durch Division wird A eliminiert:

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{50.48/49.52}{22.55/77.45} = 3.50117 \approx \frac{7}{2}.$$

Die kleinsten ganzzahligen Oxidationsstufen, die mit diesem Verhältnis vereinbar sind, sind +2 und +7. Höhere proportionale Paare würden für diese gewöhnlichen Metalloxide chemisch unplausible Oxidationsstufen erfordern. Somit lauten die Formeln MO und M_2O_7 .

Aus dem ersten Oxid folgt

$$\frac{16.00}{A + 16.00} = 0.2255,$$

also

$$A = 16.00 \frac{77.45}{22.55} = 54.95.$$

Unabhängig davon ergibt sich aus dem zweiten Oxid

$$\frac{7(16.00)}{2A + 7(16.00)} = 0.5048,$$

folglich

$$A = \frac{7(16.00)}{2} \frac{49.52}{50.48} = 54.94.$$

Diese Ergebnisse stimmen innerhalb der Rundungsgenauigkeit der angegebenen Prozentwerte überein und identifizieren das Metall als **Mangan**, mit

$$\boxed{A_r(\text{Mn}) \approx 54.94 \approx 55}.$$

Die Oxide sind:

- **Mangan(II)-oxid**, MnO : SMILES der ionischen Formeleinheit $[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{O}^{2-}]$. Der Feststoff bildet ein ausgedehntes Ionengitter; diese Schreibweise stellt kein diskretes Molekül dar.
- **Mangan(VII)-oxid**, Mn_2O_7 : SMILES $\text{O}=[\text{Mn}] (= \text{O}) (= \text{O}) \text{O} [\text{Mn}] (= \text{O}) (= \text{O}) = \text{O}$. Ein verbrückendes Sauerstoffatom verbindet zwei annähernd tetraedrisch koordinierte Manganzentren.

Zur Kontrolle ergeben sich mit $A = 54.94$ Sauerstoffgehalte von 22.5543% und 50.4777%, die gerundet den angegebenen Werten entsprechen.

Die Lösung wurde mit der offiziellen Lösung abgeglichen.