



**MEHR
ERFAHREN**

TRAINING

Gymnasium


Chemie – Mittelstufe 1

Passend zu den aktualisierten Lehrplänen




STARK

Inhalt

Vorwort

| | |
|--|-----------|
| Chemie, eine Naturwissenschaft – typische Arbeitsmethoden | 1 |
| 1 Methoden in den Naturwissenschaften | 2 |
| 1.1 Naturwissenschaftlicher Erkenntnisweg | 2 |
| 1.2 Diagramme | 4 |
|  Aufgaben | 6 |
| 2 Chemie | 8 |
| 2.1 Arbeitsmethoden in der Chemie | 8 |
| 2.2 Gefahrstoffe – Kennzeichnung und Schutzmaßnahmen | 8 |
|  Aufgaben | 11 |
| | |
| Stoffe und ihre Eigenschaften – erste Erklärung mit dem Teilchenmodell | 13 |
| 1 Stoffe und Stoffeigenschaften | 14 |
| 1.1 Stoff – Stoffportion | 14 |
| 1.2 Eigenschaften der Stoffe und ihre Bestimmung | 14 |
| 1.3 Gehaltsgrößen – Zusammensetzung von Stoffgemischen | 20 |
|  Aufgaben | 23 |
| 2 Stoffe und Teilchen | 30 |
| 2.1 Teilchenarten: Atome, Moleküle, Ionen | 30 |
| 2.2 Das Teilchenmodell | 32 |
| 2.3 Änderung des Aggregatzustandes | 33 |
|  Aufgaben | 34 |
| 3 Stoffe mischen und trennen | 39 |
| 3.1 Homogene und heterogene Stoffgemische | 39 |
|  3.2 Trennen von Stoffgemischen | 41 |
|  3.3 Luft als Gasgemisch und Gasnachweise | 44 |
|  Aufgaben | 46 |

| | |
|---|----------------|
| Chemische Reaktionen mit dem DALTON-Atommodell betrachtet | 51 |
| 1 Kennzeichen chemischer Reaktionen | 52 |
| 1.1 Chemische Reaktion oder physikalischer Vorgang? | 52 |
| 1.2 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen | 53 |
| 1.3 Aktivierung chemischer Reaktionen und Katalyse | 54 |
|  Aufgaben | 58 |
| 2 Von der Beobachtung zur Reaktionsgleichung | 61 |
| 2.1 Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Reaktionen | 61 |
| 2.2 JOHN DALTONS Atomhypothese – Atomartensymbole und das Periodensystem | 64 |
| 2.3 Ermittlung einer Molekülformel – AVOGADRO-Hypothese | 66 |
| 2.4 Benennung von binären Verbindungsmolekülen | 68 |
| 2.5 Aufstellen von Reaktionsgleichungen | 69 |
| 2.6 Alkane – homologe Reihe und Verbrennungsreaktionen | 70 |
| 2.7 Kohlenstoffatom-Kreislauf | 71 |
|  Aufgaben | 73 |
| 3 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen | 81 |
| 3.1 Atommasse | 81 |
| 3.2 Quantitätsgrößen und Umrechnungsgrößen | 82 |
| 3.3 Berechnen von Stoffumsätzen mithilfe von Reaktionsgleichungen | 87 |
| 3.4 Bilanzen fossiler Energieträger – quantitative Betrachtung des Kohlenstoffdioxid-Ausstoßes und der Energiebereitstellung | 89 |
|  Aufgaben | 94 |
| Metalle und Salze | 101 |
| 1 Metalle | 102 |
| 1.1 Modell vom Metallbau auf Teilchenebene | 102 |
|  1.2 Eigenschaften der Metalle | 103 |
|  Aufgaben | 106 |
| 2 Salze und Ionen | 108 |
| 2.1 Ionenbindung und Ionengitter | 108 |
| 2.2 Verhältnisformel und Molekülformel | 109 |
| 2.3 Benennung von Salzen | 111 |
| 2.4 Eigenschaften von Salzen und Salzlösungen | 113 |
|  Aufgaben | 117 |

| | |
|---|------------|
| 3 Ionennachweise | 124 |
| 3.1 Fällungsreaktionen | 124 |
| 3.2 Farbreaktionen | 126 |
| 3.3 Flammenfärbung | 126 |
|  Aufgaben | 128 |
| | |
| Atombau und Periodensystem | 133 |
| 1 Das Kern-Hülle-Modell | 134 |
| 1.1 RUTHERFORD'scher Streuversuch | 134 |
| 1.2 Die Bausteine der Atome | 136 |
| 1.3 Isotope | 137 |
|  Aufgaben | 139 |
| | |
| 2 Das Energiestufenmodell | 142 |
| 2.1 Ionisierungsenergie | 142 |
| 2.2 Das Energiestufenmodell von BOHR | 143 |
| 2.3 Elektronenkonfiguration und Valenzelektronen | 146 |
| 2.4 Edelgaszustand und Atom-Ionen | 147 |
|  Aufgaben | 149 |
| | |
| 3 Das gekürzte Periodensystem der Elemente | 155 |
| 3.1 Die Ordnungsprinzipien des Periodensystems der Elemente | 155 |
| 3.2 Informationen, die aus dem PSE entnommen werden können | 158 |
|  Aufgaben | 162 |
| | |
| Redoxreaktionen | 167 |
| | |
| 1 Entladen und Laden von Ionen | 168 |
|  1.1 Salzbildung aus den Elementen – Laden von Ionen | 168 |
|  1.2 Elektrolyse – Entladen von Ionen | 171 |
|  Aufgaben | 174 |
| | |
| 2 Technische Anwendung | 179 |
| 2.1 Herstellung von Metallen | 179 |
| 2.2 Elektrochemische Stromerzeugung und Energiespeicherung | 180 |
|  Aufgaben | 185 |
| | |
| Lösungen | 189 |
| | |
| Stichwortverzeichnis | 245 |

Autorinnen und Autor:

Waltraud Habelitz-Tkotz, Birger Pistohl und Ulrike Althammer

Hinweis:

Die entsprechend gekennzeichneten Kapitel im Buch enthalten ein **Lernvideo**.

An den jeweiligen Stellen im Buch befindet sich ein QR-Code, den du mit deinem Smartphone oder Tablet scannen kannst. Im Hinblick auf eine eventuelle Datenbegrenzung wird empfohlen, dass du dich beim Ansehen der Videos im WLAN befindest. Falls du keine Möglichkeit hast, die QR-Codes zu scannen, findest du die Lernvideos auch unter:





Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

zu Beginn des Chemie-Unterrichts kommen viele neue Begriffe auf dich zu. Viele davon verwendet man im Alltag. Beispielsweise hast du sicher schon von einer Emulsion oder Lösung gehört. Aber was genau ist der Unterschied? Worin unterscheiden sich Salze und Metalle? Dieses Trainingsbuch hilft dir, diese Begriffe einzuordnen, nach und nach das Verhalten der kleinen Teilchen, der Atome, zu begreifen und dein neues Wissen schließlich auf neue Fragestellungen anzuwenden. Die Themen sind klar untergliedert und richten sich nach dem aktuellen Lehrplan der Mittelstufe.

Zum Aufbau dieses Buches:

- In allen Kapiteln werden zunächst die **Fachausdrücke** und **Zusammenhänge** erklärt. Mit diesen Abschnitten kannst du den Unterrichtsstoff wiederholen, oder dir auch selbstständig erarbeiten.
- Blau eingerahmt findest du wichtige Begriffe und zu jedem abgeschlossenen Kapitel eine **Zusammenfassung**. Viele **Abbildungen** helfen, den neuen Lernstoff zu verstehen und sich besser einzuprägen.
- Zu jedem Kapitel gibt es **zahlreiche Aufgaben**, mit denen du den erlernten Stoff selbstständig einüben und überprüfen kannst, ob du schon alles verstanden hast. Der Aufgabenteil ist immer mit dem nebenstehenden Symbol gekennzeichnet. 
- Zu jeder Aufgabe findest du im hinteren Teil des Buches eine **ausführliche Lösung**. So kannst du kontrollieren, welche Aufgaben du richtig gelöst hast.
- Zu ausgewählten Themenbereichen gibt es **hilfreiche Lernvideos**. Die entsprechenden Stellen im Buch sind mit einem Video-Symbol gekennzeichnet. Dort befinden sich QR-Codes, die du mit deinem Smartphone oder Tablet scannen kannst. Falls du keine Möglichkeit hast, die QR-Codes zu scannen, findest du die Lernvideos auch unter: 

Viel Spaß beim Üben mit diesem Buch und beim Entdecken der Geheimnisse der Chemie!

3 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

3.1 Atommasse

Bestimmung von Atommassen

Eine Kenneigenschaft, mit der man Reinstoffe unterscheiden kann, ist die Dichte. Die Ursache der unterschiedlichen Dichte findet man auf der Teilchenebene: Jede Atomart hat eine andere Masse. Diese Masse nennt man Atommasse und ist unvorstellbar klein. Trotzdem kann die Atommasse bestimmt werden, wozu man ein Massenspektrometer benutzt. Im **Massenspektrometer** werden die Atome ionisiert, also in geladene Teilchen, sogenannte Ionen, umgewandelt. Diese Ionen werden beschleunigt. Da sie sich in ihrer Masse unterscheiden, werden sie unterschiedlich stark im Magnetfeld abgelenkt. Aus diesen Unterschieden kann man die Masse der Atome berechnen.

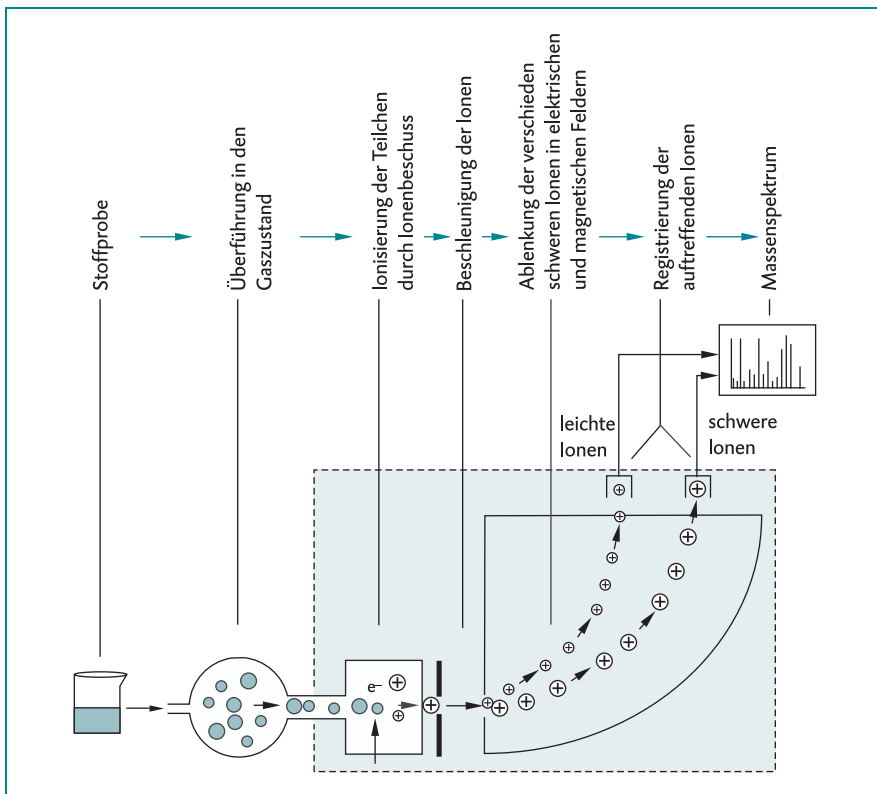


Abb. 34: Funktionsweise eines Massenspektrometers

Atommassen können mit dem **Massenspektrometer** bestimmt werden.

Beispielsweise beträgt die Masse eines Wasserstoff-Atoms in Gramm:

$$0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 0167\ \text{g} = 1,67 \cdot 10^{-24}\ \text{g}$$

Zum Rechnen ist diese Angabe sehr unpraktisch. Deshalb hat man eine neue Einheit, die **atomare Masseneinheit u**, eingeführt. Sie wird mit dem Buchstaben u (von engl. *unit*: Einheit) abgekürzt: 1 u sind $1,661 \cdot 10^{-24}\ \text{g}$. Man kann sagen, 1 u entspricht ungefähr der Masse eines Wasserstoff-Atoms. Das Größensymbol für die Atommasse ist $m_a(\text{X})$, dabei steht (X) für die Atomart.

Zum Beispiel gilt für die Masse des Wasserstoff-Atoms: $m_a(\text{H}) = 1,01\ \text{u}$

Die Atommasse (in der Einheit u) steht im PSE oberhalb des Atomart-Symbols.

Beispiel

Angabe der Atommasse in Einheit u für jede Atomart im Periodensystem

| | | | |
|--|---|---------------------------------------|------------------------------------|
| $1,01$ H Wasserstoff 1 | $12,01$ C Kohlenstoff 6 | $16,0$ O Sauerstoff 8 | $207,2$ Pb Blei 82 |
|--|---|---------------------------------------|------------------------------------|

Die **atomare Masseneinheit** wird in der Einheit 1 u angegeben: $1\ \text{u} = 1,661 \cdot 10^{-24}\ \text{g}$

Molekülmassen

Genauso wie bei einzelnen Atomen kann man auch für Moleküle eine Teilchenmasse angeben.

Beispiel

Das Kohlenstoffdioxid-Molekül ist aus einem Kohlenstoff-Atom und zwei Sauerstoff-Atomen aufgebaut. Deshalb setzt sich die Molekülmasse des Kohlenstoffdioxid-Moleküls aus den Atommassen der verbauten Atome zusammen:

$$m_a(\text{CO}_2) = m_a(\text{C}) + 2 \cdot m_a(\text{O}) = 12,01\text{u} + 2 \cdot 16\text{u} = 44,01\text{u}$$

3.2 Quantitätsgrößen und Umrechnungsgrößen

Die Stoffmenge

Auf der Teilchenebene ist die atomare Masseneinheit eine praktikable Größe, auf der Stoffebene sieht das aber ganz anders aus. Die Masse einer Stoffportion wird normalerweise in Gramm angegeben.

Beispiel

Ein Holzkohlestück – praktisch reiner Kohlenstoff – hat eine Masse von 12 g.

Ein Kohlenstoff-Atom hat eine Masse von 12 u.

Das sind $12 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24}\ \text{g}$.

Damit kann man die Zahl der Kohlenstoff-Atome im Holzkohlestück berechnen.

$$N(\text{Kohlenstoff-Atome}) = \frac{m(\text{C}) = 12 \text{ g}}{m_a(\text{C}) = 12 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

12 g Kohlenstoff ist keine besonders große Menge, aber $6,022 \cdot 10^{23}$ Atome ist eine unvorstellbar große Zahl. Bei einer chemischen Reaktion spielt ja immer das Zahlenverhältnis der reagierenden Teilchen eine wichtige Rolle. Deshalb wurde eine neue Quantitätsgröße erschaffen, die eine bestimmte Anzahl von Teilchen umfasst, nämlich die Stoffmenge n mit der Einheit **mol**. Man hat diese Größe folgendermaßen festgelegt: Eine Stoffportion des Stoffes X mit der Stoffmenge $n(\text{X}) = 1 \text{ mol}$ enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Diese Zahl ist nicht zufällig gewählt worden. Wenn ein Teilchen z. B. 4 u wiegt, dann hat die Stoffportion von $n = 1 \text{ mol}$ dieses Teilchens die Masse 4 g.



Abb. 35: Holzkohle

Beispiel Das Holzkohlestück der Masse 12 g enthält genau ein mol Kohlenstoff-Atome, da ein Kohlenstoff-Atom die Masse 12 u besitzt. Das Sauerstoff-Molekül hat eine Masse von $m_a(\text{O}_2) = 32 \text{ u}$. Dann hat eine Sauerstoffportion $n(\text{O}_2) = 1 \text{ mol}$ die Masse 32 g.

Eine **Stoffportion** mit der Stoffmenge $n(\text{X}) = 1 \text{ mol}$ enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Die Masse einer Stoffportion mit der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ hat denselben Zahlenwert in g wie ein Teilchen des Stoffes in u.

Teilchenzahl und Stoffmenge

Manchmal ist es notwendig, die Teilchenzahl zu kennen. Mithilfe der Stoffmenge kann diese einfach errechnet werden.

Teilchenzahl $N(\text{X}) = \text{AVOGADRO-Konstante } N_A \cdot \text{Stoffmenge } n(\text{X})$

Die **AVOGADRO-Konstante** ist der Quotient aus Teilchenzahl und Stoffmenge:

$$N_A = \frac{N(\text{X})}{n(\text{X})} = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

Beispiel Wie viele Zucker-Moleküle enthält die Stoffportion Zucker mit $n(\text{Zucker}) = 0,02 \text{ mol}$?

$$\begin{aligned} N(\text{Zucker-Moleküle}) &= N_A \cdot n(\text{Zucker}) \\ &= 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \cdot 0,2 \text{ mol} \\ &= 1,2044 \cdot 10^{22} \end{aligned}$$

Masse, Volumen und Stoffmenge

Wenn man in der Chemie eine bestimmte Stoffportion benötigt, kann man nicht einfach Teilchen abzählen. Man bestimmt feste oder flüssige Stoffportionen entweder durch Abwiegen einer Masse oder bei Gasen durch das Messen des Volumens. Zwei Umrechnungsgrößen spielen dabei eine wichtige Rolle: die **molare Masse $M(X)$** und das **molare Volumen V_m** .

Die molare Masse $M(X)$

Die **molare Masse $M(X)$** ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der dazugehörigen Stoffmenge:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Man kann für jeden Stoff eine molare Masse angeben. Diese ist unabhängig von der Größe der Stoffportion, denn die molare Masse ist eine konstante Größe. Ihr Zahlenwert entspricht dem Zahlenwert der Teilchenmasse und kann somit aus dem Periodensystem abgelesen bzw. bei Molekülmassen ausgerechnet werden. Die Größe der molaren Masse beantwortet die folgende Frage: Wie viel g wiegt ein mol eines Stoffes?

Beispiel Berechne die molare Masse von Wasser und von Sauerstoff.

$$\begin{aligned} \text{Molekülmasse } m_a(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) \\ &= 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} \\ &= 18 \text{ u} \end{aligned}$$

Also ist die molare Masse von Wasser $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

$$\begin{aligned} \text{Molekülmasse } m_a(\text{O}_2) &= 2 \cdot m_a(\text{O}) \\ &= 2 \cdot 16 \text{ u} \\ &= 32 \text{ u} \end{aligned}$$

Also ist die molare Masse von Sauerstoff $M(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Aufgaben 63 Viele quantitative Berechnungen mit Reaktionsgleichungen kann man nur durchführen, wenn man die Formeln und Einheiten für die molare Masse, das molare Volumen sowie die Teilchenzahl kennt.



- Stelle die Formeln dieser drei Größen auf und gib die Einheiten an.
- Löse die Gleichungen nach der Stoffmenge auf (Umstellen!).

64 Fülle die Lücken in der Tabelle. Die Werte für die relativen Atommassen findest du im Periodensystem.

| Stoff X | $M(X) \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ | $m(X) \text{ g}$ | $n(X) \text{ mol}$ | $N(X)$ |
|--------------------------------|------------------------------------|------------------|--------------------|----------------------|
| Mg | | 48,6 | | |
| CH ₄ | | | 0,125 | |
| HCl | | | | $1,20 \cdot 10^{23}$ |
| CO ₂ | | | | $3,01 \cdot 10^{22}$ |
| C ₄ H ₁₀ | | 116 | | |

65 Am Boden der Ozeane gibt es gewaltige Mengen Methanhydrat. Das ist ein Feststoff, in dem Methan-Moleküle von Wasser-Molekülen umgeben sind. Das Verhältnis von Methan-Molekülen zu Wasser-Molekülen ist 1 zu 5,75. Ein Forschungsschiff hat einen Brocken Methanhydrat an die Oberfläche gebracht. Aus diesem Brocken entweicht insgesamt bei Raumtemperatur (25 °C) ein Methanvolumen von $V(\text{CH}_4) = 244 \text{ L}$.

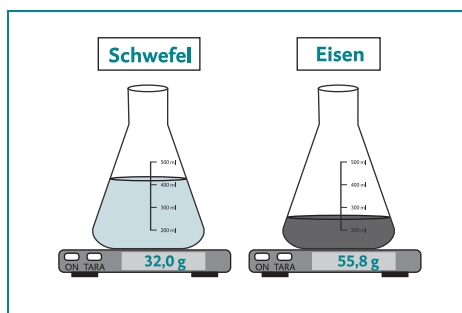
- Berechne die Stoffmenge des Methans und die Stoffmenge des im Methanhydrat-Brocken gebundenen Wassers.
- Berechne die Gesamtmasse des Methanhydrat-Brockens.

66 Drei Schülerinnen betrachten die beiden Stoffportionen Eisen und Schwefel.

Schülerin 1 sagt: „Es ist mehr Schwefel als Eisen, das sieht man doch an der Füllhöhe der Erlenmeyerkolben.“

Schülerin 2 sagt: „Nein, es ist mehr Eisen, denn es hat eine größere Masse.“

Schülerin 3 behauptet: „Ihr habt beide unrecht, denn es ist genauso viel Schwefel wie Eisen.“ Im Prinzip hat jede der drei Schülerinnen auf ihre Weise recht. Begründe dies für jede Schülerin.



67 Kreuze die richtigen Aussagen an.

- Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse und der dazugehörigen Stoffmenge.
- Die molare Molekülmasse von Sauerstoff ist $M = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.
- Ein Liter Helium enthält gleich viele Teilchen wie ein Liter Stickstoff.
- Die Avogadrokonstante N_A hat keine Einheit.
- Die Stoffportion Eisen mit der Stoffmenge $n(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$ enthält genauso viele Teilchen wie die Stoffportion Octan mit $n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \text{ mol}$.
- Die Stoffportion Eisen mit der Stoffmenge $n(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$ enthält genauso viele Teilchen wie die Stoffportion Methan mit $V(\text{CH}_4) = 24,4 \text{ Liter}$ bei Raumtemperatur.

68 Betrachte die mit verschiedenen Gasen gefüllten Luftballons.

- a Berechne die Stoffmengen der Gase in den Ballons bei Standardbedingungen und trage die Werte in die Kästen ein.

Das Diagramm zeigt fünf Luftballons, die mit verschiedenen Gasen gefüllt sind. Jeder Ballon ist mit einem Kasten verbunden, in dem die Stoffmenge n zu ermitteln ist.

- Ballon 1: H_2 , $V = 24,4 \text{ L}$, Kasten: $n(\text{H}_2) =$
- Ballon 2: He , $V = 2,44 \text{ L}$, Kasten: $n(\text{He}) =$
- Ballon 3: O_2 , $V = 48,8 \text{ L}$, Kasten: $n(\text{O}_2) =$
- Ballon 4: Ar , $V = 122 \text{ L}$, Kasten: $n(\text{Ar}) =$
- Ballon 5: N_2 , $V = 12,2 \text{ L}$, Kasten: $n(\text{N}_2) =$

- b Welche Masse hat die Gasfüllung der Ballons? Berechne die Werte.

| $m(\text{H}_2)$ | $m(\text{He})$ | $m(\text{O}_2)$ | $m(\text{Ar})$ | $m(\text{N}_2)$ |
|-----------------|----------------|-----------------|----------------|-----------------|
| | | | | |

$$63 \text{ a } M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)} \frac{\text{L}}{\text{mol}} \quad N(X) = n(X) \cdot N_A$$

$$\text{b } n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m(X)} \quad n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

64

| Stoff X | $M(X) \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ | $m(X) \text{ g}$ | $n(X) \text{ mol}$ | $N(X)$ |
|--------------------------------|------------------------------------|------------------|--------------------|----------------------|
| Mg | 24,3 | 48,6 | 2 | $1,20 \cdot 10^{24}$ |
| CH ₄ | 16 | 2 | 0,125 | $7,53 \cdot 10^{22}$ |
| HCl | 36,5 | 7,3 | 0,2 | $1,20 \cdot 10^{23}$ |
| CO ₂ | 44 | 2,2 | 0,05 | $3,01 \cdot 10^{22}$ |
| C ₄ H ₁₀ | 58 | 116 | 2 | $1,20 \cdot 10^{24}$ |

$$65 \text{ a } n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m}$$

$$= \frac{244 \text{ L}}{24,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}}$$

$$= 10 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 5,75 \cdot n(\text{CH}_4)$$

$$= 57,5 \text{ mol}$$

$$\text{b } m(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \cdot M(\text{CH}_4)$$

$$= 10 \text{ mol} \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 160 \text{ g}$$

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

$$= 57,5 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 1035 \text{ g}$$

$$m(\text{Methanhydrat}) = m(\text{CH}_4) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$= 160 \text{ g} + 1035 \text{ g}$$

$$= 1195 \text{ g}$$

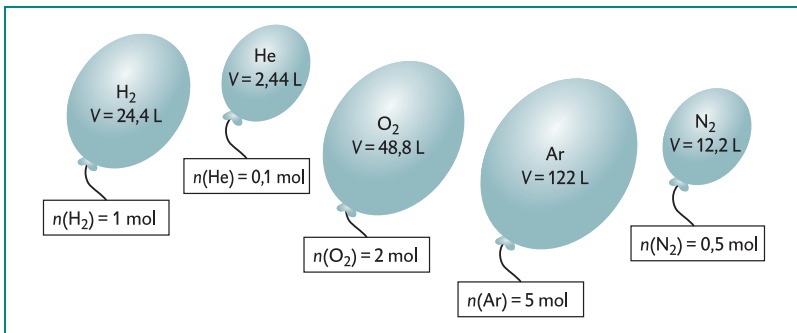
Der Methanhydrat-Brocken wiegt 1,195 kg.

- 66 Schülerin 1 betrachtet das Volumen: $V(\text{Schwefel}) > V(\text{Eisen})$
 Schülerin 2 vergleicht die Masse der Stoffportionen: $m(\text{Fe}) > m(\text{S})$
 Schülerin 3 betrachtet die Stoffmenge bzw. die Anzahl der Teilchen.

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{32 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol} \quad n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{55,8 \text{ g}}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol}$$

- 67 Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse und der dazugehörigen Stoffmenge.
- Die molare Molekülmasse von Sauerstoff ist $M = 16 \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.
- Ein Liter Helium enthält gleich viele Teilchen wie ein Liter Stickstoff.
- Die Avogadrokonstante N_A hat ~~keine Einheit~~ **die Einheit** $\frac{1}{\text{mol}}$.
- Die Stoffportion Eisen mit der Stoffmenge $n(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$ enthält genauso viele Teilchen wie die Stoffportion Octan mit $n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \text{ mol}$ **$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 2 \text{ mol}$** .
- Die Stoffportion Eisen mit der Stoffmenge $n(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$ enthält genauso viele Teilchen wie die Stoffportion Methan mit $V(\text{CH}_4) = 24,4 \text{ Liter}$ **$V(\text{CH}_4) = 48,8 \text{ Liter}$** bei Raumtemperatur.

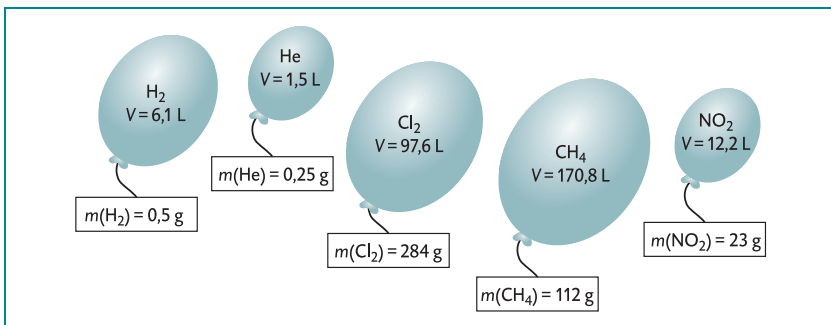
68 a



b Welche Masse hat die Gasfüllung der Ballons? Berechne die Werte.

| $m(\text{H}_2)$ | $m(\text{He})$ | $m(\text{O}_2)$ | $m(\text{Ar})$ | $m(\text{N}_2)$ |
|-----------------|----------------|-----------------|----------------|-----------------|
| 2 g | 0,4 g | 64 g | 200 g | 14 g |

69





© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de
info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK