

Stellen Sie sich vor, Sie wollen einen Prozess verbessern, in dem aus Eisenerz, das Fe_2O_3 enthält, Eisen gewonnen wird. Als Testexperiment führen sie folgende Reaktion durch:



Schreiben Sie für alle Atome die Oxidationszahlen an.

Wenn Sie mit 150 g Fe_2O_3 limitierendem Reaktanten beginnen, wie groß ist die theoretische Ausbeute an Fe ?

Wie groß wäre die prozentuale Ausbeute, wenn Ihre tatsächliche Ausbeute an Fe 87.9 g wäre?

Fluorwasserstoffsäure kann nicht in Glasbehältern aufbewahrt werden, weil Silikate von HF angegriffen werden. Natriumsilikat reagiert z.B. wie folgt:



Wie viel Mol HF werden benötigt, um mit 0.300 Mol Na_2SiO_3 zu reagieren?

Wieviel g NaF werden gebildet, wenn 10 g HF mit 85.4 g Na_2SiO_3 reagieren?

- Oxidationszahlen: $\text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-} + 3\text{C}^{2+}\text{O}^{2-} \longrightarrow 2\text{Fe}^0 + 3\text{C}^{4+}\text{O}_2^{2-}$
- theoretische Ausbeute:

Mol berechnen, Stoffmenge mit Atomgewicht multiplizieren

theoretische Ausbeute = $x \text{ Mol} \cdot x \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

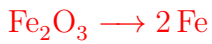
$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \text{ g/Mol}$$

$$M_{3\text{CO}} = 3 \cdot (12 + 16) = 84 \text{ g/Mol}$$

$$M_{2\text{Fe}} = 2 \cdot 55,8 = 111,6 \text{ g/Mol}$$

$$M_{3\text{CO}_2} = 3(12 + 2 \cdot 16) = 132 \text{ g/Mol}$$

$$\text{Mol bei 150g Fe}_2\text{O}_3: x = \frac{150 \text{ g}}{159,6 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,94 \text{ Mol}$$



$$0,94 \text{ Mol} \cdot 111,6 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} = 104,9 \text{ g}$$

- prozentuale Ausbeute:
 $\frac{\text{tatsaechliche Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \cdot 100 = \frac{87,9 \text{ g}}{104,9 \text{ g}} \cdot 100 = 83,79\%$

$$1. n_{\text{HF}} = 0,3 \cdot 8 = 2,4 \text{ Mol}$$

$$2. M_{\text{Na}_2\text{SiO}_3} = (2 \cdot 23) + 28 + (3 \cdot 16) = 122 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SiO}_3} = \frac{85,4 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,7 \text{ Mol}$$

$$M_{\text{HF}} = 1 + 19 = 20 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$n_{\text{HF}} = \frac{10 \text{ g}}{20 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,5 \text{ Mol} < 0,7 \text{ Mol} \Rightarrow \text{begrenzender Teil}$$

$$M_{\text{NaF}} = 23 + 19 = 42 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$\frac{2 \cdot 42}{8 \cdot 20} = \frac{m_{\text{NaF}}}{10 \text{ g}} \Rightarrow m_{\text{NaF}} = 5,25 \text{ g}$$

Wenn ein Gemisch aus 10.0 g Acetylen ($H - C \equiv C - H$) und 10 g Sauerstoff entzündet wird, entsteht bei der Verbrennungsreaktion CO_2 und H_2O .

Bestimmen sie die Oxidationsstufen aller beteiligten Atome.

Geben sie die ausgeglichene Gleichung dieser Reaktion an.

Welcher Reaktant begrenzt die Reaktion?

Wie viel Gramm jedes Reaktionspartners sind nach der Reaktion vorhanden?

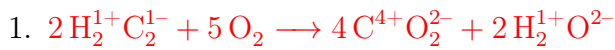
Eine Probe von 70.5 mg K_3PO_4 wird zu 15.0 mL 0.4 molarer $AgNO_3$ -Lösung gegeben. Es fällt ein Niederschlag aus.

Wie lauten die Namen von K_3PO_4 und $AgNO_3$?

Geben sie die Gleichung für diese Reaktion an.

Berechnen Sie die theoretische Ausbeute des gebildeten Niederschlags in Gramm.

Schreiben Sie den allgemeinen Ausdruck für das Löslichkeitsprodukt des Niederschlags an.



$$2. M_{\text{H}_2\text{C}_2} = (2 \cdot 1) + 2 \cdot 12 = 26 \frac{g}{Mol}$$

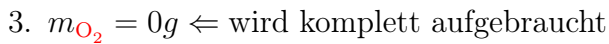
$$n_{\text{H}_2\text{C}_2} = \frac{10g}{26 \frac{g}{Mol}} = 0,385 Mol$$

$$M_{\text{O}_2} = (2 \cdot 16) = 32 \frac{g}{Mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{10g}{32 \frac{g}{Mol}} = 0,312 Mol \Rightarrow \text{begrenzender Teil}$$

$$M_{\text{CO}_2} = (12 + 2 \cdot 16) = 44 \frac{g}{Mol}$$

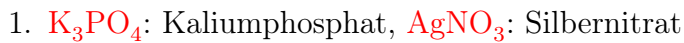
$$M_{\text{H}_2\text{O}} = (2 \cdot 1 + 16) = 18 \frac{g}{Mol}$$



$$m_{\text{H}_2\text{C}_2} = 10g - \frac{2 \cdot 0,312}{5} \cdot 26 = 6,76g$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{4 \cdot 0,312}{5} \cdot 44 = 10,98g$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2 \cdot 0,312}{5} \cdot 18 = 2,25g$$



$$3. M_{\text{K}_3\text{PO}_4} = (3 \cdot 39) + 31 + (4 \cdot 16) = 212 \frac{g}{Mol}$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = 108 + 14 + (3 \cdot 16) = 170 \frac{g}{Mol}$$

$$M_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = (3 \cdot 108) + 31 + (4 \cdot 16) = 419 \frac{g}{Mol}$$

$$n_{\text{K}_3\text{PO}_4} = \frac{70,5 \cdot 10^{-3}}{212} = 0,0003325 Mol$$

$$0,4 \text{ molare Lösung} \Rightarrow 0,4 \text{ Mol pro Liter}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,4 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} Mol$$

$$m_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 419 = 2,5g$$

Eine Probe aus festem Ca(OH)_2 wird bei 30°C in Wasser gerührt, bis die Lösung mit Ca(OH)_2 gesättigt ist. 100 mL dieser Probe werden entnommen und mit $5,00 \cdot 10^{-2} \text{ Mol/L HBr}$ -Lösung titriert. Zur Neutralisation der Probe werden 48.8 mL der Säurelösung benötigt.

Welche Konzentration hat die Ca(OH)_2 -Lösung?

Wie groß ist bei 30°C die Löslichkeit von Ca(OH)_2 in Wasser (Angabe in g Ca(OH)_2 pro Liter).

Methylhydrazin, ein Raketentreibstoff, verbrennt nach der Gleichung:



Wenn 4 g Methylhydrazin verbrannt werden, steigt die Temperatur eines Bombenkalorimeters von 25.00°C auf 39.50°C an. Für das Kalorimeter wurde eine Wärmekapazität von $7.794 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$ bestimmt.

Wie groß ist die Reaktionswärme von einem Mol CH_6N_2 ?



$$n_{\text{HBr}} = 5,00 \cdot 10^{-2} \frac{\text{Mol}}{\text{L}} \cdot 48,8 \cdot 10^{-3} \text{L} = 0,00244 \text{Mol}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{n_{\text{HBr}}}{2} = \frac{0,00244 \text{Mol}}{2} = 0,00122 \text{Mol}$$

$$\text{Ca(OH)}_2 = \frac{0,00122 \text{Mol}}{100 \cdot 10^{-3} \text{L}} = 0,0122 \frac{\text{Mol}}{\text{L}}$$

2. $M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + 2 \cdot (16 + 1) = 74 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$$\text{Ca(OH)}_2 = 0,0122 \frac{\text{Mol}}{\text{L}} \cdot 74 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} = 0,903 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

1. $E_{4g} = 7,794 \frac{\text{kJ}}{^\circ\text{C}} \cdot (39,50^\circ\text{C} - 25,00^\circ\text{C}) = 113,013 \text{kJ}$

$$M_{\text{CH}_6\text{N}_2} = 12 + (6 \cdot 1) + (2 \cdot 14) = 46 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$E_{\text{Mol}} = \frac{E_{4g}}{4} \cdot M_{\text{CH}_6\text{N}_2} = \frac{113 \text{kJ}}{4} \cdot 46 = 1300 \text{kJ}$$

Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Benzol zu CO_2 und H_2O und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 1.00 g Benzol frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{Benzol}) = 49.0 \text{ kJ}.$$

Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Methan zu CO_2 und H_2O und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 19.00 g Methan frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{Methan}) = -74.80 \text{ kJ}.$$

1. Benzol: C_6H_6
 $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \longrightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
2. $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$
 $\Delta H_{2\text{C}_6\text{H}_6} = 12 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285,8) - (2 \cdot 49,0) = -6535\text{kJ}$
 $\Delta H_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{-6535}{2} = -3268 \frac{\text{kJ}}{\text{Mol}}$
3. $M_{\text{C}_6\text{H}_6} = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $E_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{-3268}{78} = -41,9 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$

1. Methan: CH_4
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$
 $\Delta H_{\text{CH}_4} = -393,5 + 2 \cdot (-285,8) - (-74,8) = -890,3\text{kJ}$
3. $M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $E_{\text{CH}_4} = \frac{-890,3}{16} = -55,6 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$
 $E = -55,6 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot 19\text{g} = 1057\text{kJ}$

Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Graphit zu CO_2 und formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 13 kg Graphit frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

Die Standardenthalpieänderung der Ethanol-Verbrennung beträgt -1367 kJ. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die Standardbildungsenthalpie von Ethanol.

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ kJ}$$

1. Graphit: C ;-)
 $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$
2. $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$
 $\Delta H_{\text{C}} = -393,5 \text{ kJ}$
3. $M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $E_{\text{C}} = \frac{-393,5}{12} = -32,8 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$
 $E = -32,8 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot 13000 \text{ g} = -426291,7 \text{ kJ}$

1. Ethanol: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
2. $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$
 $\Rightarrow \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte}) = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \Delta H$
 $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - (-1367 \text{ kJ}) = -277,4 \text{ kJ}$

Wie ist die generelle Beziehung zwischen der Größe eines Atoms und seiner ersten Ionisierungsenergie? Welches Element hat die größte Ionisierungsenergie? Welches die kleinste?

Identifizieren Sie das Element, dessen Ionen die folgende Elektronenkonfiguration haben:

- a) ein 2+Ion mit $[\text{Ar}]3d^9$,
- b) ein 1+Ion mit $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2$.
- c) Wie viele freie Elektronen besitzen die Ionen?

1. Je größer das Atom desto kleiner seine Ionisierungsenergie.

Ionisierungsenergie ist die Energie, die benötigt wird, um ein Atom oder Molekül zu ionisieren, d. h. um ein Elektron vom Atom oder Molekül zu trennen. Allgemein ist die n-te Ionisierungsenergie die Energie, die benötigt wird, um das n-te Elektron zu entfernen.

d.h.: Die Ionisierungsenergie nimmt im Allgemeinen von links nach rechts zu und nimmt von oben nach unten ab.

kleinste: He

größte: Fr

1. $[\text{Ar}]3d^9 + 2e^- \longrightarrow [\text{Ar}]3d^{10}4s^1 = \text{Cu}$
2. $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2 + e^- \longrightarrow [\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1 = \text{Tl}$
3. hm?

Warum ist Kalzium im Allgemeinen reaktiver als Magnesium?
Warum ist Kalzium im Allgemeinen weniger reaktiv als Kalium?

Orden sie die folgenden Elemente nach ihrem Schmelzpunkt:
 K , Br_2 , Mg , O_2 . Erklären sie die Faktoren, die die Reihenfolge bestimmen.

Je größer das Atom desto kleiner seine Ionisierungsenergie.

Die Ionisierungsenergie nimmt im Allgemeinen von links nach rechts zu und nimmt von oben nach unten ab

1. $\text{O}_2(-218^\circ\text{C}) < \text{Br}_2(-7^\circ\text{C}) < \text{K}(63.3^\circ\text{C}) < \text{Mg}(639^\circ\text{C})$
2. Bei der Metallenbindung(Elektronengas) nimmt die Anziehung zwischen Elektronengas und Atomkernen mit der Anzahl der Außenelektronen zu also $\text{Mg} > \text{K}$
- 3.

Phosgen hat folgende Elementzusammensetzung: 12,14% **C**, 16,17% **O** und 71,69% **Cl** (Massenprozent) und ein Molekulargewicht von 98.9 g/Mol .

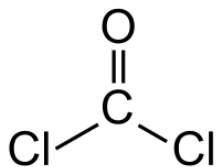
Bestimmen sie die Molekülformel dieser Verbindung.
Zeichnen sie die Lewis- Strukturformel dieser Verbindung und argumentieren Sie warum Sie eine Bestimmte (von mehreren möglichen) ausgewählt haben.

Ein unbekannter Stoff liefert eine Elementaranalyse von: **C**: 68.13%,
H: 13.72%, **O**: 18.15% (Massenprozent).

Bestimmen sie die Molekülformel dieser Verbindung.
Zeichnen sie mindestens drei reale Moleküle, die der Molekülformel entsprechen.

$$\begin{aligned}
 1. \quad M_{\text{C}} &= 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{O}} &= 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{Cl}} &= 35,5 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 &\Rightarrow \text{COCl}_2
 \end{aligned}$$

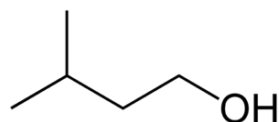
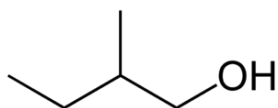
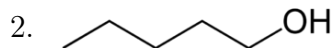
2. Man wählt die Lewis-Strukturformel, in der die Formalladungen der Atome am Nächsten bei Null sind.
 Man wählt die Lewis Strukturformel, in der sich die negativen Ladungen an den elektronegativeren Atomen befinden.



$$\begin{aligned}
 1. \quad M_{\text{C}} &= 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{H}} &= 1 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{O}} &= 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{C} : \frac{68,13}{12} &= 5,72 \text{ Mol}\% \\
 \text{H} : \frac{13,72}{1} &= 13,72 \text{ Mol}\% \\
 \text{O} : \frac{18,15}{16} &= 1,13 \text{ Mol}\%
 \end{aligned}$$

$$5,72 : 13,72 : 1,13 \Rightarrow 5 : 12 : 1 \Rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$$



Beschreiben Sie anhand einer Skizze sämtliche Bindungen in Ethylen mit Hilfe des Konzepts der Hybridisierung. Bezeichnen Sie die Orbitale die Sie zeichnen.

Zeichnen sie das Molekülorbitalschema für O_2 .

1. Eine sigma-bindung ist eine einfachbindung zwischen zwei Atomen.

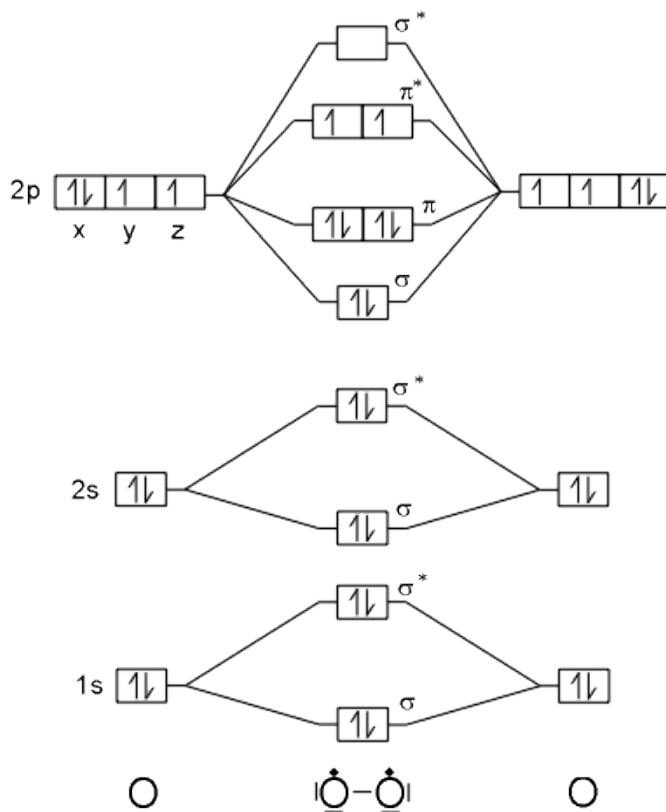
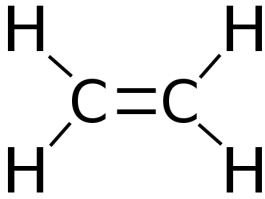
hier im ethen wären das die bindungen zu den wasserstoffatomen und eine bindung zwischen den kohlenstoffatomen.

die π -bindung ist bei doppel- und dreifachbindungen vorhanden. zusätzlich zur einen σ -bindung.

bei der π -bindung überlappen zwei p-orbitale, also nicht hybridisierte...

da im ethen ja nur eine doppelbindung vorhanden ist, brauchst du also nur ein nichthybridisiertes p-orbital pro Kohlenstoffatom. also können die zwei anderen p-orbitale mit dem s orbital hybridisieren und man erhält: sp^2 davon hätten wir ja dann drei stück pro C-Atom.

und das passt ja dann auch: zwei bindungen zu wasserstoffatomen und eine bindung zum anderen kohlenstoffatom. und die zwei p-orbitale überlappen einander und bilden zweite bindung, die doppelbindung



Eine Verbindung, die aus 2.1% **H**, 29.8% **N** und 68,1% **O** besteht, hat ein Molekulargewicht von ca. 50 g/Mol.

Wie lautet die Molekülformel der Verbindung?

Zeichnen sie die Lewis-Formel, wenn **H** an **O** gebunden ist.

Wie ist die Struktur des Moleküls?

Wie ist die Hybridisierung der Orbitale am **N**-Atom?

Wie viele σ - und π -Bindungen gibt es in dem Molekül?

Eine Gasmischung aus 6.00 g **O₂** und 9.00 g **CH₄** wird bei 0°C in einen Behälter ($V = 100 \text{ mL}$) gegeben.

Wie sind die Partialdrücke für jedes Gas und wie ist der Gesamtdruck im Behälter in atm?

$$R = 0.0821 \frac{\text{L atm}}{\text{Mol K}}$$

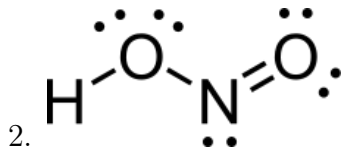
$$\begin{aligned}
 1. \quad M_{\text{H}} &= 1 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{N}} &= 14 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{O}} &= 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}
 \end{aligned}$$

$$\text{H} : \frac{2,1}{1} = 2,1 \text{ Mol}\%$$

$$\text{N} : \frac{29,8}{14} = 2,13 \text{ Mol}\%$$

$$\text{O} : \frac{68,1}{16} = 4,26 \text{ Mol}\%$$

$$2,1 : 2,13 : 4,26 \Rightarrow 1 : 1 : 2 \Rightarrow \text{HNO}_2$$



- 2.
3. Die Struktur ist trigonal eben.
4. sp^2 -Hybridisierung um N
5. 3 σ -Bindungen und 1 π -Bindung

$$\begin{aligned}
 1. \quad M_{\text{O}_2} &= 2 \cdot 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 M_{\text{CH}_4} &= 12 + 4 \cdot 1 = 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\
 n_{\text{O}_2} &= \frac{6\text{g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,1875 \text{ Mol} \\
 n_{\text{CH}_4} &= \frac{9\text{g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,5625 \text{ Mol}
 \end{aligned}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{0,1875 \text{ Mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{Mol K}} \cdot 273,15 \text{ K}}{0,1 \text{ L}} = 42 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{0,5625 \text{ Mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{Mol K}} \cdot 273,15 \text{ K}}{0,1 \text{ L}} = 126 \text{ atm}$$

$$p_{\text{ges}} = \sum_{i=1}^k p_i$$

$$P_{\text{ges}} = 42 \text{ atm} + 126 \text{ atm} = 168 \text{ atm}$$

Ammoniumnitrit zersetzt sich beim Erhitzen zu N_2 Gas:

$\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ Wenn eine Probe in einem Reagenzglas zersetzt wird, werden 511 mL N_2 -Gas über Wasser bei 26°C und 745 Torr Gesamtdruck aufgefangen.

Wie viel Gramm Ammoniumnitrit wurden zersetzt?

$$R = 62,36 \frac{\text{L torr}}{\text{Mol K}}$$

Cyclopropan, besteht aus 85.7 Massen% C und 14.3 Massen% H .

Wenn 1.56 g Cyclopropan ein Volumen von 1 L bei 0.984 atm und 50°C hat, wie ist dann die Molekülformel von Cyclopropan?

Würden Sie erwarten, dass Cyclopropan mehr oder weniger als Argon vom idealen Gasverhalten bei moderaten Drücken und Zimmertemperatur abweicht?

Erklären Sie!

$$R = 0.0821 \frac{\text{L atm}}{\text{Mol K}}$$

$$1. \quad M_{\text{NH}_4\text{NO}_2} = 14 + 4 \cdot 1 + 14 + 2 \cdot 16 = 64 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{745 \text{ Torr} \cdot 0,511 \text{ L}}{62,36 \frac{\text{L torr}}{\text{Mol K}} \cdot (273,15 + 26) \text{ K}} = 0,02 \text{ Mol}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_2} = 64 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \cdot 0,02 \text{ Mol} = 1,28 \text{ g}$$

$$1. \quad M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$M_{\text{H}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

9.23 g einer Mischung von Magnesiumcarbonat und Calciumoxid wird mit einem Überschuss von Salzsäure behandelt. Die resultierende Reaktion erzeugt 1.72 L Kohlendioxid bei 28°C und 743 Torr.

Schreiben Sie ausgeglichene chemische Gleichungen für die Reaktionen, die zwischen der Salzsäure und jedem Bestandteil der Mischung auftreten.

Berechnen sie die Gesamtmolzahl von Kohlendioxid, die durch diese Reaktion gebildet wird.

Unter der Annahme, dass die Reaktionen vollständig ablaufen, berechnen sie die Massenprozent von Magnesiumcarbonat in der Mischung.

$$(R = 62.36 \text{ L torr/Mol K})$$

Zeichnen und beschreiben Sie das Phasendiagramm von Wasser.
Definieren Sie die beiden besonderen Punkte.

23

Antwort

24

Antwort

Welche Art von Anziehungskräften liegt zwischen Teilchen in

- a) molekularen Kristallen,
- b) kovalenten Kristallen,
- c) ionischen Kristallen und
- d) metallischen Kristallen vor?

Wie unterscheidet ein amorpher Festkörper sich von einem kristallinen?

Geben Sie je ein Beispiel für einen amorphen und einen kristallinen Festkörper.

25

Antwort

26

Antwort

Glycerin ist ein wasserlöslicher Nichtelektrolyt mit einer Dichte von 1.26 g/mL bei 25°C. Berechnen sie den Dampfdruck einer Lösung, die durch Zugabe von 50 mL Glycerin zu 500 mL Wasser hergestellt wird.

Der Dampfdruck von reinem Wasser bei 25°C beträgt 23.8 Torr.

Der Dampfdruck von reinem Wasser bei 110°C ist 1070 Torr. Eine Lösung aus Ethylenglykol und Wasser hat einen Dampfdruck von 1.00 atm bei 110°C. Berechnen Sie den Molenbruch von Ethylenglykol.

27

Antwort

28

Antwort

Wenn 10.0 g $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ in 1 kg Wasser aufgelöst wird, ist der Gefrierpunkt der Lösung $-0.162\text{ }^\circ\text{C}$. Wenn 10.0 g HgCl_2 in 1 kg Wasser gelöst werden, gefriert die Lösung bei -0.0685°C . Bestimmen sie anhand der dieser Daten, welches der stärkere Elektrolyt ist und berechnen sie die Siedepunktserhöhung in beiden Fällen. ($K_{b\text{H}_2\text{O}} = 0.51\text{ }^\circ\text{C/m}$)
