

Kapitel 13: Chemisches Rechnen**Formelspickzettel**

$$n = m/M$$

$$c = n/V$$

$$\rho = m/V$$

$$V_m = V/n$$

$$m/M = V/V_m$$

Für die Oberstufe:

$$p \cdot V = n \cdot R_m \cdot T$$

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_a}{R \cdot T}\right)}$$

Inhalt

Kapitel 13: Chemisches Rechnen.....	1
Inhalt.....	2
Die Masse von Atomen und Molekülen.....	3
Zur Erinnerung: Aussagen einer chemischen Formel:.....	3
a) Die Avogadro Zahl.....	3
Berechnung der Teilchenzahl aus der Stoffmenge.....	4
Wie wird die Avogadro-Zahl berechnet?.....	4
b) Die Masse von Atomen.....	5
c) Die molare Masse.....	6
SI-Einheiten (Système International d'unités).....	8
Aufgaben zum Thema molare Masse.....	8
Lösungen.....	9
Die Dichte.....	10
Bestimmung der Dichte:.....	10
Einige Dichten bei Normaldruck in der vorgeschriebenen SI-Einheit.....	11
Aufgaben zum Thema „Dichte“.....	12
Lösungen.....	13
Avogadro's Gasgesetz und seine Anwendung.....	15
Konsequenzen und Anwendung des Avogadro's Gasgesetzes: Die Chlorknallgas-Reaktion.....	15
Molares Volumen (VM).....	16
Aufgaben zum Thema „molares Volumen“.....	17
Spickzettel: Übersicht zum Rechnen mit chemischen Größen.....	18
Symbole und Einheiten.....	18
Zusammenhänge.....	18
Gruppenarbeit: Aufgaben mit abgestuften Niveau.....	19
Bestimmung der Größe von Ölsäuremolekülen.....	20
Welche Informationen liefert eine Reaktionsgleichung?.....	21
Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.....	22
Übungen des stöchiometrischen Rechnens I.....	23
Zusatzübungen des stöchiometrischen Rechnens.....	25
Hausaufgabenkontrolle zum chemischen Rechnen.....	26
Übersicht über die Messgrößen und ihre Maßeinheiten.....	27
Die Gasgesetze: Spezialfälle der allgemeinen Gasgleichung (Oberstufe).....	28
a) Gesetz von Boyle-Mariotte.....	28
b) Gesetz von Gay-Lussac.....	28
c) Das allgemeine Gasgesetz.....	29
Extensive Form des allgemeinen Gasgesetzes:.....	29
Intensive Form des allgemeinen Gasgesetzes:.....	29
Die Arrheniusgleichung (Oberstufe).....	30
Weitere Aufgaben:.....	30

Die Masse von Atomen und Molekülen

Kannst Du Dich noch an das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse erinnern? Wenn nicht, wiederhole kurz das entsprechende Kapitel.

Zur Erinnerung: Aussagen einer chemischen Formel:

FeS : 1 Atom Eisen reagiert mit einem Atom Schwefel

FeS₂ : 1 Atom Eisen reagiert mit zwei Atomen Schwefel

Der Index hinter den Elementsymbolen gibt das Zahlenverhältnis der Atome in der Formel zueinander an.

**=> Die Masse steht immer im Verhältnis zur Anzahl der Atome, da diese nicht teilbar sind!
=> In 7g Fe sind genauso viele Atome wie in 4g Schwefel.**

Diese Betrachtungen haben wir bisher immer auf eines oder wenige Atome bezogen. Auch in Reaktionsgleichungen hat man bisher immer mit geringen Anzahlen an Atomen gearbeitet. Da aber in der Natur nur sehr selten einzelne Atome vorkommen, sondern in der Regel sehr sehr viele, benötigt man zum praktischen Umgang mit Atomen ein neues Hilfsmittel zur Vereinfachung und vor allem zu praktischen Berechnung.

a) Die Avogadro Zahl

Der Chemiker Avogadro¹ erkannte als erster das Problem, dass die sehr kleinen Atome schon in sehr geringen Stoffportionen in sehr hoher Anzahl vorliegen. Denn oft ist es im Laboralltag oder bei der Erforschung von unbekanntem Stoffen nötig zu wissen, wie viele Teilchen in einer bestimmten Stoffportion vorhanden sind. Aber natürlich sind die Teilchenmengen zum Abzählen viel zu groß.

Avogadro benötigte eine Zahl, um diese großen Mengen von Atomen beschreiben zu können und um schließlich damit auch rechnen zu können (ohne dabei Zahlen mit mehr als 20 Nullen notieren zu müssen). Auf dem Markt hatte er beobachtet, dass 12 Eier zu einem Dutzend zusammengefasst werden. Menschen haben so etwas schon immer gemacht, so ist zum Beispiel auch die Mengenangabe „Dutzend“ für 12 Teilchen entstanden. Konnte er einen ähnlichen Trick für Atome benutzen?

Er fasste zur Vereinfachung die großen Anzahlenmengen der Atome zu einer kleineren Zahl zusammen und nannte diese dann Stoffmenge (mit der Einheit „mol“).

Avogadro legte fest: 1 mol entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ Atomen (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome)²

1 mol ist die Stoffportion in der $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten sind.

Die Stoffmenge wird mit dem Buchstaben „n“ als Größe angegeben. Ihre Einheit ist [mol].

Bezieht man diese Zahl auf eine bestimmte Anzahl an Atomen oder Molekülen, spricht man auch von der **Stoffmenge** „n“.

¹ Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1778 - 1856) studierte zunächst Jura, er stammte aus einer Juristenfamilie. 1796 wurde er Doktor des kanonischen Rechts. Seit 1800 studierte er Mathematik und Physik, was seinen Neigungen eher entsprach. 1809 wurde er Professor für Naturphilosophie am Liceo VerCELLI in Turin. Hier erarbeitete er seine Molekularhypothese.

² Das entspricht 6 Milliarden · 1Milliarde · 10000

Berechnung der Teilchenzahl aus der Stoffmenge

Manchmal möchte man, z.B. um sich die atomaren Verhältnisse besser vorzustellen, die Anzahl an Teilchen in einer gewissen Stoffportion berechnen. Das ist mit der Avogadro Zahl nicht schwer.

Möchte man Errechnen, wie viele Teilchen in einem Mol sind, so kann man einfach mit der Avogadrozahl multiplizieren:

Beispiel: Bestimme die Anzahl an Teilen in 1,5 mol Zucker:

$$1,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/ mol} = \underline{9,033 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}}$$

$$n \cdot \text{Avogadro Zahl} = \text{Anzahl an Teilchen}$$

Wie wird die Avogadro-Zahl berechnet?

Wie wir wissen, wird die Atommasse in „units“ angegeben. Das hilft, auszurechnen, wie viele Atome in 12g Kohlenstoff enthalten sind.

Gegeben: 1u entspricht 1/12 C-Atom => 1 C-Atom entspricht 12u

Formel: $m_a(\text{C}) = 12 \text{ u}$

Gesucht: $n(\text{C}) = 12\text{g} / (12\text{u} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g/u}) = 1 / 1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g} = \underline{6,022 \cdot 10^{23}}$

Aufgaben:

1. Bestimme die Anzahl an Molekülen, die in 1,8mol Wasserstoff enthalten sind.
2. Ein Chemiker wiegt für einen Schülerversuch 24g Kohlenstoff ab, das entspricht genau 2mol Kohlenstoff. Wie viele Teilchen liegen vor, wenn er dies für 8 Versuchsgruppen macht?
3. Die Zahl 1 Billion scheint für uns sehr groß ($=10^{12}$). Welcher Stoffmenge an Wasser (angegeben in mol) sind nun genau 1 Billion Wassermoleküle?

Zusatzinformationen

<https://de.wikipedia.org/wiki/Stoffmenge>, <https://de.wikipedia.org/wiki/Avogadro>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Avogadro-Konstante>

b) Die Masse von Atomen

Ein Chemiker will natürlich auch wissen, was denn jetzt eigentlich so einzelnes Atom wiegt! Vermutlich weißt Du schon, wie man die Atommasse bestimmt.

Z.B.: ein Cu-Blech wiegt 0,8 g. Eine Messung ergibt, es enthält genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Atome (=1mol)

Wie viel wiegt jetzt ein Atom?

$$m_{(\text{Cu-Atom})} = 0,8 \text{ g} : 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Atome} = \underline{\underline{1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g/Atom}}}$$

Diese Zahl ist natürlich absolut unhandlich und viel zu klein, um damit zu rechnen. Keine Waage der Welt, könnte auch nur annähernd solche Massen wiegen (im Labor sind schon drei Nachkommastellen schwer zu wiegen... an 22 Nachkommastellen, wollen wir da lieber nicht denken :-)

Wir machen es wie der Juwelier³. Wir führen eine eigene Masseneinheit für Atome ein. Die Chemiker haben lange gerätselt, wie sie die neue Einheit nennen können und benannten sie schließlich mit dem englischen Wort für Einheit „unit“.

**Die Einheit der Atommasse ist „unit“.
Im PSE sind die Massen der Atome in units [u] angegeben.**

**Während Dalton noch alle Massen im PSE auf das Gas Wasserstoff bezog, bezieht man heute alle Massen der Elemente auf den Kohlenstoff. Er ist fest und lässt sich leicht wiegen.
Es wurde auf 12u festgesetzt.**

Wie viel g sind jetzt ein u?

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ der Masse des Kohlenstoffatoms} \Rightarrow \underline{\underline{1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}}}$$

³ Die Juweliere führten das „Karat“ ein (1 metrisches Karat = 200 mg (=0,2g))

c) Die molare Masse

Sicher hast Du Dich nun schon gefragt, woher Chemiker überhaupt wissen, wie viele Atome z.B. in einem Stück Kohle enthalten sind?⁴ Vielleicht hilft Dir ein Vergleich, um auf die Lösung zu kommen:

Ein Gedankenexperiment hilft uns dabei: Wie kann man bestimmen, wie viele (gleiche) Centmünzen in einer Streichholzschachtel sind, ohne diese zu öffnen oder die Cent einzeln abzuzählen?

Richtig, man kann sie wiegen! Wenn Du die Masse einer Münze kennst, kannst Du leicht die Anzahl in der Streichholzschachtel durch Division bestimmen:

$$\text{Anzahl Münzen} = \text{Masse aller Münzen} / \text{Masse einer Münze}$$

=> Zusammenhang zwischen Masse und (Stoff)menge:

Wenn 1 Cent 2g wiegt und die Schachtel mit allen Centmünzen 18g wiegt, dann sind 9 Münzen in der Schachtel.

$$\text{Anzahl an Münzen} = \frac{\text{Masse aller Münzen}}{\text{Masse einer Münze}} = \frac{18\text{g}}{2\text{g}} = \underline{\underline{9 \text{ Centmünzen}}}$$

Beziehen wir das nun auf die Massen von Atomen:

Man hat also 12g Kohlenstoff, (z.B. ein kleines Stück Kohle). Man kennt die Masse und möchte nun wissen wie viel Atome es sind.

M = molare Masse [g/mol] (=Umrechnungsfaktor zwischen Masse und Stoffmenge⁵)

m = Masse in g

n = Stoffmenge (also Anzahl an Atomen in mol)

$$\text{Anzahl an Teilchen} = \text{Stoffmenge } n = \frac{\text{Masse aller Teilchen}}{\text{Masse eines Teilchens}} = \frac{m}{M} = n$$

$$\Rightarrow m = M \cdot n$$

$$\Rightarrow M = m / n$$

Die molare Masse ist ein Umrechnungsfaktor zwischen der Masse und der Stoffmenge. Ihr Wert kann leicht aus dem PSE abgelesen werden. Er entspricht dem Wert der Atom- (bzw. Molekül-) Masse. Ihre Einheit ist [g/mol].

=> 1 mol Kohlenstoff hat die molare Masse 12,001 g/mol

=> 12,001 g C entsprechen 1mol

⁴ Kleines Gedankenexperiment: Wenn alle Menschen der Erde gleichzeitig die Atome von nur einem mol Kohlenstoff zählen würden und pro Sekunde 4 Teilchen zählten, so würden sie ca. 1 Million Jahre brauchen!

⁵ Entspricht der Masse eines Centstücks im oberen Bsp.

In der Laborpraxis ist das nun ganz einfach:

Hat man von einem beliebigen Stoff die Stoffmenge 1 mol, enthält diese immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen! Die Atommasse dieser Stoffmenge (von einem mol eines Teilchens) entspricht also immer die Masse dieses Elements in Gramm:

1 mol He-Atome wiegen 4g ($M_{\text{He}} = 4\text{g/mol}$) (1 H-Atom wiegt 1u)
1 mol Sauerstoffgas (O_2) wiegt $2 \cdot 16\text{g}$ ($M_{\text{O}_2} = 32\text{g/mol}$) (1 O-Atom wiegt 16u)

Auch für **Verbindungen** kann die molare Masse angegeben werden. Sie ergibt sich einfach durch Addieren der Atommassen der Elemente, die in einer Verbindung enthalten sind:

z. B.: Bestimme die relative Molekülmasse von Wasser (von Zucker)

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008\text{u} + 16,00\text{u} = \underline{18,016\text{u}}$$

=> 1 mol Wasser wiegt 18g ($M_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{g/mol}$)

$$\begin{aligned} M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) \\ &= (6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16) \text{g/mol} \\ &= \underline{180 \text{g/mol}} \end{aligned}$$

=> 1 mol Zucker ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) wiegt demzufolge 180g.

Zusatzinformationen:

https://de.wikipedia.org/wiki/Molare_Masse

https://de.wikipedia.org/wiki/Mol_Stoffmenge

SI-Einheiten (Système International d'unités)

International hat man sich 1960 auf ein einheitliches Einheitensystem für physikalische Größen geeinigt. Einheiten, welche nicht durch andere Einheiten ausgedrückt werden können, nennt man SI-Einheiten (von frz.: Système international d'unités).

Man hat sieben SI-Basiseinheiten festgelegt. Alle anderen Einheiten, können durch SI-Einheiten ausgedrückt werden (so ist die Maßeinheit von Druck, das Pascal, keine SI-Einheit, sondern eine zusammengesetzte Einheit ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg}/(\text{m}\cdot\text{s}^2)$)).

Größe	Einheitenname	Einheit
Länge	Meter	m
Masse	Kilogramm	kg
Zeit	Sekunde	s
elektrische Stromstärke	Ampère	A
Temperatur	Kelvin	K
Stoffmenge	Mol	mol
Lichtstärke	Candela	cd

Alle internationalen Einheiten werden kleingeschrieben, es sei denn, dass der Name der Einheit von einer Person abgeleitet wurde. Auch „l“ für Liter wird kleingeschrieben!

Das große „L“ für Liter wurde ausnahmsweise als alternatives Einheitenzeichen zugelassen, um Verwechslungen des Buchstabens l mit der Ziffer 1 zu vermeiden. Dies findet man aber vor allem im englischen und französischen Sprachraum.

Zusatzinformationen:

https://de.wikipedia.org/wiki/Internationales_Einheitensystem

Aufgaben zum Thema molare Masse

- Bestimme die molare Masse von: C, H, O, H₂O, HCl, H₃PO₄, C₈H₁₄
- Du kennst nun die Anzahl an Atomen in einem 12g schweren Kohlenstoffstückchen, aber wie viele Atome sind in einem doppelt so schweren Kohlestückchen enthalten? Notiere die Zahl ;-)
- Bestimme die Anzahl an Molekülen in 100,00g Zucker (C₆H₁₂O₆).
- Bestimme die Anzahl an Atomen in 1kg Eisen.
- 10g Magnesium reagieren mit Salzsäure zu einem Gas und einem Salz.
 - Stelle die Reaktionsgleichung auf.
 - Bestimme die Stoffmenge an Magnesium und die Anzahl an Atomen
 - Bestimme beide Werte auch für das Salz.
- Welche Stoffmenge ist in einer mit Wasser gefüllten Badewanne (200l) enthalten? (Dichte von Wasser: $\rho = 1,00 \text{ g/ml}$)
- Befinden sich mehr Atome in 1,00kg Gold oder in 150,00g Aluminium?
- Eine Stoffportion hat eine Masse von 1,52g. Die Stoffmenge beträgt 0,033mol. Wie lautet die molare Masse des unbekanntes Reinstoffs.
- Es ist gewünscht für ein Experiment eine 0,100molare Silbernitratlösung darzustellen. Wie muss man vorgehen? (Tipp: molar bedeutet mol/l)
- Bei der Verbrennung von 1,00l Benzin (entspricht einer Autofahrt von ca. 10-14km) entsteht 2,32kg CO₂. Das entspricht einem Volumen von ca. 1000l! Berechne die Anzahl an entstehenden CO₂-Molekülen.

Lösungen

8)

$$m = 1,52 \text{ g.}$$

$$M = ?$$

$$n = 0,033 \text{ mol}$$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{1,52\text{g}}{0,033\text{mol}} = \underline{\underline{46 \text{ g/mol}}}$$

Die molare Masse der Stoffportion ist 46 g/mol.

9) Ziel: Herstellung einer Lösung mit 0,1 mol/l Silbernitratlösung

$$M_{\text{Silbernitrat}} = 169,87 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Silbernitrat}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Silbernitrat}} = ?$$

$$m = M \cdot n \Rightarrow m = 169,87 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ mol} = \underline{\underline{16,987\text{g Silbernitrat}}}$$

16,987g Silbernitrat müssen also abgewogen werden, um dann im Messzylinder mit destilliertem Wasser auf die 1Liter-Marke gefüllt werden.

Die Dichte

Mit dem Begriff der Dichte haben wir uns schon ganz am Anfang des Chemiekurses beschäftigt. Hier noch einmal das Wichtigste und einige Übungen zur Berechnung.

Die Problemfrage lautet: Wie kann man zwei Körper unterschiedlicher Form hinsichtlich ihres Gewichtes vergleichen?

Eigentlich gar nicht! Ein großer Ordner aus Papier und Pappe wird schwerer sein als ein Eisennagel. Aber ist Papier damit schwerer als Eisen?

Zum exakten Vergleich, muss man immer das Volumen mit in Betracht ziehen, sonst könnte man meinen, Papier sei schwerer als Eisen.

Bestimmung der Dichte:

Ein Körper (z.B. ein Aluminiumstückchen) wird gewogen und sein Volumen bestimmt (z.B. durch Ansteigen von Flüssigkeit in einem Standzylinder.).

Durch Wiegen und Verdrängung von Wasser im Messzylinder kann immer das Volumen eines Körpers und somit seine Dichte leicht bestimmt werden.

Es gilt: 1l entspricht 1000cm³.

Die Dichte (Formelzeichen: ρ (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse (m) eines Körpers zu seinem Volumen (V). Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Die Einheit der Dichte ist kg/m³

Oft ist die Dichte jedoch in g/cm³ angegeben.

Manchmal wird die Dichte auch als spezifisches Gewicht ausgedrückt⁶.

⁶ Die Dichte sollte aber nicht mit dem spezifischen Gewicht verwechselt werden; diese ist zwar sehr ähnlich zur Dichte, unterscheidet sich aber in einem Punkt: Während bei der Dichte das Volumen im Verhältnis zur Masse steht, geschieht dies beim spezifischen Gewicht mit dem Volumen und der Gewichtskraft. Weil Masse und Gewicht aber gleichgesetzt sind, entfällt der geringfügige, zahlenmäßige Unterschied zwischen Dichte und spezifischem Gewicht.

Einige Dichten bei Normaldruck in der vorgeschriebenen SI-Einheit

Stoff	Dichte in g/cm ³
Platin	21,45
Gold	19,32
Wolfram	19,25
Uran	18,05
Quecksilber	13,59
Blei	11,34
Silber	10,49
Wismut	9,8
Kupfer	8,95
Nickel	8,9
Konstantan	8,8
Kadmium	8,6
Messing	8,5
Bronze	8
Eisen	7,86
Stahl	7,8
Zinn	7,28
Zink	7,13
Chrom	6,92
Titan	4,5
Kohlenstoff	3,51
Aluminium	2,7
Glas	2
Silizium	2,33
Schwefel	2,07
Beton	2
Phosphor	1,82
Beryllium	1,8
Magnesium	1,73
Sand	1,65 (je nach Typ bis 2,1)
Meerwasser	1,03
Wasser (bei 3,98 °C)	1
Eis (bei 0 °C)	0,92
Holz	0,90 (je nach Typ bis 1,1)
Schmieröl	0,9
Alkohol/ Spiritus	0,79
Benzin	0,68
Kalium	0,68
Schaumstoff	0,02
Kohlenstoffdioxid	$1,250 \cdot 10^{-3}$
Luft	$1,290 \cdot 10^{-3}$

Umfangreiche Tabellen unter:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Dichte>

https://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung_Chemie/_Dichte_fester_Stoffe

https://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung_Chemie/_Dichte_flüssiger_Stoffe

https://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung_Chemie/_Dichte_gasförmiger_Stoffe

Aufgaben zum Thema „Dichte“

1. Kennst du das Märchen „Hans im Glück“, in dem Hans einen Goldklumpen geschenkt bekommen hat, der so groß wie sein Kopf ist (Volumen etwa 4 dm^3)? Wie schwer war der Goldklumpen eigentlich, den Hans einfach in ein Tuch wickelte und dann über die Schulter warf, um zu gehen?
2. Du vergleichst je 1kg Benzin, Öl und Wasser in Messbecher eingefüllt. Welche Flüssigkeitsmenge ist jeweils enthalten?
3. Für eine Sporthalle soll ein Fundament mit der Fläche $20\text{m} \cdot 60\text{m}$ mit der Dicke von 80cm mit Beton ausgegossen werden. Wie groß ist die Masse des erforderlichen Betons?
(Dichte Beton = $2,0 \text{ g/cm}^3$)
4. Kann man 9kg Quecksilber in eine 0,7l-Wasserflasche Flasche füllen?
5. Eine Sprudelflasche ist mit 1l Wasser gefüllt und hat die Masse 1,40 kg. Welche Masse hat das Glas der Flasche?
6. Ein Wassertransporter der Feuerwehr hat ein Fassungsvermögen von 10 000,00 l. Das Fahrzeug wiegt leer 4,5t. Bestimme die Masse des mit Wasser beladenen Fahrzeugs. (1l Wasser = $1 000 \text{ cm}^3$).
7. Ein Transporter ist auf dem Weg zur Baustelle 30,00 cm hoch mit Betonplatten belegt. Wie hoch könnte man ihn bei gleichem Gewicht mit Schaumstoff beladen?
8. a) Bestimme die Stoffmenge an Chlorwasserstoff, welche sich in einem Liter einer 37%igen Salzsäure befindet.⁷ (Dichte von 37%iger Salzsäure = $1,19 \text{ g/cm}^3$)
b) Im Labor geht man oft den umgekehrten Weg. Aus einer Flasche mit konzentrierter (also 37%iger) Salzsäure soll eine 1molare (also 1 mol/l) Lösung hergestellt werden. Wie muss man vorgehen?

⁷ Salzsäure entsteht bei der Reaktion von gasförmigen Chlorwasserstoffgas (HCl) mit Wasser. Deshalb ist eine Konzentration größer als 37% auch nicht möglich! D.h. 37%ige Salzsäure ist maximal konzentrierte Salzsäure!

Lösungen

1.
 $V = 4\text{dm}^3 = 4 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$
 $\rho = 13,3 \text{ g/cm}^3$
 $m = ?$

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V \Rightarrow 4 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \cdot 13,3 \text{ g/cm}^3 = 77,2\text{kg} \text{ (bissel schwer, für die Schulter ;-)}$$

2.
 $\rho_{\text{Benzin}} = 0,7 \text{ g/cm}^3$
 $\rho_{\text{Öl}} = 0,9 \text{ g/cm}^3$
 $\rho_{\text{Wasser}} = 1 \text{ g/cm}^3$

Vergleicht man nun jeweils 1 kg jeder Substanz, so benötigt die Substanz mit der geringsten Dichte das meiste Volumen.

$$\Rightarrow V_{\text{Benzin}} = 0,7\text{l}$$

$$V_{\text{Öl}} = 0,9\text{l}$$

$$V_{\text{Wasser}} = 1\text{l}$$

3.
 $V = 960 \text{ m}^3$
 $\rho = 2,0 \text{ g/cm}^3$ entspricht 2000kg/m^3
 $m = ?$

$$m = \rho \cdot V = 2000 \text{ kg/m}^3 \cdot 960 \text{ m}^3 = \underline{\underline{1920000\text{kg}}}$$

Es werden 1920t Beton benötigt... Hut ab, das ist ein echt schwerer Boden...

4.
 $\rho_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ g/cm}^3$
 $m_{\text{Hg}} = 9000\text{g}$
 $V = ?$

$$V = m/\rho = 9000\text{g} / 13,6 \text{ g/cm}^3 = 661 \text{ cm}^3$$

=> Ja, man kann es in eine 0,7l Flasche einfüllen.

5.
 $V_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{l}$
 $m_{\text{Flasche}} = 1,4\text{kg}$
 $V = ?$

$$\rho_{\text{Wasser}} = 1\text{g/cm}^3$$

$$\rho_{\text{Glas}} = 2,5 \text{ g/cm}^3$$

$$\Rightarrow \text{Masse des Wassers} = m_{\text{Wasser}} = \rho \cdot V$$

$$= 1\text{g/cm}^3 \cdot 1000\text{cm}^3 \Rightarrow 1\text{l Wasser hat eine Masse von } 1000\text{g} \Rightarrow \text{Die leere Flasche wiegt } 400\text{g.}$$

8a) Zuerst berechnet man die Konzentration einer 37%igen Salzsäure:

$$M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ g/mol}$$

$$\text{Dichte}_{\text{HCl}} : 1,19 \text{ g/cm}^3$$

Aus der Prozentangabe weiß man, dass in 1000g 37%iger Salzsäure also 370g HCl-Gas gelöst sind. Aber wie viel ist das pro Liter?

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow \rho \cdot V = m \Rightarrow m = 1,19 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1190 \text{ g}$$

Ein Liter 37%ige Salzsäure wiegt also 1190g! 37% davon sind also $1190 \text{ g} \cdot 0,37 = \underline{\underline{440,3 \text{ g}}}$

Diesen Wert können wir nun in die Gleichung zur molaren Masse einsetzen:

$$n_{\text{HCl}} = ?$$

$$m_{\text{HCl}} = 440,3 \text{ g}$$

$$M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ g/mol}$$

$$n = m / M \Rightarrow n = 440,3 \text{ g} : 36,46 \text{ g/mol} = \underline{\underline{12,07 \text{ mol}}} \text{ (gilt für einen Liter!)}$$

37%ige Salzsäure besitzt eine Molkonzentration von ca. 12 mol/l.

8b) Aus dieser 37%igen Salzsäure soll eine 1molare Lösung hergestellt werden. Aus a) wissen wir, dass ein Liter 12mol enthält. Welches Volumen braucht man also für 1 mol?

Rrrichtig: $1/12 \text{ l} = 0,0833 \text{ Liter :-)}$

Damit man ein Liter dieser verdünnten Lösung bekommt, muss man 0,0833 Liter 37%ige Salzsäure mit Wasser auf 1 Liter Lösung auffüllen!

Avogadro's Gasgesetz und seine Anwendung

Der italienische Graf Amedeo Avogadro (1776-1856) war zugleich Physiker und Chemiker und führte Untersuchungen mit Gasen durch. Ihn beschäftigte vor allem die Frage nach dem Volumen von Gasen. Durch seine Forschungen gelangte er schließlich zu einem erstaunlichen Gesetz:

Satz des AVOGADRO:

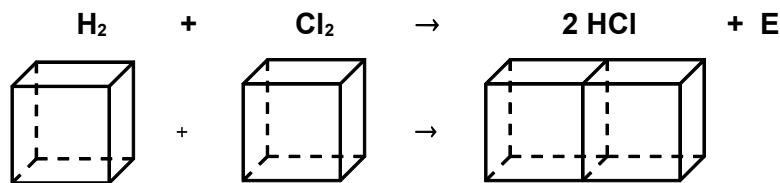
Verschiedene Gase haben bei gleichem Druck und gleicher Temperatur das gleiche Volumen und enthalten somit die gleiche Anzahl an Teilchen (Molekülen oder Atomen).

Mit diesem Wissen ausgestattet, stellte er weitere Forschungen an und bestimmte nun die (relative) Atommasse von gasförmigen Elementen. Dies hatte wegen der schlechten Verfügbarkeit und der schwierigen Handhabbarkeit vor ihm noch niemand versucht.

Er definierte die so genannte **Avogadro-Konstante**⁸, nach der in einem Mol, die Anzahl von genau $6,0221367 \cdot 10^{23}$ Molekülen oder Atomen angibt. Heute spricht man auch von „Stoffmenge“. Avogadros Forschungen waren zwar derart grundlegend und wichtig, dennoch waren sie zu seiner Zeit sehr umstritten. Heute weiß man, dass ein Mol einer Substanz stets dieselbe Anzahl von Teilchen hat, unabhängig davon, ob sie fest, flüssig oder gasförmig vorliegt. (Zusatzinformationen unter <https://de.wikipedia.org/wiki/Avogadro>)

Konsequenzen und Anwendung des Avogadro's Gasgesetzes: Die Chlorknallgas-Reaktion

1l Wasserstoffgas [H₂] enthält genau so viele Wasserstoffmoleküle, wie 1l Chlorgas Cl₂ - Moleküle



d.h.: $1\text{l} = x \text{ mol H}_2 + 1\text{l} = x \text{ mol Cl}_2 \rightarrow 2 \cdot 1\text{l} = 2 \cdot x \text{ mol HCl} + \text{E}$

Konsequenzen: Das bedeutet, dass das Massenverhältnis $m(\text{H}) : m(\text{Cl})$ sich durch einfaches Wägen der beiden Gasportionen und Dividieren der erhaltenen Ergebnisse durch den kleineren Massenwert ermitteln lässt:

$$\frac{m(\text{H})}{m(\text{Cl})} = \frac{1}{35}$$

=> Ein Chloratom ist also 35mal schwerer, als ein Wasserstoffatom. So kann man die Atommassen relativ zueinander bestimmen:

$$\Rightarrow M_{(\text{H})} = 1\text{u} \quad M_{(\text{Cl})} = 35\text{u} \Rightarrow \underline{1\text{u} = 1,661 \cdot 10^{-24}\text{g}}$$

Auf diesem Wege lassen sich die relativen Atommassen aller verdampfbaren Elemente ermitteln.

Anwendung: Mit „units“ zu rechnen ist im Alltag allerdings nicht immer praktikabel, da nur wenige Menschen dies verstehen. Die gebräuchliche und auch im Laboralltag angewendete Masseneinheit ist nicht das „unit“, sondern das „Gramm“. Ersetzt man also bei den Atommassenangaben die Einheit „unit“ durch „Gramm“, so erhält man von jedem Element eine genaue **Stoffmenge (n)**, die der Chemiker als **1mol** dieses Elements bezeichnet. Die dazugehörige Masse wird als **Molare Masse (M)** bezeichnet und besitzt die Einheit **g/mol**.

$$M_{(\text{H})} = 1,0 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{Cl})} = 35,5 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{HCl})} = 36,5 \text{ g/mol}$$

=> **1mol Chlorwasserstoffgas hat ein Gewicht von 36,5g**

⁸Die Avogadro-Konstante wird in Gleichungen als N_A angegeben, manchmal auch als L (Loschmidt-Zahl)

Molares Volumen (V_M)

Nun müssen nur noch die Regeln für Gase aufgestellt werden, dann hast Du bereits alles Wichtige gelernt. Bei Gasen gab es ja eine Besonderheit, die Avogadro entdeckt hatte.

Stell Dir vor: Ein Gas nimmt bei 0°C und 1013 hPa ein Volumen von 1,4 l ein. Könnte man die vorhandene Stoffmenge bestimmen, obwohl man nicht weiß welches Gas vorliegt? (Vergleich: zwei gefüllte Luftballons).

Die Frage, die sich stellt: Gibt es einen Umrechnungsfaktor zwischen Volumen und Stoffmenge?

Bedenke:

Wenn gleiche Volumen **verschiedener** Gase unter gleichem Druck und gleicher Temperatur immer die gleiche Anzahl von Teilchen enthalten (Gesetz des Avogadro), so besitzt doch die **Stoffmenge 1 mol** aller Gase unter gleichen Bedingungen auch immer das **gleiche Volumen**, oder?

=> Bei gleichem Volumen ist unabhängig vom Gas immer die gleiche Stoffmenge vorhanden.

Nur welche Stoffmenge ist dies?

$$\begin{aligned} \text{es gilt:} \quad & V \text{ (eines Gases)} \quad \sim \quad n \\ \Rightarrow & V \quad = \quad n \cdot V_M \end{aligned}$$

V_M = molares Volumen [l/mol]

$$\Rightarrow V = n \cdot 22,4 \text{ l/mol}$$

$$\Rightarrow n = 10 \text{ l} / 22,4 \text{ l/mol} = \underline{0,45 \text{ mol}}$$

Das molare Volumen ist ein **Umrechnungsfaktor** zwischen Stoffmenge und Volumen. Für Gase⁹ hat es bei Normalbedingungen (0°C und 1013 hPa) immer den Wert 22,4 l/mol.

=> Das molare Volumen V_M ist für Gase eine unveränderbare Konstante: $V_M = 22,4 \text{ l/mol}$
=> 22,4 l eines beliebigen Gases enthalten 1mol Teilchen.

Beachte: der genaue Wert gilt nach Avogadro nur für Normalbedingungen:

Molare Volumen bei Normalbedingungen (0°C (=273K), 1013,25 hPa) = 22,413996 l/mol

Im Labor sind allerdings höhere Temperaturen üblich, deshalb rechnet man hier oft mit den angepassten Standardbedingungen:

Molare Volumen bei Standardbedingungen (25°C (=298K), 1013,25 hPa) = 24,4640424 l/mol

Beispielaufgabe:

Welches Volumen nehmen 10mol Wasserstoff (bzw. 10l Erdgas?) ein?

$$V = V_M \cdot n = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 10 \text{ mol} = 224 \text{ l} \text{ (das gilt für alle Gase!)}$$

Zusatzinformationen:

https://de.wikipedia.org/wiki/Molares_Volumen

<https://de.wikipedia.org/wiki/Normalbedingungen>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Standardbedingungen>

⁹ bei Flüssigkeiten ist der Wert stoffspezifisch

Aufgaben zum Thema „molares Volumen“

Für alle Rechnung mit Gasen gelten, sofern nicht anders angegeben, Normalbedingungen!

1. a) Wie viel Teilchen befinden sich in einem mit einem Atemzug leicht aufgeblasenen Luftballon (pro Atemzug kann man ca. 500,00ml ein- und ausatmen => Pro Minute ca. 8l).
b) Macht es dabei einen Unterschied, ob man mit Sauerstoff, Luft oder Stickstoff rechnet?
c) Wie viele Teilchen sind das Pro Tag?
2. Wie viel Liter Wasserstoffgas werden benötigt, um 10mol HCl zu bilden? Verwende als Reaktionspartner Chlorgas.
3. Ein Luftballon enthält 5,00l Helium.
a) Berechne die Stoffmenge sowie die Anzahl der tatsächlich enthaltenen Atome
b) Wie groß ist die Masse, wenn der Luftballon selbst 11,00g wiegt. Warum steigt er dennoch auf?
4. Magnesium wird mit einer schwachen Salzsäure vermischt. Es entsteht ein Gas.
a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme die Formel und den Namen des Gases
b) Welches Gasvolumen entsteht bei Verwendung von 10,0g Magnesium?
5. 2,24l Wasserstoff werden entzündet.
a) Welches Sauerstoffvolumen ist notwendig, damit die Reaktion vollständig abläuft
b) Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne die Reaktion.
c) Wie viele Moleküle des Produkts entstehen?
d) Das Produkt entsteht als Gas. Welches Volumen wird es haben.
e) Warum ist das Ergebnis aus d) sehr ungenau?
6. Stelle das Salz Zink(II)-chlorid her. Verwende dazu die passende Säure und ein Element.
a) Stelle die Reaktionsgleichung auf.
b) Wie groß ist die Masse des Elementes, die notwendig ist, um mindestens 4,00l des zweiten gasförmigen Produkts zu bilden?
7. Ein unbekanntes Gas hat laut einem Experiment die Dichte von $\rho=1,96 \text{ g/cm}^3$. Wie lautet die molare Masse des unbekanntes Reinstoffes? Wie heißt das Gas?

Spickzettel: Übersicht zum Rechnen mit chemischen Größen**Symbole und Einheiten**

Größe	Symbol	Einheit
Stoffmenge	n	mol
Masse	m	g
Atommasse	m	u
Molare Masse	M	g/mol
Volumen	V	l
Molares Volumen	V _m	l/mol
Avogadrozahl	N _A	mol ⁻¹
Stoffmengenkonzentration	c	mol/l

Zusammenhänge**Stoffmenge (n) und Molare Masse (M):**

$$n \text{ (mol)} = m / M$$

$$\Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\Rightarrow n = m / M$$

Stoffmenge (n) und Molarem Volumen (V_M):

$$V_M = V / n$$

$$\Rightarrow n = V / V_M$$

$$\Rightarrow V = V_M \cdot n$$

Stoffmenge (n) und Konzentration (c):

$$c = n / V(\text{Lösung})$$

Dichte:

$$\delta = m / V$$

$$\Rightarrow \delta \cdot V = m$$

molare Masse und molares Volumen:

$$\Rightarrow m/M = V/V_M$$

$$\text{bzw: } n \cdot M = \delta \cdot V$$

Gruppenarbeit: Aufgaben mit abgestuften Niveau**Aufgaben mit mittlerem Niveau:**

1. Wie groß ist die molare Masse von: H, O, H₂O, HCl, H₃PO₄?
2. Wie viele Atome sind in 6g Zucker enthalten?
3. 5g Calcium reagieren mit Salzsäure zu einem Gas und einem Salz.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf.
 - b) Bestimme die Stoffmenge an Calcium.
 - c) Bestimme beide Werte auch für das Salz.
4. Eine Stoffportion hat eine Masse von 1,52g. Die Stoffmenge beträgt 0,033mol. Wie lautet die molare Masse des unbekanntes Reinstoffes? Um welchen Stoff handelt es sich?

Hilfen für Aufgaben mit mittlerem Niveau:

1. Die molare Masse kann im PSE abgelesen werden.
 2. Die Anzahl an Atomen kann über die Stoffmenge bestimmt werden. Errechne zuerst diese Stoffmenge und wandle dann mit der Avogadrozahl um.
 3. Das Salz ist Calciumchlorid. Wie bestimmt man seine Formel?
 4. Schau mal im PSE, ob Du die molare Masse zuordnen kannst... ;-)
-

Aufgaben mit hohem Niveau:

1. Wie groß ist die molare Masse von: H, O₂, H₂O, HNO₃, H₃PO₄, C₈H₁₄, C₆H₁₂O₆?
2. Wie viele Atome sind in 6g Zucker enthalten? Wie viele in 60g?
3. Überprüfe: 1000000 Millionen Moleküle Pb sind schwerer als 10 000 000 Moleküle Aluminium
4. 5g Calcium reagieren mit Salzsäure und bilden dabei zwei Produkte, von denen eines ein Salz ist.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme die Stoffmenge an Calcium und die Anzahl an Atomen
 - b) Bestimme beide Werte auch für das Salz.
5. Eine Stoffportion hat eine Masse von 1,52g. Die Stoffmenge beträgt 0,033mol. Bestimme über die molare Masse den Namen des Stoffes.

Hilfen für Aufgaben mit hohem Niveau:

1. Die molare Masse kann im PSE abgelesen werden.
 2. Die Anzahl an Atomen kann man aus dem Produkt aus molarer Masse und Avogadrozahl bestimmt werden.
 3. Berechne die beiden Massen unabhängig voneinander.
 4. Ein Produkt ist Wasserstoff.
 5. Siehe PSE ;-)
-

Aufgaben mit Expertenniveau:

1. 5,00g Calcium reagieren mit Salzsäure und bilden dabei zwei Produkte, von denen eines ein Salz ist.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme die Stoffmenge an Calcium und die Anzahl an Atomen.
 - b) Bestimme beide Werte auch für das Salz.
2. 1,000kg Gold und 150,00g Aluminium werden verglichen. Treffe Aussagen hinsichtlich molarer Masse, der Stoffmenge (in welcher Stoffportion befinden sich mehr Atome?) und der Teilchenanzahl.
3. Eine Stoffportion hat eine Masse von 1,52g. Die Stoffmenge beträgt 0,033mol. Bestimme den Namen des Stoffes.
4. Es ist gewünscht für ein Experiment eine 0,1molare Silbernitratlösung darzustellen. Wie muss man vorgehen? (Tipp: molar bedeutet mol/l)
5. Bei der Verbrennung von 1,00l Benzin (entspricht einer Autofahrt von ca. 10-14km) entsteht 2,32kg CO₂. Das entspricht einem Volumen von ca. 1000l! Wie viele Moleküle CO₂ entstehen?

Hilfen für Aufgaben mit Expertenniveau:

1. Erdalkalimetalle bilden mit Säureresten oft Salze.
2. Berechne zuerst, soweit noch notwendig n, m, M
3. Berechne die molare Masse und vergleiche mit dem PSE.
4. Bedenke, 1l Wasser entspricht 1000ml, diese wiegen 1000g.

Bestimmung der Größe von Ölsäuremolekülen

Ölsäure ist eine Substanz, die sich auf Wasser so lange fein verteilt, bis eine Schicht entsteht, bei der ein Molekül neben einem anderen liegt und keine Stapel mehr vorliegen. Die Höhe dieser Schicht ist also genauso hoch, wie der Durchmesser eines Moleküls.

Um diesen zu bestimmen, wird Ölsäure 1/ 2000 in Benzin verdünnt!

V: 0,1cm³ Ölsäure wird in 200 cm³ Benzin verdünnt. Davon wird 1 cm³ abgefüllt und durch Zählen der Tropfen einer Pipette bestimmt, wie viel Tropfen dies entspricht (ca. 72):

1 Tropfen entspricht dann ca. $0,7 \cdot 10^{-5}$ cm³ Ölsäure.

Gemessen wird dann die Fläche, die ein solcher Tropfen auf einer Wasseroberfläche hat (mit Korkspänen und Millimeterpapier).

Berechnung: $V = F \cdot h$

Welche Informationen liefert eine Reaktionsgleichung?

Wenn wir jetzt alles aus diesem Kapitel zusammenfassen, dann lässt sich nun viel mehr aus einer Reaktionsgleichung ablesen, als Du vermutlich bis jetzt vermutet hast!

Eine kleine Warnung: Auch wenn das beim ersten Lesen jetzt recht einfach und trivial wirkt, so sind die dahinter liegenden Aussagen es nicht! Denke einmal Zeile für Zeile über diese Aussagen nach!

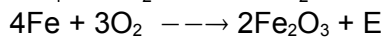
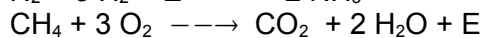
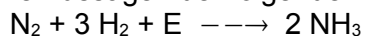
Reaktionsgleichung:	O₂	+	2 H₂	---->	2 H₂O
Qualitative Aussage:	Sauerstoff	+	Wasserstoff	---->	Wasser
Quantitative Aussagen:					
Mengen:	1 Molekül O₂ 1 mol O₂	+	2 Moleküle H₂ 2 mol H₂	---->	2 Moleküle H₂O 2 mol H₂O
Masse:	1 · 32 u 1 · 32 g	+	2 · 2 u 2 · 2 g	---->	2 · 18 u 2 · 18 g
Volumen (bei Gasen):	1 · 22,4 l	+	2 · 22,4 l	---->	2 · 22,4 l

Hinweis: Die beteiligte Energie der Reaktion kann zusätzlich noch angegeben werden. Die Angabe dieser Energie (auch Reaktionsenthalpie genannt) ermöglicht Aussagen und Berechnungen zu exakten Energiebeteiligung:



Aufgaben:

1. Nenne Aussagen der folgenden Reaktionsgleichungen.



2. Bei der Verbrennung von 10g Schwefel entsteht der Feststoff SO₃.

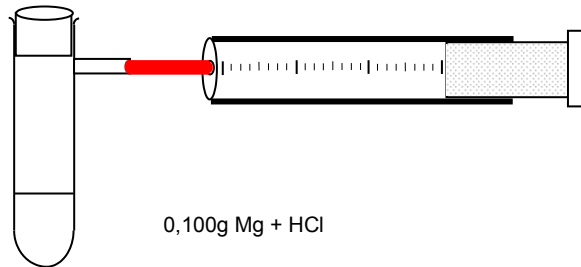
a) Stelle die Reaktionsgleichung auf

b) Wie viel Produkt entsteht aus 10g Schwefel?

c) Wie viel Sauerstoff wurde bei dieser Verbrennung benötigt?

Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

V: In einem Reagenzglas mit seitlichem Auslassrohr bzw. einem mit durchbohrtem Stopfen werden 0,100g Mg gefüllt und mit ca. 5cm HCl überschichtet. Das Reagenzglas wird sofort verschlossen und das Gas (vorsichtig) mit einem Kolbenprober aufgefangen. Die Gasmenge wird bestimmt und anschließend berechnet, ob man das komplette Gas aufgefangen hat.



B: Das Gemisch wird warm, ein Gas bildet sich, es entstehen ...ml Gas

S: Magnesium reagiert unter Wärmebildung mit Salzsäure. Die entstehende Wärme erwärmt die Flüssigkeit.



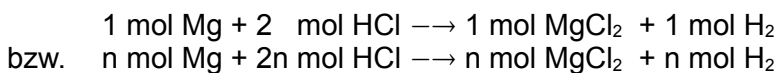
Berechnung: Welches Volumen müsste theoretisch entstehen?

Gesucht: $V(\text{H}_2) = ?$

gegeben: $V_m = 22,4 \text{ l/mol} \Rightarrow$ die Berechnung mit $V = V_m \cdot n$ ist nicht möglich, da n nicht gegeben ist.

Aus den Aussagen der Reaktionsgleichung folgt aber, dass die Stoffmengen der Ausgangsstoffe und die Stoffmengen der Produkte miteinander im angegebenen Verhältnis stehen.

Das heißt:



Mit anderen Worten, wenn man die Stoffmenge von Mg kennt, dann weiß man auch die Stoffmenge des entstehenden H_2 .

$$m(\text{Mg}) = 0,100\text{g}$$

$$M(\text{Mg}) = 24,305\text{g/mol}$$

$$n(\text{Mg}) = \text{gesucht} = n(\text{H}_2) \Rightarrow n = m/M$$

$$\Rightarrow \frac{0,100\text{g}}{24,305\text{g/mol}} = \underline{\underline{0,0041\text{mol Mg bzw. H}_2}}$$

Dieser Wert wird nun in die erste Gleichung eingesetzt und man erhält:

$$V = V_m \cdot n = 22,413\text{mol/l} \cdot 0,0041\text{mol} = \underline{\underline{0,0922\text{l} (= 92,2\text{ml}) \text{H}_2 \text{ entstehen tatsächlich.}}}$$

Übungen des stöchiometrischen Rechnens I

Aufgaben zur „molaren Masse“:

Formel molare Masse:

1. Ein Taucher hat einen Eisengürtel von 2,000kg.
 - a) Welche Stoffmenge ist in 2,000kg Eisen enthalten?
 - b) Was wiegt die gleiche Stoffmenge, wenn der Gürtel aus Blei wäre?
2. Ein Stecknadelkopf enthält 0,0018mol Eisenatome. Wie schwer ist er?
3. 1,99 mol eines unbekanntes Gases wiegen 32,03g. Bestimme die molare Masse und den Namen des Gases.
4. 20,00g Magnesium reagieren mit Salzsäure. Bestimme mithilfe der Reaktionsgleichung die Produkte und bestimme dann die Stoffmenge und die Masse des entstehenden Gases.
5. Bestimme die Masse von 2,81690mol Chlorgas. Bestimme die Stoffmenge der gleichen Masse Helium.
6. Die Sonne besteht zu $\frac{3}{4}$ aus Wasserstoff und $\frac{1}{4}$ aus Helium. Ihre Masse beträgt $1,98 \cdot 10^{33}$ g. Bestimme die vorhandene Stoffmenge der beiden Gase.

Formel molares Volumen:

Aufgaben zum „molaren Volumen“:

(Für alle Berechnungen gelten Normalbedingungen)

7. Ein Liter Benzin setzt 55,00mol Kohlenstoffdioxid frei (ca. 10km Autofahrt!). Welcher Masse CO_2 entspricht das und wie viel Litern Gas entspricht das?
8. a) In einer Neonröhre befinden sich 200,00ml Neon. Wie groß ist die Stoffmenge?
b) Wenn das Gas beim Öffnen einer Neonröhre entweicht, dringt Luft ein. Wie viel mol Luft sind eingedrungen?

Aufgaben zur „molaren Masse und dem „molaren Volumen“:

Formel:

9. a) Welche Masse haben 2,00mol Sauerstoff?
b) Welche Masse haben 10,00l Sauerstoff?
c) Wie viel Moleküle sind in 10,00l Sauerstoff enthalten?
d) Wie viel Moleküle sind in 10,00g Sauerstoff enthalten und welches Volumen nehmen sie ein?
10. Welche Stoffmenge ist in 100,00g Kohlenstoffdioxid enthalten?
11. 0,125 g eines Gases nehmen ein Volumen von 1,400 l ein.
 - a) Wie groß ist die molare Masse?
 - b) Um welches Gas handelt es sich?
12. 2,456 g eines Gases nehmen ein Volumen von 2,000l ein. Um welches Gas handelt es sich?

Aufgaben zur „mol. Masse, dem „mol. Volumen“ und der Dichte:

Formel der Dichte:

13. Erstelle eine Formel in der die Dichte, das Volumen, und die molare Masse auftauchen.
14. Welche Dichte hat Kohlenstoffdioxid bei Normalbedingungen?
15. Ein Wassertropfen an einem Blatt wird gewogen. Seine Masse beträgt genau 1,80mg.
 - a) Wie viel Wassermoleküle sind enthalten?
 - b) Mit einer besonderen Technik werden alle Wassermoleküle markiert. Der Tropfen wird dann in den Starnberger See geschüttet (der See hat ca. 2,70 Billionen Liter Inhalt). Der See wird gut vermischt und man entnimmt an einer beliebigen Stelle genau einen Milliliter. Wie viele der ursprüngliche markierte Moleküle würde man dann in einem Milliliter des Starnberger Sees wieder finden? ;-)

Aufgaben zur „Konzentration“:

Formel der Konzentration:

16. Welches Wasservolumen ist notwendig, damit 0,50 mol Zucker eine Konzentration von 10 mol/l haben?
17. 1 Liter hochkonzentrierte Salzsäure (12 mol) soll mit Wasser so verdünnt werden, dass eine verdünnte Salzsäure mit einer Konzentration von 0,5 mol/l entsteht. Bestimme das notwendige Volumen an Wasser.
18. Eine Teetasse mit 0,15 l Fassungsvermögen enthält genau 80,0 ml Tee. Es werden zwei Zuckerwürfel mit jeweils 3 g Traubenzucker zugefügt. Die Formel für Traubenzucker ist $C_6H_{12}O_6$.
- Bestimme die Stoffmenge des Zuckers.
 - Bestimme die Konzentration an Zucker im Tee.
19. Es sollen 100 ml isotonische Kochsalzlösung mit einer Konzentration von 120 mmol/l (= 0,12 mol/l) zum Aufbewahren von Kontaktlinsen hergestellt werden. Berechne die notwendige Masse.
20. Konzentrierte Schwefelsäure hat eine Konzentration von ca. 18,00 mol/l
- Welche Stoffmenge befindet sich in 50,00 ml konzentrierter H_2SO_4 ?
 - Nun werden diese 50,00 ml auf einen Liter mit Wasser aufgefüllt. Hat sich die Stoffmenge geändert? Bestimme auch die neue Konzentration.
21. Für diese Aufgabe musst Du eine neue Formel „erfinden“:
Damit Fische im Aquarium atmen können muss Sauerstoff gelöst sein. Bei 20°C sind 0,0091 g O_2 in einem Liter Wasser gelöst. Bestimme die Konzentration.

Zusatzübungen des stöchiometrischen Rechnens

1. In einem Luftballon befinden sich 2 Liter Helium. Wie viele Atome sind enthalten? Wie viele Sauerstoffatome befinden sich in einem Luftballon mit dem gleichen Volumen, wenn 100% Sauerstoff enthalten sind? Wie viele, wenn Luft enthalten ist?
2. Wenn Zink mit Salzsäure reagiert, entsteht ein brennbares Gas. Stelle die Reaktionsgleichung auf und berechne die notwendige Zinkmasse, damit mindestens 500ml Gas entstehen.
3. In einer Flasche „Chianti“ sind 0,75l Rotwein enthalten. Auf dem Etikett steht unten die Angabe, das 12,00 Volumenprozent Alkohol enthalten sind. Berechne das Volumen an Alkohol in Litern? Warum ist die Angabe nicht in Massenprozent?
4. Ein normaler Atemzug enthält ca. 0,50l Luft.
 - a) Wie viele Sauerstoffmoleküle werden pro Atemzug eingeatmet? (Bedenke: Luft \neq Sauerstoff).
 - b) Durch die Zellatmung reagiert dieser Sauerstoff mit vorher gegessenem Traubenzucker ($C_6H_{12}O_6$). Stelle die Reaktionsgleichung auf und berechne die Traubenzuckermasse, die mit einem Atemzug umgesetzt wird.
 - c) Bei der Zellatmung entstehen zwei Gase, welche ausgeatmet werden. Wie groß ist das entstehende Volumen der ausgeatmeten Stoffe?
 - d) Ein erwachsener Mensch atmet pro Tag ca. 500,00l Kohlenstoffdioxid aus. Welche Masse hat dieses Gasvolumen?
5. Es sollen 10ml Salzsäure (enthalten $n = 0,001 \text{ mol/l}$) mit Kalkwasser neutralisiert werden. (Kalkwasser ist eine wässrige Lösung von Calciumhydroxid).
 - a) Berechne die notwendige Stoffmenge in mol an Calciumhydroxid, die notwendig ist.
 - b) Wie viel Calciumcarbonat muss zur Herstellung der notwendigen Menge Calciumhydroxid abgewogen werden?
 - c) Welche Produkte entstehen?
6. Aus 10,00l Wasserstoffgas und 10,00l Chlorgas entsteht bei einer Reaktion Chlorwasserstoffgas. Aber wie viel Liter entstehen?
7. Ein unbekanntes Gas wird im Labor untersucht. Durch Vergleiche und eine sehr feine Waage bestimmt man die Dichte bei Normalbedingungen mit $0,00196 \text{ g/cm}^3$. Bestimme die molare Masse und so den Namen des Gases.
8. Welches Volumen benötigen 3,222 mol eines Gases unter Normalbedingungen?
9. In einem Versuch wird gemessen, dass eine Stoffportion eines unbekanntes Stoffes mit der Masse 1,52 g eine Stoffmenge von 0,033 mol enthält. Um welchen Stoff handelt es sich?
10. Bestimme die Stoffmenge, welche in 3,13 g Glykol ($C_2H_6O_2$) enthalten sind. Dann berechne die Anzahl an den Atomen C, H und O in 3,13 g Glykol?
11. Bestimme die Stoffmenge und die Anzahl an Molekülen, welche in 3,75g eines 75% Schwefelsäure (H_2SO_4) enthalten sind.
12. Eisensulfid entsteht, wie Du ja noch weißt, durch die Vereinigung von Eisen und Schwefel. Dabei sollte theoretisch für jedes Atom Eisen auch ein Atom Schwefel vorhanden sein. Wenn man nun aber 11,2g Eisen verwendet und eine unbekannte Menge Schwefel vorliegt und man so nur 5,4g Eisensulfid erhält, dann war nicht genügend Schwefel vorhanden. Wie groß ist in diesem Fall die Ausbeute an Eisensulfid in Prozent der theoretisch möglichen Ausbeute?
 - a) 75 %
 - b) 54 %
 - c) 48 %
 - d) 31 %
 - e) 25 %
13. Welche der folgenden Aussagen ist nicht richtig? (Tipp: $1l = 0,001m^3$)
 - a) wiegen 258g.
 - b) kann man aus 1000l Luft herstellen.
 - c) enthalten rund $9,7 \cdot 10^{24}$ Sauerstoffatome.
 - d) benötigen genau 16,3g Wasserstoff um damit vollständig zu Wasser zu reagieren.
 - e) haben eine Dichte von $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$.

Übersicht über die Messgrößen und ihre Maßeinheiten

Messgröße	Symbol	Einheit
Masse	m	g (kg)
Volumen	V	l
Dichte	ρ	g/ml
Stoffmenge ^{a)}	n	mol
molare Masse ^{b)}	M	g/mol
Konzentration = Molarität	c	mol/l
Energie	E	J = kg·m ² /s ²
Energie (früher, aber noch gebräuchlich)	E	Kalorie, 1 cal entspricht 1.484 J
Energie (im atomaren Bereich)	E	1 eV entspricht 1.6·10 ⁻¹⁹ J
Reaktions-Enthalpie	ΔH	kJ/mol
(absolute) Temperatur	T	K
Reaktions-Entropie	ΔS	kJ/mol·K
Druck	P	Pa = N/m ²
Druck (früher, aber noch gebräuchlich)	Bar	1 bar = 10 ⁵ Pa
Ladung	C	Coulomb

Die Gasgesetze: Spezialfälle der allgemeinen Gasgleichung (Oberstufe)

Es gibt verschiedene Spezialfälle des allgemeinen Gasgesetzes, welche einen Zusammenhang zwischen zwei Größen herstellen, während alle anderen Größen konstant gehalten werden. Erklärt und nicht nur empirisch abgeleitet werden diese Zusammenhänge zwischen den Zustandsgrößen eines Gases durch dessen Teilchencharakter, also durch die kinetische Gastheorie.

a) Gesetz von Boyle-Mariotte

Unabhängig voneinander haben der irische Physiker Iren Robert Boyle (1662) und der Franzose Edme Mariotte (1676) dieses Gesetz formuliert.

Dieses Gesetz sagt aus, dass der Druck idealer Gase bei gleichbleibender Temperatur und gleichbleibender Stoffmenge umgekehrt proportional zum Volumen ist.

Würde man also den Druck auf eine bestimmte vorher festgelegt Menge Gas erhöhen, wird das Volumen entsprechend verkleinert. Umgekehrt sorgt eine Verringerung des Drucks für eine Ausdehnung des Gases, also eine Vergrößerung des Volumens.

Für $T = \text{konstant}$ sowie $n = \text{konstant}$ gilt:

$$p \sim \frac{1}{V} \quad \Rightarrow \quad p \cdot V = \text{konstant} \quad \Rightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

b) Gesetz von Gay-Lussac

Jacques Charles (1787) und Joseph Louis Gay-Lussac (1802) beschrieben in diesem Gesetz, dass das Volumen idealer Gase bei gleichbleibendem Druck und gleichbleibender Stoffmenge direkt proportional zur Temperatur ist.

Somit dehnt sich ein Gas bei einer Erhöhung der Temperatur aus und verringert sein Volumen bei Abkühlung. Dieser Zusammenhang wurde erkannt.

Für $p = \text{const}$ und $n = \text{konstant}$ gilt:

$$T \sim V \quad \Rightarrow \quad \frac{V}{T} = \text{konstant} \quad \Rightarrow \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Gasgesetz>

https://de.wikipedia.org/wiki/Universelle_Gaskonstante

c) Das allgemeine Gasgesetz

Fasst man die bisherigen Gasgesetze in einer Gleichung zusammen, so erhält man die thermische Zustandsgleichung idealer Gase, welche auch allgemeines Gasgesetz bezeichnet wird. Obwohl es sich bei diesem Gesetz nur um eine Näherung handelt, sind die Ergebnisse doch sehr präzise!

Aus dieser allgemeinen Gasgleichung sagt somit auch aus, dass die „Innere Energie“ eines Idealen Gases unabhängig von Druck und Volumen ist und somit nur von der Temperatur abhängt! (Also aus der kinetischen Energie der Eigen- und Wärmebewegung der Moleküle!)

Extensive Form des allgemeinen Gasgesetzes:

$$p \cdot V = n \cdot R_m \cdot T$$

Intensive Form des allgemeinen Gasgesetzes:

$$p \cdot V_M = R_m \cdot T$$

R_m - universelle oder molare Gaskonstante = 8,314472 J / (mol · K)

V_M - molares Volumen

n - Stoffmenge

Die Arrheniusgleichung (Oberstufe)

Die Arrhenius-Gleichung wurde von dem finnischen Physiker Svante Arrhenius aufgestellt. Sie beschreibt die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeitskonstante k von der Temperatur.

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_A}{R \cdot T}\right)}$$

A = präexponentieller Faktor (bzw. Frequenzfaktor), welcher nach der Stoßtheorie dem Produkt aus der Stoßzahl Z und dem Orientierungsfaktor P entspricht.

E_A = Aktivierungsenergie in [J/mol]

e = 2,718281828459... (Eulersche Zahl)

R = 8,314 J/(K mol) (allgemeine Gaskonstante)

T = absolute Temperatur [K]

k = Reaktionsgeschwindigkeitskonstante

Eine wesentliche Aussage dieser Gleichung, die auch durch die RGT-Regel bestätigt wird, ist, dass die Reaktionsgeschwindigkeit mit ansteigender Temperatur zunimmt.

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Gasgesetz>

https://de.wikipedia.org/wiki/Universelle_Gaskonstante

- Auch diese Gleichung ist nicht 100%ig exakt (vor allem, weil A minimal temperaturabhängig ist). Sie ist aber eine sehr gute Näherung!
- Herleitung: <https://www.sbgym.lb.schule-bw.de/unterricht/faecher/ch/K/k.htm>

$$\Delta G^0 = - R \cdot T \cdot \ln K$$

$$R = 0,00831 \text{ KJ/mol} \cdot \text{K}$$

Der Faktor 2,3 ergibt sich bei der Umrechnung der Logarithmen zur Basis e auf 10er-Logarithmen.

Weitere Aufgaben:

Viele weitere Aufgaben findest Du in den Kapiteln der Oberstufe. Vor allem in den Kapiteln zum chemischen Gleichgewicht, zum Löslichkeitsgleichgewicht und zur Säure-Base Chemie.